

U N I D A D V

E N L A C E Q U I M I C O

El átomo como lo hemos estudiado en unidades anteriores, tiene una estructura la cual es característica según el elemento a que pertenezca y a su vez dicho elemento tendrá una configuración electrónica y ciertos valores de Electronegatividad, Energía de Ionización, Afinidad Electrónica, etc., que los diferenciaron de los otros elementos al conocer estas propiedades químicas de los elementos se pueden predecir la forma como se combinaron éstos para formar compuestos mediante enlaces que establece la unión entre los átomos.

TIPOS DE ENLACE

Los tipos de enlace que se formaron serán determinados por las características químicas, de los elementos que intervengan en la formación de los compuestos.

a) LOS ELECTRONES DE VALENCIA Y EL ENLACE QUIMICO

Los electrones que se encuentran en la capa más externa de los átomos, son los causantes directos de los enlaces químicos, éstos siempre están en una capa incompleta. Por lo tanto se les llama también electrones de valencia.

Los enlaces químicos o uniones se forman utilizando los electrones de valencia de los átomos. En numerosos casos se obtienen configuraciones estables cuando hay ocho electrones presentes en el nivel de energía de valencia que rodea a cada átomo.

b) REGLA DEL OCTETO

Cuando los átomos se combinan entre ellos tienden a completar ocho electrones en su última capa, ganando, perdiendo o compartiendo electrones. Por lo tanto, desde este punto de vista de los enlaces químicos, los electrones de valencia son los que determinan los enlaces de un compuesto. Por lo general, los átomos que tienen uno, dos o tres electrones de valencia, tienden a cederlos para convertirse en iones con carga positiva (cationes), como es el caso de los metales.

Los átomos con cinco, seis y siete electrones de valencia tienden a ganar o tomar electrones hasta completar ocho en su nivel de energía más alto para convertirse en iones cargados negativamente (aniones), como los no metales.

Estos no metales tienden también a compartir electrones con el fin de llenar el nivel de energía de valencia y en tales casos, el átomo que participa alcanza un número positivo de oxidación hasta +5, +6 y +7 como es el caso del azufre +6 en el H_2SO_4 . (S^{6+}).

Los elementos que tienen cuatro electrones de valencia tienden a compartirlos para obtener ocho electrones en su nivel energético más alto, por lo tanto, la "regla de octeto" es fundamental en los enlaces químicos.

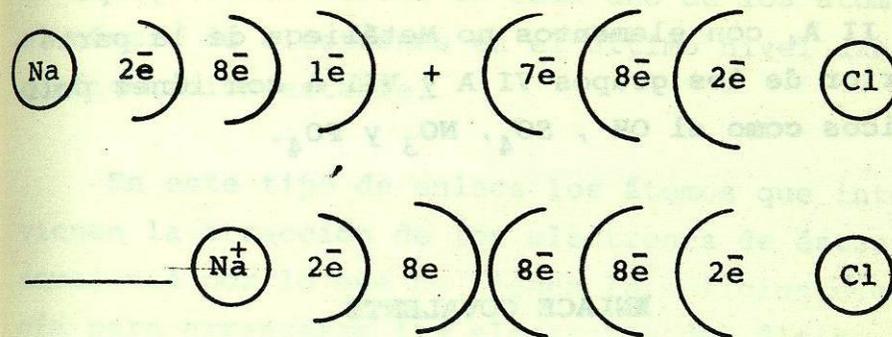
A continuación se estudiarán los tipos de enlaces más importantes, así como los compuestos en que participan.

ENLACE ELECTROVALENTE

El enlace electrovalente o iónico se forma cuando los electrones se transfieren totalmente de la capa más externa del átomo de un elemento a la capa más externa del átomo de otro elemento. Mediante este proceso los dos átomos logran completar su última capa. Con lo que adquieren la configuración de un gas noble.

