 INSTITUTO NACIONAL Departamento de Biología Coordinación 8º Básico 2016	GUÍA DE CIENCIAS NATURALES MODELOS ATÓMICOS		
	Nombre	Fecha / /	Curso 8º Básico

UNIDAD: Estudio y organización de la materia OBJETIVO DE APRENDIZAJE: Se espera que las y los estudiantes sean capaces de... <ul style="list-style-type: none"> Investigar y analizar cómo ha evolucionado el conocimiento de la constitución de la materia, considerando los aportes y las evidencias de: <ul style="list-style-type: none"> La teoría atómica de Dalton Los modelos atómicos desarrollados por Thomson, Rutherford y Bohr, entre otros. Desarrollar modelos que expliquen que la materia está constituida por átomos que interactúan, generando diversas partículas y sustancias.
--

1. EL ÁTOMO A TRAVÉS DE LA HISTORIA

Las primeras teorías atomistas

¿Qué ocurriría si dividiéramos un trozo de materia muchas veces? ¿Llegaríamos hasta una parte indivisible o podríamos seguir dividiendo sin parar?

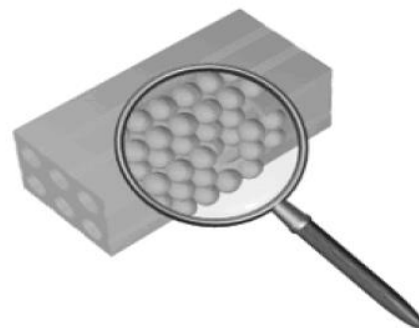
Los filósofos de la antigua Grecia discutieron bastante sobre este tema. El problema es que estos filósofos no utilizaban ni la medición ni la experimentación para llegar a conclusiones, por tanto, no seguían las fases del método científico.

De esta forma, se establecieron dos teorías: **atomista** y **continuista**, que se basaban en la existencia de partes indivisibles o en que siempre se podía seguir dividiendo.

En el siglo V a.C., Leucipo pensaba que sólo había un tipo de materia. Sostenía, además, que si dividiáramos la materia en partes cada vez más pequeñas, acabaríamos encontrando una porción que no se podría seguir dividiendo. Un discípulo suyo, Demócrito, bautizó a estas partes indivisibles de materia con el nombre de **átomos**, término que en griego significa “que no se puede dividir”.

Los atomistas pensaban que:

- Todo está hecho de átomos. Si dividimos una sustancia muchas veces, llegaremos a ellos.
- Las propiedades de la materia varían según como se agrupan los átomos.
- Los átomos no pueden verse porque son muy pequeños



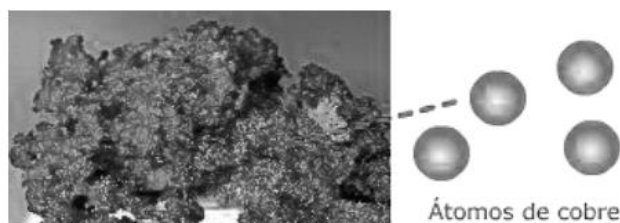
Aristóteles rechazó la teoría atomista y estableció que la materia estaba formada por cuatro elementos: tierra, agua, aire y fuego, esta teoría se llamó continuista. Gracias al prestigio que tenía, se mantuvo vigente en el pensamiento de la humanidad durante más de 2000 años.

Los continuistas pensaban que:

- Los átomos no existen. No hay límite para dividir la materia.
- Si las partículas, llamadas átomos, no pueden verse, entonces es que no existen.
- Todas las sustancias están formadas por las combinaciones de los 4 elementos básicos: agua, aire, tierra y fuego.

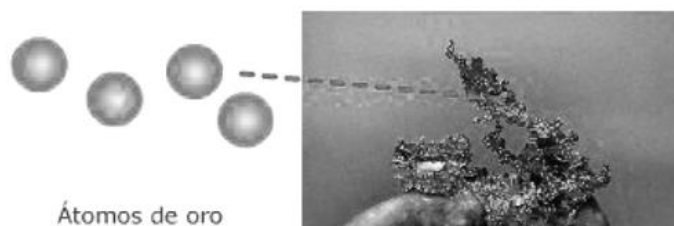
Teoría atómica de Dalton

En 1808, John Dalton publicó su teoría atómica, que retomaba las antiguas ideas de Leucipo y Demócrito pero basándose en una serie de experiencias científicas de laboratorio.

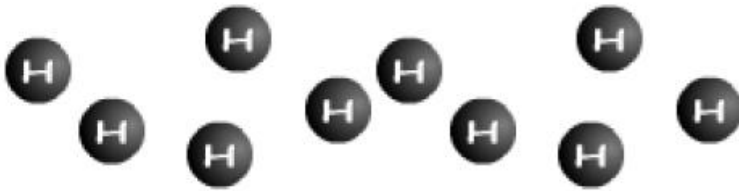


La **teoría atómica de Dalton** se basa en los siguientes enunciados:

1.- La materia está formada por minúsculas partículas indivisibles llamadas **ÁTOMOS**.

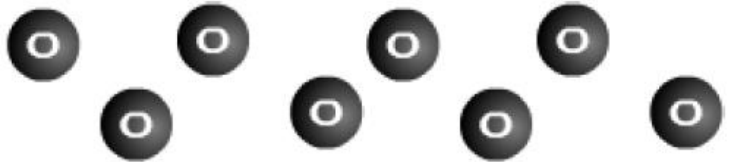


2.- Los átomos de un mismo elemento químico son todos iguales entre sí y diferentes a los átomos de los demás elementos.



Todos los átomos del elemento Hidrógeno son iguales entre sí en todas las propiedades: masa, forma, tamaño, etc., y diferentes a los átomos de los demás elementos.

Todos los átomos del elemento Oxígeno son iguales entre sí en todas las propiedades: masa, forma, tamaño, etc., y diferentes a los átomos de los demás elementos.



3.- Los compuestos se forman al unirse los átomos de dos o más elementos en Proporciones constantes y sencillas.

