

TEORÍA DE REPULSIÓN DEL PAR DE ELECTRONES EN LA
CAPA DE VALENCIA
ENLACE METÁLICO

Los metales cristalizan como sólidos, donde sus átomos están distribuidos de la forma más eficiente, como si se empacaran -- naranjas en una caja.

Se considera a los metales como iones cargados positivamente en posiciones fijas y rodeados por una nube de electrones de valencia deslocalizados en toda la red cristalina. A la atracción de estos iones positivos y los electrones deslocalizados se llama enlace metálico.

PROPIEDADES ASOCIADAS CON EL TIPO DE ENLACE

Propiedades generales de los compuestos según el enlace que los forma:

Iónicos:

- 1.- son sólidos a temperatura ambiente
- 2.- tienen altos puntos de fusión
- 3.- se disuelven en solvente polares como el agua.
- 4.- conducen la corriente eléctrica en solución acuosa o fundidos (conductor iónico).

Covalentes:

- 1.- generalmente son gases o líquidos a temperatura ambiente
- 2.- malos conductores de el calor y electricidad (aislantes)
- 3.- medianamente fuertes y duros (excepto el diamante)

Metales: Son sólidos a temperatura ambiente excepto el mercurio

- 1.- conducen la electricidad y el calor
- 2.- tienen apariencia lustrosa
- 3.- son maleables y/o dúctiles.

FUERZAS DE ATRACCIÓN INTERMOLECULAR

Las fuerzas de atracción intermolecular (entre moléculas) son importantes sólo cuando las moléculas están muy cercanas unas de otras, por lo tanto no son importantes en los gases a menos que se encuentren a presión muy elevada o a una temperatura cercana a la de condensación.

Aquí estudiaremos las fuerzas de atracción entre moléculas de una misma sustancia y éstas son de tres tipos:

- Dipolo - Dipolo
- Fuerzas de London (o de Dispersión)
- Puente de Hidrógeno

A las fuerzas de atracción dipolo-dipolo y fuerzas de London se les conoce como "Fuerzas de Van der Waals".

Dipolo - Dipolo

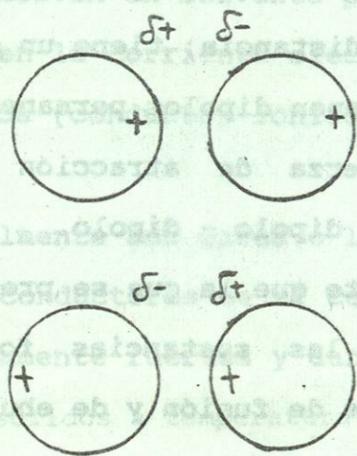
Cuando una molécula tiene un extremo negativo y un extremo positivo separados por una cierta distancia, tiene un dipolo (dos polos). A las moléculas que tienen dipolos permanentes se les llama moléculas polares. Y la fuerza de atracción entre dos moléculas polares es una atracción dipolo - dipolo.

Esta atracción es más fuerte que la que se presenta entre moléculas no polares, por lo tanto las sustancias formadas por moléculas polares presentan puntos de fusión y de ebullición más elevados que los de las sustancias formadas por moléculas no polares de tamaño parecido.

Fuerzas de London o de Dispersión

Es la atracción que se presenta entre moléculas no polares. En estas moléculas se producen dipolos instantáneos inducidos. Estas atracciones débiles fueron descritas por primera vez en 1930 por el físico alemán Fritz London por lo que reciben su nombre. Se cree que estos dipolos instantáneos inducidos se deben a desplazamientos en las posiciones (o vibraciones) de los electrones y los núcleos. En la figura de abajo se muestra que una vibración en una molécula induce un desplazamiento en los electrones de una molécula vecina. Estas vibraciones ocurren millones de veces por segundo por lo que se llaman instantáneos, un momento después puede no existir el dipolo.

Las fuerzas de atracción entre moléculas no polares es más grande entre moléculas grandes que entre moléculas pequeñas ya que las grandes tienen mayor número de electrones.



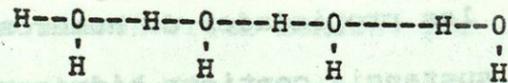
PUNTES DE HIDROGENO

Químicamente, el puente de hidrógeno 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 y éste está unido a un elemento muy electronegativo como el oxígeno, flúor o nitrógeno, el punto de ebullición resulta más elevado de lo que se podría esperar por cálculos teóricos.

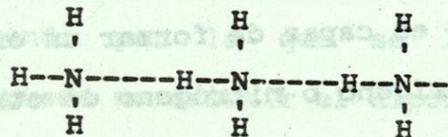
Se cree que un hidrógeno, con alguno de estos elementos fuertemente electronegativos, es capaz de formar un enlace débil con otro átomo de flúor, oxígeno o nitrógeno de otra molécula. Sin embargo el puente de hidrógeno es débil si se compara con la mayoría de los enlaces. Aquellos compuestos en los que existen los puentes de hidrógeno, se dicen que están "asociados"; ésta es la causa de los puntos de ebullición elevados del NH_3 , H_2O , HF y los alcoholes; la explicación que se le da a estos altos puntos de ebullición es, que se requiere una energía adicional para romper los puentes de hidrógeno, además de la necesaria para pasar de un estado físico a otro.

La formación de puentes de hidrógeno modifica algunas propiedades físicas, aumenta el punto de ebullición, en algunos casos modifica la densidad (como en el agua en estado sólido) y la solubilidad en agua se ve aumentada, ya que se pueden formar puentes de hidrógeno entre las moléculas de ciertos compuestos y las moléculas de agua.

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



Puentes de hidrógeno en el agua.



Puentes de hidrógeno en el NH₃ (amoníaco).

QUINTA UNIDAD

PREGUNTAS DE CONTROL

I.- RELACIONA CORRECTAMENTE LAS SIGUIENTES COLUMNAS:

- | | |
|--|-----------------------------|
| () Enlace en el cual 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 cuando la diferencia de electronegatividad es muy grande entre los átomos que se van a unir. | 3.- Puentes de Hidrógeno |
| () Enlace que se forma cuando la diferencia de electronegatividad es muy pequeña o menor que 1.7. | 4.- Electrovalente o Iónico |
| () Enlace formado entre átomos de hidrógeno con flúor, o con oxígeno o nitrógeno. | 5.- Energía de Ionización |

II.- COMPLETA LOS ENUNCIADOS SIGUIENTES:

- Las fuerzas de Van der Waals son de 2 tipos: interacción de dispersión y _____
- El tipo de enlace iónico y covalente se puede predecir conociendo el valor de _____