Esta unión iónica se basa en la atracción de una partícula cargada positivamente hacia una partícula de carga negativa. Los compuestos formados por la transferencia de electrones se conocen como "compuestos iónicos". Veremos un ejemplo de compuesto iónico. El cloruro de sodio o sal de mesa NaCl , se forma cuando un átomo de sodio se combina

con uno de cloro como se ve en la figura:



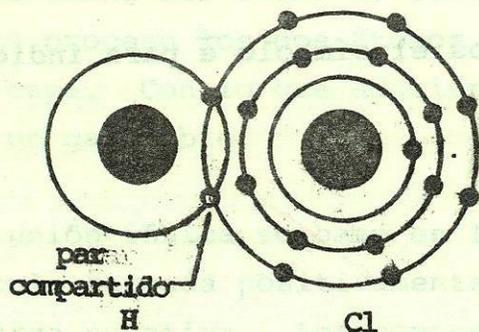
Se observa que el sodio tomó la configuración del gas noble neón y el cloro adquirió la configuración del argón.

Aquí tomamos el símbolo \bar{e} para indicar electrones.

Generalmente los Enlaces Iónicos o Electrovalentes se forman al combinarse elementos del grupo I A, II A, con elementos no Metálicos de la parte superior de los grupos VI A y VII A con iones poli-atómicos como el OH , SO_4 , NO_3 y PO_4 .

ENLACE COVALENTE

El Enlace Covalente se forma cuando los átomos que van a formar el compuesto comparten sus electrones y así formar cada uno de los átomos que intervienen una configuración estable por ejemplo en el Acido Clorhídrico.



CLORURO DE HIDROGENO

Como observamos en las figuras anteriores en un momento determinado en cada uno de los átomos el número de electrones en el último nivel dan una configuración estable.

En este tipo de enlace los átomos que intervienen la atracción de los electrones de éstos es semejante por lo que no tienen la suficiente energía para arrancarse los electrones del último nivel por lo que se enlazan entre ellos compartiendo los electrones y así formar con compuesto covalente.

ENLACES IONICOS O ELECTROVALENTE Y COVALENTE

El tipo de enlace que se obtendrá al combinar los elementos se puede predecir conociendo el valor de la electronegatividad si es muy grande se obtendrá un enlace Iónico o Electrovalente ya que uno de los elementos arrancará los electrones del último nivel del otro elemento, pero si este valor es semejante tendremos una diferencia con un valor muy bajo, lo que dará como resultado un enlace covalente. Esto lo podemos ver con los valores que se proporcionan en las siguientes tablas y gráficas.

PUENTES DE HIDROGENO

El puente de hidrógeno químicamente no se puede considerar como enlace, ya que solamente afecta las propiedades físicas de las sustancias, por lo tanto es un enlace que tiene carácter físico. El estudio de las propiedades de numerosos compuestos demuestra, que cuando una sustancia contiene hidrógeno, unido a oxígeno, nitrógeno o flúor, el punto de ebullición resulta más elevado de lo que podía esperarse.

Se cree que un hidrógeno o alguno de estos elementos fuertemente electronegativos, es capaz de formar un enlace débil con otro átomo de flúor, oxígeno o nitrógeno, próximo. Sin embargo, el puente de hidrógeno es débil si se compara con la mayoría de los enlaces. Aquellos compuestos en los que existen los puentes de hidrógeno se dice que están "asociados". Los puntos de ebullición elevados del NH_3 , H_2O y HF y los alcoholes etc. Se debe en parte, a la energía adicional que se requiere para romper estos puentes de hidrógeno. La formación de puentes de hidrógeno modifica la solubilidad en el agua de muchas sustancias al mismo tiempo que el punto de ebullición, ya que se pueden formar puentes de hidrógeno entre las moléculas de ciertos compuestos y las moléculas de agua.

Propiedades de los compuestos sólidos por su tipo de enlace.