Todas las moléculas del compuesto Agua son iguales entre sí y están formadas por la unión de 2 átomos del elemento **Hidrógeno** y 1 átomo del elemento **Oxígeno**.



Todas las moléculas del compuesto Agua oxigenada son iguales entre sí y están formadas por la unión de 2 átomos del elemento **Hidrógeno** y 2 átomos del elemento **Oxígeno**.



4.- En las reacciones químicas los átomos se intercambian; pero, ninguno de ellos desaparece ni se transforma.



En esta reacción química los átomos de Hidrógeno y los átomos de Oxígeno son iguales al principio y al final. Sólo cambia la forma en que se unen entre sí. El Hidrógeno y el Oxígeno serían los reactivos y el Agua sería el producto que se obtiene.

Veamos una imagen del Modelo Atómico de Dalton.



2. ESTRUCTURA ATÓMICA

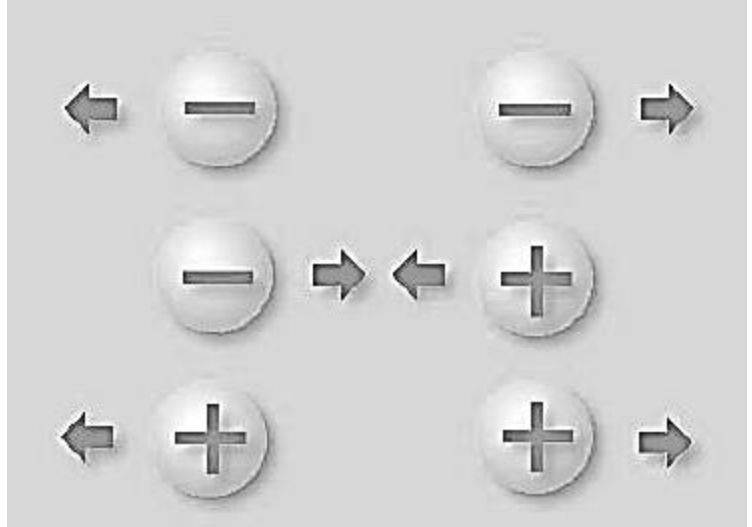
Fenómenos eléctricos

Algunos fenómenos de electrización pusieron de manifiesto la naturaleza eléctrica de la materia. Para explicar estos fenómenos, los científicos idearon un modelo según el cual los fenómenos eléctricos son debidos a una propiedad de la materia llamada **carga eléctrica**.

Las propiedades de los cuerpos eléctricos se deben a la existencia de dos tipos de cargas: positiva y negativa.

Dos cuerpos que hayan adquirido una carga del mismo tipo se repelen, mientras que si poseen carga de distinto tipo se atraen.

En general, la materia es eléctricamente neutra, es decir, tiene la misma cantidad de cada tipo de carga. Si adquiere carga, tanto positiva como negativa, es porque tiene más cantidad de un tipo que de otro.



El átomo es divisible

A comienzos del siglo XIX se presentaba la siguiente situación:

- Dalton había demostrado que la materia estaba formada por átomos.
- Existían experiencias de fenómenos eléctricos que demostraban que la materia podía ganar o perder cargas eléctricas.

Por tanto, esas cargas eléctricas debían de estar de alguna forma en el interior de los átomos. Si esto era cierto, la teoría de Dalton era errónea, ya que decía que los átomos eran indivisibles e inalterables.

Debido a que no podían verse los átomos, se realizaron experimentos con tubos de descarga o tubos de rayos catódicos y así, de esta manera, se observaron algunos hechos que permitieron descubrir las partículas subatómicas del interior del átomo.

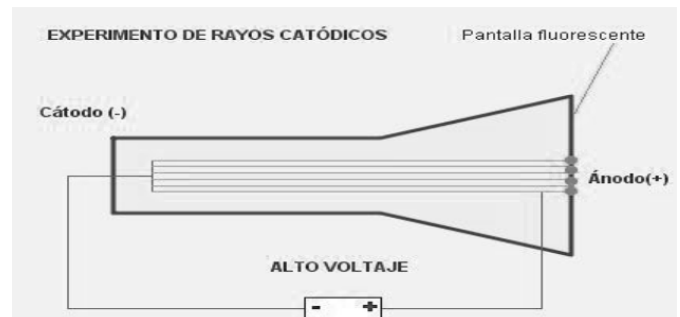
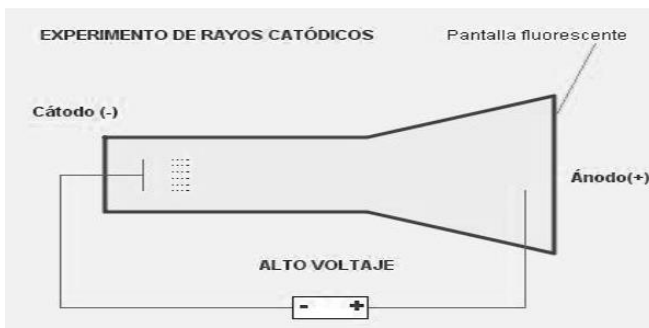
Los tubos de rayos catódicos eran tubos de vidrio que contenían un gas a muy baja presión y un polo positivo (ánodo) y otro negativo (cátodo) por donde se hacía pasar una corriente eléctrica con un elevado voltaje.

El descubrimiento del electrón

Es la primera partícula subatómica que se detecta.

El físico J. J. Thomson realizó experiencias en tubos de descarga de gases. Observó que se emitían unos rayos desde el polo negativo hacia el positivo, los llamó **rayos catódicos**.

Al estudiar las partículas que formaban estos rayos se observó que eran las mismas siempre, cualquiera que fuese el gas del interior del tubo. Por tanto, en el interior de todos los átomos existían una o más partículas con carga negativa llamadas **electrones**.

