



**Institución Educativa Técnica Acuicola Nuestra
Señora de Monteclaro**
Cicuco – Bolívar

DANE: 113188000036NIT: 806.014.561-5

ICFES: 054460



Planeación de aula.

Identificación

Grado/Grupo: Decimo	Area/Asignatura: Ciencias Naturales - Química	Fecha : 8 – 22 mayo 2023
Docente / C.D.A.: Manira Ospino Abuabara		
Sede: Prinicipal	Periodo Académico: segundo	
Eje temático : . El átomo 3.1 El átomo a través de la historia 3.2 Algunas propiedades de los átomos 3.3 Masa atómica, masa molecular y número de Avogadro 3.4 Modelo atómicos 3.5 Modelo atómico actual 3.6 Configuración electrónica		
Tiempo de Ejecución:		

Aprendizajes

1. Objetivos de aprendizajes
2. Referentes curriculares (EBC, DBA, Matriz de Referencia, Mallas de Aprendizaje)
Estandar: Proceso químico Explico la estructura de los átomos a partir de diferentes teorías. DBA: Comprende que los diferentes mecanismos de reacción química (oxido-reducción, descomposición, neutralización y precipitación) posibilitan la formación de compuestos inorgánicos (3)
3. Evidencias de Aprendizajes / Desempeños Esperados
<ul style="list-style-type: none">Establece la relación entre la distribución de los electrones en el átomo y el comportamiento químico de los elementos, explicando cómo esta distribución determina la formación de compuestos, dados en ejemplos de elementos de la Tabla Periódica.



4. Recursos y materiales

Química. Proyecto Educativo XXI 10,1 Santillana. 2016

Momentos de la clase

1. Inicio /exploración de saberes previos

Se dará inicio haciendo preguntas a los estudiantes acerca de la unidad que conforma la materia, de las teorías propuestas para explicar la organización de la materia, Cuántos modelos atómicos identifica.

Se permitirá la participación de los estudiantes y se observarán las distintas percepciones que tienen los estudiantes acerca de la composición de la materia.

2. Contenido / Estructuración

Para este momento de la clase, se le invitará al educando a tomar nota de manera detallada los distintos conceptos, teorías y demás estudios acerca de la materia, su conformación.

EL ÁTOMO: CONCEPTOS BÁSICOS

EL ÁTOMO A TRAVÉS DEL TIEMPO

- los griegos se preocuparon por indagar sobre la constitución íntima de la materia. (desde un punto de vista teórico)
- Leucipo y Demócrito proponen que la materia está constituida por pequeñas partículas llamadas átomos
- LOS POSTULADOS DEL ATOMISMO GRIEGO: establecen que:
 - Los átomos son sólidos
 - Entre los átomos solo existe el vacío
 - Los átomos son indivisibles y eternos
 - Los átomos de diferentes cuerpos difieren entre sí por su forma, tamaño y distribución espacial
- Las propiedades de la materia varían según el tipo de átomos y como estén agrupados

TEORÍA ATÓMICA DE DALTON

- basado en las teorías atómicas propuestas hasta el momento, (ley de la conservación y la ley de las proporciones múltiples)
Dalton rescata las ideas propuestas por Leucipo y Demócrito

Esta teoría comprendía los siguientes postulados

- la materia está constituida por átomos, partículas indivisibles e indestructibles
- los átomos que componen una sustancia elemental son semejantes entre sí
- los átomos se combinan para formar entidades compuestas



MODELO ATÓMICO DE THOMPSON

DESCUBRIÓ EL ELECTRÓN

ANTECEDENTES

NATURALEZA ELÉCTRICA DE LA MATERIA

Desde tiempos remotos habían sido observados fenómenos eléctricos relacionados con la materia.

Tales de Mileto observó que al frotar un trozo de ámbar, este podía atraer pequeñas partículas.

Siglos después Gilbert comprobó que por frotamiento muchas sustancias adquirían electricidad. Sin embargo, fue solo hacia mediados del siglo XIX que estas observaciones fueron planteadas formalmente, gracias a los experimentos sobre la electrólisis que realizó Faraday, hacia 1833 y que le permitieron descubrir la relación entre electricidad y materia.

■ Descubrimiento del electrón

El descubrimiento del electrón fue posible gracias a una serie de experimentos alrededor de un dispositivo llamado tubo de rayos catódicos, que consiste en un tubo de vidrio provisto de dos electrodos, herméticamente soldados en los extremos de este y a través de los cuales se hace pasar una corriente eléctrica.