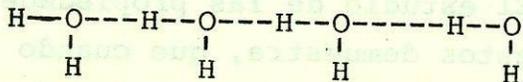
El tipo de enlace de los compuestos sólidos da como resultado una serie de propiedades que nos sirven para conocerlos y diferenciarlos, los sólidos por sus tipos de enlaces los podemos clasificar en:

- A) Sólidos Iónicos
- B) Sólidos Covalentes
- C) Sólidos Moleculares
- D) Sólidos Metálicos

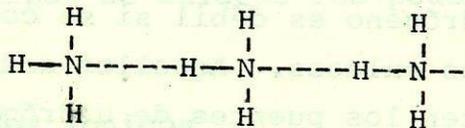
Algunas de las propiedades de estos sólidos los describiremos en la siguiente tabla.

Gráficamente los puentes de hidrógeno se pueden ver de esta manera:

Puentes de Hidrógeno en el agua.



Puentes de Hidrógeno en el NH_3 (amoníaco).



FUERZAS DE INTERACCION MOLECULAR

Las fuerzas de atracción entre moléculas se llaman "Fuerzas de Van der Waals". Estas fuerzas son importantes sólo cuando las moléculas están muy cerca una de otra. Por lo tanto las fuerzas de Van der Waals no son importantes en gases a menos que las moléculas gaseosas se encuentren a presión muy elevada o a una temperatura cercana a la de condensación. Las fuerzas de Van der Waals son de dos tipos:

INTERACCION DE DISPERSION

Esta fuerza existe en todas las moléculas. La fuerza de "interacción de dispersión" depende del número de electrones en una molécula y la tensión con la que se retienen los electrones. Mientras mayor sea el número de electrones y menor sea la tensión con la que sean retenidos, más fuerte será la fuerza de atracción de la interacción de dispersión. Se puede observar más fácilmente entre moléculas no polares este efecto. Donde la interacción de dispersión es el único tipo de fuerza atractiva. Por lo tanto podemos afirmar que para moléculas no polares en general entre mayor sea el peso molecular mayor será la temperatura de condensación.

ATRACCION DIPOLO-DIPOLO

La atracción dipolo-dipolo es la atracción -- entre las cargas opuestas de moléculas polares vecinas.

Tanto las fuerzas dipolo-dipolo y las de interacción de dispersión actúan entre moléculas polares.

Q U I N T A U N I D A D

PREGUNTAS DE CONTROL

I RELACIONA CORRECTAMENTE LAS SIGUIENTES COLUMNAS:

- | | |
|--|------------------------------|
| () Enlace en que los electrones de la capa más externa de un átomo pasan a la más externa de otro. | 1.- Enlace Covalente |
| () Enlace en el que los átomos que se unen comparten sus electrones. | 2.- Afinidad Electrónica |
| () Enlace que se produce si la diferencia de electronegatividad es muy grande entre los átomos que se van a unir. | 3.- Puentes de Hidrógeno |
| () Enlace que se formará si la diferencia de electronegatividad es muy pequeña o menor que 1.7. | 4.- Electrovalente o Iónico. |
| () Enlace formado entre átomos de Hidrógeno y de flúor oxígeno y nitrógeno. | 5.- Energía de Ionización |

Nota: Dos preguntas pueden tener la misma respuesta.

II.- LEE DETENIDAMENTE Y CONTESTA EN FORMA BREVE.

1.- Las fuerzas de Van der Waals son de 2 tipos, -
Interacción de dispersión y:

2.- El tipo de enlace iónico y covalente se puede
predecir conociendo el valor de:

3.- Los sólidos por su tipo de enlace los podemos
clasificar en: Sólidos iónicos, covlaentes, --
moleculares y:

4.- Es la atracción entre las cargas opuestas de -
moléculas polares vecinas:

5.- No se le puede considerar como un enlace por
que afecta las propiedades físicas de las sus-
tancias:

6.- A la tendencia que tienen los átomos al combi-
narse, de completar ocho electrones en su últi-
ma capa, se le conoce como:

III.- OBSERVA DETENIDAMENTE CADA UNO DE LOS - -
SIGUIENTES COMPUESTOS E INDICA EL TIPO DE EN-
LACE QUE PRESENTAN:

a) KOH _____ b) NaCl _____

b) Br₂ _____ f) CCl₄ _____

c) HCl _____ g) Na₂O _____

d) CH₄ _____ h) AgBr _____

