

ASIGNATURA: Química

CURSO: 3° B

PROFESORA: Evelín Rodríguez

HOLA CHICOS!!! COMO ESTAN? ESPERO QUE BIEN, POR ESTE MEDIO ENVIO LA ACTIVIDAD NÚMERO DOS. MI NOMBRE ES EVELÍN RODRIGUEZ Y SOY PROFE DE QUÍMICA. POR DISTINTAS SITUACIONES NO PUDIMOS TENER NUESTRA PRIMER CLASE.

EL TRABAJO QUE ARMÉ RESULTA MUY SENCILLO, POR LO ESPERO QUE LO PUEDAN REALIZAR SIN NINGUNA DISFICULTAD DE LO CONTRARIO MI CORREO PERSONAL AL QUE DEBERAN ENVIARME LA ACTIVIDAD RESUELTA Y PODER EVACUAR DUDAS ES :

evelina_016@hotmail.com

ESPERO PODER CONOCERLOS MUY PRONTO!

ACTIVIDAD N°2:

- 1- Lee atentamente el siguiente artículo:

II. El átomo tiene un núcleo positivo

1. La radiactividad

En 1896, el físico francés **Henri Becquerel**, estudiando el fenómeno de la fluorescencia en diferentes sustancias, en forma imprevista, descubrió una nueva propiedad de la materia. Trabajando con compuestos de uranio, observó que tenían la propiedad de emitir radiaciones en forma espontánea y sin necesidad de ser excitados por la luz. A esta propiedad, posteriormente, **Marie Curie** le dio el nombre de **radiactividad**.

Al proseguir los estudios, los esposos **Marie y Pierre Curie** encontraron otros dos elementos radiactivos, el polonio y el radio. En la actualidad se conocen más de 40 elementos radiactivos naturales.

Las sustancias radiactivas pueden emitir radiaciones de tres tipos:

- Rayos alfa:** están constituidos por partículas con carga eléctrica positiva que se mueven a una velocidad entre 16.000 y 32.000 km/s y son poco penetrantes (atravesan láminas delgadas de papel o de aluminio de menos de 0,002 mm de espesor). Además se comprobó que las partículas alfa tienen una masa de 4 u.m.a. y una carga eléctrica de 2 u.e.c. como los núcleos de los átomos de helio.
- Rayos beta:** están formados por electrones con carga eléctrica negativa que se desplazan a gran velocidad (160.000 km/s) y son más penetrantes que los rayos alfa (atravesan láminas de aluminio de hasta 0,2 mm de espesor).
- Rayos gamma:** no son partículas sino radiaciones electromagnéticas de alta frecuencia que se mueven a muy alta velocidad (aproximadamente 300.000 km/s), no manifiestan carga eléctrica y presentan gran poder de penetración (atravesan láminas de aluminio de hasta un metro de espesor).

Las sustancias radiactivas no emiten simultáneamente las tres radiaciones; algunas emiten radiaciones alfa y otras beta, pero ambas generalmente acompañadas por rayos gamma.

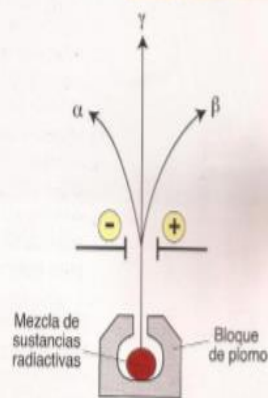
1.1. La experiencia de Rutherford

El descubrimiento de la radiactividad permitió seguir avanzando en la interpretación de la estructura del átomo.

En 1911, el científico neozelandés **Ernest Rutherford** (1871-1937) investigó la dispersión que experimentan las partículas alfa al atravesar una lámina muy delgada de oro.

Hizo incidir el haz de partículas alfa (positivas) que emitía una sustancia radiactiva, colocada en un bloque de plomo, sobre una hoja de oro de muy pequeño espesor (10^{-4} mm). Detrás de la lámina de oro ubicó una pantalla recubierta de sulfuro de cinc (fluorescente) que permite detectar el choque de cada partícula en los diferentes puntos de dicha pantalla:

La radiactividad natural es la propiedad que presentan ciertos elementos químicos de emitir radiaciones en forma



Acción de un campo eléctrico sobre las radiaciones.