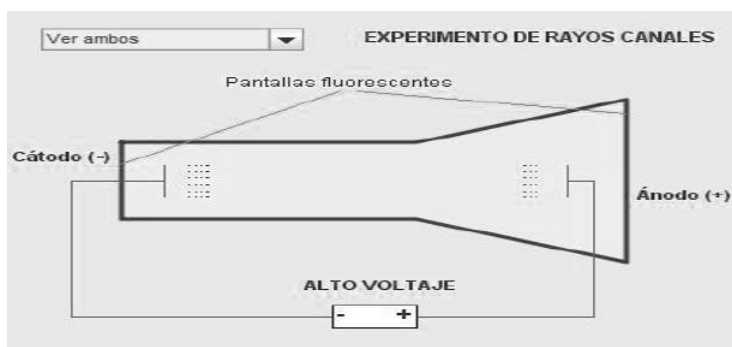


El descubrimiento del protón

El físico alemán E. Goldstein realizó algunos experimentos con un tubo de rayos catódicos con el cátodo perforado. Observó unos rayos que atravesaban al cátodo en sentido contrario a los rayos catódicos. Recibieron el nombre de **rayos canales** (también llamadas rayos anódicos o rayos positivos)

El estudio de estos rayos determinó que estaban formados por partículas de carga positiva y que tenían una masa distinta según cual fuera el gas que estaba encerrado en el tubo. Esto aclaró que las partículas salían del seno del gas y no del electrodo positivo.

Al experimentar con hidrógeno se consiguió aislar la partícula elemental positiva o **protón**, cuya carga es la misma que la del electrón pero positiva y su masa es 1837 veces mayor.



El descubrimiento del neutrón

Mediante diversos experimentos se comprobó que la masa de protones y electrones no coincidía con la masa total del átomo; por tanto, el físico E. Rutherford supuso que tenía que haber otro tipo de partícula subatómica en el interior de los átomos.

Estas partículas se descubrieron en 1932 por el físico J. Chadwick. Al no tener carga eléctrica recibieron el nombre de **neutrones**. El hecho de no tener carga eléctrica hizo muy difícil su descubrimiento.

Los neutrones son partículas sin carga y de masa algo mayor que la masa de un protón.

PARTÍCULAS ELEMENTALES DEL ÁTOMO			
Partícula	Símbolo	Masa	Carga
Electrón	e^-	$9,11 \cdot 10^{-31}$ kg	$- 1,6 \cdot 10^{-19}$ C
Protón	p^+	$1,673 \cdot 10^{-27}$ kg	$+ 1,6 \cdot 10^{-19}$ C
Neutrón	n	$1,675 \cdot 10^{-27}$ kg	0

3. MODELOS ATÓMICOS

¿QUE ES UN MODELO ATÓMICO?

Cuando hablamos de “modelo” hablamos de una representación o esquema de forma gráfica que nos sirve como referencia para entender algo de forma más sencilla y cuando hablamos de “atómico” hablamos de conceptos relacionados con los átomos.

Pues bien, un modelo atómico es una representación gráfica de la estructura que tienen los átomos. Un modelo atómico lo que representa es una explicación o esquema de cómo se comportan los átomos.

La materia está compuesta por estas partículas pequeñas e indivisibles que llamamos **átomos** y esos átomos tienen un comportamiento determinado y unas propiedades determinadas.

A lo largo de nuestra historia se han elaborado diferentes modelos atómicos que tienen el nombre de su descubridor. Estos modelos fueron mejorando el concepto real del átomo hasta llegar al actual modelo atómico presentado por Sommerfeld y Schrödinger. Veamos los modelos más importantes creados a lo largo de la historia. Al final tienes un esquema resumen de todos.

Modelo de Thomson

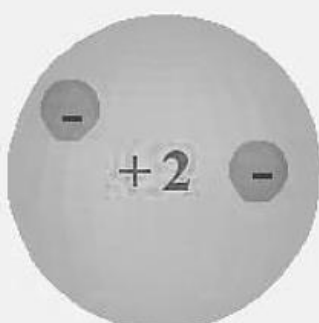
Al ser tan pequeña la masa de los electrones, el físico J. J. Thomson propuso, en 1904, que la mayor parte de la masa del átomo correspondería a la carga positiva, que ocuparía la mayor parte del volumen atómico. Thomson imaginó el átomo como una especie de esfera positiva continua en la que se encuentran incrustados los electrones, más o menos como las pasas en un budín.

Veamos una **imagen del Modelo Atómico de Thomson**:



www.areaciencias.com

Este átomo tiene una carga positiva de +2



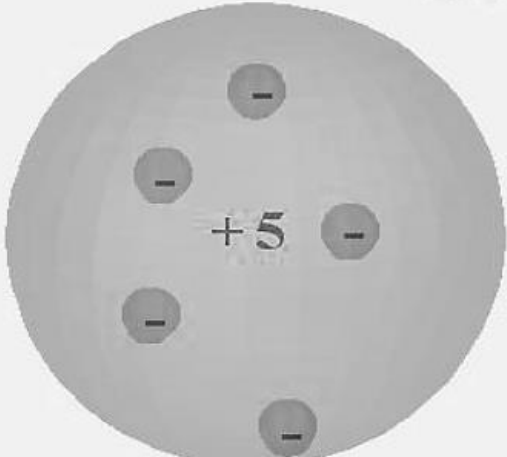
La carga positiva se reparte por todo el átomo

Tiene 2 electrones y su carga negativa es -2

Su carga neta es: $+2 - 2 = 0$

Es un átomo de Helio

Este átomo tiene una carga positiva de +5



La carga positiva se reparte por todo el átomo

Tiene 5 electrones y su carga negativa es -5

Su carga neta es: $+5 - 5 = 0$

Es un átomo de Boro

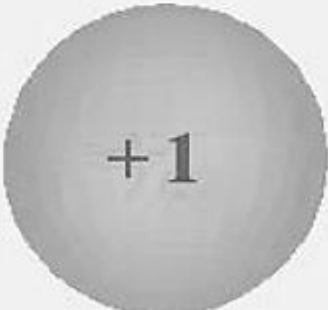
El modelo de Thomson fue bastante valorado ya que era capaz de explicar los siguientes fenómenos:

La **electrización**: el exceso o defecto de electrones que tenga un cuerpo es el responsable de su carga negativa o positiva.

