Grado 10

Ciencias naturales

Unidad 2

¿De qué está hecho todo lo que nios rodea?

Tema

¿De qué manera podemos contar átomos y moléculas?

Nombre: _____ **Curso:** _____

Introducción

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 así no sobrará 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.

Actividad Introductoria: Conozcamos un poco sobre la masa

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



2. **Discute con tus compañeros 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.

Conozcamos un poco sobre la masa: Guía de laboratorio.

Este es nuestro interrogante inicial para realizar el laboratorio:

¿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
- Probeta
- Maíz pira
- Balanza
- Arroz
- Uvas
- Lentejas
- Frijoles
- Agua



2. **Pesa la masa del pocillo y anótala en la siguiente tabla.**

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 pira, las lentejas. Marca con una X cual fue el grado de dificultad para realizar el procedimiento.**

Tabla de resultados					
Material	**Masa**	**Unidades**	**Fácil**	**Complejo**	**Muy complejo**
Uvas					
Maíz pira					
Frijoles					
Arroz					
Lentejas					
Pocillo					

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

Momento 2.

5. Ahora toma la probeta y el agua, mide 18 mL y a continuación pesa su masa.

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

Conclusiones

6. Escribe las conclusiones a las que llegaste con tu grupo de trabajo al finalizar esta práctica de laboratorio.

7. Escribe los objetivos que consideras llegar a alcanzar durante la clase.

Objetivos

» Analizar la relación que existe entre la masa y la cantidad de materia de un compuesto químico.

Actividad 1: Viaje a lo infinitamente pequeño.

1. Responde y socializa las siguientes preguntas con tus compañeros.

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 observar la materia en un nivel de detalle más fino, ¿Será que se puede dividir ésta infinitamente?

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).

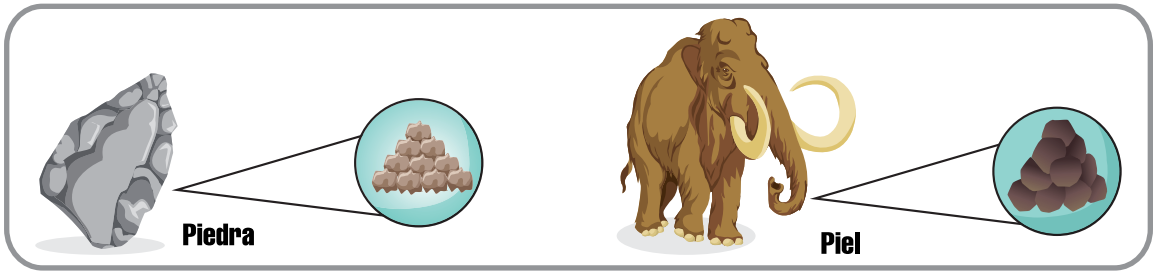


Figura 1. División gráfica de los átomos.

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.

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).

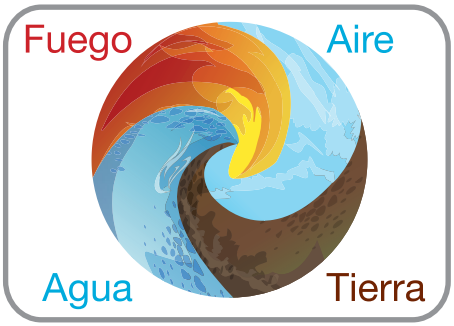


Figura 2. Representación de los cuatro elementos.

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.

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 existen!

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 leido 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.

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

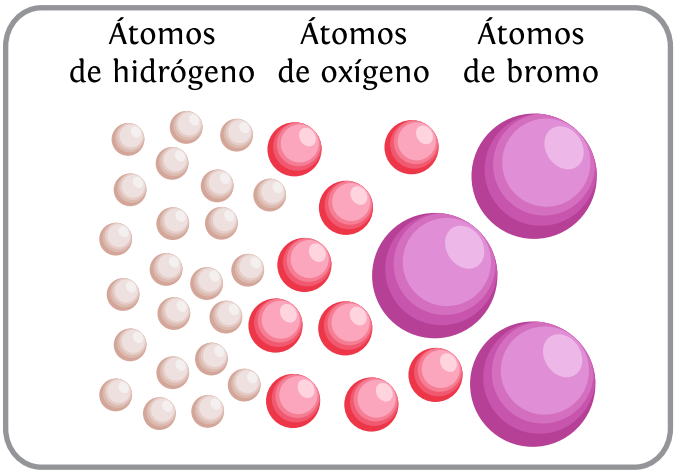


Figura 3. Teoría de Dalton.

