Colegio de bachilleres del estado de baja california sur

Química I

Cuadernillo de trabajo

Bloque V



LA PAZ BAJA CALIFORNIA SUR, AGOSTO DEL 2020

COLEGIO DE BACHILLERES DEL ESTADO DE B. C. S.

Director General

Lic. Ángel René Holmos Montaño

Director Académico

Ing. Arturo Hernández Hernández

Subdirectora Académica

Lic. Lailany Guillen Cueva

Jefa de Materias

Ing. Irma Lorena Pedrín Martínez

COMISIÓN ELABORADORA:

M.C. Luz Elena Rizo Díaz Barriga

Ing. Irma Lorena Pedrín Martínez

Dirección General del Colegio de Bachilleres del Estado de B.C.S.

Av. Antonio Navarro No.462 e/ A. Serdán y Guillermo Prieto, Colonia Centro.

C.P. 23000, La Paz, Baja California Sur.

ÍNDICE

PRESENTACIÓN	4
BLOQUE V ENLACES QUÍMICOS E INTERACCIONES INTERMOLECULARES	
Propósito del bloque	5
Competencias genéricas y competencias disciplinares básicas	5
Enlaces químicos: regla del octeto, estructura de Lewis	6
Clasificación de las sustancias de acuerdo con sus propiedades	8
Enlace iónico	9
Enlace covalente: no polar y polar	10
Enlace metálico	16
Fuerzas intermoleculares	18
Autoevaluación	23
Actividad experimental	26

PRESENTACIÓN

El presente Cuadernillo de trabajo está relacionado con las actividades para el aprendizaje de QUÍMICA I, conlleva primordialmente el propósito de apoyar al docente en el desempeño de la enseñanza, así como también brinda las herramientas de trabajo para el desarrollo del aprendizaje de los estudiantes. Debiendo ser estas de carácter constructivista, despertando en el estudiante su capacidad creativa, estimulando el interés por el tema a tratar como un todo (teoría, conceptos y actividades).

Las actividades que aquí se desarrollan fortalecerán el aprendizaje de la asignatura de QUÍMICA I, que tiene como finalidad consolidar y diversificar los aprendizajes logrados, ampliando y profundizando los conocimientos, habilidades, actitudes y valores relacionados con el campo de las Ciencias Experimentales; promoviendo el reconocimiento de esta ciencia como parte importante de su vida diaria y como una herramienta para resolver problemas del mundo que nos rodea, implementando el método científico como un elemento indispensable en la resolución y exploración de éstos, con la finalidad de contribuir al desarrollo humano y científico. La relación de la Química con la tecnología, la sociedad y el impacto que ésta genera en el medio ambiente, buscando generar en el estudiantado una conciencia de cuidado y preservación del medio que lo rodea así como un accionar ético y responsable del manejo de los recursos naturales para su generación y las generaciones futuras.

El rol del docente en este modelo educativo implica ser innovador, creativo, capaz de rediseñar estrategias de enseñanza, ser agente de cambio, modelo de formación en todas sus dimensiones y contextos. Para lograr el éxito, los docentes deben acompañar a sus estudiantes en sus respectivos procesos de construcción de los propios saberes para que individual y comunitariamente edifiquen su conocimiento.

El docente tendrá la opción de utilizar las propuestas del presente material como lo considere más conveniente, según sus necesidades y objetivos planteados, por ejemplo: en el desarrollo de la clase para la comprensión de lo que se plantea, o al final de la clase que imparte para ejemplificar o demostrar el tema tratado.

Para el desarrollo de las actividades el estudiante deberá utilizar diversos recursos, desde material bibliográfico, videos, investigación de campo, etc.; así como realizar actividades experimentales de forma individual o en equipo.

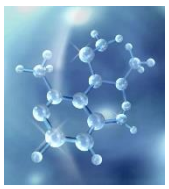
La retroalimentación de los conocimientos es de suma importancia, de ahí que se invita a los estudiantes a participar de forma activa cuando el docente lo indique, de esta forma aclararán sus dudas o bien fortalecerán lo aprendido. De igual forma es necesario que realicen la autoevaluación, este ejercicio permite que valoren su actuación y reconozcan sus posibilidades, limitaciones y cambios necesarios para mejorar su aprendizaje.