La **formación de iones**: Un ion es un átomo que ha ganado o perdido uno o más electrones. Los electrones se pierden o se ganan con relativa facilidad, de manera que su número dentro del átomo puede variar, mientras que el número de protones es fijo siempre para cada átomo.

Si un átomo pierde uno o más electrones adquiere carga neta positiva (catión) y si gana uno o más electrones adquiere carga neta negativa (anión).

Este átomo tiene una carga positiva de +1



La carga positiva se reparte por todo el átomo

Tiene 0 electrones y su carga negativa es -0

Su carga neta es: $+1 - 0 = 1$

Es un átomo de Hidrógeno

Es un catión

Este átomo tiene una carga positiva de +2



La carga positiva se reparte por todo el átomo

Tiene 3 electrones y su carga negativa es -3

Su carga neta es: $+2 - 3 = -1$

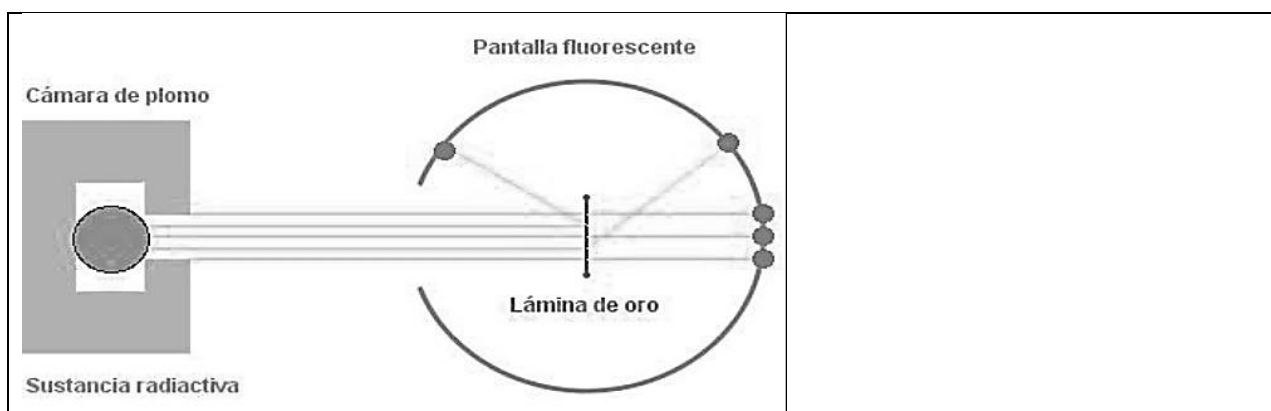
Es un átomo de Helio

Es un anión

Experimento de Rutherford

En 1911, E. Rutherford y sus colaboradores bombardearon una fina lámina de oro con partículas alfa (positivas), procedentes de un material radiactivo, a gran velocidad. El experimento permitió observar el siguiente comportamiento en las partículas lanzadas:

La mayor parte de ellas atravesaron la lámina sin cambiar de dirección, como era de esperar. Algunas se desviaron considerablemente. Unas pocas partículas rebotaron hacia la fuente de emisión.



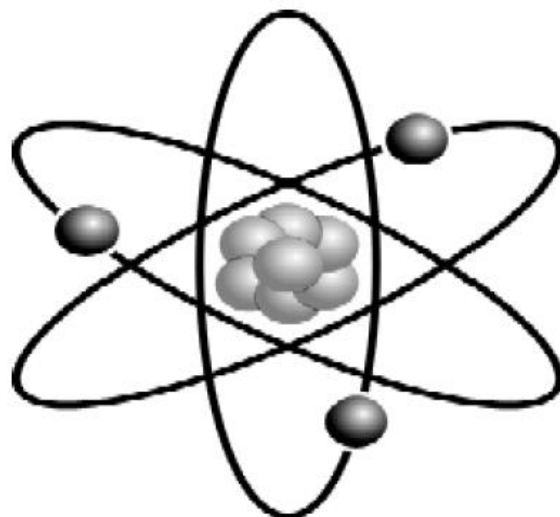
El comportamiento de las partículas no podía ser explicado con el modelo de Thomson, así que Rutherford lo abandonó y sugirió otro basado en el átomo nuclear.

De acuerdo con el Modelo de Thomson, en el cual la carga positiva de cada átomo está distribuida de forma homogénea, las partículas positivas que atraviesan la lámina no deberían ser apreciablemente desviadas de su trayectoria inicial. Evidentemente, esto no ocurría. En el Modelo de Rutherford la carga positiva está concentrada en un núcleo central, de manera que las partículas positivas que pasan muy cerca de él, se desvían bastante de su trayectoria inicial y sólo aquellas pocas que chocan directamente con el núcleo regresan en la dirección de la que proceden.

Modelo de Rutherford

El Modelo de Rutherford establece que:

El átomo tiene una zona central o **núcleo** donde se encuentra la carga total positiva (la de los protones) y la mayor parte de la masa del átomo, aportada por los protones y neutrones. Además presenta una zona externa o **corteza** donde se hallan los electrones, que giran alrededor del núcleo. (Realmente, las partículas del núcleo (protones y neutrones) se descubrieron después de que Rutherford estableciera su modelo. El experimento de Rutherford sólo informaba de un núcleo pequeño y positivo, no aclaraba nada más).



La carga positiva de los protones es compensada con la carga negativa de los electrones, que se hallan fuera del núcleo. El núcleo contiene, por tanto, protones en un número igual al de electrones de la corteza.

El átomo estaba formado por un espacio fundamentalmente vacío, ocupado por electrones que giran a gran velocidad alrededor de un núcleo central muy denso y pequeño.

Tamaño atómico

Distintas experiencias han permitido medir el tamaño de los átomos. Considerado como una esfera, el átomo tiene un radio de unos 10^{-10} m y el núcleo tiene un radio de unos 10^{-14} m. De aquí se puede deducir que el núcleo es unas 10000 veces más pequeño que el átomo.

