

Elementos de la Química



Prof. Soto,
Daniela

ACTIVIDAD 3 : ESTRUCTURA ATÓMICA Y TABLA PERIÓDICA

ÁTOMOS: Dalton, Thomson, Rutherford, Borh y el modelo atómico actual

1. Todos los átomos de un elemento dado son idénticos (mismo tamaño, masa y propiedades químicas).
2. Los átomos un elemento son diferentes a los átomos de los demás elementos.
3. Un compuesto es una combinación específica de átomos de más de un elemento.
4. En una reacción química, los átomos no se crean ni se destruyen, ellos reaccionan para producir nuevas sustancias.

Dalton imaginó los átomos como esferas, como las bolas de billar.

Una serie de investigaciones posteriores demostraron que los átomos están formados por partículas aún más pequeñas, llamadas partículas subatómicas: electrones (e^-), protones (p^+) y neutrones (n^0). De acuerdo con el modelo nuclear actual del átomo, los electrones están distribuidos espaciadamente a lo largo del espacio que rodea al núcleo. En el modelo nuclear del átomo, toda a carga positiva y casi toda la masa se concentran en el pequeño núcleo, y los electrones cargados negativamente rodean al núcleo.

Modelo atómico de Thomson

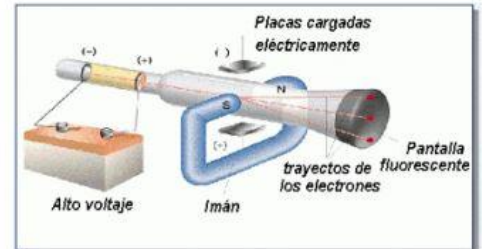
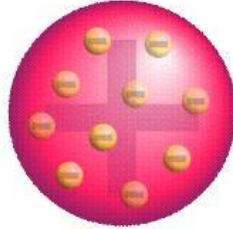
Thomson construyó un tubo de rayos catódicos que en un extremo contenían una pantalla fluorescente, con el que pudo medir cuantitativamente los efectos de los campos eléctricos y magnéticos sobre el delgado haz de electrones que pasaban a través de un agujero en el electrodo cargado positivamente.

Determinó la relación entre la carga y la masa de los rayos catódicos, al medir cuanto se desvían por un campo magnético y la cantidad de energía que llevan.

En base a sus experimentos Thomson concluyó, que los rayos catódicos estaban hechos de partículas

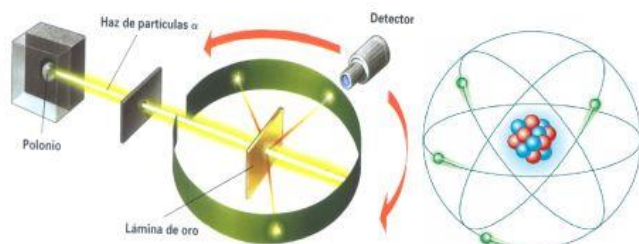
que llamó "corpúsculos" y estos procedían del interior del átomo, lo que significaba que los átomos eran divisibles.

Su contribución principal fue el descubrimiento del electrón, mediante su experimento de los rayos catódicos, además visualizó al átomo como una esfera maciza que tenía repartida su carga a través de todo su volumen, en la cual se encuentran embebidos los electrones.



Modelo atómico de Rutherford

En 1910, Rutherford realizó un experimento que refutaba el modelo atómico propuesto por Thomson. Estudiaba los ángulos con los que las partículas α se desvían o se dispersan a medida que pasaban a través de una delgada lámina. Algunas partículas se desviaron aproximadamente en un grado, lo que no era consistente con el modelo de Thomson. Mediante sus observaciones Rutherford pudo explicar que casi toda la masa de cada átomo de oro de su laminilla y toda su carga positiva residía en una región muy pequeña y extremadamente densa a la que llamó núcleo. Después postuló que casi todo el volumen de un átomo es un espacio vacío que forma la mayor parte de todos los átomos de la laminilla. Sin embargo, de vez en cuando una partícula α se acercan al núcleo de oro. La repulsión entre el núcleo de oro altamente cargado y la partícula α fue tan fuerte como para desviar la partícula α menos masiva. Su principal contribución fue el descubrimiento del protón en 1919.



