



**INSTITUCIÓN EDUCATIVA TÉCNICA COMERCIAL SAN JUAN BOSCO**  
**ÁREA CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL**  
**GUÍA DE APRENDIZAJE No 1**

### 1. Identificación de la guía de aprendizaje

<b>Asignatura:</b> Química	<b>Grado:</b> Décimo
<b>Estándar de Competencias:</b> Usar la tabla periódica para determinar propiedades físicas y químicas de los elementos, Explicar cambios de la materia y su relación con las reacciones y ecuaciones químicas. Establecer las reacciones químicas para su obtención.	
<b>Competencias:</b> Identificar - Uso comprensivo del conocimiento científico - Explicar fenómenos -	
<b>Pregunta problema:</b> ¿Cómo se organizan los elementos químicos dentro de la Tabla Periódica?	
<b>Objetivos de aprendizaje:</b> Aplica los conceptos átomo-gramo, mol gramo y número de Avogadro en la solución de problemas. Analizar la relación que existe entre la masa y la cantidad de materia de un compuesto químico.	
<b>Docente:</b> Jaidy Yohanna Díaz Gutiérrez	
<b>Duración en horas:</b> 4 horas	<b>Duración en semanas:</b> 2 semanas (20-04-2020 al 1-05-2020)

**Nombre y apellidos:** \_\_\_\_\_

### 2. PRESENTACIÓN

Estimado estudiante, con esta guía de aprendizaje, se pretende que usted desarrolle autónomamente los aspectos necesarios para que logre los resultados esperados de aprendizaje propuestos en la guía de aprendizaje número 1 y sus diferentes contenidos establecidos en ella.

Se espera que realice las actividades que a continuación se le proponen y presente las evidencias que se le solicitan como resultado para verificar sus avances. **(Casi todo lo podrá desarrollar en la misma guía de aprendizaje, no debe transcribir al cuaderno). (Anexe la guía en su carpeta de evidencias de ciencias naturales).**

Usted contará con un apoyo permanente de su docente. Puedes interactuar con las nuevas tecnologías, con el resto de sus compañeros y comparte con ellos información para que el proceso sea más agradable y productivo. **(SI LO PUEDE HACER, SI NO, NO INTERFIERE EN SU AVANCE, NI EN LA NOTA).**

#### **INTRODUCCIÓN**    *Indago mis pre-saberes*

##### **El mol. Cantidad de sustancia.**

La importancia del número de moléculas que están presentes en un sistema. El número es muy importante en los gases, más importante que la masa. Los gases ejercen presión según el número de partículas no según lo que pesen estas partículas.

Los átomos se unen entre sí en una proporción sencilla. Se une un átomo de Cl con un átomo de hidrógeno para formar una molécula de HCl. Es importante para aprovechar al máximo los reactivos que los átomos de Cl y H sean los mismos y



# INSTITUCIÓN EDUCATIVA TÉCNICA COMERCIAL SAN JUAN BOSCO

## ÁREA CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL

### GUÍA DE APRENDIZAJE No 1

así no sobraría ninguno. Deberemos ser cuidadosos al pesar, no vale cualquier masa, solo aquella que contenga los mismos átomos.

Es fundamental desde la teoría atómico-molecular poder contar, trabajar con el número concreto de átomos que deseemos. La química es una ciencia de contar.

### Conozcamos un poco sobre la masa

1. Observa y lee con atención, la historieta que será presentada:



2. Responde la siguiente pregunta:

a. ¿Por qué consideras que el ascensor no cerró sus puertas? Argumenta las razones. \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

**Nota:** Debes tener en cuenta que el ascensor tiene un límite de 6 personas y no se encuentra averiado.

### Actividad 1: Experimento y aprendo

Conozcamos un poco sobre la masa: Guía de laboratorio.

Este es nuestro interrogante inicial para realizar el laboratorio:



**INSTITUCIÓN EDUCATIVA TÉCNICA COMERCIAL SAN JUAN BOSCO**  
**ÁREA CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL**  
**GUÍA DE APRENDIZAJE No 1**

¿Cómo podemos contar objetos de una manera más sencilla?

1. Según el interrogante anterior, escribe cuales crees son los objetivos para esta práctica:

1.
2.

**Momento 1.**

Materiales:

- Pocillo (un pocillo normal puede ocupar 200ml de líquido)
- Maíz
- Balanza (Si no tienes has aproximaciones, ejem: una cuchara sopera son 15g.)
- Arroz
- Lentejas
- Frijoles
- Agua

2. Pesa la masa del pocillo y anótala en la siguiente tabla. (Aproxima el peso si no tienes balanza, usa comparaciones con elementos que sabes exactamente su masa, ejemplo: media libra de arroz, que son 250g, realiza las conversiones a gramos).

3. Llena el pocillo de uvas y pesa su masa, a continuación cuenta las unidades y anota tus resultados en la siguiente tabla. Realiza el mismo procedimiento con el arroz, los frijoles, el maíz, las lentejas. Marca con una X cual fue el grado de dificultad para realizar el procedimiento.

<b>TABLA DE RESULTADOS</b>					
<b>Material</b>	<b>Masa</b>	<b>Unidades</b>	<b>Fácil</b>	<b>Complejo</b>	<b>Muy complejo</b>
Maíz					
Frijoles					
Arroz					
Lentejas					
Pocillo					

4. Según, lo realizado con anterioridad que puedes concluir del procedimiento realizado.

---

---

---

---



**INSTITUCIÓN EDUCATIVA TÉCNICA COMERCIAL SAN JUAN BOSCO**  
**ÁREA CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL**  
**GUÍA DE APRENDIZAJE No 1**

---

---

**Momento 2.**

5. Ahora toma el pocillo y el agua, mide 40 mL y a continuación aproxima su masa si no tienes balanza, si tienes balanza halla su masa. (Recuerda que una cucharada sopera hace 10 mL de líquido).

Según lo observado, ¿Cómo contarías las partículas que componen el agua?