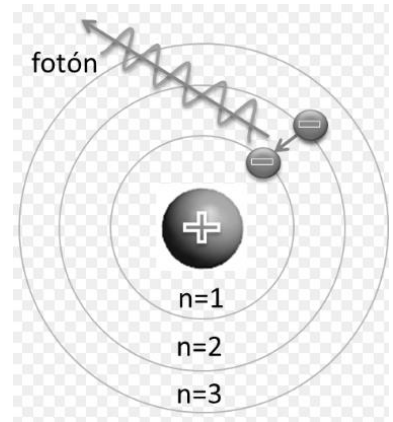
Para hacernos una idea: si el átomo fuera del tamaño de un campo de fútbol, el núcleo sería como un guisante colocado en su centro, y los electrones se encontrarían en las gradas girando alrededor del campo.

El núcleo es 10.000 veces menor que el átomo.

Entre el núcleo y la corteza, hay espacio vacío, donde no hay absolutamente nada.

Modelo de Bohr

En la primera mitad del siglo XX se realizaron unos descubrimientos que no podían ser explicados con el modelo de Rutherford. El físico N. Bohr propone un modelo en el que los electrones sólo pueden ocupar **ciertas órbitas circulares**. Los electrones se organizan en capas y, en cada capa tendrán una cierta energía, llenando siempre las capas inferiores (de menor energía) y después las superiores.



La distribución de los electrones en las capas se denomina **configuración electrónica** y se realiza de la siguiente manera: La 1ª capa puede contener, como máximo, 2 electrones. La 2ª capa puede contener, como máximo, 8 electrones. Comienza a llenarse una vez que la 1ª ya está completa. La 3ª capa puede contener, como máximo, 18 electrones. Comienza a llenarse una vez que la 2ª capa ya está completa. El número de electrones en cada capa se representa entre paréntesis y separados por comas. Por ejemplo, un átomo que tenga 11 electrones, los distribuye así: (2,8,1). Es decir, 2 electrones en la capa 1, 8 electrones en la capa 2 y 1 electrón en la capa 3.



Cómo dibujar los átomos: Diagramas atómicos

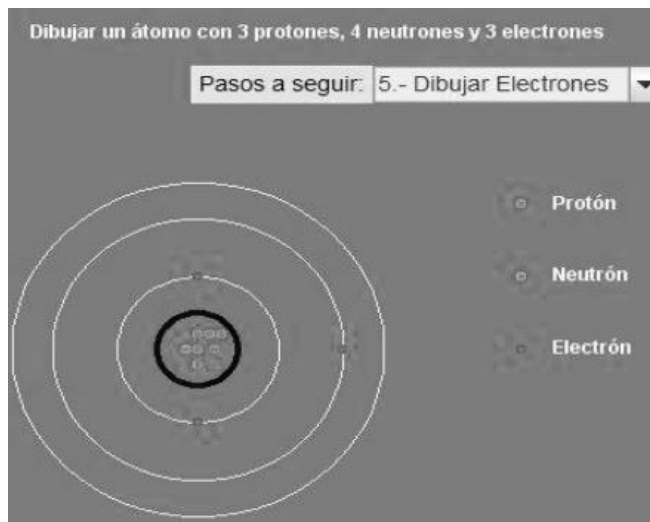
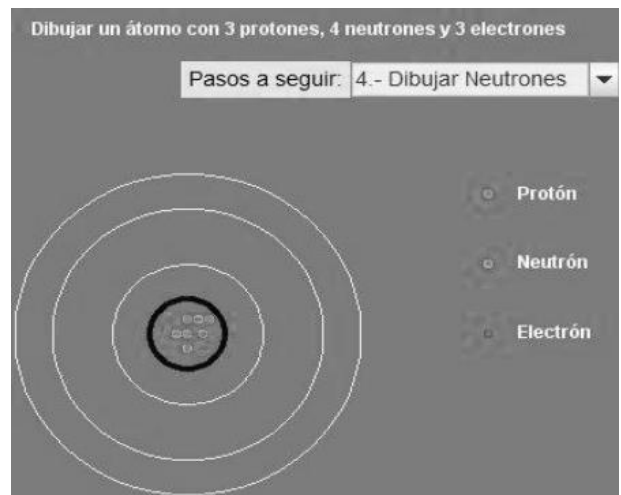
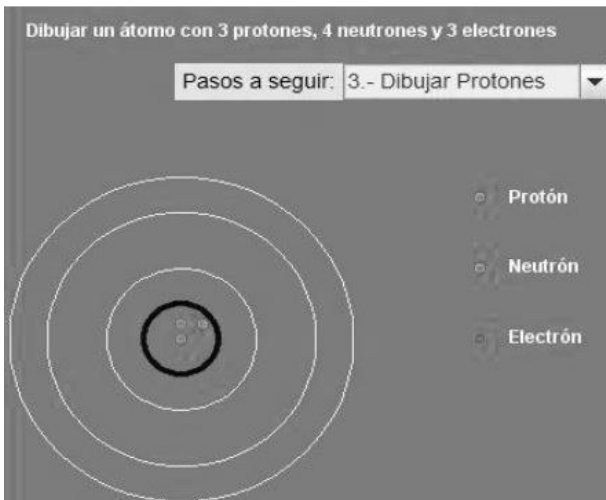
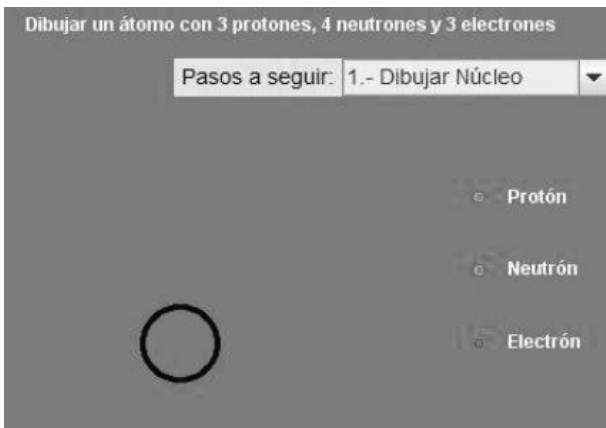
Hay que tener en cuenta que esto es sólo una aproximación para realizar el dibujo del átomo. Realmente, como vimos en la quincena anterior, el núcleo es 10000 veces menor que la corteza y no de tamaños parecidos.