Los resultados de esta experiencia y su interpretación fueron los siguientes:

- La mayoría de las partículas alfa atravesaron la lámina sin sufrir desviación alguna. Esto permitió deducir que los átomos tienen grandes espacios vacíos, por lo cual las partículas alfa no encuentran ningún obstáculo en su camino.
- Algunas partículas alfa (aproximadamente una por cada 10.000) experimentaron pequeñas desviaciones, de menos de 90°. Estas desviaciones hicieron suponer que en el átomo hay una pequeña zona con carga eléctrica positiva que repele a las partículas también positivas (cargas de igual signo se repelen).
- Muy escasas partículas alfa (una por cada 125.000) rebotaron sobre la lámina de oro y retrocedieron en su trayectoria. Este hecho llevó a Rutherford a sugerir que la masa del átomo está concentrada en el centro del átomo donde rebotan esas partículas. Así surgió la idea de que el átomo cuenta con un núcleo central, donde están agrupadas las cargas positivas y la mayor parte de la masa.

Esta experiencia de Rutherford permitió deducir cómo están distribuidas las cargas eléctricas y la masa en el átomo, constituyendo un importante avance en el conocimiento de la estructura atómica.

12. El modelo atómico de Rutherford

La interpretación de los resultados obtenidos en la experiencia antes descrita llevó a Rutherford a proponer el siguiente modelo:

- El átomo está formado por un núcleo central, con carga eléctrica positiva, rodeado por los electrones negativos.
- El núcleo es muy pequeño con relación al diámetro total del átomo, pero contiene la mayor parte de la masa atómica. Esto indica que el átomo tiene grandes espacios vacíos, sin partículas materiales.
- Los electrones giran alrededor del núcleo sin chocar con él, a distancias variables pero sin exceder un cierto diámetro.



Modelo atómico de Rutherford.

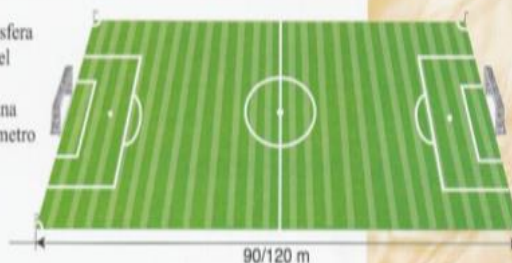
- El número de electrones es el suficiente para compensar la carga positiva del núcleo, de manera que el átomo, en conjunto, resulta neutro.
- Los electrones tienen una masa despreciable con relación a la masa total del átomo.

Este modelo se suele comparar con el sistema solar, de modo que el núcleo representa al Sol y los electrones a los planetas.

1.2.1. Relación entre el diámetro del núcleo y el del átomo

Rutherford, sobre la base de cálculos matemáticos, pudo establecer que el núcleo del átomo tiene un diámetro promedio de 10^{-11} cm (10^{-2} Å). Esto significa que el diámetro del núcleo es 10.000 veces menor que el diámetro total del átomo. Para tratar de comprender la pequeñez del núcleo con relación a todo el átomo, puede pensarse que si el núcleo fuese una esfera de 1 cm de diámetro, el átomo sería una esfera con un diámetro igual a 10.000 cm, o sea, 100 metros (aproximadamente la longitud de una cancha).

Si el átomo fuese una esfera cuyo diámetro midiera el largo de una cancha de fútbol, el núcleo sería una pelotita de 1 cm de diámetro ubicada en el centro.



Angstrom (Å):
Unidad de longitud
equivalente a 10^{-10} m.

1.2.2. ¿Cuáles son los problemas del modelo de Rutherford?

La deducción de que el átomo posee un núcleo positivo y que a su alrededor están los electrones, plantea un problema: si los electrones estuvieran en reposo, serían atraídos por el núcleo por tener cargas opuestas y caerían en él. Para superar esta dificultad, **Rutherford** supuso que los electrones giraban alrededor del núcleo para contrarrestar la atracción nuclear, de modo similar a como la Tierra gira alrededor del Sol.