En 1879, el físico inglés William Crookes, observó que si se creaba vacío dentro del tubo, retirando el aire presente en su interior, aparecía un resplandor, originado en el electrodo negativo o cátodo y que se dirigía hacia el electrodo positivo o ánodo, por lo que Crookes concluyó que debía tratarse de haces cargados negativamente, que luego fueron bautizados como rayos catódicos.

Posteriormente, J. Thomson estableció, en 1895, que dichos rayos eran en realidad partículas, mucho más pequeñas que el átomo de hidrógeno y con carga negativa, que recibieron el nombre de electrones. En la actualidad se ha establecido que la carga de un electrón es $-1,602 \times 10^{-19}$ culombios y que posee una masa de $9,11 \times 10^{-28}$ g.

■ Descubrimiento del protón

Por la misma época, Eugen Goldstein (1850-1930), realizó algunas modificaciones al diseño inicial del tubo de rayos catódicos. El nuevo dispositivo tenía el cátodo perforado y el tubo, en lugar de vacío, contenía diferentes gases.

Observó que detrás del cátodo se producía otro tipo de resplandor, proveniente del ánodo, por lo que dedujo que los nuevos rayos poseían carga positiva. Posteriormente fueron bautizados como protones y se determinó que su carga era de igual

magnitud que la de un electrón, es decir, $+1,602 \times 10^{-19}$ culombios, mientras que su masa tenía un valor cercano a $1,673 \times 10^{-24}$ g. Estos descubrimientos contradecían la creencia de que el átomo era indivisible, por lo que fue necesario concebir un nuevo modelo atómico

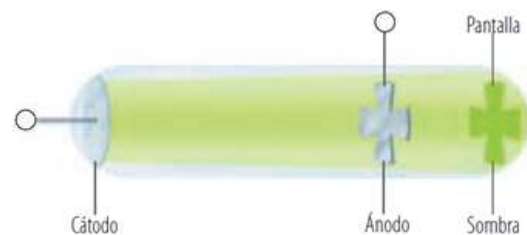


Figura 3. En el diseño que se muestra en la figura, se ha colocado un objeto en la trayectoria de los rayos catódicos. Este objeto produce sombra, lo que sirvió para comprobar el carácter material y particulado de los electrones.

En 1904 Jhosep Thomsom propuso un modelo es en cual la parte positiva del átomo se hallaba distribuido uniformemente por todo el volumen de este, mientras los electrones se hallaban inmersos en esta matriz de protones, como las pasas de un pudin. Además planteaba que la cantidad de cargas positivas y negativas presentes eran iguales, con lo cual el átomo era esencialmente un entidad neutra.



Modelo de Rutherford

Antecedentes

Descubrimiento de la radiactividad

La primera evidencia de este fenómeno data de 1896 y la debemos a las experiencias de Henri Becquerel (1852-1908). Este científico descubrió que los minerales de uranio eran capaces de velar una placa fotográfica en ausencia de luz externa, por lo cual concluyó que poseían la propiedad de emitir radiaciones de forma espontánea. Posteriormente, los esposos Pierre (1859-1906) y Marie Curie (1867- 1934), retomaron las observaciones hechas por Becquerel, comprobando que todos los minerales de uranio tenían la capacidad de emitir radiaciones. Además aislaron otros dos elementos con idénticas propiedades: el polonio y el radio. La radiactividad se define como la propiedad que poseen los átomos de algunos elementos de emitir radiaciones. Debido a que las radiaciones son partículas subatómicas, los elementos radiactivos se transforman en otros elementos, pues la constitución íntima de sus átomos cambia. Estas radiaciones pueden ser de cuatro tipos distintos:

Rayos alfa (+): son partículas formadas por dos protones y dos neutrones, por lo que poseen una carga positiva, igual a dos veces la carga de un protón. Debido a que la masa y el volumen de las partículas alfa son relativamente elevados, estas radiaciones viajan a una velocidad baja, y tienen un poder de penetración igualmente bajo.

Rayos beta₋ (-): se trata de haces de electrones, 7.000 veces más pequeños que las partículas alfa y que viajan a una velocidad cercana a la de la luz, por lo que poseen un poder de penetración medio.

Rayos beta (+) son haces de partículas similares a los electrones con carga positiva denominados positrones.

Rayos gamma (γ): estos rayos son radiaciones electromagnéticas, con un contenido energético muy superior al de la luz visible, por lo que no poseen masa y tienen una gran capacidad de penetración.

