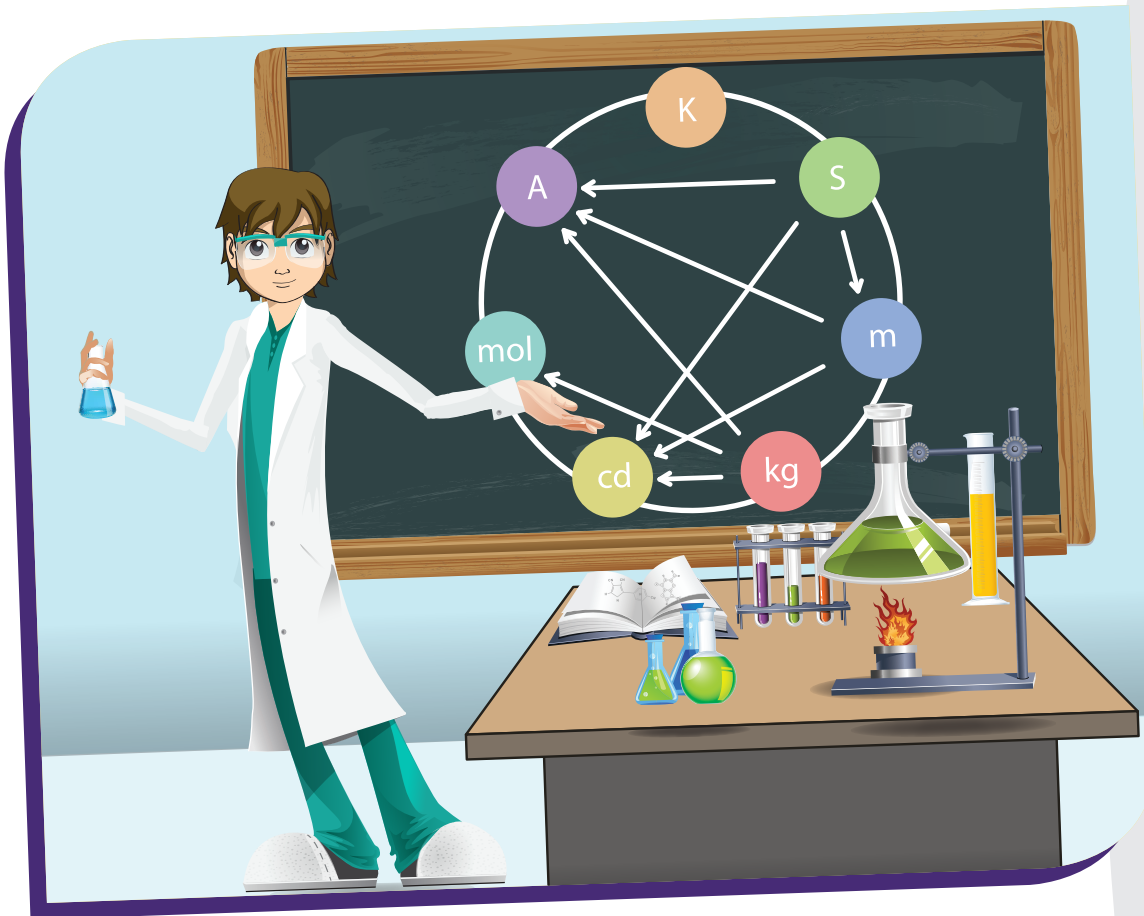


# Unidad

# 4



Los procesos físicos y químicos  
a través de la experimentación

## Estándares

- Explico condiciones de cambio y conservación en diversos sistemas, teniendo en cuenta la transferencia y transformación de la energía y su interacción con la materia.
- Identifico aplicaciones comerciales e industriales de la transferencia de energía y su interacción con la materia.

## Competencia

- Interpreto y propongo explicaciones a procesos físicos y químicos a través de la experimentación y el lenguaje.

matemático para entender las implicaciones en la atmósfera y el suelo.

### Competencia ciudadana

#### CONVIVENCIA Y PAZ:

Construyo, celebro, mantengo y reparo acuerdos entre grupos.

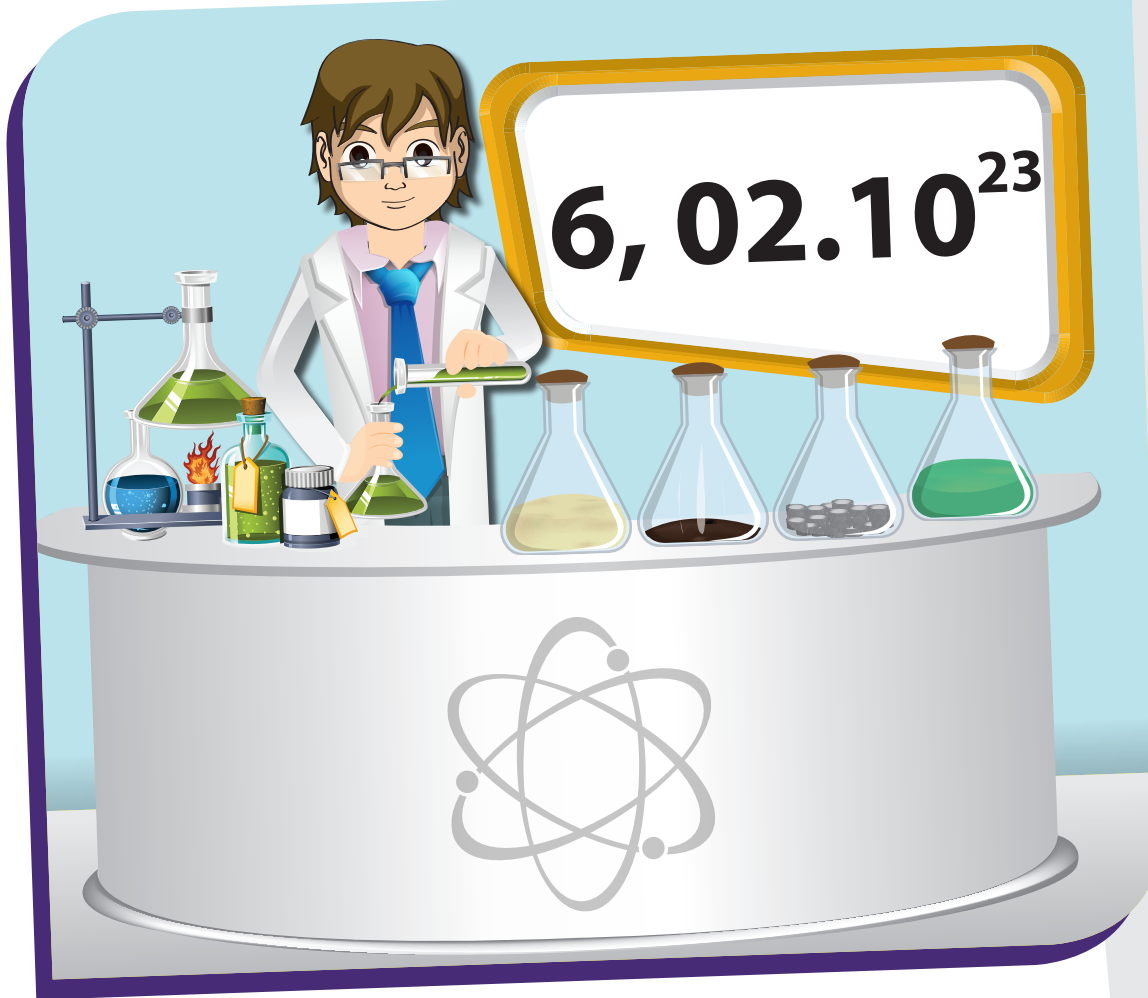
#### ¿CUÁLES SERÁN MIS APRENDIZAJES DURANTE ESTA UNIDAD?