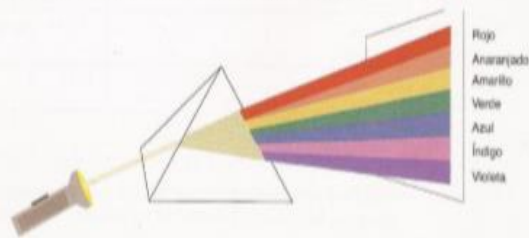
Esta suposición presenta una nueva dificultad: toda carga eléctrica en movimiento irradia energía en forma de ondas electromagnéticas. Esta pérdida de energía produciría una reducción en la velocidad del electrón, lo cual le restaría capacidad para resistir la atracción del núcleo. De esta forma el electrón se acercaría al núcleo hasta caer en él, al cabo de un cierto tiempo.

La solución a este problema se encontró al estudiar los espectros ópticos que originan las luces emitidas por las sustancias sometidas a la acción del calor, como se verá más adelante.

III. Los electrones están en niveles de energía

1. ¿Qué es la espectroscopía?

La luz blanca proveniente del Sol está formada por siete colores que se dispersan cuando atraviesan un prisma de cristal:



Espectro continuo de la luz blanca.

Radiación:
Energía que se propaga en forma

La secuencia de bandas de colores que va desde el rojo hasta el violeta se denomina **espectro**, palabra que etimológicamente significa "fantasma".

Este fenómeno fue descubierto por **Isaac Newton** en 1666 y es el mismo que se observa cuando la luz solar atraviesa las gotas de lluvia, que actúan como pequeños prismas, formando el arco iris. El espectro formado por la luz blanca es continuo porque se va pasando gradualmente de un color a otro.

Los diferentes colores del espectro solar dependen de la longitud de onda de las radiaciones y corresponden a distintas cantidades de energía. (El rojo tiene mayor longitud de onda por contener menor cantidad de energía y por eso experimenta menos desviación.)

1.1. Los espectros atómicos

Las diversas sustancias al ser calentadas emiten radiaciones luminosas de colores característicos. Así, por ejemplo, si se expone a la llama un alambre de cobre se observa que esa llama toma un color verde; los compuestos de sodio dan una radiación de color amarillo; los de potasio, violeta, y los compuestos de calcio, anaranjado.

Cuando se hace pasar a través de un prisma óptico la luz emitida por un cuerpo caliente, se produce la dispersión de las distintas radiaciones electromagnéticas que la componen, debido a que tienen diferentes longitudes de onda.

Hacia mediados del siglo XIX, **Bunsen** y **Kirchoff** investigaron los espectros producidos por la radiación que emiten las sustancias cuando son excitadas por el calor. Así, observaron que la luz producía un espectro formado por un conjunto de líneas muy finas de colores diferentes, separadas entre sí por espacios oscuros, que se denominó **espectro de rayas**. Este espectro es discontinuo pues no hay una transición gradual de una línea a otra. A modo de ejemplo:

Espectro de emisión del hidrógeno.



Cada elemento químico origina un espectro de rayas que le es característico, y que es distinto al de los otros elementos.

La formación del espectro de rayas indica que los átomos emiten energía en valores definidos y concretos y no en cantidades variables.



Espectro de emisión de vapores de litio (Li).

12. ¿Cuál es la interpretación de Bohr?

En 1913, **Niels Bohr** (1885-1962) propuso una hipótesis para explicar la causa de los espectros de rayas y cómo están distribuidos los electrones en el átomo. Para ello tomó como base la *teoría cuántica de Planck*, la cual sostiene que la energía es discontinua y está formada por ciertas porciones llamadas **cuantos**.

Entonces, la energía que radian los átomos cuando son sometidos a la acción del calor no puede tener cualquier valor sino que debe ser un múltiplo de dichos *cuantos*. Se emiten 1, 2, 3 o más *cuantos* y no valores intermedios, tales como 1,2 ó 2,8.

Bohr, aplicando la teoría de **Planck**, sostuvo que los electrones no pueden encontrarse en el átomo con cualquier cantidad de energía, sino con valores concretos y definidos, es decir, con determinados **niveles de energía**.

Cuando el átomo recibe energía como, por ejemplo, calor, los electrones pasan a niveles superiores. Luego, a medida que se va enfriando, emite la energía ganada en forma de radiaciones luminosas y los electrones vuelven a los niveles en que se encontraban al comienzo. Esta es la causa de la formación de rayas en los espectros producidos por las sustancias incandescentes.