■ Descubrimiento de los rayos X

A fines del siglo XIX, en 1895, Wilhelm Roentgen (1845-1923), estudiando los rayos catódicos, observó que una lámina recubierta con ciano-platinato de bario, que estaba a cierta distancia del tubo, emitía una fluorescencia verdosa. Afirmó que dicha fluorescencia correspondía a unos rayos que atravesaban los materiales poco densos, como la madera, pero que no pasaba a través de los más densos, como los metales. Además, no sufrían desviación por campos eléctricos o magnéticos. Por esta razón, concluyó que estos rayos no deberían estar formados por partículas cargadas y en esto se parecían a los rayos de luz. Roentgen los llamó rayos X

El modelo de Rutherford

La proposición de la existencia del núcleo

A principios del siglo XX, Ernest Rutherford realizó un experimento cuyos resultados fueron inquietantes. Observó que cuando un haz de partículas alfa, emitidas por el polonio, uno de los elementos radiactivos, golpeaba contra una lámina de oro, algunas de las partículas incidentes rebotaban, hasta el punto de invertir completamente la dirección de su trayectoria. Esto era tan increíble como si al disparar una bala contra una hoja de papel, ésta rebotara. Con el fin de dar una explicación a este hecho, Rutherford propuso, en 1911, la existencia del núcleo atómico, como una zona central densa, en la cual se concentraba cerca del 99,95% de la masa atómica. El núcleo debía ser positivo, puesto que las partículas alfa, también positivas, eran rechazadas al chocar contra los núcleos de los átomos del metal. También estableció que los electrones debían mantenerse en constante movimiento en torno



al núcleo, aunque a una cierta distancia, con lo cual gran parte del volumen del átomo sería espacio vacío. Al igual que Thomson, Rutherford consideró que la carga negativa de los electrones debía contrarrestar la carga positiva del núcleo, para dar lugar a un átomo neutro.

Si bien, muchos fueron los descubrimientos y fenómenos observados que permitieron comprobar la existencia del núcleo atómico y dilucidar su constitución, el modelo propuesto por Rutherford tenía ciertas inconsistencias. De acuerdo con la física clásica, toda partícula acelerada, como es el caso de un electrón girando alrededor del núcleo de un átomo, emite energía, en la forma de radiaciones electromagnéticas. En consecuencia, el electrón debería perder energía continuamente, hasta terminar precipitándose sobre el núcleo, dando lugar a un colapso atómico.

DESCUBRIMIENTO DEL NEUTRÓN

Desde 1920, Rutherford había supuesto la existencia de una tercera partícula subatómica, que debía ser neutra, pues muchos elementos poseían una masa superior a lo esperado si sus núcleos solo estuvieran conformados por protones. Sin embargo, se tuvo que esperar hasta 1932 para comprobar experimentalmente la existencia de estas partículas. El descubrimiento se atribuye a James Chadwick, quien observó que al bombardear placas de berilio con partículas alfa, estas placas emitían unas partículas, que a su vez se hacían chocar contra un bloque de parafina, ocasionando un desprendimiento de protones en este. Este hecho hacía pensar que su masa debía ser similar a la de los protones. Además, estas partículas no se desviaban por la presencia de campos eléctricos, luego debían ser neutras, por lo que se las llamó neutrones. Actualmente se calcula que la masa de un neutrón es $1,675 \times 10^{-24}$ gramos. Estos descubrimientos llevaron a describir al átomo como la unidad estructural de la materia, formada por tres subpartículas básicas: protones, neutrones y electrones.

EL MODELO PLANETARIO DE BOHR

Con el fin de dar solución a las inconsistencias que presentaba el modelo atómico de Rutherford, el físico danés Niel Bohr propuso en 1913 que los electrones deberían moverse alrededor del núcleo a gran velocidad y siguiendo órbitas bien definidas, como el sistema solar donde el Sol se encuentra en el centro y los planetas giran alrededor de este.

ALGUNAS PROPIEDADES DE LOS ÁTOMOS

Muchas de las propiedades físicas de los átomos como masa, densidad o capacidad radiactiva, se relacionan con el núcleo. Por el contrario del arreglo de los electrones en la periferia del átomo dependen **propiedades químicas**.

Al describir un elemento químico se mencionan algunas de sus propiedades entre las que se encuentran el *número atómico*, el *número de masa* y la *masa atómica*.

El número atómico:

El número atómico indica el número de protones presentes en el núcleo y se representan con la letra Z . Dado que la carga de un átomo es nula, el número de protones debe ser igual al número de electrones, por lo que Z también indica cuántos electrones posee un átomo. Por ejemplo, el átomo de hidrógeno, el más sencillo que se conoce, tiene un núcleo compuesto por un protón que es neutralizado por un electrón orbitando alrededor. De esta manera su número atómico es $Z = 1$. Debido a que el número atómico se puede determinar experimentalmente, es posible determinar si una sustancia dada es o no un elemento puro, pues en un elemento todos los átomos deben tener el mismo número atómico.

