UNIDAD VII

EL ENLACE QUÍMICO.

La transformación de un elemento a otro, fue en los inicios de la ciencia el sueño dorado de los alquimistas, personas que buscaban incansablemente el secreto o fórmula de cómo convertir cualquier elemento en oro, no sabiendo que no puede efectuarse por medio o procesos químicos, sino que simplemente se realizan por medios naturales.

Todo lo que vemos o tocamos ocupa un lugar en el espacio, esto es, la definición de materia: desde una gran montaña hasta un granito de arena que rueda bajo las plantas de nuestros pies, está constituido por partículas diminutas llamadas moléculas y átomos. Estando a su vez las moléculas formadas por átomos y los átomos están constituidos por partículas subatómicas muy pequeñas, las cuales se caracterizan por poseer una masa determinada y una carga eléctrica dada, como también ser poseedoras de cierta energía. Los alquimistas no pudieron realizar su sueño por desconocer que todo cuanto existe en el universo y su movimiento está gobernado por leyes naturales: leyes físicas, químicas y biológicas, que al hombre sólo es capaz de alterarlas pero jamás podrá dictarlas.

Al terminar esta unidad, el alumno deberá ser capaz de:

OBJETIVOS:

1.- Definir los siguientes términos:

a) Electrones de valencia.

b) Capa de valencia.

c) Metales.

d) No metales.

e) Metaloides.

f) Gases nobles.

2.- Explicar a qué se debe la estabilidad química que presentan los gases nobles.

3.- Explicar porqué los átomos pierden o ganan electrones con el fin de combinarse.

4.- Definir qué es y cómo se forma el enlace covalente, así como mencionar qué tipo de compuestos forman estos enlaces.

5.- Definir qué es enlace covalente y enlace covalente coordinado, así como explicar cómo se forman estos enlaces y qué tipo de compuestos forman.

6.- Definir qué es electronegatividad y qué importancia tiene en la formación de enlaces.

7.- Explicar para qué se usa la estructura puntual de Lewis y desarrollar ejemplos.

8.- Definir dipolo y momento dipolar.

9.- Definir qué es y cómo se forma el enlace electrovalente y que tipo de compuestos forman.

10.- Explicar en base a la teoría electrostática las estructuras geométricas que presentan las diferentes moléculas por la acción de atracción o repulsión de los electrones.

11.- Identificar la naturaleza o tipo de enlace que se formará en cualquier tipo de compuesto si se conocen las elecronegatividades de los elementos que lo forman.

PROCEDIMIENTO:

1.- Lee el presente capítulo VI con ucho cuidado y trata de dar contestación a los objetivos.

2.- Para que puedas comprender mejor los objetivos 2 y 3, te recomendamos que observes y estudies detenidamente las configuraciones electrónicas que aparecenen el capítulo 5.

3.- Cuando hayas realizado el trabajo que te pide el procedimiento de aprendizaje de esta unidad, trata de dar contestación a la siguiente autoevaluación. (Sé honesto contigo mismo, no recurras a los apuntes, libro de texto, ni permitas que te ayude un compañero, si ves que no puedes contestarlo con seguridad, vuelve a repasar tus objetivos uno po uno o en los que tengas mayor dificultad... Ahora sí, adelante, tú puedes).

4.- Deberás entregar la siguiente autoevaluación como requisito presentar la unidad.

AUTOEVALUACIÓN.

1.- De los enunciados siguientes escribe con una (F) si es falso o una (V) si es verdadero.

I.- Los enlaces iónicos son el resultado de un comportamiento de electrones de un átomo y otro no metálico. _____

2.- Llamamos energía de ionización a la cantidad de energía necesaria para desalojar el electrón en el orbital más alto de un átomo gaseoso o ion en su estado fundamental. _____

3.- Enlace covalente es aquél que resulta de compartimiento de electrones entre átomos durante una reacción química. _____

4.- La regla de Octeto nos dice que cada átomo de 6 electrones (tres pares de electrones), el hidrógeno (dos puntos) y los átomos metálicos son excepciones notables. _____

5.- Un enlace covalente es aquél en el que un átomo contribuye con un electrón y el otro átomo del elemento metal contribuye con otro electrón para formar el enlace. _____

II.- Subraya el inciso correcto.

1.- El Magnesio para que forme un ion Mg^{++}:

a) Necesita poca energía de ionización.

b) Requiere de una energía de ionizació elevada.

c) No necesita energía.

d) Ninguno.

2.- Representa la configuración del ion F, siendo el flúor (Z = 9).

a) $1s^2\ 3s^2\ 4p$

b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$

c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

d) $1s^2\ 2s^2\ 5p^2$

e) Ninguno.

3.- Representa la configuración electrónica del ion K siendo el potasio (Z = 19).

a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^1$

b) $1s^2\ 2s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 5p^6\ 6d^1$

c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$

d) Todos.

e) Ninguno.