- 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).

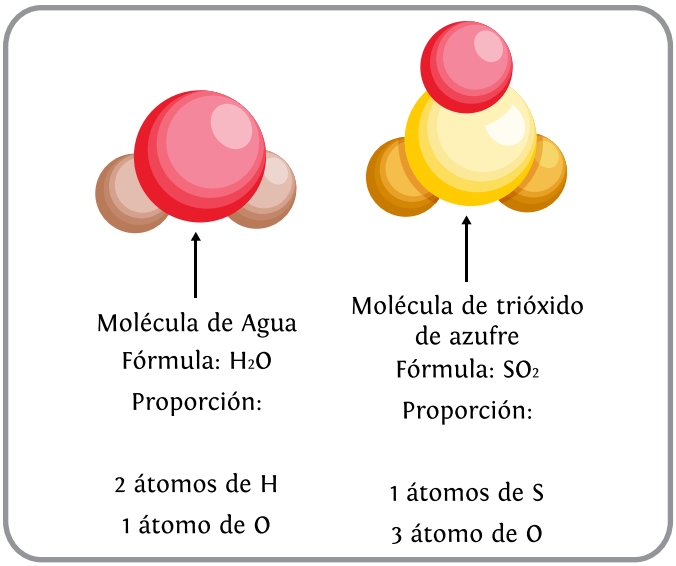


Figura 4. Representación de los átomos según Dalton.

4. Ahora, responde y socializa las siguientes preguntas:

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

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

Actividad 2: Los Átomos y las Moléculas.

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_2
- H_2O
- HCl
- CO
- CO_2
- HNO_3

2. Presta atención a la animación que se presentará en clase y toma nota de los aspectos más sobresalientes, luego responde.

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

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

c. ¿Será posible dividir un átomo de hierro?

Actividad 3: Relaciones Cuantitativas.

1. Responde y socializa con tus compañeros las siguientes preguntas.

a. Asígnale un significado a nivel macroscópico y submicroscópico a las siguientes representaciones simbólicas: H_2O, Fe; Ca; Cl; HNO_3; $H2SO_4$; $Ca(OH)_2$; $Fe_2(CO_3)_3$

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.

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



Azucar



Alcohol



Agua



Sal

a. ¿Cuál sería la representación simbólica de las sustancias vistas anteriormente?

b. ¿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?

La Unidad de Masa Atómica

1. Responde y socializa 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 isotopo 12 del átomo de carbono y su valor corresponde aproximadamente con la masa de un protón o en su efecto (a un átomo de hidrogeno).

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

Teniendo en cuenta que 2.0×10^{-23} equivale a la masa de un átomo de carbono 12.
Y 1 uma 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.

2. 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?

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 H2O (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 vece más que el hidrogeno presente en ella. (Relación 88/11= 8).

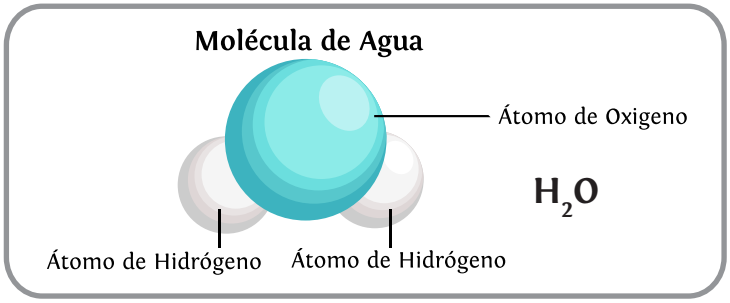


Figura 5. Representación de la molécula de agua.

1. Responde y socializa la siguiente pregunta:

a. ¿Qué relación puedes establecer entre la información que nos brinda la formula química del agua (H2O) y la relación establecida por la proporción de esta misma?

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

2. Segun el enunciado anterior, responde:

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

b. ¿Podrías calcular la masa atómica de otro elemento de acuerdo a lo mostrado anteriormente? Explica brevemente cómo lo harías.

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”.

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.