BLOQUE 5 ENLACES QUÍMICOS E INTERACCIONES INTERMOLECULARES

Propósito: *Clasifica las propiedades macroscópicas de las sustancias con los diferentes modelos de enlaces y las interacciones moleculares, para comprender el comportamiento de la naturaleza de la materia.*

COMPETENCIAS GENÉRICAS	COMPETENCIAS DISCIPLINARES BASICAS
5. Desarrolla innovaciones y propone soluciones a problemas a partir de métodos establecidos. ✓ CG5.6 Utiliza las tecnologías de la información y comunicación para procesar e interpretar información. 8. Participa y colabora de manera efectiva en equipos diversos. ✓ CG8.1 Propone maneras de solucionar un problema o desarrollar un proyecto en equipo, definiendo un curso de acción con pasos específicos. 11. Contribuye al desarrollo sustentable de manera crítica, con acciones responsables. ✓ CG11.3 Contribuye al alcance de un equilibrio entre los intereses de corto y largo plazo con relación al ambiente.	CDBE 4. Obtiene, registra y sistematiza la información para responder a preguntas de carácter científico, consultando fuentes relevantes y realizando experimentos pertinentes. CDBE 5. Contrasta los resultados obtenidos en una investigación o experimento con hipótesis previas y comunica sus conclusiones. CDBE 10. Relaciona las expresiones simbólicas de un fenómeno de la naturaleza y los rasgos observables a simple vista o mediante instrumentos o modelos científicos. CDBE 11. Analiza las leyes generales que rigen el funcionamiento del medio físico y valora las acciones humanas de riesgo e impacto ambiental.

ENLACES QUÍMICOS



Todo lo que nos rodea, tanto lo natural como lo desarrollado por el ser humano, son mezclas complejas de elementos químicos formados por distintos átomos unidos entre sí a través de un ***Enlace Químico.***

Uno de los objetivos de la química consiste en entender y explicar cómo la unión entre los átomos o las moléculas determina algunas de las propiedades físicas y químicas de la gran diversidad de los materiales.

> Los **enlaces químicos o fuerzas intermoleculares** son las fuerzas de atracción que mantienen unidos a los átomos de manera estable para formar una molecula.

En 1916, los científicos *Walter Kossel* (alemán, 1888-1956) y *Gilbert Lewis* (estadounidense, 1875-1946) concluyeron, de manera independiente, que la formación de los enlaces químicos entre los átomos se debía a que éstos tienden a adquirir una estructura electrónica similar a la del gas noble más cercano. Esta conclusión se le conoce como la ***Regla del Octeto.***

> **Regla del Octeto:** cuando se forma un enlace químico, los átomos aceptan ceden o comparten electrones con la finalidad de tener ocho de ellos en su último nivel energético, adquiriendo así configuración del gas noble más cercano, de acuerdo con su posición en la tabla periódica.

Es importante mencionar que el helio es un gas noble con solo dos electrones, suficientes para completar su único nivel energético, y sirve de referencia para átomos con pocos electrones, como el hidrogeno, el litio, el berilio y el boro.

La regla del octeto presenta algunas excepciones, sin embargo, este modelo es útil para comprender el comportamiento de la mayoría de los elementos químicos.

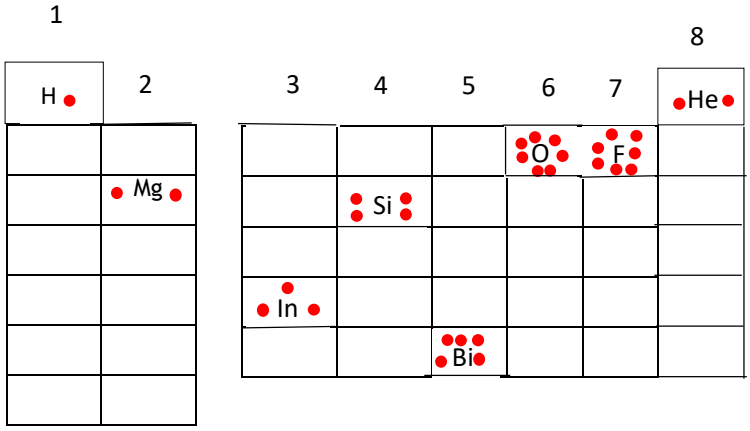
Una forma de entender la manera en que los átomos transfieren acepta o comparten electrones para formar enlaces químicos es mediante la estructura de Lewis.

> La **estructura de Lewis** es una forma gráfica que representa los electrones de valencia mediante puntos o cruces alrededor del símbolo del elemento químico.

Elemento	Configuración electrónica	Electrones de valencia	Estructura de Lewis
Na^{11}	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	1	•Na
F^{9}	$1s^2 2s^2 2p^5$	7	F



ACTIVIDAD 1 Resuelve los siguientes ejercicios.



1. Dibuja la estructura de Lewis para los elementos representativos, en la casilla de la tabla periódica que le corresponda.
2. A partir de los datos de la figura anterior, explica ¿qué representa la estructura de Lewis?