---

---

---

---

6. Escribe las conclusiones a las que llegaste al finalizar esta práctica de laboratorio.

---

---

---

---

7. Escribe los objetivos que consideras llegar a alcanzar durante el desarrollo de esta guía de aprendizaje.

---

---

---

---

---

**Actividad 2: Conceptualización**

**Viaje a lo infinitamente pequeño.**

**1. Responde las siguientes preguntas.**

Supón, que tomas tu borrador y empiezas a partirlo en varios trozos, cada vez más pequeños.

a. ¿Consideras que el borrador se puede dividir infinitamente? Explica.

---

---

b. Si tuviéramos un potente microscópico que nos permitiera observa

## 2. Ahora, lee el siguiente texto que ilustra el inicio de la teoría atómica.

Hace muchos años, de las tantas controversias científicas se encuentra una muy importante y es acerca del átomo.

Veamos quién fue uno de los primeros científicos que se interesó en indagar sobre la materia.

### Siglo V a. C. Demócrito

Con ayuda de mis amigos pensadores, he llegado a la verdad. Y es, que la realidad está compuesta por dos elementos: lo que es, representado por los átomos indivisibles, y lo que no es, representado por el vacío.

Y este último, es aquello que no se considera átomo, es decir es el espacio en el cual los átomos se pueden mover.

Los átomos se distinguen por forma, tamaño, orden y posición. Si tomamos cualquier objeto y lo subdividimos, se llegará a un punto donde se obtendrán átomos, los cuales ya no se podrán dividir (figura 1).



Figura 1. División gráfica de los átomos.

Pero, muchos filósofos se rieron de él y de sus propuestas:

Algunos comentarios de los científicos y pensadores de la época fueron los siguientes:

- Pero, ¿Cómo va a existir algo indivisible?
- Jajaja, una partícula, o bien ocupa espacio, o no lo ocupa. Y si es indivisible no puede ocupar espacio por lo tanto no existe ¡Punto!

### Siglo IV a. C. Aristóteles.



**INSTITUCIÓN EDUCATIVA TÉCNICA COMERCIAL SAN JUAN BOSCO**  
**ÁREA CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL**  
**GUÍA DE APRENDIZAJE No 1**

Pues yo estoy muy seguro de lo que voy a decir, la materia es continua y siempre ha sido así. Por lo tanto, se puede dividir infinitamente en partículas cada vez más pequeñas.

Esas tales partículas que algunos han denominado átomos ¡NO EXISTEN! Pero lo que si es cierto, es que lo que hay en común entre las cosas del universo son los cuatro elementos (figura 2).



Figura 2. Representación de los cuatro elementos.

Aristóteles fue uno de los filósofos más influyentes en ese tiempo. Por lo tanto sus ideas se impusieron durante muchos años. Pero las ideas de Demócrito, no fueron del todo olvidadas...

### **Siglo XIX. Boltzmann.**

¿Quién se atreve a decir que la materia se puede dividir infinitamente? **todo**, está compuesto de pequeños bloques, es decir **átomos**.

Y esto lo puedo comprobar por medio de diferentes experimentos que he realizado con mis aliados.

Si imaginamos el vapor como millones de diminutas esferas rígidas, átomos, entonces podremos desarrollar algunas ecuaciones matemáticas.

En ese tiempo, estaba en auge la revolución industrial, por lo tanto era urgente la necesidad de comprender y predecir el comportamiento del agua y el vapor a altas temperaturas y presiones.

Por lo tanto Boltzmann, con sus ecuaciones sería capaz de predecir el comportamiento del vapor con una increíble precisión.

Pero estas ideas llevaron a Boltzmann y a sus colegas a una gran polémica. Ya que anteriormente la religión tenía un poder muy grande. Sus opositores argumentaron que era sacrílego reducir el milagro de la creación a una serie de colisiones entre esferas diminutas inanimadas.

Por lo tanto fue condenado como un materialista irreligioso.



# INSTITUCIÓN EDUCATIVA TÉCNICA COMERCIAL SAN JUAN BOSCO

## ÁREA CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL

### GUÍA DE APRENDIZAJE No 1

Agotado y amargado por tantos ataques personales y rechazado por la comunidad científica de ese tiempo, Boltzmann se suicidó en 1906.

**(1838-1916) Ernst Mach.**

**Después de una conferencia de Boltzmann en 1897, Ernst dijo:**

¡No creo que los átomos existan!

Ya que estos no pueden observarse, son más una cuestión de fe que de ciencia.

Se pueden considerar como ficciones explicativas cuya postulación dan sentido a los datos, pero cuya existencia no puede confirmarse.

**3. Ahora, después de haber leído el texto donde se presentan los inicios de la teoría atómica, responde y socializa las siguientes preguntas:**

a. ¿Con cuál de las posturas te sientes identificado: antiatomista o atomista? ¿Por qué? \_\_\_\_\_

---

---

---

---

b. Teniendo en cuenta tu respuesta en la primera pregunta que se hizo entorno al borrador. ¿Has cambiado de posición al ver la línea de tiempo? Explica.

---

---

---

---

....Sigamos leyendo.....

**(1766-1844) Dalton**

A partir de la teoría que mi colega Demócrito realizó. Yo, propuse la teoría atómica. La cual ha sido de mucha importancia para la historia de la química.

Yo demostré que esta teoría atómica es cuantitativa y de esta manera pude determinar las masas relativas de átomos de

diferentes elementos **Postulados teoría atómica de Dalton (figura 3):**

- Los elementos químicos están formados por partículas muy pequeñas e indivisibles llamadas átomos.
- Todos los átomos de un elemento químico son iguales en su masa y demás propiedades.
- Los átomos de diferentes elementos químicos son distintos, en particular, sus masas son distintas.

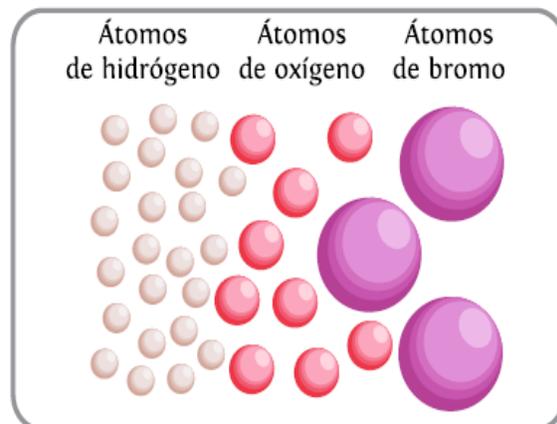


Figura 3. Teoría de Dalton.