El número de masa:

El número de masa o número másico se representa con la letra A y hace referencia al número de protones y neutrones presentes en el núcleo. La masa del átomo está concentrada en el núcleo y corresponde a la suma de la masa de los protones y los



Institución Educativa Técnica Acuicola Nuestra Señora de Monteclaro

Cicuco – Bolívar

DANE: 113188000036NIT: 806.014.561-5

ICFES: 054460



neutrones presentes, dado que la masa de los electrones es despreciable en relación con la masa nuclear, el número másico también es un indicador indirecto de la masa atómica. Consideremos el siguiente ejemplo: el elemento sodio contiene 11 protones y 12 neutrones en su núcleo. Esto significa que Z es igual a 11 y A es igual a 23, es decir, la suma de 11 protones y 12 neutrones. El número de neutrones presente suele representarse con la letra N . $Z=11$; $N=12$, $A = N + Z$, es decir, $A = 12 + 11 = 23$

Los isótopos:

Son átomos de un mismo elemento, cuyos núcleos tienen el mismo número de protones (número atómico Z), pero difieren en el número de neutrones (número de masa A).

Muchos elementos presentan isótopos, por ejemplo el oxígeno en estado natural es una mezcla de isótopos, en la cual, el 99,762% corresponde a átomos con $A = 16$ ($Z = 8$ y $N = 8$), el 0,038% poseen $A = 17$ ($Z = 8$ y $N = 9$) y el 0,200% está representado por átomos con $A = 18$ ($Z = 8$ y $N = 10$).

La masa atómica:

Si bien la masa de un átomo no puede ser registrada por las balanzas más sensibles, esta magnitud ha sido calculada en valores cercanos a los 10-24 gramos. Por ejemplo, la masa de un átomo de hidrógeno es $1,67 \times 10^{-24}$ g. Sin embargo, para facilitar los cálculos relativos a las masas atómicas de la gran variedad de elementos químicos conocidos, se ha ideado un sistema de masas relativas, en el cual, la masa de un elemento dado se calcula comparándola con la masa de otro, que se toma, arbitrariamente, como unidad patrón. Hasta 1962, el oxígeno se empleó como patrón. Así, al átomo de oxígeno se le asignó una masa de 16 unidades de masa atómica (abreviado como u.m.a.), con lo cual una u.m.a. equivalía a $1/16$ de la masa del átomo de oxígeno. Más tarde, la unidad patrón fue remplazada por el átomo de carbono, cuya masa es exactamente 12 u.m.a. Esta es la unidad patrón que se emplea en la actualidad, de manera que una u.m.a. es igual a $1/12$ de la masa del átomo de carbono 12. De acuerdo con esta escala, el oxígeno tiene una masa de 15,99 u.m.a., mientras que el hidrógeno pesa 1,007 u.m.a.

La masa molecular:

La masa molecular corresponde a la masa de una molécula, que es igual a la suma de las masas atómicas promedio de los átomos que la constituyen. Para calcular la masa molecular es necesario saber qué elementos forman el compuesto, su masa atómica y el número de átomos presentes en la molécula. La fórmula química nos indica qué elementos forman el compuesto y su número.

El número de Avogadro : concepto de mol

Cuando tomamos una pequeña cantidad de algún compuesto y la pesamos en una balanza, estamos manipulando un número enorme de átomos individuales, debido a que el peso en gramos de un átomo es sumamente pequeño.

Para evitar el problema de hacer cálculos a partir de números muy grandes o muy pequeños, se emplea una unidad, llamada mol. Un mol se define como la cantidad de sustancia que contiene $6,02 \times 10^{23}$ partículas ya sea de un elemento o de un compuesto. En un elemento esta cantidad es equivalente a la masa atómica expresada como gramos.

3. Práctica / Transferencia

para establecer comprensión del tema de estudio, se le pedirá a los estudiantes realizar el siguiente taller.