   _____

   _____
3. Representa la configuración electrónica y la estructura de Lewis de los átomos del magnesio (Mg) y del azufre (S)

Configuración electrónica	Estructura de Lewis

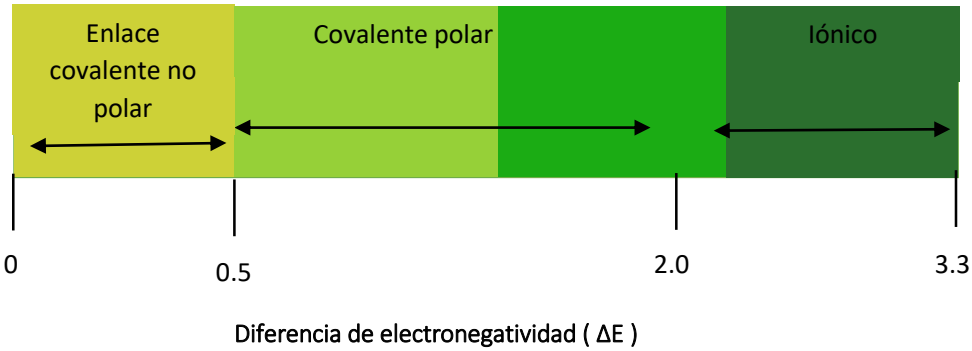
CLASIFICACIÓN DE LAS SUSTANCIAS DE ACUERDO CON SUS PROPIEDADES

La materia que nos rodea se presenta en forma de sustancias con distinto aspecto y propiedades. El conocimiento de estas propiedades puede aportar alguna información acerca de las fuerzas que hacen unirse a las partículas en una sustancia. Así, por ejemplo, los puntos de fusión y ebullición de las diversas sustancias son indicativos de la mayor o menor fuerza de enlace entre las partículas (átomos, iones o moléculas) que constituyen el sólido o líquido. Por otra parte, si una sustancia en determinadas condiciones conduce la corriente eléctrica, podría pensarse también en la existencia de partículas cargadas. Otras propiedades pueden ser la solubilidad, la facilidad de deformación o fragilidad de los sólidos, etc.

La diversidad de propiedades existentes (densidad, temperaturas de fusión y ebullición, dureza, solubilidad en diferentes líquidos, conductividad, entre otras) hace que resulte difícil clasificar en unos pocos grupos a todas las sustancias y cualquier regla que se establezca. Para ello, dejará fuera a sustancias con propiedades intermedias o atípicas. No obstante, ha sido posible clasificar a la mayor parte de las sustancias en tres grandes grupos, debido al enlace que presentan: ***iónico, covalente o metálico.***

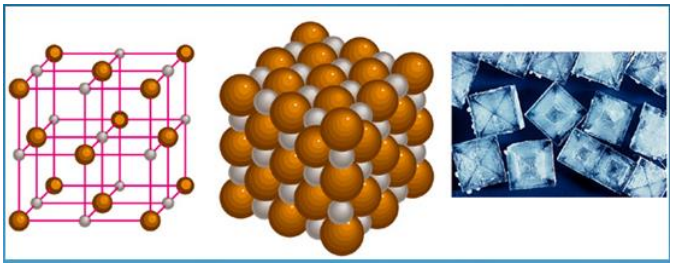
Tipos de enlaces

- ✓ Enlaces interatómicos: son enlaces químicos que se forman entre átomos. Ej. enlace: *iónico, covalente, metálico.*
- ✓ Enlaces intermoleculares: son enlaces que se forman entre moléculas. Ej. enlace: *puente de hidrógeno*, *fuerzas de Van der Waals.*



ENLACE IÓNICO

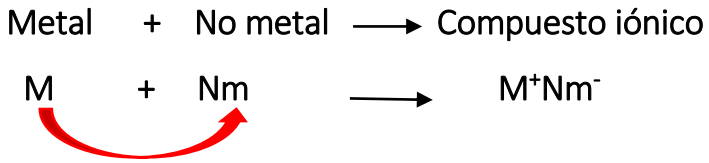
Es la fuerza de atracción que se establece entre dos iones con cargas opuestas, que se han formado por transferencia de electrones. Este enlace se establece entre elementos metálicos y no metálicos, sin formar moléculas sino redes cristalinas.



Son duros y poseen elevados puntos de fusión y ebullición, sin conducir corriente eléctrica en estado sólido, aunque sí lo hacen cuando están fundidos. Tienen una alta dureza con una solubilidad en agua, pero no en disolventes orgánicos.