Esta unidad es diversa en cuanto a sus temáticas y nos permitirá conocer algunos aspectos fundamentales de la química, la biología y la relación entre ambas.

Durante el desarrollo de esta aprenderemos que los sistemas químicos y biológicos presentan condiciones indispensables para la transformación de la materia, durante la cual se libera energía que permite la diversidad de la vida y el aprovechamiento que el hombre hace de ella para aplicaciones industriales.

Vamos a aprender cómo se aprovechan y reciclan los nutrientes del suelo y cómo el ser humano afecta el orden natural del ambiente causando problemas ambientales.

# Guía 1



El mol como expresión de la  
cantidad de materia

## Indicadores de Desempeño:

### Conceptuales:

- Comprende el concepto de mol como una unidad que expresa la cantidad de materia manifestada en átomos, moléculas, iones, entre otros.
- Aplica el concepto de mol en la solución de problemas.

### Procedimental:

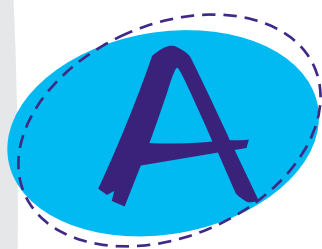
- Interpreta los resultados de situaciones experimentales sobre la densidad de diferentes materiales.

## Actitudinal:

- Reconoce las diferentes explicaciones construidas por el hombre para comprender las diversas transformaciones de la materia.

## ¿CUÁLES SERÁN MIS APRENDIZAJES EN ESTA GUÍA?

En esta guía analizaremos cómo en los procesos de laboratorio e industria se trabaja con sustancias concretas que contienen grandes cantidades de átomos y requieren de numerosos cálculos que deben ser simplificados y para ello los científicos utilizan una unidad con que se mide la cantidad de materia llamada mol.



## Vivencia

### TRABAJO EN EQUIPO

En nuestra vida cotidiana usamos la noción de cantidad, pero a nivel molecular no lo hacemos; esto es importante porque nos permite utilizar adecuadamente las cantidades de materia con las que se aborda la química.

1. Para el siguiente ejercicio se necesita dar rienda suelta a la imaginación y procurar una sana y respetuosa competencia entre las parejas de trabajo:
  - a. Nos reunimos por parejas y realizamos el siguiente ejercicio: Cada estudiante dice el nombre de un objeto cualquiera que sea grande, posteriormente, el compañero dice el nombre de otro objeto que sea más grande que el anterior, así hasta lograr los nombres de 20 objetos, uno más grande que el otro.
  - b. Realizamos el mismo ejercicio indicado en el punto anterior, pero esta vez, al contrario; es decir, decimos el nombre de un objeto pequeño y el compañero debe responder con el nombre de otro objeto pero esta vez más pequeño, así sucesivamente hasta encontrar los nombres de 20 objetos pequeños.
  - c. En nuestros cuadernos construimos dos listas, una para los objetos grandes y otra para los objetos pequeños.

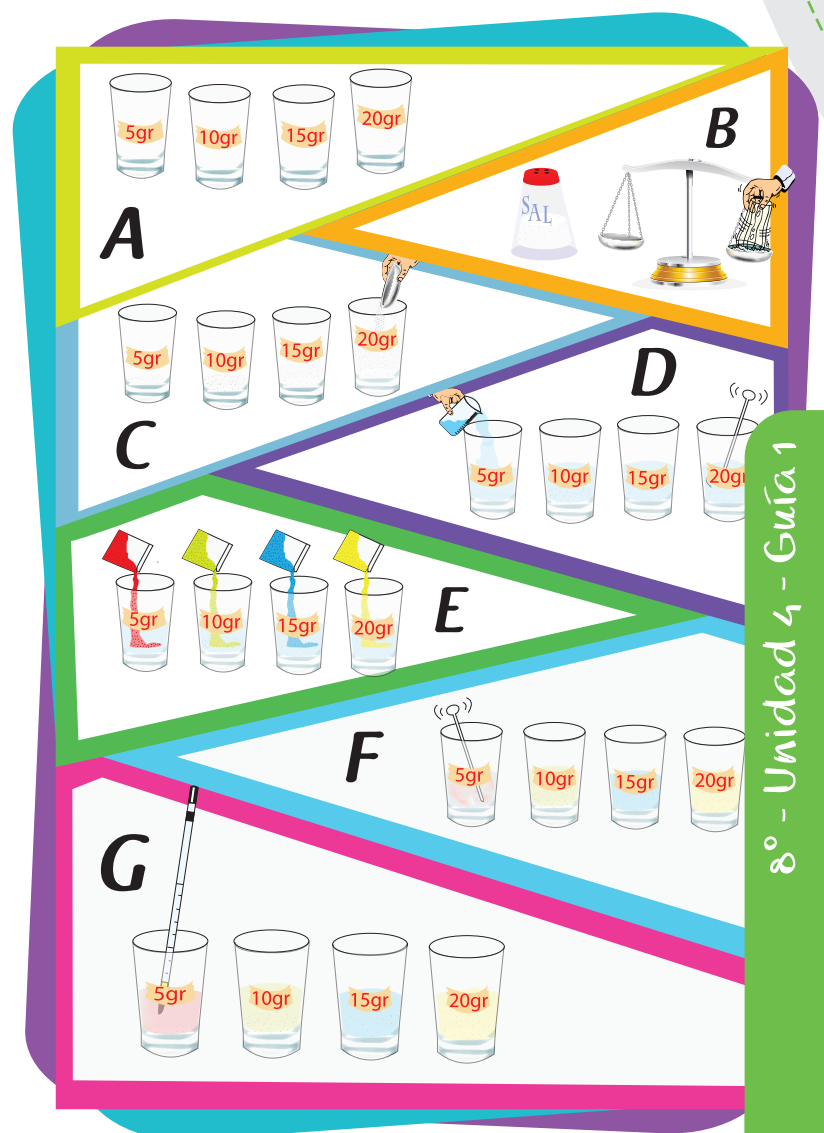
<sup>1</sup> Actividad tomada y adaptada de: Lalinde, A. F. (2012). Enseñanza del concepto de Mol a través de estrategias didácticas en el grado décimo de la Institución Educativa San Lorenzo de Aburrá. Tesis de grado para optar al título de Maestría en enseñanza de las Ciencias exactas y naturales; Medellín, Colombia.