Modelo atómico de Bohr

El descubrimiento de Rutherford sobre la naturaleza nuclear del átomo, sugiere que el átomo puede considerarse como un "sistema solar microscópico" en el que los electrones orbitan alrededor del núcleo. Para explicar el espectro de líneas del hidrógeno, Bohr asumió que los electrones se movían en orbitales circulares alrededor del núcleo. Sin embargo, de acuerdo con la física clásica, una partícula cargada eléctricamente (como un electrón) que se mueve en una trayectoria circular debe perder continuamente energía mediante la emisión de radiación electromagnética. Al perder energía, el electrón debe caer en espiral dentro del núcleo cargado positivamente. Es evidente que esta caída en espiral no ocurre, ya que los átomos de hidrógeno son estables. Los postulados de Bohr son los siguientes:

- Solo las orbitas con ciertos radios, correspondientes a ciertas energías definidas, son permitidas para el electrón de un átomo de hidrógeno.
- Un electrón en una órbita permitida tiene energía específica y es un estado de energía permitido. Un electrón en un estado de energía permitido no irradiará energía, y por lo tanto no caerá en espiral dentro del núcleo.
- La energía es emitida o absorbida por un electrón solo cuando el electrón cambie de un estado de energía permitido hacia otro. Esta energía emitida es absorbida como un fotón.
- Bohr introdujo dos ideas fundamentales, que también existen en el modelo actual:

- Los electrones solo existen en ciertos niveles discretos de energía, que están descritos por números cuánticos.
- La energía tiene que ver con el movimiento de un electrón de un nivel a otro.

Limitaciones del modelo de Bohr Aunque el modelo de Bohr explica el espectro de emisión del átomo de hidrógeno, no pudo explicar el espectro de emisión de átomos de mayor masa. Bohr también eludió el problema de por qué el electrón con carga negativa no caería en el núcleo con carga positiva con la simple suposición de que no ocurriría. Por lo tanto, existe un problema al describir a un electrón solo como una pequeña partícula que gira alrededor del núcleo.

Actividades 1. Mirando los modelos atómicos de Dalton, Thomson, Rutherford, y Bohr, haga una comparación entre ellos, siguiendo los pasos que se indican en la tabla.

	Dalton	Thompson	Rutherford	Bohr
Características				
Partículas que la componen				
Se parece a				

3.2 El núcleo y la corteza de los átomos

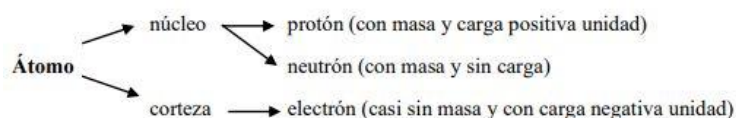
El núcleo que suponía Rutherford era inestable, puesto que en él se repelerían los protones y el núcleo se desintegraría de forma instantánea. Si el modelo es correcto, debemos suponer que existe algún tipo de partícula que se interponga entre ellos apantallando sus fuerzas repulsivas, sino que además estabilice el sistema nuclear simultáneamente.

Por otra parte, la masa de dichos núcleos no se correspondía con la carga existente en ellos. Por ejemplo, el helio tenía una masa equivalente a la de cuatro protones, pero su carga solo era la de dos de ellos. Era preciso que existiese otro tipo de partícula de masa similar a la del protón, pero sin carga.