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 (Número másico) = Nº de Protones + Nº 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:

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 utilizo 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?

La solución posible al interrogante seria le siguiente:

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

Clavos de 7 g: 0,50 x 7 g = 3,5 g
Clavos de 8 g: 0,30 x 8 g = 2,4 g
Clavos de 9 g: 0,20 x 9 g = 1,8 g

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

Ten en cuenta:

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 seria (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, respondelos.

Se conoce que el Cobre tiene dos isotopos, Cu-63 y Cu-65, cuyas masas atómicas son 62,9298 uma y 64,9278 uma 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

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 oxigeno que varían ligeramente en su masa, los cuales se conocen como Oxigeno-15, Oxigeno-16 y Oxigeno-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 (%)
^{1}H	1,0078	99,985	^{35}Cl	34,9688	75,77
^{2}H	2,0140	0,015	^{37}Cl	36,9659	24,23
^{10}B	10,0129	20,0	^{63}Cu	62,9296	69,20
^{11}B	11,0093	80,0	^{65}Cu	64,9278	30,80
^{12}C	12,0000	98,89	^{79}Br	78,9183	50,69
^{13}C	13,0033	1,11	^{81}Br	80,9163	49,31
^{23}Na	22,9898	100,00	^{84}Sr	83,9134	0,50
^{24}Mg	23,9850	78,99	^{86}Sr	85,9094	9,90
^{25}Mg	24,9858	10,00	^{87}Sr	86,9089	7,00
^{26}Mg	25,9826	11,01	^{88}Sr	87,9056	82,60
^{27}Al	26,9815	100,00	^{127}I	126,9044	100,00

Tabla 1. Lista de Isotopos naturales y su abundancia.

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 H20. Necesitamos, por tanto, conocer los pesos atómicos del hidrogeno y de oxígeno, que podemos obtener de una tabla periódica.

- Peso atómico del hidrogeno = 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 hidrogeno = 2 x 1,01 = 2,02 uma
- Peso de un átomo de oxigeno= 1 x 16,00 = 16,00 uma
- Por lo tanto = 18,02 uma

El peso molecular del agua seria 18,02 uma.



1. Ahora, responde y socializa las siguientes preguntas.

a. El ácido acetilsalicílico, conocido comúnmente como aspirina, se representa por la formula química C6H8O4:

- Calcula su peso molecular.

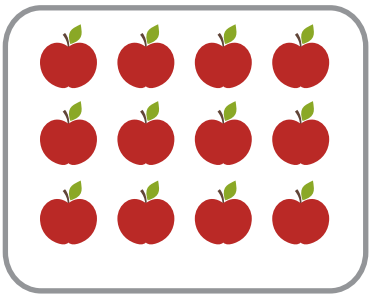
- calcula el peso en gramos de una molécula de aspirina

Actividad 4: ¿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 0,00000000000000000000000000166 kg y 0,00000000000000000000000000200 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.

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:

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

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:

$$\frac{masa\ 100\ atomos\ de\ Ca}{masa\ 100\ atomos\ de\ He} = \frac{400\ uma}{40\ uma} = 10$$

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.**

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?

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

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 = $6{,}02 \times 10^{23}$

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:

a. El nº de moles.
b. El nº de moléculas de glucosa.
c. El nº de átomos de carbono.
d. El nº de átomos de oxigeno.
e. El nº de átomos de hidrógeno.
f. 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 x12,0 + 12 x 1,0 + 6 x 16,0 = 180,0 uma

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

Teniendo esto en cuenta:

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

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

0,1 mol x 6,023 X 10^{23} moléculas/mol
= 6,023 X 10^{22} 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 X 10^{22} moléculas de glucosa x 6 átomos de carbono/molécula
= 3,61 X 10^{23} át.C.

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

6,023 X 10^{22} moléculas de glucosa x 6 átomos de oxígeno/molécula
= 3,61 X 10^{23} át.O.

e. 6,023 X 10^{22} moléculas de glucosa x 12 átomos de hidrógeno/molécula

= 7,22E23 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 uma/molécula x $(1/6{,}023 \times 10^{23})$ g/uma
= $2{,}99 \times 10^{-22}$ gramos/molécula.

Resumen

1. Juega "te reto".

Se presentaran una seria de preguntas de selección múltiple con única respuesta, deberás seleccionar una de acuerdo a todo lo aprendido en el transcurso de la clase:

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.