- d. Teniendo en cuenta lo anterior escribimos en nuestros cuadernos si es posible encontrar otro objeto más grande o más pequeño que los hallados en las listas respectivas y escribimos los nombres.
2. En compañía del profesor nos dirigimos al laboratorio, al CRA (centro de recursos de aprendizaje) o a un lugar seguro y en cada sitio de trabajo reunimos los siguientes materiales:
- Sal.
  - 4 vasos desechables transparentes o vasos de cristal.
  - Colorantes de distintos colores (4 colores).
  - Pitillo transparente o pipeta de 10 ml.
  - Balanza.
  - Cinta de enmascarar.
  - Lápiz rojo o de otro color.
  - Agitador de vidrio.
  - Agua.

2 Tomado y adaptado de: Gutiérrez, I. Informe de experimento de densidad. [En línea]. Recuperado de <http://www.monografias.com/trabajos91/informe-experimento-densidad/informe-experimento-densidad.shtml>

3. Con los elementos anteriores realizamos el siguiente procedimiento :

- a. Colocamos un trozo de cinta de enmascarar en cada vaso y los marcamos con el lápiz de color rojo de la siguiente manera: 5gr, 10gr, 15gr y 20gr de sal.
- b. Pesamos en la balanza las siguientes cantidades de sal: 5gr, 10gr, 15gr y 20 gr.
- c. Agregamos la cantidad de sal pesada a los vasos marcados previamente.
- d. Agregamos agua hasta la mitad de los vasos y agitamos con el agitador de vidrio hasta disolver la sal.
- e. Enseguida agregamos a cada vaso el colorante, teniendo la precaución de usar un color por vaso.
- f. Mezclamos el colorante en cada vaso con el agitador de vidrio.
- g. Introducimos el pitillo o pipeta en cada vaso y dejamos que ascienda el líquido de cada uno, iniciamos



por el vaso marcado con 20 gr de sal, seguimos con el de 15 gr, luego con el de 10 gr, hasta terminar con el de 5 gr.

4. Teniendo en cuenta la actividad anterior, realizamos las siguientes actividades:
  - a. En nuestros cuadernos dibujamos el resultado obtenido en el pitillo o pipeta, poniendo especial atención al orden de los colores.
  - b. Explicamos en nuestros cuadernos por qué los contenidos de los vasos no se mezclan dentro del pitillo o pipeta.

## TRABAJO INDIVIDUAL

5. Imagino que estoy sentado en la playa y realizo dibujos sobre la arena. Escribo en mi cuaderno si será posible contar la cantidad de granos de arena que se encuentran en la playa.

6. Imagino o invento un procedimiento para contar los granos de arena de la playa.

7. Analizo las siguientes situaciones:

- a. Para mantener una buena salud, los médicos recomiendan tomar entre 1,5 y 2 litros de agua al día.

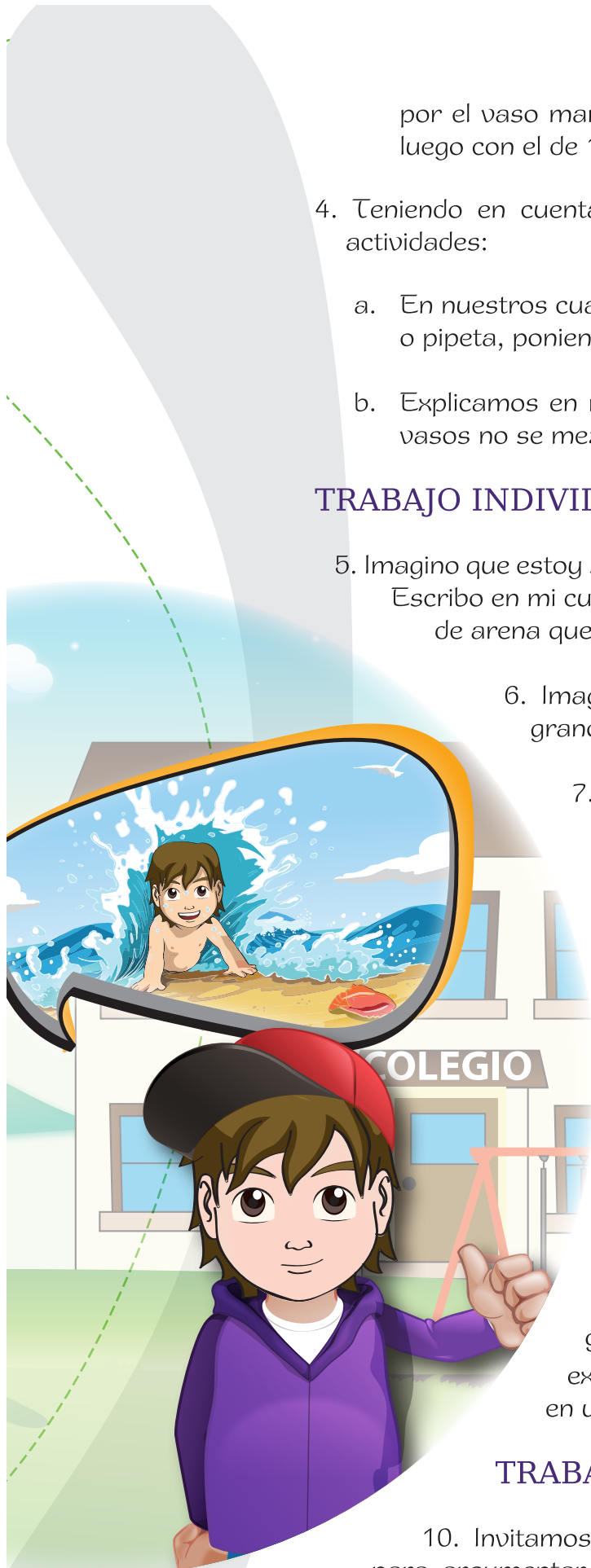
- b. Cada vez que una persona entra al sanitario y descarga la perilla se eliminan aproximadamente 3 litros de agua.

