

Bloque 1 Estructura atómica

1) Introducción

Desde épocas remotas, los humanos se han interesado por la naturaleza de la materia. Las ideas remotas sobre la teoría atómica se basan en la teoría atómica de Dalton, de principios del siglo XIX. En la actualidad se sabe que la materia está formada por átomos, moléculas e iones.

El trabajo de Dalton marcó el principio de la química moderna. Los principales postulados de la teoría de Dalton son.

1. Los elementos están compuestos de partículas extremadamente pequeñas llamadas átomos. Todos los átomos de un mismo elemento son parecidos y los átomos de elementos diferentes son diferentes.
2. Los compuestos están formados por la combinación de átomos de dos o más elementos, en una proporción numérica sencilla
3. Una reacción química implica sólo la separación, combinación o reordenamiento de los átomos; nunca supone la creación o destrucción de átomos.

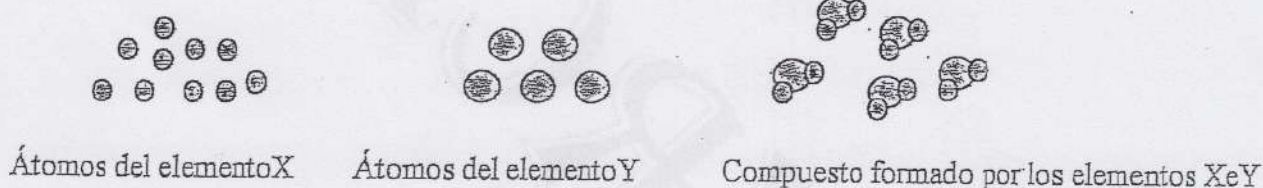


Figura 1

2) La estructura del átomo

Con base a la teoría atómica de Dalton, un átomo se define como la unidad básica de un elemento, una partícula extremadamente pequeña e indivisible. Sin embargo, una serie de investigaciones iniciadas alrededor del 1850, y que continuaron hacia el siglo XX, demostraron claramente que los átomos están formados por partículas aún más pequeñas, llamadas **partículas sub-atómicas: neutrones, protones y electrones.**

Características de las partículas sub-atómicas

- **Neutrones**, son partículas sin carga eléctrica, se les considera formadas por un protón y un electrón, con masa 1 u.m.a; se encuentran en el núcleo del átomo

- **Protones**, son partículas con carga positiva, de masa 1 u.m.a, que la confieren la carga del núcleo.
- **Electrones**, son partículas con carga negativa, de masa despreciable ($9,09 \times 10^{-28}$ g), que están fuera del núcleo.

3) Número atómico, número másico e isótopos

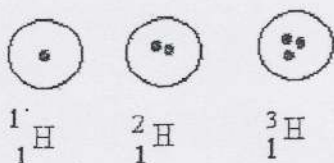
Todos los átomos pueden identificarse por el número de protones y neutrones que contienen.

El **número atómico (Z)** es el número de protones en el núcleo del átomo de un elemento. En un átomo el número de protones es igual al número de electrones, de manera que el número atómico también indica el número de electrones presentes en un átomo. La identidad química del átomo está determinada exclusivamente por el número atómico.

El **número másico (A)** es el número total de protones y neutrones presentes en el núcleo del átomo de un elemento.

No todos los átomos de un elemento dado tienen la misma masa. Existen átomos con igual número de protones pero difieren en el número de neutrones, estos elementos son **isótopos**.

Ejemplos : Los isótopos de hidrógeno son:



Otro ejemplo es el uranio con número atómico 92 y números de masa 235 y 238, el primer isótopo se utiliza en reactores nucleares y en las bombas atómicas.