7. 1 mol equivale a:

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

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. ¿Quien formuló la primera teoría atómica?

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

Tarea

1. Responde las siguientes preguntas en tu casa:

a. ¿Cuántos átomos de magnesio están contenidos en 5.00 g de magnesio (Mg)?

b. ¿Cuántas moles de NaOH (hidróxido de sodio) hay en 1.0 Kg de esta sustancia?

c. ¿describa la diferencia entre la masa de un mol de átomos de oxigeno (O) y la de una mol de moléculas de oxigeno (O2).

d. Determine la cantidad de átomos de carbono en 0,500 g de dióxido de carbono, CO2

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

- ¿Cuantos átomos de carbono hay en una molécula de C2H2?
- ¿Cuantas moles de carbono hay en un mol de C2H2?
- ¿Cuántos átomos de carbono hay en un mol de C2H2?

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.

Lista de figuras

Sublimation Image, dye sub Photo, photo mug Picture. (2015). Recuperado de: http://images-en.busytrade.com/127490000/Sublimation-Photo-Mug.jpg.

Foto-R3 (2015). Recuperado de: http://www.foto-r3.com/files/300cc.jpg

Bella Graph. Arte en la web. (2015). Recuperado de: http://www.cipelicanos.biz/bg-files/p16usqgumr1tvg680tm2eq412f6a.jpg

IBDCiencia. *Equipamiento pedagógico científico*. (2015) Recuperado de: http://www.ibdciencia.com/954-home/balanza-de-laboratorio-analitica-capacidad-1200-gr-precision-001-gr.jpg

Jasmine Rice. Makepolo International. (2013) recuperado de: http://imgp1.en.makepolo.net/s/962/1017/962d306344d4bd1dce045c63739de30c.jpg

Byronmuller Grupo Creativo. (2013). Recuperado de: https://cavisa.com.mx/img/tipos-uva/Uvas-Blancas.png

El aderezo, blog de cocina. (2015). Recuperado de.
http://www.eladerezo.com/wp-content/uploads/2010/01/lenteja-pardina-1-628x471.jpg

Polémica. La fuerza de la palabra impresa. (2015). Recuperado de:
http://polemicarevista.com/wp-content/uploads/2015/03/frijol-diabetes-700x400.jpg

www.tupain58.com. (2009). Recuperado de: http://photo.elsoar.com/wp-content/images/Pouring-water-from-bottle-into-glass.jpg

Wilhdez. Historia del átomo. (2012). Recuperado de:
https://historiadelatomo.wordpress.com/2012/01/26/inicio/

Liliana cavallini. (2011). Recuperado de: http://2.bp.blogspot.com/-FNEOadaPtrs/TkxCX9IYbTI/AAAAAAAAAEw/5m8nn_2HjNg/s320/4_elementos.jpg

TP. Laboratorio químico. La teoría atómica de Dalton. Recuperado de:
http://www.tplaboratorioquimico.com/wp-content/uploads/2015/01/teoria_atomica_de_dalton-1.jpg

IES La Magdalena. Avilés. Asturias. Química. Conceptos básicos. Recuperado de:
http://web.educastur.princast.es/proyectos/fisquiweb/Apuntes/Apuntes1Bach/InicialesQuimica.pdf

Annamaria Acquaviva.(2015). Recuperado de: http://www.healthrevolution.it/zucchero-quanto-male-fa/

Recursos Clínicos Ltda. (2010). Recuperado de:
http://www.recursosclinicos.com.co/img/p/544-361-thickbox.jpg

Photo: Darul Ruqyah - anta shaafi: (2013). Recuperado de:
http://uhanif.blogspot.com/2013_09_01_archive.html

Unified digital. Measurement by comScore. (2015). Recuperado de:
http://www.noticiasnet.com.ar/cache/images/420_foto_suple_pag_3180415.jpg

Plantilla Watermark. Educar chile. (2011). Recuperado de: http://2.bp.blogspot.com/-1jhDReIEOYs/TZj9-1fnN5I/AAAAAAAAAAY/Bc618R3jHdc/s320/Molecula+de+agua+%25281%2529.jpg

El matorral. (2015). Recuperado de:
http://www.elmatorral.es/fe-770x300-ffffff-data/fotos/vaso-de-agua.jpg