# INSTITUCIÓN EDUCATIVA TÉCNICA COMERCIAL SAN JUAN BOSCO

## ÁREA CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL

### GUÍA DE APRENDIZAJE No 1

- Los átomos son indestructibles y retienen su identidad en los cambios químicos.

Los compuestos se forman cuando átomos de diferentes elementos se combinan entre sí, en una relación de números enteros sencillos, formando entidades definidas llamadas moléculas (figura 4).

#### 4. Ahora, responde las siguientes preguntas:

a. ¿Estás de acuerdo con la postura sobre la naturaleza, composición y estructura de la materia que formuló Dalton? Explica.

---

---

---

---

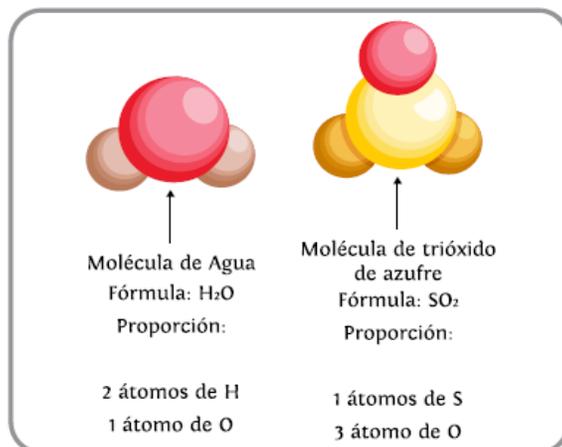


Figura 4. Representación de los átomos según Dalton.

b. ¿Cómo ha cambiado tu opinión acerca de la naturaleza de la materia?

---

---

---

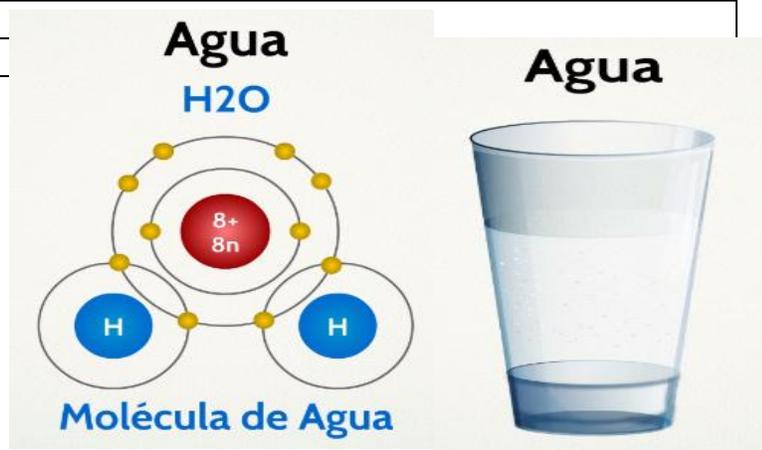
---

En este sentido, el profesor antes de representar y formular la actividad que recoge el tópico de mol, él presentará a los estudiantes una línea de tiempo, donde se podrá ver la génesis del núcleo conceptual de la discontinuidad de la materia. Sin embargo, antes que los estudiantes se enfrenten con el desarrollo histórico en cuestión él le pedirá a ellos que le den solución a los siguientes interrogantes: **1. Observa con atención y responde la siguiente pregunta.**

a. ¿Qué interpretación puedes hacer a las siguientes representaciones simbólicas a nivel macroscópico y submicroscópico?

- Ca
- Fe
- O<sub>2</sub>
- H<sub>2</sub>O
- HCl
- CO
- CO<sub>2</sub>
- HNO<sub>3</sub>


2. Presta atención a la siguiente imagen y toma nota de los aspectos más sobresalientes, luego responde.





**INSTITUCIÓN EDUCATIVA TÉCNICA COMERCIAL SAN JUAN BOSCO**  
**ÁREA CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL**  
**GUÍA DE APRENDIZAJE No 1**

a. ¿Qué pasará si dividimos la molécula del agua?

\_\_\_\_\_

b. ¿Cuántas moléculas de agua crees que consumes al ingerir un vaso de agua?

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

c. ¿Será posible dividir un átomo de hierro?

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_



**Actividad 3:** Contextualización y Aplicación en el contexto

**Relaciones Cuantitativas.**

**Responde las siguientes preguntas.**

a. Asigne un significado a nivel macroscópico y submicroscópico a las siguientes Representaciones simbólicas: (Escribe al frente de cada una de ellas si es un átomo o una molécula)

H <sub>2</sub> O	_____	HNO <sub>3</sub>	_____
Fe	_____	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	_____
Ca	_____	Ca(OH) <sub>2</sub>	_____
Cl	_____	Fe <sub>2</sub> (CO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	_____

b. Indica la proporción en la que se combinan los átomos en las anteriores moléculas. ¿Cuál de las leyes ponderales está relacionada con el esquema conceptual de la proporcionalidad? Explica.

Ejemplo:

H<sub>2</sub>O Tiene 2 átomos de hidrogeno y 1 átomo de oxigeno

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

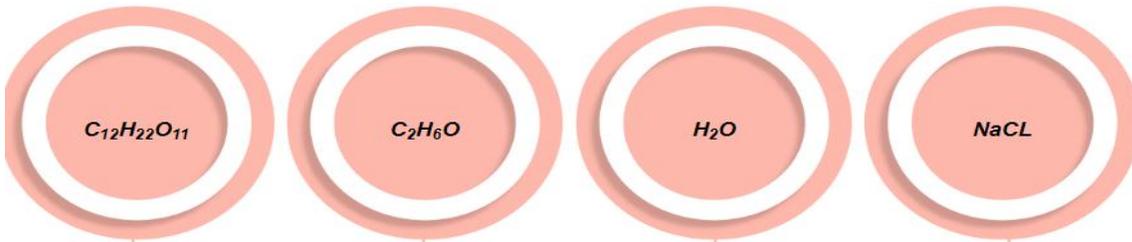
\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_



**INSTITUCIÓN EDUCATIVA TÉCNICA COMERCIAL SAN JUAN BOSCO**  
**ÁREA CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL**  
**GUÍA DE APRENDIZAJE No 1**

2. Observa las imágenes de las siguientes sustancias y responde las siguientes preguntas:



a. ¿Qué nos indican estos subíndices que aparecen en estas representaciones simbólicas?