El átomo está constituido por dos zonas: Núcleo y Corteza.

Núcleo: Se dibuja un círculo y, en su interior, se colocan los protones y los neutrones en el número que se nos indique. Este número dependerá del tipo de elemento que sea, como veremos más adelante.

Corteza: Primeramente, se dibujan las capas electrónicas alrededor del núcleo. Después se van colocando los electrones en las distintas capas. Debemos tener en cuenta que en la primera capa sólo caben 2 electrones. Una vez llena la primera, en la segunda capa, caben hasta 8 electrones. En la 3ª capa caben hasta 18 electrones, una vez llenada la 2ª.

Por ejemplo, veamos cómo se dibujaría un átomo con 3 protones, 4 neutrones y 3 electrones:



Identificación de átomos

Números atómico y másico

La identidad de un átomo y sus propiedades vienen dadas por el número de partículas que contiene. Lo que distingue a unos elementos químicos de otros es el número de protones que tienen sus átomos en el núcleo. Este número se llama **Número atómico** y se representa con la letra **Z**. Se coloca como subíndice a la izquierda del símbolo del elemento correspondiente.

El **Número másico** nos indica el número total de partículas que hay en el núcleo, es decir, la suma de



protones y neutrones. Se representa con la letra **A** y se sitúa como superíndice a la izquierda del símbolo del elemento. Representa, aproximadamente, la masa del átomo medida en una (unidad de masa atómica), ya que la de los electrones es tan pequeña que puede desprejarse.



El símbolo tiene número atómico $Z = 1$. Por tanto, quiere decir que ese átomo tiene 1 protón en el núcleo. Es Hidrógeno.

El símbolo tiene número másico $A = 2$. Por tanto, quiere decir que ese átomo tiene 2 partículas en el núcleo, entre protones y neutrones. Como $Z = 1$, tiene 1 protón y $A - Z = 2 - 1 = 1$ neutrón.

Iones

Un catión es un átomo con carga positiva. Se origina por pérdida de electrones y se indica con un superíndice a la derecha. El símbolo de este átomo nos dice que tiene carga +1, esto indica que ha perdido un electrón. Este átomo tiene $Z = 1$, si fuera neutro tendría 1 electrón, al ser positivo lo ha perdido y, por ello, tiene 0 electrones.



Un anión es un átomo con carga negativa. Se origina por ganancia de electrones y se indica con un superíndice a la derecha. El símbolo de este átomo nos dice que tiene carga -1, esto indica que ha ganado 1 electrón. Este átomo tiene $Z = 1$, si fuera neutro tendría 1 electrón; al tener carga -1 ha ganado otro; por tanto, tiene 2 electrones.

Isótopos

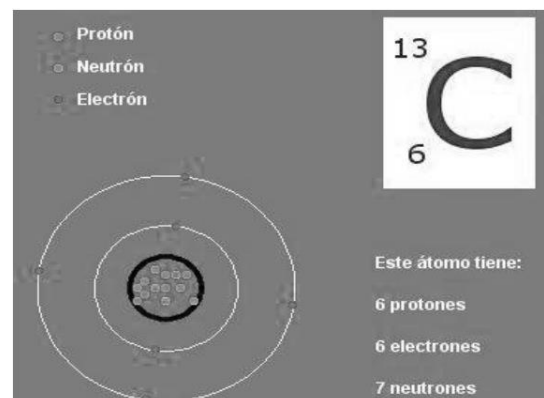
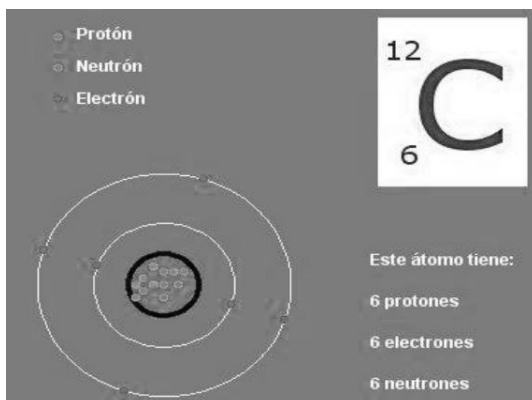
Todos los átomos de un elemento químico tienen el mismo número de protones, pero pueden diferenciarse en el número de neutrones.

Se llaman **isótopos** los átomos que tienen el mismo número de protones y se diferencian en el número de neutrones. Por tanto, presentan el mismo número atómico (Z) y diferente número másico (A).

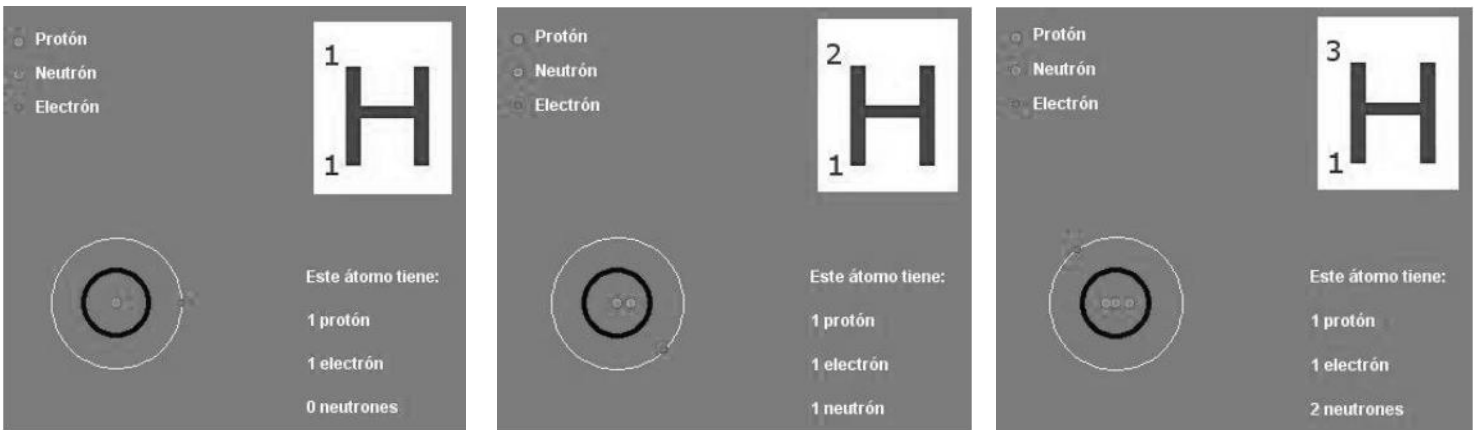
Los isótopos tienen masa diferente, ya que tienen distinto número de neutrones.