Cada una de las rayas coloreadas indica la diferencia entre dos niveles de energía de los electrones del átomo.

La interpretación de los espectros atómicos permitió a Bohr proponer que los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas o niveles de energía definidos.

Cuanto:
Cantidad elemental de energía que una partícula puede emitir o absorber en forma de radiación electromagnética.

13. El modelo atómico de Bohr

Como resultado de sus investigaciones, **Niels Bohr** estableció una serie de postulados en los que se sustenta su modelo atómico:

- Los electrones no poseen cualquier cantidad de energía sino valores determinados (cierto número de **cuantos**).
- Los electrones sólo pueden girar alrededor del núcleo positivo en determinadas órbitas circulares, denominadas **niveles de energía**. En estas órbitas, los electrones se mueven sin perder energía.
- Cuando el electrón gira en la órbita más próxima al núcleo se encuentra en su estado más estable (**estado fundamental**).
- Cuando un electrón salta de un nivel a otro inferior pierde un **cuanto** de energía, emitiendo una radiación luminosa característica. En cambio, cuando salta a un nivel superior absorbe un **cuanto** de energía que recibe del exterior (calor, luz, electricidad).

• Los niveles de energía se identifican con números naturales, denominados **números cuánticos principales (n)**. Al nivel de menor energía (más próximo al núcleo) se le asigna el número 1, continuando con el 2 para el siguiente y así sucesivamente hasta llegar al 7. La expresión **niveles de energía** es sinónimo de **órbita** o de **capa**, que son las denominaciones utilizadas en los primeros modelos atómicos. Las órbitas o capas también se identifican con las letras **K, L, M, N, O, P y Q**. (Véase figura adjunta.)

• El número de electrones para cada nivel energético no puede ser superior a $2 \cdot n^2$. Así, para el primer nivel ($n = 1$) resulta $2 \cdot 1^2 = 2$; para el segundo nivel ($n = 2$), $2 \cdot 2^2 = 8$; para el tercero ($n = 3$), $2 \cdot 3^2 = 18$; etcétera.

• La diferencia de energía entre los niveles va siendo cada vez menor a medida que se alejan del núcleo. Por lo tanto, los niveles están más próximos entre sí a medida que aumenta el valor de n . (Véase diagrama adjunto.)

Estructura atómica según Bohr.

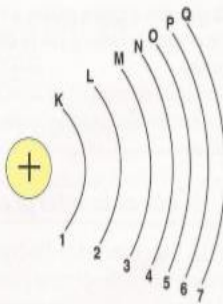
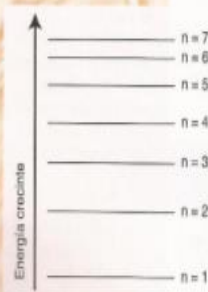



Diagrama de niveles energéticos.

1.4. El descubrimiento del neutrón

En 1920, Rutherford supuso que en el núcleo atómico, además de protones, existía otra partícula sin carga eléctrica que por esta causa era difícil de descubrir. Esto fue confirmado por **James Chadwick**, en 1932, al comprobar la existencia de una partícula eléctricamente neutra y con una masa aproximadamente igual a la del protón, que fue denominada **neutrón**. Experimentalmente se ha establecido que:

El neutrón tienen una masa de $1,6748 \cdot 10^{-24}$ gramos (1,00866 u.ma.) y no manifiesta carga eléctrica.

2- Responder la siguiente guía envase a lo leído anteriormente:

Modelo atómico de Bohr

a) ¿Qué le permitió a Bohr la interpretación de los espectros atómicos?

b) ¿Cuáles son los postulados del modelo atómico de Bohr? Explícalo y dibújalo

Descubrimiento del neutrón

c) ¿Quién descubrió los neutrones?

d) ¿Qué son y dónde se ubican?

e) ¿Qué masa tienen? ¿Tienen carga?

f) Indicar la opción correcta:

Según la teoría atomista, un trozo de hierro...

Se puede dividir indefinidamente.

Se puede dividir hasta llegar a los átomos. No se puede dividir.

g) Selecciona la respuesta correcta:

Los electrones son partículas:

Sin carga

Con carga negativa

Con carga positiva.

h) 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.