---

---

---

---

3. Teniendo en cuenta, la información que nos indican los símbolos y formulas químicas de las sustancias puras en el nivel simbólico, responde:

a. ¿Cómo se relacionan éstas, con la información sobre los pesos o masas atómicas presentes en la tabla periódica de dichas sustancias?

---

---

---

---

b. ¿Cómo consideras que se llegaron a establecer los valores de peso atómico, de cada uno de los elementos de la tabla periódica?

---

---



**INSTITUCIÓN EDUCATIVA TÉCNICA COMERCIAL SAN JUAN BOSCO**  
**ÁREA CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL**  
**GUÍA DE APRENDIZAJE No 1**

---

---

**La Unidad de Masa Atómica**

**1. Responde la siguiente pregunta:**

a. ¿Cuál crees que es la unidad que se usa para hablar del peso de los átomos?

---

---

**Ahora observa ¿Qué es la Masa Atómica?**

Por consensos científicos, se ha definido que el valor de u.m.a. es igual a la 1/12 (doceava) parte de la masa del isótopo 12 del átomo de carbono y su valor corresponde aproximadamente con la masa de un protón o en su efecto (a un átomo de hidrógeno).

$$\left(\frac{2.0 \times 10^{-23}}{12}\right) = 1,66 \times 10^{-24}$$

Teniendo en cuenta que  $2.0 \times 10^{-23}$  equivale a la masa de un átomo de carbono 12.  
Y 1 una sería igual a:  $1,66 \times 10^{-24}$

Por consiguiente, cuando se muestra un valor como masa atómica o peso atómico de un elemento, ese número está indicando cuantas veces la masa de un átomo de este elemento es mayor que la unidad de masa atómica. De aquí que por eso es **masa atómica relativa**, pues se relaciona con una unidad de referencia que en este caso conocemos como u.m.a.

Para aclarar la idea de **relativa**, debemos tomar en cuenta que para cualquier medición que realizamos diariamente siempre consideramos una unidad de referencia.

Por ejemplo: cuando medimos el largo de una calle nuestra unidad de referencia es el metro.

**Ya que mencionamos la tabla periódica, Responde lo siguiente:**

a. ¿Qué leemos en ella cuando nos indica que la masa atómica del Cu=63, 54?

---

---

---



# INSTITUCIÓN EDUCATIVA TÉCNICA COMERCIAL SAN JUAN BOSCO

## ÁREA CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL

### GUÍA DE APRENDIZAJE No 1

Ahora observa:

Debemos entender que nos dice que la masa de un átomo de Cu es 63,54 veces mayor que 1 u.m.a. entiendo que la u.m.a hace parte del nivel de representación submicroscópico, pero no que la masa de un átomo de Cu es 63,54 u.m.a

## La Masa Atómica

Lavoisier, químicos de las masas determinaron las escalas de pesos o masas atómicas a partir de análisis de composiciones porcentuales y en proporción. Adicionalmente, dicha información se articula a las diferentes representaciones simbólicas de los compuestos. Esta heurística le permitió a los químicos de las masas determinar las masas atómicas, es decir, que articularon los niveles de representación macroscópica con los submicroscópico.

Teniendo en cuenta el tamaño extremadamente pequeño de los átomos, se hace imposible determinar su peso individual en una balanza. De aquí que, los científicos para enfrentar este problema, decidieron solucionarlo asignándole un peso dado a un átomo de un elemento previamente escogido. Para poder luego obtener el peso de los demás átomos, tomando como referencia este y comparándolos con el primero.

Esta comparación la podemos hacer en la vida cotidiana, tomando como base la composición de sustancias ya conocidas, un ejemplo de esto podría ser la composición del agua: (ejemplo que utilizo experimentalmente Dalton para justificar sus predicciones sobre el peso atómico de los elementos) la composición del agua que sabemos que tiene como fórmula química  $H_2O$  (figura 5) y que está constituida por 88% de oxígeno y 11% de hidrogeno, de lo cual podríamos decir que: “ que todo el oxígeno pesa 8 veces más que el hidrogeno presente en ella. (Relación  $88/11= 8$ ).

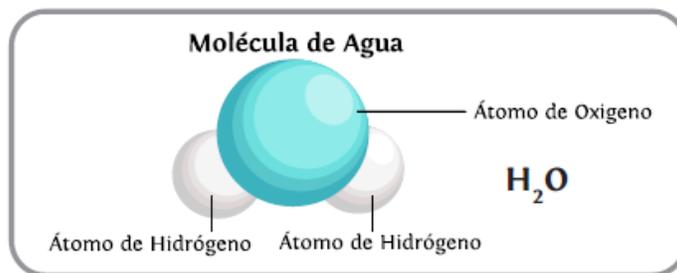


Figura 5. Representación de la molécula de agua.

### 1. Responde la siguiente pregunta:

a. ¿Qué relación puedes establecer entre la información que nos brinda la fórmula química del agua ( $H_2O$ ) y la relación establecida por la proporción de esta misma?

---

---



**INSTITUCIÓN EDUCATIVA TÉCNICA COMERCIAL SAN JUAN BOSCO**  
**ÁREA CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL**  
**GUÍA DE APRENDIZAJE No 1**

---

---

“Se podría afirmar que cada átomo de oxígeno pesa 8 veces más que dos átomos de hidrógeno. Que en otras palabras un átomo pesa 16 veces más que un átomo de hidrógeno”.

**2. Según el enunciado anterior, responde:**

a. ¿Estás de acuerdo con la afirmación presentada? Argumenta tu respuesta

---

---

---

---

---

---

Por consiguiente, cuando se muestra un valor como masa atómica o peso atómico de un elemento, ese número está indicando cuantas veces la masa de un átomo de este elemento es mayor que la unidad de masa atómica. De aquí que por eso es **masa atómica relativa**, pues se relaciona con una unidad de referencia que en este caso conocemos como u.m.a. (Unidad de Masa Atómica)

**3. Ahora, observa con atención la animación “Así son las familias”.**

En el siguiente link si puedes.