Para nombrarlos se indica su nombre seguido de su número másico; por ejemplo, sodio-23 (Na-23), hidrógeno-3 (H-3), carbono-14 (C-14).

Ejemplo de isótopos del átomo de Carbono:



Ejemplos de isótopos del átomo de Hidrógeno:



Formación de moléculas

Cuando los átomos se unen mediante enlaces químicos forman **moléculas**, las que pueden organizarse a través de redes cristalinas.

Una molécula está formada por un número fijo de átomos iguales (Ej. O_2 , N_2) o diferentes (Ej. H_2O , CO_2), unidos por un enlace químico, que es la parte más pequeña de una sustancia que conserva sus propiedades químicas, por ejemplo, la molécula de agua (H_2O) y el cloruro de sodio ($NaCl$). En el caso de este último, se forma una red cristalina producto de la agrupación de un número indefinido de átomos o moléculas.

Existen algunos átomos que se agrupan estableciendo no más de una o dos uniones, mientras otros lo hacen a través de muchas uniones o enlaces.

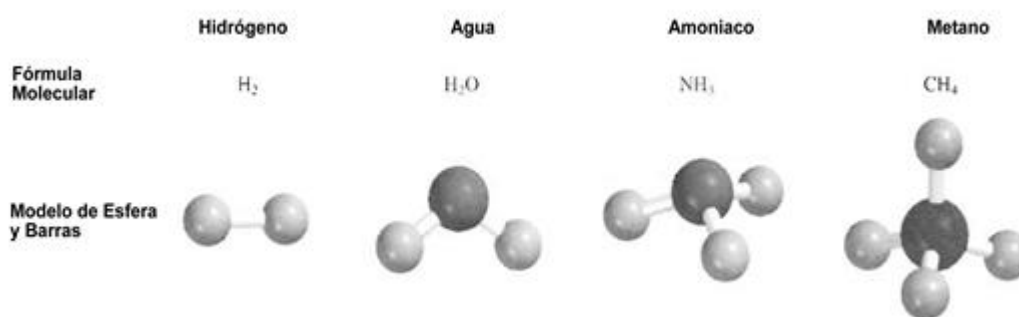
Según la cantidad de átomos que se unan, se pueden distinguir dos tipos de moléculas: **diatómicas** o **poliatómicas**.

Las moléculas diatómicas están formadas solo por dos átomos. Por ejemplo, la molécula de Oxígeno (O_2) que está formada por dos átomos iguales.

Las moléculas poliatómicas están formadas por más de dos átomos. Por ejemplo, la molécula de agua (H_2O), que está formada por dos átomos iguales de hidrógeno más un átomo de oxígeno.

En ambos casos, los átomos que integran las moléculas pueden ser iguales o diferentes.

Para representar las moléculas se utilizan los modelos moleculares en los que cada esfera de color simboliza un átomo en particular.



Los átomos que integran las moléculas pueden ser iguales o diferentes.

Existen algunos átomos que se agrupan estableciendo no más de una o dos uniones y forman moléculas pequeñas, mientras que, como verás a continuación, otros lo hacen a través de muchas uniones o enlaces y generan **macromoléculas**.

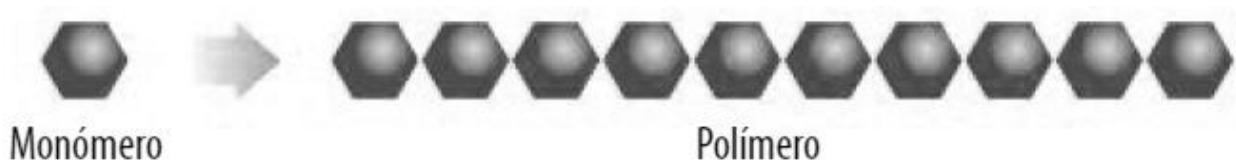
Formación de macromoléculas

Entre los 118 elementos conocidos hasta el momento, existe uno que es clave en la composición de la materia viva: **el átomo de carbono**. Este por sí solo forma un número de compuestos mucho mayor que los que pueden constituir todos los demás elementos juntos.

El átomo de carbono está presente en la mayoría de los compuestos orgánicos de los seres vivos, y además de carbono contienen hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y, en menor proporción, fósforo y azufre. Al resto de los compuestos se les conoce como compuestos inorgánicos, ya que no están formados por átomos de carbono enlazados a átomos de hidrógeno.

- ▶ Entre los compuestos orgánicos, algunos conforman moléculas pequeñas, y otros, moléculas de gran tamaño, llamadas **macromoléculas**. Entre de las macromoléculas más conocidas se encuentran cuatro grupos: proteínas, carbohidratos, grasas(lípidos) y ácidos nucleicos.
- ▶ Algunos tipos de macromoléculas se denominan **polímeros**, pues están formadas por la unión de moléculas pequeñas llamadas **monómeros**. La unión de muchos monómeros forma un polímero.

Cabe destacar que existen los polímeros naturales, como la celulosa, y los polímeros sintéticos, como la poliamida. Conozcamos algunas de sus semejanzas y diferencias.



Polímeros naturales

- Son los que proceden de los seres vivos.
- Están constituido por monómeros que se repiten a lo largo de toda la cadena.
- Algunos de ellos cumplen funciones biológicas muy importantes en los seres vivos.
- Ejemplos: algodón, seda, caucho, almidón (un carbohidrato) y ovoalbúmina (una proteína contenida en la clara de huevo).