Marca con una X la respuesta correcta

1. Jhon Dalton propuso

_____ la indivisibilidad del átomo

_____ el modelo planetario



**Institución Educativa Técnica Acuicola Nuestra
Señora de Monteclaro**
Cúcuco – Bolívar



DANE: 113188000036NIT: 806.014.561-5

ICFES: 054460

- _____ el modelo de pastel de pasas
_____ que los electrones giran alrededor del núcleo
2. J.J Thomson propuso
_____ el modelo de pastel de pasas
_____ que el número de cargas positivas es igual al número de cargas negativas
_____ la indivisibilidad del átomo
_____ el modelo planetario
3. De acuerdo con el modelo atómico de Thomson los electrones se encontraban
_____ en el centro del átomo
_____ girando alrededor del átomo
_____ incrustado en una masa uniforme positiva
_____ girando alrededor del núcleo
4. la principal diferencia entre el modelo de Dalton y el de Thomson radica en:
_____ los niveles de energía
_____ las partículas subatómicas
_____ la superficie externa
_____ la carga eléctrica
5. ¿Explica Por qué la teoría atómica de Dalton no demuestra la naturaleza eléctrica de la materia?
6. Los aportes del modelo de Rutherford fueron
a. determinar los lugares de los protones
b. enunciar que los electrones giran alrededor del núcleo en forma elíptica
c. enunciar que los electrones están alrededor del núcleo
d. determinar que el átomo tiene un núcleo central pequeño, de carga positiva y que a su alrededor giran los electrones
7. Según el modelo de Rutherford en el núcleo hay:
a. protones y electrones
b. Protones y neutrones
c. protones solamente
8. el científico Niels Bohr propuso el siguiente modelo atómico
a. orbital b. pasteles de pasas c. nubes cósmicas d. planetario
9. el neutrón fue descubierto por:
a. Joseph Thomson b. Ernest Rutherford c. Jhon Dalton d. James Chadwick

4. Descripción de la Evaluación y Valoración/cierre

Llegado el momento de la evaluación se les aplicará a los estudiantes un taller que realizarán en grupo (2)

1. observa las siguientes secuencias de imágenes

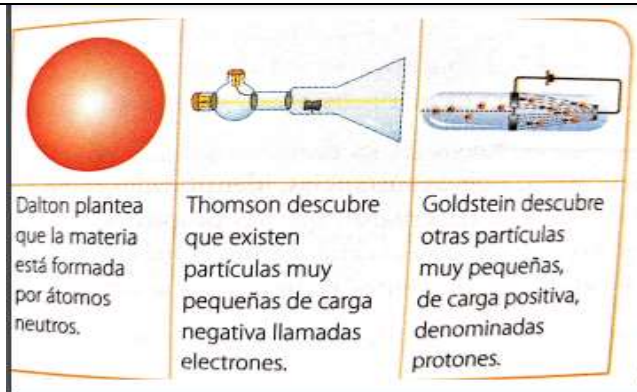


**Institución Educativa Técnica Acuicola Nuestra
Señora de Monteclaro**
Cúcuta – Bolívar



DANE: 113188000036NIT: 806.014.561-5

ICFES: 054460



A partir de las imágenes y del texto que las acompaña, explica cómo se vio afectada la idea de Dalton acerca del átomo con el descubrimiento de los electrones y los protones

2. ¿Qué postularon Leucipo y Demócrito en el siglo V a.C.?

A) Que los átomos no existen.

B) Que las partículas que componen la materia no pueden verse, porque no existen.

C) Que toda la materia está compuesta por átomos. Si se divide una sustancia muchas veces se llega a ellos.

D) Que todas las sustancias que existen en la naturaleza están formadas por combinaciones de cuatro elementos químicos.

3. El modelo atómico propuesto por Joseph John Thomson es considerado el primer modelo atómico que describe la constitución del átomo. Con respecto a sus planteamientos, ¿qué afirmación es incorrecta?

A) Que el átomo es eléctricamente negativo.

B) Que el átomo es divisible porque posee partículas en su interior.

C) Que posee una región con carga eléctrica positiva, en la que se encuentran inmersos los electrones.

D) Que está formado por electrones que poseen carga eléctrica negativa y que se distribuyen de manera uniforme

4. ¿Cómo está formada la materia según Dalton? . ¿Qué características tenía el átomo según Dalton?

5. ¿Por qué crees tú que han existido diversos modelos atómicos a lo largo de la historia?

6. Al bombardear laminas delgadas de oro con partículas alfa, Rutherford pudo demostrar que la masa de un átomo está concentrada en una zona que denominó

a. periferia

b. niveles de energía

c. núcleo

d. órbitas

7. indica donde se encuentran los electrones en los distintos modelos atómicos

8. en la siguiente table se describe la constitución nuclear de algunos elementos. Complete

Elementos	${}_8\text{C}^{14}$	${}_4\text{Be}^9$	${}_{11}\text{Na}^{23}$	${}_{90}\text{U}^{235}$	${}_1\text{H}^1$
Número de protones					
Número de Neutrones					
Número de masa					



***Institución Educativa Técnica Acuícola Nuestra
Señora de Monteclaro***
Cicuco – Bolívar

DANE: 113188000036NIT: 806.014.561-5

ICFES: 054460



--