

	Colegio Universidad Virtual de Colombia Resolución N° 055 21/07/2004 NIT 900769399-9 Código Dane: 305088000248 "La Educación con calidad e inclusión en un mundo digital. Nuestra Razón de ser"	
	Proceso: Diseño y Desarrollo Académico	
Nombre del documento: Estrategias pedagógicas y didácticas para el aprendizaje significativo de los estudiantes.		
DOCENTE: JHONY MIGUEL MENDOZA MERCADO.	FECHA:	PERIODO: 1
ESTUDIANTE:	GRADO: Grado 10°	
ACTIVIDAD: Relacionar la estructura de los compuestos con sus propiedades físicas y químicas y su capacidad de cambio químico.	ASIGNATURA: Química.	

OBJETIVO GENERAL.

- Conocer la historia del átomo.
- Entender la teoría atómica de Dalton.
- Conocer los fenómenos eléctricos.
- Identificar las partículas subatómicas y sus características.
- Conocer los modelos atómicos de la materia.

LA MATERIA Y LOS ÁTOMOS.

Desde la Antigüedad, se consideró que la materia era continua e indivisible hasta que en el siglo XVIII diversos experimentos confirmaron que era posible separarla en partículas más pequeñas que llamamos átomos.

En esta Unidad estudiaremos que incluso los átomos se pueden dividir en partículas más pequeñas aún, y comentaremos modelos sencillos que intentan explicar la estructura interna de dichos átomos.

Asimismo, analizaremos cómo diversos experimentos realizados con radiación electromagnética nos proporcionan información acerca de la estructura energética que los electrones tienen dentro de los átomos.

También será muy importante comprender que la colocación de los electrones en los átomos determina sus propiedades físico-químicas, y conocer que es posible ordenar los elementos químicos en función de dichas propiedades.

Justificaremos que el descenso energético que proporciona estabilidad a los sistemas atómicos, se debe a que entre ellos se forman enlaces para formar sustancias compuestas. Estudiaremos las peculiaridades de las formas que tienen los átomos de unirse entre sí y las propiedades de las sustancias que producen estas uniones.

Por último, indicaremos que uno de los tipos de enlace permite generar fuerzas de atracción entre las moléculas, lo cual altera sus propiedades.

LOS ÁTOMOS DE DALTON

En 1808, en su libro Nuevo sistema de filosofía química, John Dalton (1766-1844) sentó las bases de la teoría atómica al postular que la materia estaba compuesta por unidades elementales, que denominó átomos. Su hipótesis se basó en los siguientes postulados:

- Los elementos están constituidos por átomos, que son partículas materiales independiente, inalterable e indivisible.
- Los átomos de un mismo elemento son iguales en masa y en el resto de propiedades.
- Los átomos de distintos elementos tienen diferentes masas y propiedades.
- Los compuestos se forman por la unión de los átomos de los correspondientes elementos en base a una relación de números enteros sencilla.
- En las reacciones químicas, los átomos no se crean ni se destruyen, solamente se redistribuyen para formar nuevos compuestos.

Una vez que Dalton enunció su teoría atómica, esta fue recibida con escasa oposición por la mayoría de los científicos de la época, a pesar de ser revolucionaria, pues consideraba a la naturaleza como discontinua, algo sumamente novedoso para su tiempo.

Estas ideas de Dalton suponen el primer modelo teórico para explicar la Química moderna. El principal argumento a favor de la validez de la teoría atómica de Dalton era que permitía interpretar de forma lógica todas las leyes ponderales, que veremos en la Unidad siguiente.

Posteriormente, el químico sueco Jakob Berzelius (1779-1848) determinó las masas atómicas de algunos elementos, con lo que la inclusión del átomo como unidad básica en la estructura de la materia fue un hecho aceptado por la sociedad científica.

EL DESCUBRIMIENTO DE LAS PARTÍCULAS SUBATÓMICAS.

Hoy en día, sabemos que la estructura interna de los átomos es la clave del comportamiento químico de los diferentes elementos. Para conocerla, los científicos utilizan la información que se obtiene de experimentos que estudian cómo se comporta la materia al hacerla interactuar con la energía.

A. El experimento de Michael Faraday
Los primeros experimentos de este tipo datan de la primera mitad del siglo XIX y fueron realizados por Michael Faraday (1791-1867), que estudió el paso de la corriente eléctrica a través de disoluciones que contenían iones, proceso que se denomina electrolisis. Comprobó que aunque los átomos se comportaban como si fuesen eléctricamente neutros, debía ser posible que estuviesen formados por partículas más pequeñas cargadas eléctricamente de forma opuesta que se neutralizaban entre sí. Esta hipótesis movió a los científicos a preparar experimentos que lo confirmasen.

PROTONES Y ELECTRONES

Con estos datos, la explicación más aceptable para la constitución de los átomos era:

- Los electrones se desprenden independientemente del tipo de cátodo utilizado para el experimento, luego se hallan básicamente en toda la materia.
- Estos electrones, al ir hacia el ánodo, chocan con las partículas del gas residual, arrancando de ellas otros electrones y dejándolas, por consiguiente, cargadas positivamente, de forma que son atraídas por el cátodo. Por tanto, su masa y carga dependen de las del gas que las rodea.

Ernest Rutherford (1871-1937) realizó en 1914 la misma experiencia utilizando gas hidrógeno por ser el tipo de átomo más sencillo, con lo que las partículas positivas obtenidas debían ser las más pequeñas que pudieran existir. Comprobó que:

- Su carga positiva era del mismo valor que la negativa del electrón.
- Su masa era alrededor de 1 836 veces mayor. Denominó protones a estas partículas. Dado que era posible obtener rayos canales y catódicos con cualquier gas y cualquier electrodo, se llegó a la conclusión de que el protón y el electrón eran componentes primordiales de todos los átomos.