La **masa atómica promedio** de un elemento debe considerar la abundancia relativa de cada isótopo de ese elemento y la masa isotópica exacta. Ejemplo la masa isotópica exacta para ${}^1_1\text{H}$ es 1,0078 uma., con una abundancia relativa de 99,985% y la masa isotópica exacta para ${}^2_1\text{H}$ es 2,0141 uma., con una abundancia relativa de 0,015%. Por lo tanto la masa atómica de :

$$H = [(1,0078 \text{ uma})(99,985\%) + (2,0141 \text{ uma})(0,015\%)] / 100\% = 1,008 \text{ uma}$$

Las propiedades químicas de los elementos están determinadas, fundamentalmente, por los protones y electrones de sus átomos, en consecuencia los isótopos de un mismo elemento tienen similar comportamiento químico, forman los mismos compuestos y reaccionan de manera semejante.

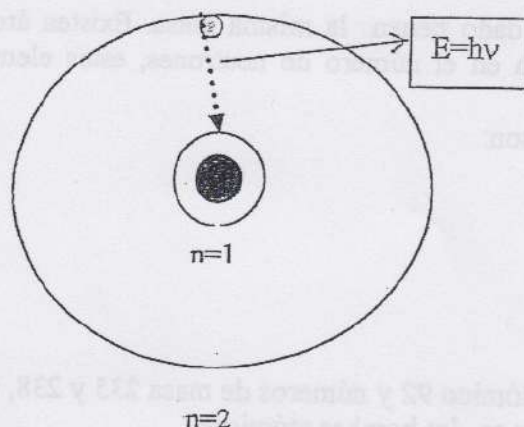
Actividad: Desarrolle los ejercicios del texto: A Sherman, S. Sherman, L. Russikoff "Conceptos Básicos de Química", pág. 82 y 83 (13 a 16 y 19 a 40)

4) Modelos de átomos

El átomo de Bohr

En 1913, Bohr propuso la idea de que los electrones viajan alrededor del núcleo del átomo describiendo órbitas, similares a los planetas alrededor del sol. Los electrones son capaces de saltar de una capa (nivel de energía u órbita) a otra (nivel de energía mas alto) cuando absorben suficiente energía de una fuente externa. También pueden volver a su órbita o nivel energético original, emitiendo energía,

La energía de movimiento contrarresta la atracción del núcleo.



Proceso de emisión de un átomo de H, según Bohr

Figura.2

La contribución de Bohr fue importante para la comprensión de los átomos; y su sugerencia de que la energía de un electrón en un átomo está cuantizada, permanece inalterada. Sin embargo esta teoría no describe por completo el comportamiento electrónico de los átomos

Modelo de la mecánica cuántica

Después del espectacular éxito de la teoría de Bohr, siguieron una serie de desacuerdos, pues no se podía explicar los espectros de emisión de átomos que tenían más de un electrón, como helio y litio. Con el descubrimiento del doble comportamiento del electrón como onda-partícula surgió otro problema: ¿cómo se podía precisar la "posición" de una onda? Es imposible saber su posición exacta debido a que se extiende en el espacio.

Para describir una partícula sub-atómica que se comporta como onda, Werner Heisenberg formuló una teoría que se conoce como el principio de incertidumbre de Heisenberg: es imposible conocer con certeza el momento p (definido como la velocidad por la masa) y la posición de una partícula simultáneamente.

En 1926 el físico austriaco formuló una ecuación que describe el comportamiento y la energía de las partículas sub-atómicas. Con esta ecuación comienza una nueva era en la física y la química, se dio inicio a la mecánica cuántica o mecánica ondulatoria.

Aunque con la mecánica cuántica no se puede saber en que parte de átomo está un electrón, si se define una región en la que puede encontrarse en un momento dado.

Para distinguir entre la descripción de un átomo con la mecánica cuántica y el modelo de Bohr, el concepto de órbita de Bohr se sustituye con el de orbital atómico. El orbital atómico se considera como la función de onda del electrón de un átomo. Los orbitales atómicos o electrónicos son las regiones del espacio en torno del núcleo de un átomo, donde tendremos más probabilidad de encontrar un electrón con una cantidad específica de energía. Cuando se dice que el electrón está en cierto orbital, significa la probabilidad de encontrar el electrón en dicho espacio.