8. Teniendo en cuenta lo anterior, explico en mi cuaderno si considero que para ambas situaciones la cantidad de moléculas de agua presentes en los volúmenes descritos (1.5, 2 y 3 litros respectivamente) es la misma o varía en cada volumen.

9. Considero si existe una manera de saber con exactitud la cantidad de moléculas de  $\text{CO}_2$  presentes en un litro de Coca-Cola.

## TRABAJO CON EL PROFESOR

10. Invitamos a nuestro profesor a dirigir una mesa redonda para argumentar nuestras explicaciones y complementarlas, si es necesario.



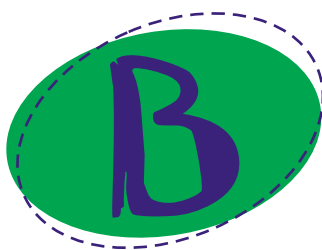
¡Recordemos un poco antes de comenzar!

Una molécula es un conjunto de átomos iguales o diferentes, unidos por enlaces químicos. Constituyen la mínima parte de una sustancia y pueden separarse sin ser alteradas sus propiedades.

Un átomo es la unidad de materia más pequeña que mantiene su identidad o sus propiedades.

Los elementos son sustancias que están conformadas por la misma clase de átomos, por ejemplo el hidrógeno (H) y el oxígeno (O).

Un compuesto está formado por la unión de átomos de diferentes elementos, por ejemplo: Cloruro de Sodio (NaCl) y agua (H<sub>2</sub>O).



## Fundamentación Científica

### TRABAJO EN EQUIPO

1. Al interior del equipo seleccionamos a un compañero que realice la lectura del siguiente texto y en nuestros cuadernos elaboramos un esquema o mapa conceptual que sintetice las ideas centrales.

Solicitamos la presencia del profesor en los momentos en que la lectura nos genere inquietudes o necesitemos compartir nuestras ideas:

**El mol: Un concepto de suma importancia en la ciencia**

Al ir a la tienda a comprar huevos podemos solicitar una docena de los mismos, o simplemente media docena y todo sin temor a equivocarnos; sabemos cuántos nos deben entregar, pero qué sucede cuando en el laboratorio o en la industria

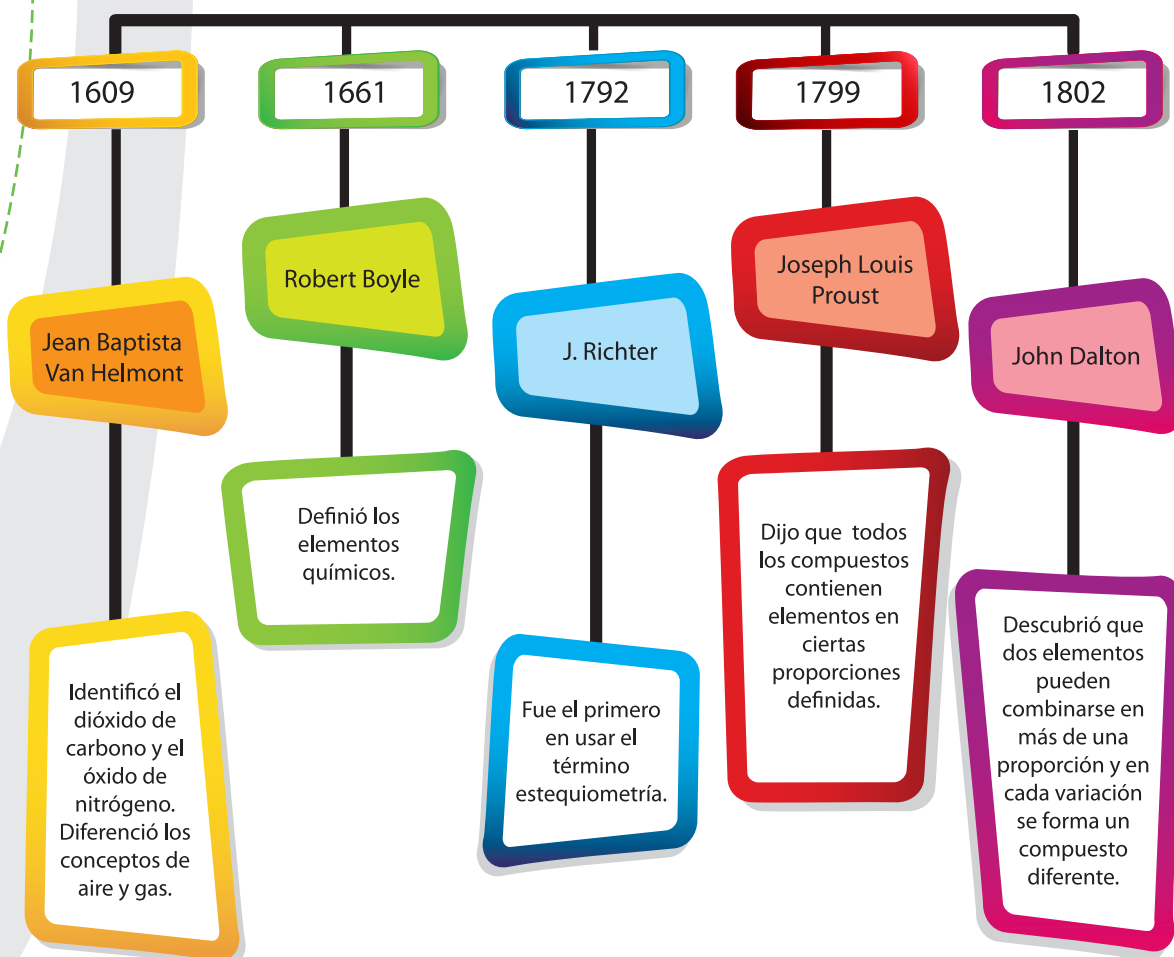
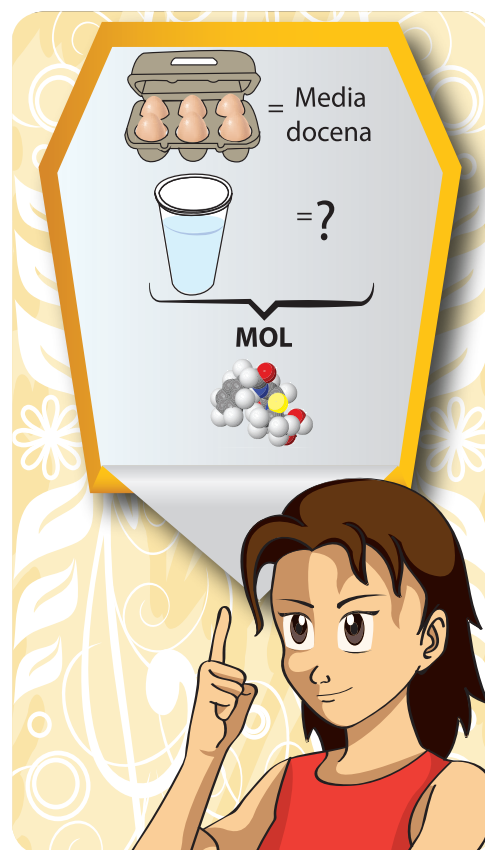
las personas deben trabajar con sustancias concretas como átomos o moléculas; por ejemplo, cuántas moléculas de agua están presentes en un vaso que contiene este líquido.