Fue **James Chadwick** (1891-1974) quien en 1932 probó a bombardear átomos de berilio con partículas α y observó que se desprendía cierta radiación. Al estudiarla, comprobó que estaba formada por partículas neutras de masa ligeramente superior a la del protón. Había descubierto los **neutrones**.

Así se completó la estructura atómica. Consta de un núcleo positivo, en donde se hallan los protones y neutrones —en conjunto llamados **nucleones**—, y una zona cortical (o simplemente corteza), por donde giran los electrones en torno al núcleo.

Entonces:



Propiedades de las partículas subatómicas

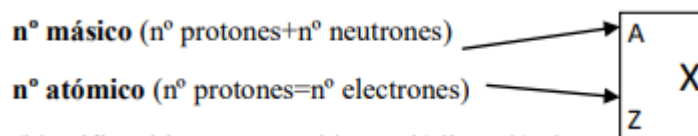
Partícula	Símbolo	Carga*	Masa (kg)
electrón	e ⁻	-1	9,109 x 10 ⁻³¹
protón	p	+1	1,673 x 10 ⁻²⁷
neutrón	n	0	1,675 x 10 ⁻²⁷

* Las cargas se expresan como múltiplos de la carga de un protón, la cual es 1,602x10⁻¹⁹ C.

El número de protones en el núcleo atómico se denomina número atómico, Z. Por ej., el helio tiene Z=2, y por lo tanto su núcleo contiene dos protones. Existe un número idéntico de electrones por fuera del núcleo. Por eso se afirma que el átomo es eléctricamente neutro.

El número total de neutrones y protones en un núcleo se denomina número másico, o masa atómica y se representa con la letra A.

Estos datos en la tabla periódica los encontramos así:



Ejemplo 1

Indica el número de protones, neutrones y electrones de los siguientes átomos o iones:

a) Mg ($Z = 12$, $A = 24$).

b) As ($Z = 33$, $A = 75$).

c) S^{2-} ($Z = 16$, $A = 32$).

d) Ag^+ ($Z = 47$, $A = 108$).

Solución

a) El magnesio (Mg) tendrá 12 protones por ser $Z = 12$, y como su carga total es nula, tendrá otros 12 electrones, mientras que sus neutrones serán $A - Z = 24 - 12 = 12$.

b) El arsénico (As) tendrá 33 protones y 33 electrones por ser un átomo neutro, con $Z = 33$, y 42 neutrones, puesto que $n = (A - \text{protones}) = 75 - 33 = 42$.

c) El ion sulfuro (S^{2-}) tendrá 16 protones por ser $Z = 16$, y como su carga total es -2 , ha ganado 2 electrones, tendrá 18, y como su masa es 32, sus neutrones serán $32 - 16 = 16$.

d) El ion plata (Ag^+) tendrá 47 protones por ser $Z = 47$, mientras que su carga indica que ha perdido un electrón, así que tendrá 46, mientras que sus neutrones serán $108 - 47 = 61$.

Actividades

- 1> Indica la composición del núcleo y la corteza de los siguientes átomos:
a) K ($Z = 19, A = 39$) b) P ($Z = 15, A = 31$)
S: a) 19 p, 20 n, 19 e.
- 2> Sabiendo que el ion de carga +3 de un átomo contiene 26 protones y 30 neutrones, indica sus números másico y atómico, así como la cantidad de electrones que presenta.
S: $Z = 26; A = 56, 23 e.$
- 3> Un ion del elemento aluminio ($Z = 13, A = 27$) contiene diez electrones. Indica la carga del ion y cuántos neutrones contiene.
S: Carga iónica +3, 14 n.
- 4> Un ion de un átomo con número de oxidación -1 contiene 17 protones y 18 neutrones. Indica sus números atómico y másico, así como la cantidad de electrones que contiene.
S: $Z = 17; A = 35; 18 e.$

Tabla Periódica:

Grupos

Las columnas verticales de la tabla periódica se denominan grupos y están numeradas de 1 a 18, divididos en dos subgrupos (A y B). Para los elementos del grupo A (excepto He), el nº de grupo al que pertenece un elemento coincide con el nº de electrones del último nivel que tienen sus átomos.

