**Actividades de Diagnóstico**

***Primera semana: El uso de la Tabla Periódica***

*Usando la Tabla periodica que se muetra a continuación, completa las siguintes actividades:*

1. *De la siguinte lista de elementos, completar la tabla, escribiendo el símbolo correspondiente:*

*Elementos: Argón, Plata, Magnesio, Sodio, Platino, hierro, calcio, antimonio, mercurio, oxígeno, azufre, estaño, yodo, cobre,helio, oro, germanio, carbono, fósforo, bromo, xenón , nitrógeno, vanadio, cloro, silicio, telurio.*

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| *Metales* | *No metales* | *Gases Nobles o Inertes* |
|  |  |  |

1. *Con los elementos del punto 1, indica el grupo y periodo.*
2. *En la siguiente sopa de letras, se encuentran 30 elementos químicos más comunes (recuerda que estan escritos en cualquier dirección) Usando la tabla periodica, encuentralos, e indica su grupo y periodo.*

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **P** | **L** | **M** | **S** | **P** | **L** | **A** | **T** | **I** | **N** | **O** | **S** | **T** | **O** | **R** | **S** | **M** | **N** | **T** |
| **K** | **R** | **T** | **G** | **I** | **O** | **T** | **K** | **U** | **O** | **I** | **T** | **N** | **Q** | **L** | **O** | **L** | **S** | **K** |
| **C** | **A** | **M** | **O** | **R** | **I** | **A** | **M** | **A** | **G** | **N** | **E** | **S** | **I** | **O** | **D** | **M** | **T** | **G** |
| **O** | **N** | **T** | **O** | **I** | **C** | **L** | **A** | **C** | **U** | **G** | **A** | **L** | **U** | **M** | **I** | **N** | **I** | **O** |
| **S** | **R** | **I** | **M** | **S** | **L** | **P** | **Q** | **A** | **O** | **X** | **I** | **G** | **E** | **N** | **O** | **Z** | **Y** | **L** |
| **P** | **I** | **R** | **T** | **W** | **O** | **K** | **E** | **R** | **F** | **U** | **Z** | **A** | **B** | **L** | **N** | **I** | **O** | **U** |
| **R** | **S** | **K** | **E** | **T** | **R** | **P** | **D** | **B** | **M** | **S** | **M** | **E** | **R** | **C** | **U** | **R** | **I** | **O** |
| **T** | **M** | **U** | **L** | **I** | **O** | **I** | **P** | **O** | **T** | **A** | **S** | **I** | **O** | **G** | **I** | **W** | **L** | **Z** |
| **Z** | **Y** | **G** | **S** | **P** | **H** | **M** | **U** | **N** | **R** | **K** | **T** | **S** | **M** | **E** | **O** | **U** | **E** | **T** |
| **K** | **R** | **I** | **Q** | **R** | **S** | **O** | **F** | **O** | **S** | **F** | **O** | **R** | **O** | **P** | **U** | **T** | **H** | **S** |
| **T** | **U** | **L** | **I** | **T** | **I** | **O** | **K** | **L** | **G** | **M** | **K** | **Q** | **S** | **U** | **M** | **L** | **Z** | **Y** |
| **X** | **Y** | **W** | **K** | **C** | **N** | **I** | **T** | **R** | **O** | **G** | **E** | **N** | **O** | **I** | **T** | **N** | **G** | **O** |
| **R** | **G** | **Z** | **I** | **N** | **C** | **N** | **K** | **L** | **E** | **S** | **R** | **H** | **Ñ** | **P** | **S** | **M** | **O** | **D** |
| **T** | **M** | **L** | **R** | **S** | **T** | **A** | **P** | **M** | **S** | **R** | **B** | **T** | **I** | **T** | **A** | **N** | **I** | **O** |
| **N** | **I** | **Q** | **U** | **E** | **L** | **R** | **M** | **U** | **O** | **M** | **O** | **R** | **C** | **R** | **L** | **S** | **U** | **G** |
| **S** | **Z** | **Y** | **M** | **O** | **K** | **U** | **S** | **T** | **I** | **L** | **C** | **K** | **E** | **S** | **T** | **A** | **Ñ** | **O** |