Estas inquietudes y muchas otras dieron origen a la necesidad de buscar una unidad que indicara la cantidad de materia presente en las sustancias concretas como el agua, la atmósfera, entre otras; esa unidad es el mol.

**Antes de continuar... ¿Cómo surgió el concepto de mol?**

El mol es una unidad de medida y como todos los conceptos científicos tiene una razón de ser y una historia que manifiesta su importancia en la química. La cuantificación de la materia fue necesaria desde la antigüedad; sin embargo, adquirió una gran importancia en la época de Galileo.

A continuación se estudiarán los hechos más importantes que dieron pie a la cuantificación de la materia y al concepto de mol:





Por último, Amadeo Avogadro (1776- 1856), quien unificó los criterios de Dalton y Gay- Lussac, en su razonamiento plantea que las partículas de diferentes gases están formadas por átomos simples y las combinaciones de éstos están igualmente separadas, consecuentemente números iguales de partículas de un gas a una temperatura dada ocuparán siempre volúmenes iguales, independientemente del gas que se considere; esta conclusión es conocida como la “hipótesis de Avogadro” (establece que a igual temperatura y presión, volúmenes iguales de gases contienen el mismo número de moléculas), lo que hace posible la distinción entre átomos y moléculas, necesaria para el avance de la química y su aplicación en la industria.

Hacia 1859, Cannizaro, con base en los descubrimientos de la época calcula algunos pesos atómicos y moleculares. Pasaron algunos cuantos años, y en 1865 Loschmidt encontró una constante referida al número de moléculas presentes en un centímetro cúbico de un gas en condiciones estándar; el término MOL es introducido por Wilhelm Ostwald en 1886, para significar un montón de materia expresada en átomos, moléculas, iones, partículas subatómicas, entre otras. Este valor se relaciona con el número de Avogadro ( $N = 6,023 \times 10^{23}$ ), por lo cual decimos que un mol de átomos, de moléculas, de iones, o un mol de cualquier partícula elemental, es equivalente al número de Avogadro.



Figura 1. Numero de Avogadro.

Aunque la idea de relacionar el concepto de mol con el número de Avogadro parece simple, pasaron unos cuantos años para que fuera aceptada y comenzada a usar, fue necesario que en el año 1922, Max Trautz lograra definir algunos pesos atómicos con respecto a 16 gr de oxígeno, por lo cual parece necesario definir al mol como un número estándar de partículas

en relación a los 16 gr de oxígeno, conectándolo también con el número de Avogadro, de la siguiente manera : “En un mol de cualquier material dado siempre habrá contenido el mismo número de partículas”<sup>3</sup>, expresado en otras palabras un mol de X sustancia es igual a  $6,023 \times 10^{23}$ .

Todo este recorrido histórico fue indispensable para aceptar el MOL como la unidad del sistema internacional, utilizada para expresar la cantidad de sustancia, la cual contiene tantas partículas elementales como átomos de carbono hay en 0,012 Kg de carbono 12. Ahora, por relación entre el mol y el número de Avogadro, este último puede expresarse como  $N =$  Número de unidad de un mol.

La aplicación de este concepto y su magnitud simplificó la medición de las masas de las sustancias, porque es casi imposible contar el número de partículas presentes en una sustancia, cualquiera que sea: Átomos, moléculas o iones de la misma, y por ello se relaciona la masa con el mol. La cantidad de átomos que hay en un mol es tan grande que se puede medir su masa en una balanza; no podemos medir la masa individual de cada átomo pero sí la masa representativa de átomos

<sup>3</sup> Idem.

y compararla con la de otro número igual de un átomo distinto, por ejemplo<sup>4</sup> :

$$6,023 \times 10^{23} \text{ átomos} = 1 \text{ mol de átomos.}$$

Entonces:

$$6,023 \times 10^{23} \text{ átomos de Cu} = 1 \text{ mol de átomos de Cu.}$$

$$6,023 \times 10^{23} \text{ átomos de H} = 1 \text{ mol de átomos de H.}$$

$$6,023 \times 10^{23} \text{ átomos de Fe} = 1 \text{ mol de átomos de Fe.}$$

Estas mismas relaciones se pueden efectuar para las moléculas como puede ser:  $\text{HN}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , obteniéndose las siguientes igualdades<sup>5</sup> :

$$6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas} = 1 \text{ mol de moléculas.}$$

Entonces:

$$6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas de NH}_3 = 1 \text{ mol de moléculas de NH}_3.$$

$$6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{O} = 1 \text{ mol de moléculas de H}_2\text{O.}$$

$$6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas de Al}_2\text{O}_3 = 1 \text{ mol de moléculas de Al}_2\text{O}_3.$$

Ahora bien, para conocer cuántos moles hay de un átomo o molécula de una determinada cantidad de materia es necesario saber cuántos gramos hay de dicha materia y conocer su peso atómico o molecular.