[https://contenidosparaaprender.colombiaaprende.edu.co/G\\_10/S/S\\_G10\\_U02\\_L01/S\\_G10\\_U02\\_L01\\_03\\_03\\_04.html](https://contenidosparaaprender.colombiaaprende.edu.co/G_10/S/S_G10_U02_L01/S_G10_U02_L01_03_03_04.html)

**Si no puedes leer... infiere....**

No todo es perfecto en la naturaleza, ni siquiera en el mundo submicroscópico... de los átomos.

Por ejemplo, observemos esta familia de átomos. Su apellido es Hidrógeno y está formada por millares y millares de miembros.

Cualquiera diría que por ser de la misma familia todos deberían estar cortados por la misma tijera, y que deberían pesar lo mismo: 1 uma, o unidad de masa atómica, como habitualmente sabemos.

Pero no. Algunos miembros de esta familia están un poco más pesados de lo habitual, pues su número de masa varía de 1 a 3 uma.

¿Por qué pasa esto?

Todos los átomos de un mismo elemento tienen igual número atómico, porque en su núcleo tienen el mismo número de protones. En el caso del hidrógeno es 1.



# INSTITUCIÓN EDUCATIVA TÉCNICA COMERCIAL SAN JUAN BOSCO

## ÁREA CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL

### GUÍA DE APRENDIZAJE No 1

Pero algunos tienen un número distinto de neutrones, lo que hace que el número másico también difiera, pues este es la suma del número de protones y neutrones.

El hidrógeno tiene tres isótopos naturales, algunas veces se les denomina  $1H$ ,  $2H$  y  $3H$ , pero también se les conoce como protio, deuterio y tritio, respectivamente. Pero finalmente, todos son de la misma familia... ¡y así son las familias!

### El Numero Másico

El número másico se puede calcular de la siguiente manera:  
Sumando el número de protones con el número de neutrones (N). La fórmula para hallar el número másico es la siguiente:

$$A \text{ (Número másico)} = N^{\circ} \text{ de Protones} + N^{\circ} \text{ de Neutrones (N)}.$$

#### 1. Teniendo en cuenta lo anterior, responde:

a. ¿Cómo puedo calcular el número másico de los 3 miembros de la familia del hidrogeno presentados en la animación?

---

---

---

---

---

---

---

---

b. Explica por qué existe una variación de la masa entre átomos de Hidrogeno, que pertenecen a la misma familia.

---

---

---

---

---

---

---

---

c. ¿Qué características de los átomos se deben tener en cuenta para poder hacer esta distinción de masa entre átomos de una misma "familia"?

---

---

---

---

---

---

---

---

Ahora observa cómo ha cambiado el patrón de referencia:



# INSTITUCIÓN EDUCATIVA TÉCNICA COMERCIAL SAN JUAN BOSCO

## ÁREA CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL

### GUÍA DE APRENDIZAJE No 1

**Hidrógeno:** Fue el primer elemento usado como referencia para calcular, el peso atómico de los demás elementos que se conocían en su época, fue Dalton quien lo utilizó por primera vez.

**Oxígeno:** El valor de 16 que se le asignaba al peso atómico del oxígeno hasta 1961, era para los químicos el peso atómico promedio de sus tres isótopos, hasta este año se usó, debido a su difícil manipulación y se dio paso a otro elemento más abundante y que era más fácil de manipular

**Carbono:** Es el patrón de referencia usado en la actualidad, la selección del carbono – 12 obedeció a la gran conveniencia que presenta este isótopo para su empleo en el espectrógrafo de masas, que es el instrumento que se usa para la determinación de los pesos atómicos.

#### Algunos átomos “no valen lo que pesan”.

##### 1. Observa el siguiente ejemplo y luego responde.

Un carpintero, tiene en su caja de herramientas los siguientes grupos de clavos, los cuales usa para hacer su trabajo:

En la caja de herramientas se encuentra:

50% de clavos de 7 g cada uno

30% de clavos de 8 g cada uno.

20% de clavos de 9 g cada uno

a. ¿Cómo podríamos calcular el peso ponderado promedio de estos clavos, en la caja de herramientas? Realice la operación matemática.

---

---

---

---

---

---

La solución posible al interrogante sería la siguiente:

La participación de cada clase de clavos en el peso total sería:

Clavos de 7 g:  $0,50 \times 7 \text{ g} = 3,5 \text{ g}$

Clavos de 8 g:  $0,30 \times 8 \text{ g} = 2,4 \text{ g}$

Clavos de 9 g:  $0,20 \times 9 \text{ g} = 1,8 \text{ g}$

Lo que daría como total, al sumar todos = 7,7g

Ten en cuenta:



**INSTITUCIÓN EDUCATIVA TÉCNICA COMERCIAL SAN JUAN BOSCO**  
**ÁREA CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL**  
**GUÍA DE APRENDIZAJE No 1**

Esta operación equivale a tomar como base 100 clavos y averiguar el peso de los 50 que pesan 7 g, el de los 30 que pesan 8 g y los 20 que pesan 7 g, y posteriormente dividir el total por 100 para hallar el promedio.

Se debe tener en cuenta que la composición de la mezcla de clavos sería  $(7+8+9)/3 = 8$ . Pero, el promedio ponderado, es un poco menor (7,7).

**2. Ahora, responde y socializa las siguientes preguntas.**

a. ¿Cuál es la causa para que los promedios ponderado y simple de la masa total de los clavos sea diferente?

---

---

---

---

b. ¿Consideras que la abundancia de los clavos más livianos pudo haber afectado este resultado? Explica

---

---

---

---

**3. De la siguiente información surgen algunos interrogantes, respóndelos.**

Se conoce que el Cobre tiene dos isótopos, Cu-63 y Cu-65, cuyas masas atómicas son 62,9298 una y 64,9278 una respectivamente. Mientras que su abundancia relativa en la naturaleza es de 69,09% y 30,91 %.

a. Calcula la masa atómica del cobre.

b. Explica cómo la abundancia del Cu-63 afecta la masa atómica relativa del cobre

---

---

---

---



**INSTITUCIÓN EDUCATIVA TÉCNICA COMERCIAL SAN JUAN BOSCO**  
**ÁREA CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL**  
**GUÍA DE APRENDIZAJE No 1**

c. ¿Cómo variaría la masa atómica del cobre, si la abundancia del Cu-65 fuese del 58%?