***Segunda semana: Modelos atómicos***

*Lee detenidamente el siguiente texto, y luego responde:*

1. *¿Por qué es necesario el modelo atómico?*
2. *¿Desde cúando se comezó a pensar en la constitución de la materia? ¿Qué ideas surgieron a partir de esto?*
3. *Armar una linea del tiempo que muestre cómo fue desarrollandose los distintos modelos atómicos desde los griegos hasta Rutherford.*
4. *Representar graficamente los modelos según se presenta en cada propuesta.*
5. *¿Qué aportes contribuyeron a que se puedan proponer los distintos modelos propuestos?*
6. *¿Por qué era necesario modificar los modelos propuestos?*
7. *Explica qué ideas sobre la esctructura del átomo más importantes surgen a partir de los modelos analizados en este texto.*

**Estructura atómica**

**Modelo científico**

Supongamos que nos dan una caja cerrada que no nos está permitido abrir y que contiene algo en su interior. Como no la podemos abrir, tendremos que recurrir a hacer una serie de pruebas o ensayos para averiguar lo que contiene: agitarla, pesarla. Con los datos obtenidos podremos forjar una idea, una imagen mental, sobre el contenido de la caja. Por otra parte, la idea o modelo que imaginamos nos permitirá formular predicciones: si, por ejemplo, concluimos que se trata de un líquido, podremos predecir que al hacerle un agujero, tal líquido se derramará.

Una idea o teoría sobre la naturaleza de un fenómeno para explicar hechos experimentales constituye lo que en ciencias se denomina **modelo científico**.

Un ejemplo de modelo científico es el modelo atómico. Nadie ha visto nunca un átomo. Es más, la propia ciencia predice que nunca se podrá ver. Sin embargo, observando una serie de fenómenos en el comportamiento de la materia es posible desarrollar una serie de ideas de como será la estructura de la materia.

***Evolución de los modelos atómicos***

[*Demócrito*](https://www.fisicanet.com.ar/biografias/cientificos/d/democrito.php), filosofo griego, fueron probablemente los primeros en creer que la materia estaba constituida por partículas que denominaron **átomos**, palabra que significa **"sin división"**, ya que consideraban el átomo como único e indivisible. Se basaba, no en pruebas experimentales, sino en un razonamiento que puede sintetizarse así: *un trozo de metal puede cortarse en 2 pedazos y cada uno de éstos en dos pedazos más … ; estos pueden dividirse sucesivamente hasta llegar a un momento en que se obtenga una partícula que ya no sea posible dividirla: el átomo*. Pensaba que los átomos tendrían formas y tamaños distintos: esféricos, cilíndricos, irregulares …

[*Empédocles*](https://www.fisicanet.com.ar/biografias/cientificos/e/empedocles.php), otro filósofo griego, no creía en tal teoría y postulaba la idea de que la materia estaba constituida por 4 elementos que se combinaban entre sí. Según él, la vida sólo era posible donde había humedad: una flor sin agua se muere; luego el primer elemento era el agua. Pero el agua no es sólida, se escapa de las manos. Una montaña no puede estar formada de agua y necesita, por tanto, otro elemento que le dé consistencia, solidez. La tierra fue el segundo elemento de que habló Empédocles, pues, a su juicio, daba consistencia al agua. Sin embargo, el barro que resultaba de esta mezcla era muy blando. Creyó entonces que quien le daba dureza era un tercer elemento, el aire, pues seca o evapora el agua que contienen las cosas. Por último, Empédocles consideró el fuego como 4° elemento.

Posteriormente transcurre un largo período en la historia de la Química, la Alquimia, donde la preocupación primordial es tratar de convertir los metales conocidos en oro.