Usando la siguiente igualdad:

**Mol = Gramos del átomo o molécula/Peso atómico o Peso Molecular.**

Para comprender mejor el significado y utilidad de esta igualdad, tomemos como ejemplo los casos que aparecen a continuación y que son usados por científicos o por aquellos que en la industria deben utilizar sustancias químicas, las cuales deben ser pesadas para lograr un buen rendimiento y calidad en sus productos<sup>6</sup> :

$$1. 1 \text{ Mol X} = 40\text{grX}$$

Entonces:

$$2,21 \text{ MolX} \times 40\text{grX}/1 \text{ Mol X}$$

Como MolX arriba es igual que la expresión de abajo se pueden cancelar y queda:  
 $2,21 \times 40\text{g} = 88,4\text{g.}$

$$2. \text{H}_2\text{O} = 100\text{gr} \quad \text{PM}_{\text{H}_2\text{O}} = 18\text{gr}$$

$$\text{Mol} = 100\text{gr}/18\text{gr.}$$

Se cancelan los gramos y la respuesta es 5,5 moles.

El concepto de mol en química es central, porque:

- En una reacción química, los reactivos reaccionan en una proporción dada de número de moles (relación estequiométrica).

<sup>4</sup> Profesorenlinea.  
cl. Concepto de mol.  
[En línea]. Recuperado  
de [http://www.  
profesorenlinea.  
cl/Quimica/Mol\\_  
Avogadro.html](http://www.profesorenlinea.cl/Quimica/Mol_Avogadro.html).

<sup>5</sup> Idem.

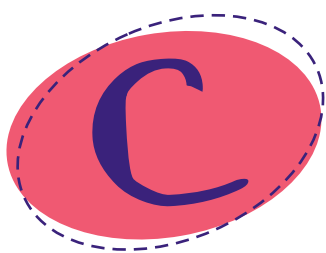
<sup>6</sup> Idem.

- b. Para determinar la fórmula química de una sustancia, se relacionan las masas de los elementos que la componen con la cantidad de moles de átomos de cada elemento.
- c. Como está presente en una unidad de concentración cuando se preparan soluciones, por ejemplo, una solución de HCl 1M (M: molar) contiene 1 mol de moléculas de HCl en 1 L de solución.

**Nota:** En la siguiente guía continuaremos con el estudio de los elementos químicos presentes en la atmósfera, su relación con el estudio de la materia y la necesidad de la comprensión del concepto de mol para mejorar su interpretación y análisis.

## TRABAJO CON EL PROFESOR

2. Convocamos a nuestro profesor al equipo de trabajo para que resuelva nuestras inquietudes y amplíe el tema, si lo considera necesario. Además le socializamos el esquema o mapa conceptual, producto de la lectura anterior.



## Ejercitación

## TRABAJO INDIVIDUAL

Teniendo en cuenta las comprensiones generadas durante la fundamentación científica, realizo en mi cuaderno las siguientes actividades:

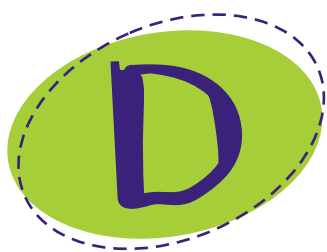
1. Trazo una línea de tiempo usando las fechas y los acontecimientos científicos que fueron necesarios para construir el concepto de mol.
2. Ordeno adecuadamente las siguientes palabras para hallar la definición de mol:  
Aquella cantidad....contiene....cualquier sustancia es....  
de...de Avogadro....el número....partículas....que...un mol de....
3. Escribo dentro del paréntesis la palabra más, menos o igual según corresponda:
  - a. 1 mol de  $N_2$  tiene ( ) número de moléculas/átomo que 1 mol de  $H_2O$ .



- b. 1 mol de  $\text{Cl}_2$  tiene ( ) número de moléculas/ átomo que 1 mol de Fe.
- c. 1 mol de Hg tiene ( ) número de moléculas/átomo que 1 mol de  $\text{CO}_2$ .
4. Clasifico las siguientes afirmaciones en mi cuaderno como verdaderas o falsas, si la oración es falsa, cambio la(s) palabra(s) subrayada(s) para que sea verdadera y si es verdadera se ratifica la oración como está planteada:
- a. Cuando hablamos de mol nos referimos a una cantidad de huevos o manzanas presentes en la tienda.
- b. El número de Avogadro fue introducido en el año 1811 por el químico y físico italiano Joseph Louis Gay-Lussac y llamado así en honor a Amadeo Avogadro.
- c. Josef Loschmidt (1821-1895) fue el primero que calculó el número de moléculas en 1 cm<sup>3</sup> de gas ( $2,6 \times 10^{19}$ ).
- d. El cambio de la temperatura y presión afecta proporcionalmente la densidad de una sustancia.
5. Resuelvo el siguiente problema: “Si cada persona que habita el planeta contara 2 partículas por segundo, ¿cuánto tiempo tardarían en contar el Número de Avogadro?”

## TRABAJO CON EL PROFESOR

6. Con el propósito de intercambiar mis conocimientos y generar discusiones en torno al tema del mol, socializo con mis compañeros y en compañía del profesor el trabajo realizado hasta el momento.



## Aplicación

### TRABAJO INDIVIDUAL

Usando las comprensiones alcanzadas en la fundamentación científica y la ejercitación, realizo en mi cuaderno las siguientes actividades:

1. Resuelvo la siguiente pregunta: Si el concepto de mol es relativamente reciente, ¿cómo imagino que los primeros químicos calculaban los pesos de las sustancias con las cuales debían trabajar en su laboratorio?
  2. Leo con atención el siguiente párrafo y resuelvo las preguntas en mi cuaderno:  
 “En las experiencias ordinarias de laboratorio el químico no utiliza cantidades de sustancia del orden del átomo o de la molécula, sino otras muy superiores, del orden de gramos normalmente. Es, pues, mucho más útil introducir un nuevo concepto: Una unidad que, siendo múltiplo de la masa de un átomo o de una molécula, represente cantidades de materia que sean ya manejables en un laboratorio, esto es el mol”.
- a. ¿Por qué si un químico trabaja con materia representada por átomos o moléculas no procede a pesar los átomos o moléculas para sus cálculos matemáticos?
  - b. Siendo el mol una magnitud que representa la cantidad de materia de una sustancia, ¿por qué los científicos no usan unidades más conocidas como la docena o la media docena de átomos?
  - c. Si voy a la carnicería a solicitar un kilo de carne que está compuesta de proteínas, que son a su vez biomoléculas, ¿estoy obteniendo en realidad un mol de carne? Argumento la respuesta.
  - d. Si el hombre nuevamente va a la Luna y analizando la tierra lunar encuentra indicios de un nuevo elemento químico, ¿los astronautas deben traer a la tierra un gramo, un kilogramo o un mol de suelo para analizar y comprobar la presencia del nuevo elemento químico? Justifico la respuesta.