Polímeros sintéticos

- Son creados por el ser humano en las industrias o laboratorios.
- Se crean sobre la base de los conocimientos que hay acerca de los polímeros naturales, como las características y la forma en que se unen sus monómeros.
- Están formados por monómeros que se repiten a lo largo de toda la cadena.
- Ejemplos: el polietileno de los envases o bolsas, el poliéster de las prendas de vestir.

ACTIVIDADES DE COMPRENSIÓN Y APLICACIÓN: LOS MODELOS ATÓMICOS

Desarrolla en tu cuaderno de Ciencias Naturales las siguientes actividades

I. Investiga y realiza una breve biografía de los ocho personajes que aparecen mencionados en esta guía, señalando nacionalidad, periodo en qué vivió y algún otro aporte, además de lo que sale mencionado.

II. Explica los siguientes conceptos clave:

- A. Materia: _____
- B. Modelo: _____
- C. Átomos: _____
- D. Partícula: _____
- E. Electrones: _____
- F. Protones: _____
- G. Neutrones: _____
- H. Número másico: _____
- I. Número atómico: _____
- J. Molécula: _____
- K. Macromolécula: _____
- L. Ión: _____
- M. Catión: _____
- N. Anión: _____
- O. Entidades elementales: _____

III. Responde las siguientes preguntas:

1. ¿Cuáles eran los cuatro elementos en que creían los continuistas?
2. ¿Quiénes fueron los precursores de la Teoría Atomista?
3. ¿Qué diferencias existen entre la Teoría Atomista y la Teoría Continuista?
4. ¿A qué se deben los fenómenos eléctricos?
5. ¿Cómo se descubre el electrón?
6. ¿Cómo se descubre el protón?
7. ¿Qué carga tienen las partículas elementales?
8. ¿En qué consiste el Modelo de Thomson?
9. ¿En qué consiste el Modelo de Rutherford?
10. ¿Por qué el experimento de Rutherford hace cambiar el modelo del átomo?
11. Si el átomo tiene un radio de 10^{-10} m y el núcleo un radio de 10^{-14} m, ¿cuál es la relación entre sus tamaños?
12. Indica cuáles, de los siguientes, se consideraban elementos según Aristóteles:
a) Hierro, b) Agua, c) Arena, d) Tierra.
13. Indica la respuesta correcta:
a) La teoría atomista se mantiene más de 2000 años,
b) La teoría continuista se mantiene más de 2000 años.
14. Indicar la opción correcta: Según la teoría atomista, un trozo de hierro...
a) Se puede dividir indefinidamente.
b) Se puede dividir hasta llegar a los átomos.
c) No se puede dividir.

15. Selecciona la respuesta correcta: Los electrones son partículas:
- Sin carga,
 - Con carga negativa,
 - Con carga positiva.
16. Indica las frases que son falsas:
- Dalton predijo la existencia de electrones.
 - Los electrones son más grandes que los átomos.
 - Los electrones tienen carga negativa.
17. Indica las frases verdaderas:
- Goldstein descubre el electrón.
 - Dalton descubre el protón.
 - Thomson descubre el electrón.
18. Indica la opción correcta: Si el Modelo de Thomson hubiese sido válido...
- Las partículas alfa, positivas, se habrían desviado mucho.
 - Las partículas alfa, positivas, habrían rebotado.
 - Las partículas alfa, positivas, no se habrían desviado apenas.
19. Al estar la masa del átomo concentrada casi toda en el núcleo, ¿cómo será éste?
- Poco denso.
 - Muy denso.
 - Igual de denso que el átomo completo.
20. ¿Qué podemos encontrar en el núcleo de un átomo?
21. ¿Qué experimento obligó a establecer un modelo nuclear para el átomo?
22. Para formar un anión de carga -1, el átomo debe:
23. Si colocásemos átomos en fila, ¿cuántos habría que poner para que ocuparan 1 mm?
24. ¿Qué científico descubrió el protón?
25. Para formar un catión de carga +2, el átomo debe.
26. ¿Quién descubrió el electrón?
27. Los rayos catódicos están formados por:
28. Un átomo con 8 protones, 10 neutrones y 10 electrones es un:
29. El modelo en el que los electrones giran en la corteza del átomo y hay un núcleo, es el modelo de:
30. Dibuja un átomo de sodio con 11 protones, 12 neutrones y 11 electrones.
31. Dibuja un átomo de berilio con 4 protones, 5 neutrones y 4 electrones.
32. Un elemento tiene número atómico 1 y número másico 3. Indica cuántos protones, neutrones y electrones tiene uno de sus átomos.
33. Un átomo de un elemento tiene 92 protones, 135 neutrones y 90 electrones. Indica su número atómico, su número másico y su carga.
34. Escribe el símbolo de un elemento en el que uno de sus átomos tiene 3 protones, 4 neutrones y 2 electrones.
35. Escribe un isótopo del carbono-12.
36. ¿Qué diferencia existe entre el Modelo de Bohr y el de Rutherford?

37. Indica cuántos electrones ganaron o perdieron los átomos originales de los que provienen los siguientes iones:

- Na⁺
- S²⁻
- Cl⁻
- Ca²⁺

38. Busca cuatro ejemplos de moléculas, y para cada uno de ellos indica:

- Su nombre y su fórmula química.
- Los átomos que la componen, y en qué proporción.
- Dónde la encontramos en la naturaleza.

39. Completa en tu cuaderno las siguientes frases:

a. Demócrito postuló que la materia era _____, y estaba formada por una partícula a la cual llamó átomo, que significa _____.

b. Uno de los postulados de Dalton indicaba que los átomos son partículas _____ e _____.

c. Thomson descubrió que los átomos estaban compuestos por _____ a través de su experimentación con los _____.

d. El modelo atómico propuesto por Rutherford indicaba que el átomo estaba constituido por una región central llamada _____, donde se concentraban las cargas _____, y una _____, donde giran los _____.

e. Según Bohr, los electrones giran en _____. Mientras se encuentren en ellos, no liberan ni absorben _____.