LA ESTRUCTURA ATÓMICA

Los modelos atómicos

Una vez descubierta la existencia de partículas negativas y positivas como partículas componentes de los átomos, era preciso explicar cómo se estructuraban para formarlos. Los científicos proponían diversos modelos que intentaban explicar la constitución de los átomos. Vamos a describir a continuación los dos modelos primigenios más importantes.

El modelo de Thomson

En 1898, Joseph J. Thomson (1856-1940), propuso su modelo atómico, que suponía básicamente la existencia de una esfera de electricidad positiva.

(pues todavía no se habían descubierto los protones como partículas individuales), que incluía encajados tantos electrones como fueran necesarios para neutralizarla.

Este modelo es coherente con los experimentos de tubos de descarga vistos antes, ya que encaja bien con la existencia de iones positivos formados al desprenderse los electrones por choques entre los átomos que constituyen el gas, y también con la electroneutralidad observada en la materia.

El modelo de Rutherford

El científico británico Ernest Rutherford, en 1911, a fin de obtener información acerca de la estructura de los átomos, propuso un experimento consistente en bombardear con partículas a una lámina de oro de unos 5 000 Å de grosor, que tiene una anchura de unos dos mil átomos, observando los choques de las partículas que la atravesaban sobre una pantalla situada detrás de ella (Fig. 2.5).

DISTRIBUCIONES ELECTRÓNICAS

Con el avance de las técnicas espectroscópicas se descubrió que los espectros atómicos son en realidad más complicados: surgen más líneas de las esperadas, que además aparecen desdobladas bajo la acción de campos magnéticos.

Tomando esto como base, se puede afirmar que las transiciones entre niveles son más complejas y abundantes que lo propuesto por Bohr. Es preciso considerar la existencia de subniveles energéticos que integran cada uno de los niveles originalmente postulados.

Estos nuevos estados energéticos para los electrones, dependen del número cuántico n .

Habrá tantos subniveles como marca el valor de ese número. Así: y así sucesivamente.

Los electrones realizan sus saltos entre subniveles

energéticos, de ahí la multiplicación que se observan en las líneas espectrales cuando aumenta el número de transiciones posibles.

Cada subnivel admite un número distinto de electrones:

Al igual que los niveles energéticos tienen el número cuántico n asociado a ellos, los espectroscopistas asociaron un segundo número cuántico a cada subnivel energético.

Basándonos en estos números, se puede conocer cómo se distribuyen los electrones en los subniveles atómicos. El llenado se efectúa colocando los electrones en los niveles y subniveles en orden creciente de energías, y este a su vez se determina mediante la suma $(n + l)$. Es decir, cuanto mayor es esa suma para un número n dado, mayor es la Energía del subnivel, y si la suma es la misma para dos subniveles, tendrá mayor energía aquel con mayor número cuántico n .

El valor máximo de l equivale a $(n - 1)$ por lo que decimos que, puede variar entre 0 y $(n - 1)$.

Asimismo, bajo campos magnéticos las líneas espectrales aparecen más desdobladas, por lo que se postula un nuevo número cuántico, el denominado magnético (m) que supone diferentes energías para los subniveles en esas condiciones, y cuyo valor varía de $-l$, a $+l$, incluido el 0.

REGLAS PARA REPRESENTAR LA DISTRIBUCIÓN DE ELECTRONES DE UN ÁTOMO

Para representar la distribución de los electrones de un átomo, se usa la notación electrónica o espectral, siguiendo las siguientes pautas:

Se escribe como coeficiente el número que representa el número cuántico principal (n): 1, 2, 3, 4, 5, 6 o 7.

Inmediatamente después, se escribe en minúscula la letra que identifica el subnivel, número cuántico secundario (l): s, p, d o f.

Por último, se escribe en la parte superior derecha de la letra que identifica el subnivel, el número que indica la cantidad de electrones que están presentes en el subnivel.

Para escribir la configuración espectral de un átomo es necesario:

Conocer el número atómico (número total de electrones del átomo).

Recordar que existen 7 niveles y que el número de electrones por nivel se calcula a través de la fórmula $X = 2n^2$.

Tener en cuenta que los electrones ocupan los subniveles siguiendo un orden creciente de energía y que solo comienzan a llenar un subnivel cuando se ha completado el anterior.

Ejemplo 1:

El sodio (Na) con $Z = 11$

Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Al sumar todos los exponentes, el total será el número atómico, en este caso $Z = 11$.

El último nivel de energía es $n = 3$.

Al último nivel de energía se le conoce como capa de valencia; los electrones que se ubican en este nivel se les llama electrones de valencia.

Capa de valencia = 3

Electrones de valencia = 1

Ejemplo 2:

Utilizando el diagrama de la Figura 1: Diagrama de Möeller: es la distribución electrónica del

Bromo con $Z = 35$

Br: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$

Capa de valencia: 4

Electrones de valencia: 7

ACTIVIDAD SOBRE LA MATERIA Y LOS ÁTOMOS.

1. **Elabora las siguientes distribuciones electrónicas de los siguientes elementos:**
Magnesio (Mg)
Cloro (Cl)
Silicio (Si)
2. **¿Qué diferencias existen entre la Teoría Atomista y la Teoría El modelo de Rutherford?**
3. **¿A qué se deben los fenómenos eléctricos?**
4. **¿Cómo se descubre el electrón?**
5. **¿Cómo se descubre el protón?**
6. **¿Qué carga tienen las partículas elementales?**
7. **¿En qué consiste el Modelo de Thomson?**