3. Analizo el siguiente texto y resuelvo la pregunta :

Considero un grano de sal, una partícula lo suficientemente grande como para poder detectarla sin la ayuda de un microscopio. En este grano de sal hay alrededor de  $1 \times 10^{16}$  millones de átomos de cloro y sodio.

- a. De acuerdo con lo que dice el texto, ¿cuántos átomos de cloro y sodio hay en un grano de sal? Se debe usar el número de Avogadro.

4. Resuelvo los siguientes ejercicios en mi cuaderno:

Las masas atómicas del Calcio (Ca), del Mercurio (Hg) y del Neón (Ne) son respectivamente 40 uma, 201 uma y 20 uma, (el uma es la unidad de masa atómica y es igual a  $1.66 \times 10^{-24}$  g).

- a. ¿Cuánto pesarán 100 átomos de cada uno de ellos?:
- Ca
  - Hg
  - Ne
- b. ¿Pesarán igual  $6 \times 10^{23}$  átomos de Cromo (Cr) que de Platino (Pt)? ¿Por qué?

## TRABAJO EN EQUIPO

Establecemos mesas de trabajo, acordamos previamente las reglas de convivencia para realizar la actividad y resolvemos los siguientes ejercicios.

5. Calculamos la masa de:

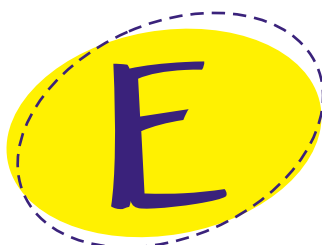
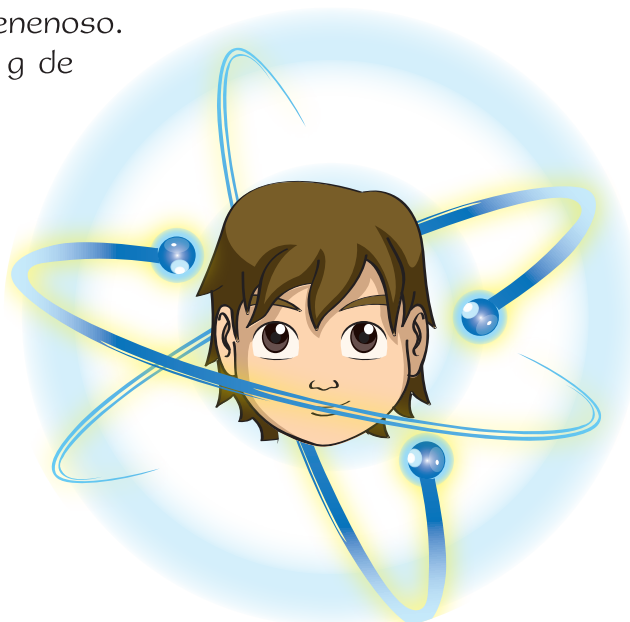
- a. Un mol de azufre.
- b. Un mol de hierro.
- c. Un mol de hidrógeno.
- d. ¿Cuántos moles serán 27 g de hidróxido de sodio (NaOH)?
- e. Clasificamos de mayor a menor, por el número de partículas, las siguientes cantidades:
- 10 g de carbonato de calcio.
  - 0.5 moles de cloruro de sodio.
  - 28 g de hidróxido de calcio.
  - 0,05 moles de ácido nítrico.

6. El cianuro de hidrógeno, HCN, es un líquido incoloro volátil, con el olor de ciertas semillas duras de frutas (por ejemplo de durazno y cereza).

El compuesto es sumamente venenoso.  
¿Cuántas moléculas hay en 0,56 g de HCN, la dosis tóxica promedio?

## TRABAJO CON EL PROFESOR

7. Con el propósito de intercambiar mis conocimientos y generar discusiones en torno al tema concepto de mol, socializo con mis compañeros y en compañía del profesor el trabajo realizado hasta el momento.



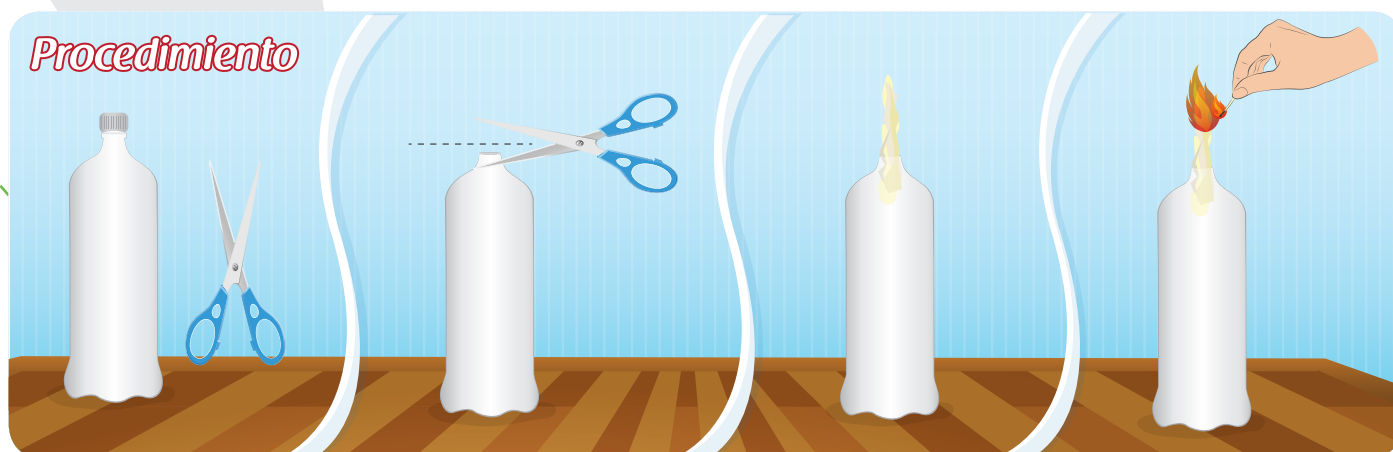
## Complementación

### TRABAJO EN EQUIPO

1. Establecemos mesas de trabajo y nos dirigimos a la sala virtual y desarrollamos la actividad sobre el concepto de mol presente en la siguiente dirección web [www.lamanzanadenewton.com/materiales/quimica/lmn\\_qui\\_fch11.html](http://www.lamanzanadenewton.com/materiales/quimica/lmn_qui_fch11.html).
2. Desarrollamos los procedimientos matemáticos necesarios para obtener las respuestas de la actividad anterior en nuestros cuadernos.
3. Visitamos la siguiente dirección web [http://www.educaplus.org/gases/con\\_cantgas.htm](http://www.educaplus.org/gases/con_cantgas.htm) y realizamos la práctica de laboratorio virtual que aparece en ella sobre “cantidad de gas”.
4. Anotamos y desarrollamos en nuestro cuaderno cada actividad que se debe realizar en la página web.
5. Usamos la siguiente dirección web <http://www.iesaguilarycano.com/dpto/fyq/densidad/densidad.htm> y realizamos las 7 actividades sobre densidad que aparecen en ella y escribimos en nuestros cuadernos el resultado de cada una de ellas.
6. En compañía del profesor nos dirigimos al laboratorio de la institución o al CRA (centro de recursos de aprendizaje) y en cada sitio de trabajo reunimos los siguientes materiales:

- Botella plástica de cualquier volumen con tapa.
- Trozo de papel.
- Tijeras.
- Fósforos.