- Para describir la distribución de los electrones en el hidrógeno y los demás átomos, la mecánica cuántica precisa de números cuánticos: el número cuántico principal, el número cuántico del momento angular y el número cuántico.....
- El número cuántico principal (n), está relacionado con la distancia promedio del electrón al núcleo en un determinado orbital, cuanto más grande es el número de n , mayor es la distancia entre el electrón y el núcleo, el orbital es más grande.
- El número cuántico del momento angular (l) expresa la "forma" de los orbitales
- El número cuántico magnético (m) describe la orientación del orbital en el espacio.

Orbitales atómicos u orbitales electrónicos.

Cada tipo de orbital tiene una forma específica y puede contener un máximo de dos electrones. Por ejemplo los orbitales s son esféricos; los orbitales p tienen forma de pesas de gimnasia, hay tres orbitales p (p_x, p_y, p_z); hay cinco orbitales d y hay siete orbitales f

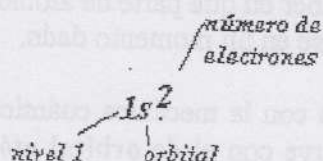
5) Escribir Configuraciones electrónicas .

Configuración electrónica, es la manera como están distribuidos los electrones entre los distintos orbitales atómicos. Es factible formular algunas reglas generales para determinar el máximo número de electrones que admiten los niveles y sub-niveles.

- Cada capa o nivel n acepta cierto número de electrones, el primer nivel ($n=1$) acepta dos electrones, el nivel 2 ($n=2$) acepta 8 electrones, es decir el número de electrones de un nivel, está dado por la fórmula $2n^2$
- En el primer nivel ($n=1$), existe un solo orbital o sub-nivel, que es el orbital s
- En el segundo nivel existen los siguientes orbitales: $2s$ y $2p_x, 2p_y$ y $2p_z$
- En el tercer nivel existen los orbitales: $3s$; $3p_x, 3p_y$ y $3p_z$; $3d_{x^2-y^2}, 3d_{x^2}, 3d_{xy}, 3d_{xz}, 3d_{yz}$
- Para niveles superiores también se involucra orbitales de forma f , que son siete.

Ejemplos de configuraciones electrónicas

Para ${}^2\text{He}$



Para ${}^3\text{Li}$ $1s^2$

Para ${}^8\text{O}$ $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$

La importancia de la configuración electrónica.

Cuando se sabe las configuraciones electrónicas de los elementos, se puede vaticinar **cómo se enlazarán los átomos**.

El número de electrones de la capa más externa del átomo controla las propiedades químicas del elemento. Por ejemplo, los elementos Ne, Ar, Kr, Xe, y Rn son no reactivos, químicamente son casi inertes. Todos estos átomos tienen ocho electrones en su último nivel. Elementos con configuraciones electrónicas externas similares exhiben comportamiento químico similar.

Para escribir la configuración electrónica para cualquier elemento, con cualquier número atómico, se llena primero el sub-nivel (orbital) de energía más bajo, el diagrama Aufbau en la Figura 3.

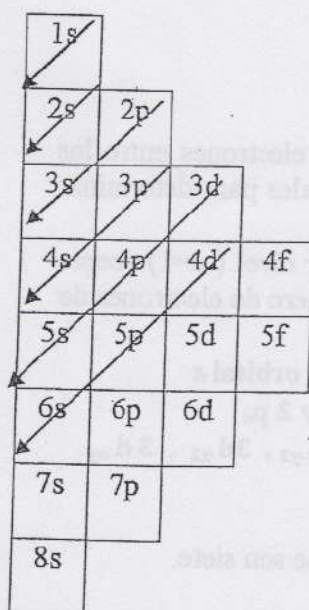


Figura 3