Hacia el 1800, el profesor inglés [*John Dalton*](https://www.fisicanet.com.ar/biografias/cientificos/d/dalton.php) recogió la idea del átomo que dio el filosofo Demócrito, si bien esta vez basándose en métodos experimentales. Mediante el estudio de las **leyes ponderales**, concluye que: la materia está constituida por partículas **indivisibles** (átomos), todos los átomos de un mismo elemento químico son iguales, los átomos de elementos diferentes son también diferentes.

Sin embargo, los diferentes acontecimientos de la física de finales de siglo vinieron a señalar la existencia de partículas aún más pequeñas que los átomos. En 1885 Antoine Henri Becquerel (1852-1908) observó, de un modo fortuito, que unos minerales de uranio emitían radiaciones que eran capaces de impresionar las placas fotográficas y de electrizar el aire convirtiéndolo en conductor. Esta propiedad observada inicialmente para las sales de uranio y de torio recibió el nombre de *radiactividad*. Este fue uno de los indicios del carácter complejo de los átomos.

Los experimentos de [*William Crookes*](https://www.fisicanet.com.ar/biografias/cientificos/c/crookes.php) sobre descargas eléctricas a altas tensiones en tubos conteniendo gases a una presión reducida habían puesto de manifiesto la existencia de unos rayos que salían del cátodo o polo negativo del tubo y se dirigían al ánodo o polo positivo, como si se tratara de partículas cargadas negativamente. Además, estos *rayos catódicos* eran desviados por el campo magnético de un imán tal y como había sido observado con anterioridad para las corrientes eléctricas en las experiencias de electromagnetismo.

Para resolver algunas controversias surgidas en relación con la naturaleza de los rayos catódicos, Joseph John Thomson recibió el encargo de analizar con detalle las características de esta nueva radiación. Estudiando cuidadosamente las desviaciones que experimentaban los rayos catódicos al ser sometidos a campos eléctricos y a campos magnéticos, no sólo demostró claramente que se trataba de chorros de partículas negativas, sino que, además, midió la relación entre su carga y su masa.

Los experimentos y razonamientos de Thomson le permitieron concluir que la masa de cada una de esas partículas eran tan sólo una pequeñísima fracción de la del átomo más sencillo, el del hidrógeno. Así surgió el concepto de *electrón* como partícula subatómica cargada negativamente y constitutiva de los rayos catódicos, y junto con él la idea de que el átomo es divisible y, por tanto, ha de tener una estructura interna.

El propio Thomson fue el primero en proponer un modelo que describiera cómo estaban constituidos internamente los átomos. Según el *modelo de Thomson* el átomo consistía en una esfera uniforme de materia cargada positivamente en la que se hallaban incrustados los electrones de un modo parecido a como lo están las semillas en una sandía. Este sencillo modelo explicaba el hecho de que la materia fuese eléctricamente neutra, pues en los átomos de Thomson la carga positiva era neutralizada por la negativa. Además, los electrones podrían ser arrancados de la esfera si la energía en juego era suficientemente importante como sucedía en los tubos de descarga. Sin embargo, no fue capaz de explicar el origen de los espectros atómicos y sus características.

**Modelo atómico de Thompson**



En 1897 Joseph John **Thompson** realiza una serie de experimentos y descubre el electrón. En tubos de gases a baja presión en los que se establece una diferencia de potencial superior a 10.000 voltios, se comprobó que aparecían partículas con carga eléctrica negativa a las que se llamó electrones, y demostró que habían sido arrancados de los átomos (los cuales eran neutros). Tal descubrimiento modificó el modelo atómico de Dalton, que lo consideraba indivisible. Thompson supuso el átomo como una esfera homogénea e indivisible cargada positivamente en la que se encuentran incrustados los electrones.



Posteriormente otro físico inglés, Ernest Rutherford, realizó una serie de experimentos. Interesado por el fenómeno de la radiactividad, estudió los rayos emitidos por los materiales radiactivos, determinó su naturaleza y estableció una clasificación entre ellos denominándolos *rayos* α, *rayos* β y *rayos* γ. Los rayos α correspondían a partículas cargadas positivamente, los rayos β eran chorros de electrones y los rayos γ consistían en ondas electromagnéticas semejantes a la luz, pero mucho más energéticas.