---

---

---

---

---

### Los Isótopos. ¿Qué son? ¿Con qué se comen?

Como ya vimos, no todos los átomos de un mismo elemento son exactamente iguales en masa o peso. Así, por ejemplo existen tres clases de átomos de oxígeno que varían ligeramente en su masa, los cuales se conocen como Oxígeno-15, Oxígeno-16 y Oxígeno-17.

Átomos de un mismo elemento que difieren en masa se les denomina Isotopos, de esta manera el oxígeno posee tres isotopos, los mencionados anteriormente.

Como es apenas obvio, cada uno de estos isotopos tienen su peso atómico particular, algunas veces conocido como masa isotópica. Cuando se habla de peso atómico de un elemento, se entiende en realidad como el promedio de los pesos atómicos de los diferentes isotopos que conforman el elemento, teniendo en cuenta la abundancia relativa en la naturaleza.

Isótopo	Masa (uma)	Abundancia natural (%)	Isótopo	Masa (uma)	Abundancia natural (%)
<sup>1</sup> H	1,0078	99,985	<sup>35</sup> Cl	34,9688	75,77
<sup>2</sup> H	2,0140	0,015	<sup>37</sup> Cl	36,9659	24,23
<sup>10</sup> B	10,0129	20,0	<sup>63</sup> Cu	62,9296	69,20
<sup>11</sup> B	11,0093	80,0	<sup>65</sup> Cu	64,9278	30,80
<sup>12</sup> C	12,0000	98,89	<sup>79</sup> Br	78,9183	50,69
<sup>13</sup> C	13,0033	1,11	<sup>81</sup> Br	80,9163	49,31
<sup>23</sup> Na	22,9898	100,00	<sup>84</sup> Sr	83,9134	0,50
<sup>24</sup> Mg	23,9850	78,99	<sup>86</sup> Sr	85,9094	9,90
<sup>25</sup> Mg	24,9858	10,00	<sup>87</sup> Sr	86,9089	7,00
<sup>26</sup> Mg	25,9826	11,01	<sup>88</sup> Sr	87,9056	82,60
<sup>27</sup> Al	26,9815	100,00	<sup>127</sup> I	126,9044	100,00

Tabla 1. Lista de Isotopos naturales y su abundancia.



# INSTITUCIÓN EDUCATIVA TÉCNICA COMERCIAL SAN JUAN BOSCO

## ÁREA CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL

### GUÍA DE APRENDIZAJE No 1

#### La Masa Molecular

El peso molecular está dado por la suma de los pesos atómicos de todos los átomos que constituyen la molécula, de ahí que los pesos moleculares también estén expresados en unidades de masa atómica (uma).

Teniendo en cuenta lo anterior calcula el peso molecular del agua:

Primero debemos recordar que la fórmula del agua es  $H_2O$ . Necesitamos, por tanto, conocer los pesos atómicos del hidrógeno y de oxígeno, que podemos obtener de una tabla periódica.

- Peso atómico del hidrógeno = 1,0079 uma
- Peso atómico del oxígeno = 15,9994 uma

Redondeamos a dos cifras decimales, decimos, Ahora teniendo en cuenta la fórmula del agua:

- Peso de dos átomos de hidrógeno =  $2 \times 1,01 = 2,02$  uma
- Peso de un átomo de oxígeno =  $1 \times 16,00 = 16,00$  uma
- Por lo tanto = 18,02 uma

El peso molecular del agua sería 18,02 uma.



1. Ahora, responde y socializa las siguientes preguntas.

- a. El ácido acetilsalicílico, conocido comúnmente como aspirina, se representa por la fórmula química  $C_6H_8O_4$ :
  - Calcula su peso molecular.

- calcula el peso en gramos de una molécula de aspirina

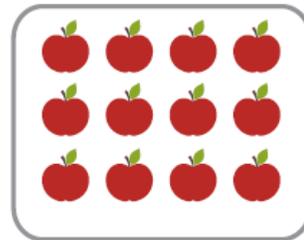


INSTITUCIÓN EDUCATIVA TÉCNICA COMERCIAL SAN JUAN BOSCO  
ÁREA CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL  
GUÍA DE APRENDIZAJE No 1

Actividad 4: Transferencia

¿Cómo podríamos contar átomos y moléculas?

1. Cuenta y haz una línea, donde consideres que vayan el número correcto de objetos.



6

12

20

2. Responde y discute la siguiente pregunta.

¿Cómo podemos contar cuantas moléculas hay en un vaso de agua?

---

---

---

---

3. Lee con atención.

A partir de la postulación del modelo atómico de Dalton los químicos se dedicaron a la tarea de conocer la masa de los átomos. Como ya viste, para medir algunas cosas usamos las unidades de masa como los Kg, g, Lb, etc. o también las unidades de conteo como la unidad docena, etc.

Pero si en el laboratorio usáramos estas mismas medidas, obtendríamos números muy pequeños. Por ejemplo, el átomo de hidrógeno tiene una masa de  $1,66 \times 10^{-27}$  kg y el de carbono  $2,00 \times 10^{-26}$  kg. Es decir  $0,0000000000000000000000000166$  kg y  $0,000000000000000000000000200$  kg.

De aquí que, se hace necesario conocer cuántos átomos hay en una cantidad dada de sustancia, de tal suerte que podamos averiguar cuanta masa de diferentes sustancias tenemos que medir para asegurarnos de tener un mismo número de átomos en cada una.

Teniendo en cuenta que no es posible contar y pesar uno a uno los átomos, apelamos a un mecanismo indirecto que está basado en el concepto de masa atómica.