7. Con los elementos anteriores realizamos el siguiente procedimiento<sup>9</sup> :



- Realizamos un orificio con las tijeras en la parte superior de la botella.
  - Tomamos un trozo de papel y lo enrollamos de manera que quede alargado.
  - Colocamos el trozo de papel enrollado en el orificio hecho a la botella.
  - Encendemos el papel enrollado con los fósforos.
- Anotamos en nuestro cuaderno las observaciones obtenidas en el experimento y construimos en conjunto algunas explicaciones que nos permitan dar respuesta a las mismas.
  - Cuando quemamos algo, observamos que el humo asciende, es decir, sube, ¿por qué en el experimento se da todo lo contrario y el humo desciende?

### TRABAJO CON EL PROFESOR

- Invitamos a nuestro profesor a dirigir una plenaria para explicar nuestros procedimientos o conclusiones y complementarlas, si es necesario.



## Evaluación por competencias

A continuación me proponen resolver un conjunto de preguntas o realizar algunas actividades, que tienen como propósito identificar aquellos aspectos que muestran mis fortalezas y aquellos en los que debo reforzar, posterior al estudio de la temática propuesta en la guía.

### Preguntas de selección múltiple con única respuesta

Las preguntas de este tipo constan de un enunciado y de cuatro opciones de respuesta, entre las cuales debo escoger la que considere correcta y escribirla en mi cuaderno.

1. Dos moles de oxígeno (el oxígeno tiene  $1,204 \times 10^{24}$  moléculas), ¿cuántos átomos tendrán dos moles de mercurio (Hg)?:

- A.  $1,204 \times 10^{24}$  átomos de Hg.
- B.  $6,022 \times 10^{23}$  átomos de Hg.
- C.  $2,408 \times 10^{23}$  átomos de Hg.
- D.  $3,011 \times 10^{23}$  átomos de Hg.

1

2. La utilidad del número o constante de Avogadro radica:

- A. En la necesidad de partículas o entidades microscópicas a partir de medidas macroscópicas como la masa.
- B. En la necesidad de pesar cada átomo, ión o molécula para obtener una correcta medición de la masa.
- C. En la determinación de las densidades de cualquier material nuevo.
- D. En la medición del tamaño de los átomos de nuevos elementos químicos encontrados en la naturaleza.

2



$$N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$$

3. El Número de Avogadro permite equivalencia o relación con:

- A. La densidad y la temperatura.
- B. La longitud y la masa.
- C. La presión y la longitud.
- D. El gramo y la unidad de masa atómica.

4

Elemento	Masa atómica	Masa muestra	Contiene
Aluminio (Al)	26,98	26,98	$6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de aluminio o un mol de átomos de aluminio.
Hierro (Fe)	55,85	55,85	$6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de hierro o un mol de átomos de hierro.
Oro (Au)	196,97	196,97	$6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de oro o un mol de átomos de oro.

4. De la anterior tabla puedo concluir la masa en gramos de un mol de átomos de un elemento:

- A. La masa en gramos de un mol de átomos de un elemento es numéricamente igual al peso atómico, en unidades de masa atómica de dicho elemento.
- B. La masa en gramos de un mol de átomos de un elemento es numéricamente menor al peso atómico, en unidades de masa atómica de dicho elemento.
- C. La masa en gramos de un mol de átomos de un elemento es numéricamente mayor al peso atómico, en unidades de masa atómica de dicho elemento.
- D. La masa en gramos de un mol de átomos de un elemento no tiene relación numérica con la unidad de masa atómica de un elemento.

5

## EJERCICIO MATEMATICO DE APLICACION

5. Realizo el siguiente ejercicio matemático y anoto en mi cuaderno el resultado y los procedimientos realizados para obtener la respuesta:
- La sacarosa es el nombre químico del azúcar de mesa, cuya fórmula es  $C_{12}H_{22}O_{11}$ :
    - a. Calculo la masa molar molecular de la sacarosa.
    - b. ¿Qué cantidad química de sacarosa hay en una cucharada de 5,0 g?
    - c. ¿Cuántas moléculas de azúcar habrá en 1,00 Kg de azúcar?
    - d. ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en una cucharada de azúcar?  
¿Y de carbono? ¿Y de oxígeno?

## Glosario

- **Magnitud:** Es toda propiedad de los cuerpos que se puede medir. Por ejemplo: Temperatura, velocidad, masa, peso, etc.
- **Peso atómico:** También llamado Masa Atómica Relativa (símbolo: Ar). Es una cantidad física adimensional definida como la suma de la cantidad de las masas promedio de los átomos de un elemento (de un origen dado) expresados en Unidad de Masa Atómica o U.M.A. (es decir, a 1/12 de la masa de un átomo de carbono 12).

El concepto se utiliza generalmente sin mayor calificación para referirse al peso atómico estándar, que a intervalos regulares publica la International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC). Se pretende que sean aplicables a materiales de laboratorios normales.

- **Sustancia:** Es cualquier material con una composición química definida, sin importar su procedencia.
- **UMA:** La Unidad de Masa Atómica unificada (símbolo u) o Dalton (símbolo Da) es una unidad de masa empleada en física y química, especialmente en la medida de masas atómicas y moleculares.

Está definida como la doceava parte (1/12) de la masa de un átomo neutro y no enlazado de carbono-12, en su estado fundamental eléctrico y nuclear 3 y su valor recomendado es el de  $1,660\ 538\ 921\ (73) \times 10^{-27}$  kg.<sup>4</sup> Así pues, un mol de átomos de carbono-12 tiene una masa exacta de 12 gramos.

- **Unidad:** Es una cantidad que se adopta como patrón para comparar con ella cantidades de la misma especie. Ejemplo: Cuando decimos que un objeto mide dos metros, estamos indicando que es dos veces mayor que la unidad tomada como patrón, en este caso el metro.