Hizo incidir sobre una lámina finísima de oro un delgado haz de partículas cargadas positivamente de masa mucho mayor que el electrón y dotadas de energía cinética alta. En el choque observó distintos comportamientos:

* La mayoría atravesaban la lámina sin desviarse
* algunas se desviaban
* muy pocas retrocedían

Sus investigaciones sobre las partículas α le llevaron a identificarlas como átomos de helio que habían perdido sus electrones. Esta idea de relacionar partículas positivas con fracciones de átomos le permitiría más tarde descubrir el *protón* como la parte positiva (núcleo) del átomo más sencillo, el de hidrógeno



Esta experiencia implicaba:

* que los átomos estaban casi vacíos, pues la mayoría de las partículas las atravesaban
* que hay una zona cargada positivamente, ya que algunas partículas retrocedían o se desviaban. Esta zona debe estar muy concentrada ya que es mayor el número de desviaciones que de choques.

.

Después de comprender su naturaleza, Rutherford decidió emplear las partículas α como instrumentos para la investigación de la materia. Bombardeó una delgada lámina de oro con partículas α procedentes de materiales radiactivos observando que, en su mayor parte, las partículas atravesaban la lámina sin sufrir desviaciones y sólo una pequeña fracción era fuertemente desviada. Estos resultados hacían insostenible un modelo compacto de átomo como el propuesto por Thomson y apuntaban a otro en el cual predominasen los espacios vacíos sobre los llenos.

Tomando como base los resultados de sus experimentos, Rutherford ideó un modelo atómico en el cual toda la carga positiva y la mayor parte de la masa del átomo estaban situadas en un reducido núcleo central que denominó *núcleo atómico*. Los electrones atraídos por fuerzas electrostáticas girarían en torno al núcleo describiendo órbitas circulares de un modo semejante a como lo hacen los planetas en torno al Sol, por efecto en este caso de fuerzas gravitatorias.

El átomo nucleado de Rutherford, también llamado modelo planetario por su semejanza con un diminuto sistema solar, consiguió explicar los resultados obtenidos en la dispersión de partículas α por láminas metálicas. Según este modelo, la mayor parte de las partículas α atravesarían los átomos metálicos sin colisionar con el núcleo. La poca densidad de materia de la envoltura electrónica sería una barrera despreciable para este tipo de partículas. Sólo en el caso poco probable de que el proyectil encontrase un núcleo de oro en su camino retrocedería bruscamente debido a la mayor masa de éste.

Sin embargo, por su propia definición el *modelo de Rutherford* estaba en contradicción con las predicciones de la física clásica, según la cual cuando una carga eléctrica en movimiento curva su trayectoria, emite energía en forma de radiación. Tal pérdida de energía haría al átomo inestable y los electrones, moviéndose en espiral, acabarían precipitándose sobre el núcleo en poco más de una millonésima de segundo. De ser así la materia como conjunto de átomos debería ser completamente efímera. El modelo desarrollado con posterioridad por Neils Bohr iniciaría el camino hacia la solución de este importante enigma.

Esto le condujo a proponer en 1911 un nuevo modelo atómico en el que se afirmaba que los átomos estaban constituidos por 2 zonas bien diferenciadas:

* Una de carga positiva con el 99,9% de la masa muy concentrada y por tanto de gran densidad a la que llamó núcleo.
* Otra rodeando al núcleo a la que llamó corteza donde estaban los electrones con carga negativa girando alrededor del núcleo.

Sin embargo, el modelo de Rutherford presentaba fallos: Según la teoría clásica de electromagnetismo, una partícula eléctrica acelerada emite energía. Y el electrón girando el torno al núcleo está sometido a una aceleración centrípeta por lo que irradiaría energía, perdería velocidad y, por fin, caería al núcleo desestabilizando el átomo. Pero como el átomo de hecho es estable, las cosas no pueden ocurrir según el modelo de Rutherford. Además no explicaba los espectros (esto se analizará más adelante)