INSTITUCIÓN EDUCATIVA TÉCNICA COMERCIAL SAN JUAN BOSCO  
ÁREA CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL  
GUÍA DE APRENDIZAJE No 1



4. Observa y lee con atención.

El peso atómico del calcio es 40 uma y el de helio es de 4 uma. Esto significa que el átomo de calcio es 10 veces más pesado que el de helio, y esto lo podemos corroborar con el siguiente cálculo:

$$\frac{1 \text{ átomo de Ca}}{1 \text{ átomo de He}} = \frac{40 \text{ uma}}{4 \text{ uma}} = 10$$

De ahí que si tomáramos 100 átomos de calcio y 100 átomos de helio, la masa o peso del conjunto de átomos de calcio sería 10 veces mayor que la del conjunto de átomos de helio, ya que también están en la relación de 40 a 4. Y esto lo podemos corroborar de la siguiente forma:

$$\frac{\text{masa } 100 \text{ átomos de Ca}}{\text{masa } 100 \text{ átomos de He}} = \frac{4000 \text{ uma}}{400 \text{ uma}} = 10$$

Así, siempre que tomemos porciones de calcio y helio que contengan el mismo número de átomos, sus masas estarán en la relación 40 a 4, que es la de sus masas atómicas.

Supongamos que ahora tomamos 40g de calcio y 4 g de helio, valores que hacen parte del nivel macroscópico de representación. Además, estos valores son, en gramos numéricamente igual a las masas atómicas de los elementos, estas dos masas también están en relación de los pesos atómicos, 40 a 4, lo que quiere decir que el número de átomos que hay en ellas debe ser el mismo.

De ahí que se pueda generar la siguiente afirmación:

**Muestras de diferentes elementos cuya masa en gramos sea numéricamente igual a la masa atómica, contendrán el mismo número de átomos.**

Así, entonces, hay un mismo número de átomos de 12g de carbono, 40 g de calcio y 4 gramos de helio, ya que estos valores son numéricamente iguales a las masas atómicas de sus respectivos elementos.

De todo esto cabe preguntar: ¿Cuál es ese mismo número de átomos? Esta pregunta se puede solucionar por medio de la experimentación.

Ya que los científicos determinaron experimentalmente que su valor es  $6,02 \times 10^{23}$  átomos, este número, simbolizado por la letra N, es de extraordinaria importancia en química y es lo que conocemos como número de Avogadro, en honor del notable científico italiano Amadeo Avogadro (1776-1856).

Por consiguiente, se puede hacer la siguiente afirmación; **Toda muestra de un elemento cuya masa en gramos sea numéricamente igual a su masa atómica contiene  $6,02 \times 10^{23}$  átomos.**



**INSTITUCIÓN EDUCATIVA TÉCNICA COMERCIAL SAN JUAN BOSCO**  
**ÁREA CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL**  
**GUÍA DE APRENDIZAJE No 1**



5. Ahora, responde las siguientes preguntas:

a. ¿Cuántos átomos habrían en 12 g de carbono, en 4 g de helio y 23 g de sodio?

Blank writing area for question a, featuring a vertical red margin line on the left and five horizontal blue lines.

b. ¿Qué debes tener en cuenta para hacer este cálculo?

Blank writing area for question b, featuring a vertical red margin line on the left and five horizontal blue lines.

Si lo que queremos contar es cuantas moléculas, átomos, electrones de valencia, etc., hay, se utiliza el mol.

El sistema Internacional de medidas incorporó al mol como una magnitud de cantidad de sustancia. Siendo esta una de las siete magnitudes fundamentales del sistema.

De esta manera se puede cuantificar el número de partículas o entidades elementales que contiene una muestra de sustancia.

- Una decena=12
- Un par=2
- Un quinteto =5
- Un mol =  $6,02 \times 10^{23}$



INSTITUCIÓN EDUCATIVA TÉCNICA COMERCIAL SAN JUAN BOSCO  
ÁREA CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL  
GUÍA DE APRENDIZAJE No 1



6. Ahora, observa el siguiente ejemplo.

Tenemos una muestra de glucosa pura, ( $C_6H_{12}O_6$ ), cuya masa es de 18,0 gramos.

Datos de masas atómicas:

C=12,0 H=1,0; O=16,0 Hallar:

- El nº de moles.
- El nº de moléculas de glucosa.
- El nº de átomos de carbono.
- El nº de átomos de oxígeno.
- El nº de átomos de hidrógeno.
- La masa de una molécula de glucosa.

**Solución:**

- a. Para hallar el número de moles tenemos que tener presente que debemos conocer la masa molecular y la masa molar:

**La masa molecular será igual a:**  $6 \times 12,0 + 12 \times 1,0 + 6 \times 16,0 = 180,0$  uma

**La masa molar, será igual a:** 180 gramos por mol.

Teniendo esto en cuenta:

$$\text{El nº de moles} = \frac{\text{masa}}{\text{masa molar}} = \frac{18,0 \text{ g}}{180,0 \text{ g/mol}} = 0,1 \text{ mol}$$

- b. Para hallar el número de moléculas de glucosa multiplicamos los moles que obtuvimos por el número de Avogadro:

$$0,1 \text{ mol} \times 6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol} \\ = 6,023 \times 10^{22} \text{ moléculas de glucosa.}$$

- c. Para hallar el número de átomos de carbono, tomamos la cantidad que nos dio de moléculas de glucosa y la multiplicamos por los átomos de carbono:

$$6,023 \times 10^{22} \text{ moléculas de glucosa} \times 6 \text{ átomos de carbono/molécula} \\ = 3,61 \times 10^{23} \text{ át.C.}$$

- d. Para hallar el número de átomos de oxígeno, realizamos lo mismo:

$$6,023 \times 10^{22} \text{ moléculas de glucosa} \times 6 \text{ átomos de oxígeno/molécula} \\ = 3,61 \times 10^{23} \text{ át.O.}$$

- e.  $6,023 \times 10^{22}$  moléculas de glucosa  $\times$  12 átomos de hidrógeno/molécula

$$= 7,22 \times 10^{23} \text{ át.H.}$$

- f. Para hallar la masa de una molécula de glucosa tomamos la masa molecular y hacemos lo siguiente, para cancelar umas y que quede en gramos:

$$180 \text{ uma/molécula} \times (1/6,023 \times 10^{23}) \text{ g/uma} \\ = 2,99 \times 10^{-22} \text{ gramos/molécula.}$$



**INSTITUCIÓN EDUCATIVA TÉCNICA COMERCIAL SAN JUAN BOSCO**  
**ÁREA CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL**  
**GUÍA DE APRENDIZAJE No 1**

**Evaluación:** Demuestro mis conocimientos.

Marca con una x la respuesta correcta. **PRUEBA TIPO SABER.**

1. Cuál de los siguientes postulados de Dalton está incorrecto:
  - a. Los elementos químicos están formados por partículas muy pequeñas e indivisibles llamadas moléculas.
  - b. Los compuestos se forman cuando átomos de diferentes elementos se combinan entre sí.
  - c. Los átomos son indestructibles.
  - d. Los átomos de diferentes elementos químicos son distintos, en particular, sus masas son distintas.
  