III.- Define los siguientes términos:

1.- Enlace iónico. _____

_____

2.- Enlace covalente. _____

_____

3.- Electrón de valencia. _____

_____

4.- Capa de valencia. _____

_____

5.- Fuerza de atracción de Coulomb. _____

_____

6.- Electronegatividad. _____

_____

7.- Enlace covalente coordinado. _____

_____

8.- Dipolo. _____

_____

9.- Molécula. _____

_____

10.- Momento dipolar. _____

_____

CAPÍTULO VII.

EL ENLACE QUÍMICO.

En los capítulos anteriores hemos llegado a conclusiones importantes sobre la estructura atómica y la disposición de los electrones en los átomos, pero en la naturaleza, son pocos comparativamente hablando, los átomos que existen como tal, solos, ya que la gran mayoría se halla unido a otros átomos del mismo y de otros elementos formando lo que conocemos como compuestos.

La manera en que estos átomos se unen a otros es lo que a continuación trataremos de explicar.

7.1 ELECTRONES DE VALENCIA.

La característica más importante de la estructura atómica que determinará el comportamiento químico de un átomo, será el número de electrones que posea el nivel más extremo del mismo.

Esto se asegura por el simple hecho de que cuando los átomos de un elemento se combinan con los de otro, siempre se observará alguna variación en la distribución de los electrones en los niveles que al formarse los compuestos los átomos de ciertos elementos tienden a ganar electrones y los otros a perderlos, mientras en otros compuestos, los electrones serán compartidos entre los átomos.

Debido a esta tendencia de transferirse o compartirse los electrones de los átomos para formar compuestos, es que, los electrones externos encargados de estos procesos, se les denomina *electrones de valencia,* y la capa o nivel energético en el cual se encuentran estos electrones, se llamará *capa de valencia* por las tendencias anteriores de los átomos es que los elementos se pueden calsificar en 4 clases generales que son:

Metales. Elementos cuyos átomos tienden a perder electrones al combinarse.

No metales Elementos cuyos átomos tienden a ganar electrones al combinarse.

Metaloides. Este es un tipo intermedio entre los anteriores, en los cuales sus átomos más bien tienden a compartir sus electrones y no perderlos o ganarlos.

Gases nobles. Estos son 6 elementos bien conocidos que presentan renuencia a combinarse, por lo cual se les conoce también como inertes (inactivos químicamente).

7-2 ¿POR QUÉ SE COMBINAN LOS ÁTOMOS?

Si supuestamente los átomos en su estado fundamental son de naturaleza neutra, por qué entonces esa tendencia a perder o ganar electrones (-).

Si revisamos las configuraciones electrónicas de algunos elementos, nos podremos dar cuenta de que la intención de los átomos al transferir o compartir electrones, es la de obtener, en su última capa, una cantidad de electrones tal que sea la máxima capacidad de esa capa, que es como sucede en los gases nobles. Por lo tanto, se piensa entonces, que al combinarse los átomos logran una estabilidad electrónica comparable a la de los gases nobles.

Ejemplo:

¿Por qué el sodio tiende a perder un electrón?

La configuración electrónica del Sodio (Na) es:

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

ya que el Sodio posee 11 electrones y según vemos, el Sodio posee 2 electrones en la capa K 8 electrones, en la capa L y un solo electrón en la capa M.

Por otro lado, la configuración electrónica del Neón (Ne) que tiene 10 electrones es:

$$1s^2 2s^2 2p^6$$

con esto se demuestra que el Sodio tiende a perder un electrón porque busca obtener la configuración electrónica del neón, que le proporcione mayor estabilidad electrónica.

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

si pierde un electrón, sería el último, o sea el que se encuentra en el 3er. nivel ($3s^1$) y su configuración electrónica quedaría:

$$1s^2 2s^2 2p^6 \text{ igual que el Neón.}$$

Desde luego que si en un principio el átomo de Sodio es neutro, puesto que tiene 11 electrones y 11 protones, al perder un electrón se provoca un desequilibrio de cargas y el átomo de sodio quedaría como un ion monopositivo porque habría una carga positiva de más en relación a las cargas negativas.

Al igual que el Sodio, existen otros elementos que tienden a perder electrones con el mismo fin, asímismo, existen otros que les es más fácil conseguir la estabilidad electrónica deseada al ganar electrones; todo esto es lo que provoca el que existan las reacciones química y se combinen los átomos.

A la nueva sustancia formada al combinarse 2 o más átomos se denominarán *compuestos* y éstos poseen propiedades tanto físicas y químicas diferentes a las de los elementos que los forman.

7-3 ¿QUÉ PASA CON LOS GASES NOBLES?

Como ya se dijo, los átomos de los elementos reaccionan con otros átomos ganando o perdiendo electrones con el fin de conseguir una estabilidad química al intentar tener en su última capa una cantidad de electrones determinada que le proporciona dicha estabilidad.

Este grupo de elementos que en la tabla periódica ocupan el grupo VIII A, se caracteriza por presentar una estabilidad química sin igual; en otras palabras, estos elementos poseen en sus capas más externas la cantidad de electrones exacta que dicha capa tiene como capacidad máxima.