Los elementos del Grupo 1 se denominan metales alcalinos. Son metales blandos y brillantes que funden a bajas temperaturas.

Los elementos del Grupo 2 se denominan metales alcalinotérreos.

En el Grupo 18/VIII están los gases nobles. Se denominan así porque se combinan con muy pocos elementos. Son gases incoloros e inodoros (son gases monoatómicos).

En el Grupo 17/VII están los halógenos.

Periodos

Las filas horizontales se denominan períodos y están numeradas de arriba hacia debajo de 1 a 7, el primero con sólo 2 elementos. El nº de período coincide con el nº de niveles de energía. Las cuatro regiones rectangulares de la tabla periódica reciben el nombre de bloques, y por razones relacionadas con la estructura atómica, están rotuladas como s, p, d y f. A los elementos se los puede clasificar según su ubicación en la tabla:

- **Elementos Representativos:** Los identificados como subgrupos A, poseen sólo el último nivel de energía incompleto. Los electrones de valencia están ubicados en el último nivel y lo hacen en orbitales s ó p.

- **Elementos de Transición:** Los subniveles d están parcialmente llenos, o con facilidad forman cationes que tienen este subnivel incompleto. Son los elementos de los subgrupos B. (transición entre los metales fuertemente reactivos del bloque y los metales menos reactivos a la izquierda del bloque p).

- **Elementos de Transición Interna:** Están ubicados fuera de la tabla. Los subniveles f están parcialmente llenos, o con facilidad forman cationes que tienen este subnivel incompleto. La fila superior de este bloque son los lantánidos y la fila inferior está compuesta por los actínidos. Los elementos también se clasifican como metales, no metales y metaloides.

Los metales conducen la electricidad, el calor, poseen brillo y son maleables y dúctiles. Los no metales no conducen la electricidad ni calor y son no maleables ni dúctiles. Los metaloides (B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po) poseen la apariencia y algunas propiedades de un metal, pero se comporta químicamente como un no metal. A lo largo de cualquier período, las propiedades físicas y químicas cambian en forma gradual de metálicas a no metálicas, de izquierda a derecha.

Propiedades periódicas :

Radio atómico: Distancia desde el centro del núcleo del átomo hasta el último nivel de energía.

El radio atómico disminuye a medida que se avanza en el período (para elementos representativos, excepto los gases monoatómicos) por ser mayor la carga nuclear y la carga electrónica. Al avanzar en el período, Z aumenta. Cuanto mayor es la fuerza nuclear se produce una contracción de la nube electrónica (que consta de igual número de niveles de energía). Por eso los no-metales tienen un radio atómico menor que los metales. En los elementos de transición no siempre se da una disminución del radio atómico de izquierda a derecha, por el efecto "pantalla" que ejercen los electrones que se van incorporando a los orbitales del subnivel d.

Cuando los átomos de un elemento tienden a perder los electrones del último nivel de energía se los denomina electropositivos (carácter metálico, cede electrones quedando un ion positivo o catión). A mayor radio atómico mayor es el carácter metálico o la electropositividad. Los no metales tienen un comportamiento contrario, se encuentran a la derecha de un período, los de mayor Z del período y menor radio atómico. Los no-metales poseen gran afinidad electrónica, o sea tendencia a mantener atraídos sus electrones. A menor radio atómico, mayor la afinidad electrónica, aumenta la tendencia de atraer electrones de otros átomos, electronegativos (incorpora electrones, ión negativo, anión).

Energía de ionización: Energía necesaria para eliminar completamente un electrón de un átomo, generando un ión positivo. La energía de ionización aumenta al recorrer un período, al aumentar la electronegatividad y al subir por un grupo. Los metales tienen energías de ionización bajas.