2. El valor de la unidad de masa atómica se obtuvo:
  - a. Multiplicando la masa del átomo de Carbono-12 por 12.
  - b. Los científicos le dieron un valor aleatoriamente.
  - c. Equivale a la (1/12) parte de la masa de un átomo de Carbono-12.
  - d. Dividiendo el número de Avogadro en 12.
  
3. Demócrito tenía una postura muy marcada, y esta era:
  - a. La materia es continua.
  - b. La materia está compuesta por átomos indivisibles.
  - c. La materia se puede dividir infinitamente.
  - d. El aire, fuego, tierra y agua son los componentes del universo.
  
4. La revolución industrial marcó una etapa muy importante ya que se empezó a usar el vapor, este fue el punto de partida para los trabajos de:
  - a. Ludwig Boltzmann
  - b. Aristóteles
  - c. Ernst Mach
  - d. Albert Einstein
  
5. Los compuestos son:
  - a. Sustancias puras que no pueden descomponerse en otras sustancias puras más sencillas por ningún procedimiento.
  - b. Sustancias puras que están constituidas por 2 o más elementos combinados en proporciones fijas.
  - c. Sustancias puras que pueden descomponerse en otras sustancias usando únicamente el método de filtrar.
  - d. Ninguna de las anteriores.
  
6. Los isótopos son:
  - a. Átomos de un mismo elemento que difieren en masa.
  - b. Átomos de diferentes elementos que difieren en masa.
  - c. Moléculas de diferentes compuestos que difieren en masa.
  - d. Moléculas de iguales compuestos que difieren en masa.



**INSTITUCIÓN EDUCATIVA TÉCNICA COMERCIAL SAN JUAN BOSCO**  
**ÁREA CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL**  
**GUÍA DE APRENDIZAJE No 1**

7. 1 mol equivale a:

- a.  $1.66 \times 10^{-24}$
- b.  $6.022 \times 10^{23}$
- c.  $1,9926 \times 10^{-23}$
- d.  $9.022 \times 10^{-23}$

8. Una de las siguientes afirmaciones no es correcta:

- a. El mol es la cantidad de materia del sistema internacional de medidas.
- b. El mol solo se usa para sustancias en estado sólido.
- c. El mol tiene un número definido.
- d. Un mol corresponde a un número de Avogadro de partículas.

9. ¿Quién formuló la primera teoría atómica?

- a. Aristóteles.
- b. Amadeo Avogadro.
- c. Dalton.
- d. Demócrito.

10. Un elemento tiene un número de masa de 65 y se determinó que presenta 35 neutrones en su núcleo. Teniendo en cuenta esta información, el número de electrones que tiene este elemento es

- A. 35
- B. 30
- C. 65
- D. 100



**Tarea**

Profundiza tus conocimientos

**1. Responde las siguientes preguntas:**

- a. ¿Cuántos átomos de magnesio están contenidos en 5g de magnesio (Mg)?
- b. ¿Cuántas moles de NaOH (hidróxido de sodio) hay en 1 Kg de esta sustancia?
- c. ¿describe la diferencia entre la masa de un mol de átomos de oxígeno (O) y la de una mol de moléculas de oxígeno (O<sub>2</sub>).
- d. Determine la cantidad de átomos de carbono en 0,5 g de dióxido de carbono, CO<sub>2</sub>



**INSTITUCIÓN EDUCATIVA TÉCNICA COMERCIAL SAN JUAN BOSCO**  
**ÁREA CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL**  
**GUÍA DE APRENDIZAJE No 1**

e. Responde y realiza una representación macroscópica y submicroscópica de las siguientes preguntas:

- ¿Cuántos átomos de carbono hay en una molécula de  $C_2H_2$ ?
- ¿Cuántas moles de carbono hay en un mol de  $C_2H_2$ ?
- ¿Cuántos átomos de carbono hay en un mol de  $C_2H_2$ ?



INSTITUCIÓN EDUCATIVA TÉCNICA COMERCIAL SAN JUAN BOSCO  
ÁREA CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL  
GUÍA DE APRENDIZAJE No 1

**AUTOEVALUACIÓN** Soy parte de mi proceso de aprendizaje

Ubico un número así:

1= NUNCA

3= ALGUNAS VECES

5= SIEMPRE

2= CASI NUNCA

4= CASI SIEMPRE

Aprendizaje	Valoración (1 a 5)
Aplica los conceptos átomo-gramo, mol gramo y numero de Avogadro en la solución de problemas.	
Analizar la relación que existe entre la masa y la cantidad de materia de un compuesto químico.	
Establece relaciones cuantitativas entre la masa de un compuesto químico y el número de átomos, moléculas, electrones de valencia, enlaces químicos,	
Explica las razones por las cuales se utiliza la masa molar de la tabla periódica para calcular la masa molar de un ion.	
Me siento en capacidad de enseñar lo aprendido hoy.	
Suma y promedia los datos obtenidos	

**Nota:** Si desea profundizar, puedes utilizar el siguiente recurso virtual. **(NO ES OBLIGATORIO)**. Solo si tienes tu propio internet, Recuerda que estas en cuarentena.

[https://contenidosparaaprender.colombiaaprende.edu.co/G\\_10/S/menu\\_S\\_G10\\_U02\\_L01/index.html](https://contenidosparaaprender.colombiaaprende.edu.co/G_10/S/menu_S_G10_U02_L01/index.html)

### Lista de referencias

Chang R. *Química*. Editorial Mc Graw Hill. México.1992. Primera edición en español. Whitten K. Gailey R. y Davis R. *Química General*. Editorial Mc Graw Hill. México. 1992. Segunda edición en español.