Los enlaces Iónicos, Se forman cuando hay desprendimiento de electrones dando lugar a la formación de iones positivos y negativos, posteriormente se atraen por la diferencia de cargas. También pueden definirse como la unión electrostática de iones o átomos que han perdido o ganado electrones.

Por lo general, los metales con baja electronegatividad tienden a formar enlaces iónicos cuando se unen con no metales de alta electronegatividad.

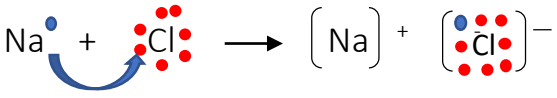


Ion= Átomo que ha ganado o perdido electrones, por lo que está cargado positiva o negativamente.

Anión= Átomo que ha ganado electrones, por lo que está cargado negativamente.

Catión= Átomo que ha perdido electrones, por lo que está cargado positivamente.

El ejemplo más representativo de este tipo de enlace es la formación del cloruro de sodio, en el cual los átomos de sodio y cloro cumplen la regla del octeto, al adquirir ocho electrones en su último nivel energético.



$$\Delta E = (E_{Cl}) - (E_{Na})$$

$$\Delta E = 3.0 - 0.9$$

$$\Delta E = 2.1$$

PROPIEDADES

- Se forman entre metal y no metal
- La diferencia de electronegatividad es alta (mayor o igual a 1.7)
- Normalmente son sólidos con formas cristalinas definidas
- Son solubles en agua
- Poseen altos puntos de fusión y ebullición
- Conducen la electricidad disueltos en agua

Video recomendado: http://www.youtube.com/watch?v= BslF3FVYEk

ENLACE COVALENTE

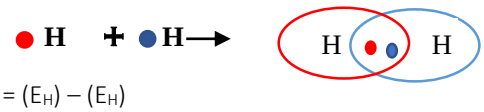
Algunos átomos, en lugar de formar iones al perder o ganar electrones, comparten pares de electrones de valencia para obtener la configuración el gas noble más cercano. Cuando dos átomos comparten uno o más pares de electrones se unen mediante un **enlace covalente,** lo cual da como resultado la formación de moléculas verdaderas, por lo que se les conoce como *compuestos moleculares*. Este modelo considera la unión entre átomos cuya diferencia de electronegatividad **es menor que 1.9**, por lo que los electrones se comparten en lugar de transferirse. Debido a que los dos núcleos atómicos ejercen atracción sobre el par de electrones de enlace, éste pertenece a ambos y los mantiene unidos.

El enlace covalente generalmente se presenta entre átomos no metálicos con electronegatividades iguales o ligeramente diferentes; ello da lugar a dos tipos de enlace covalente: *el covalente no polar y el covalente polar.*

COVALENTE NO POLAR

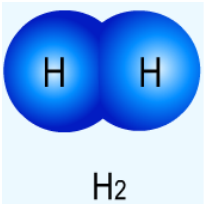
Cuando dos átomos idénticos comparten electrones equitativamente podemos decir que se forma un enlace covalente no polar, cuya **diferencia de electronegatividad es igual a cero.** Moléculas diatómicas como el H_2, O_2, N_2, F_2, Cl_2, I_2 y Br_2 presentan este tipo de enlace.

Ejemplo: cuando dos átomos de hidrógeno comparten sus electrones adquieren la configuración electrónica del helio formando la molécula de H_2.



$\Delta E = (E_H) - (E_H)$

$\Delta E = 2.1 - 2.1 = 0$



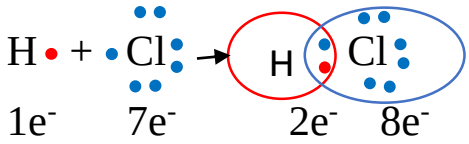
Propiedades

- La diferencia de electronegatividad es cero o muy cercana a cero.
- Se puede N presentar en un estado sólido, líquido o gas.

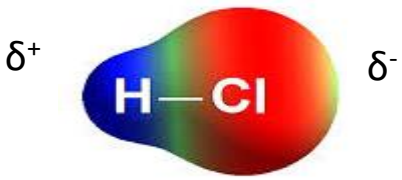
- No son conductores de la electricidad.
- Los electrones de enlace quedan en medio de los átomos.

COVALENTE POLAR

Si los átomos son distintos y la diferencia de electronegatividad oscila entre 0.5 y 1.8, los electrones se comparten desigualmente, siendo atraídos en mayor medida por el átomo con mayor electronegatividad, aunque el átomo menos electronegativo también ejerce cierta fuerza de atracción sobre los electrones compartidos, como en la molécula de ácido clorhídrico (HCl).

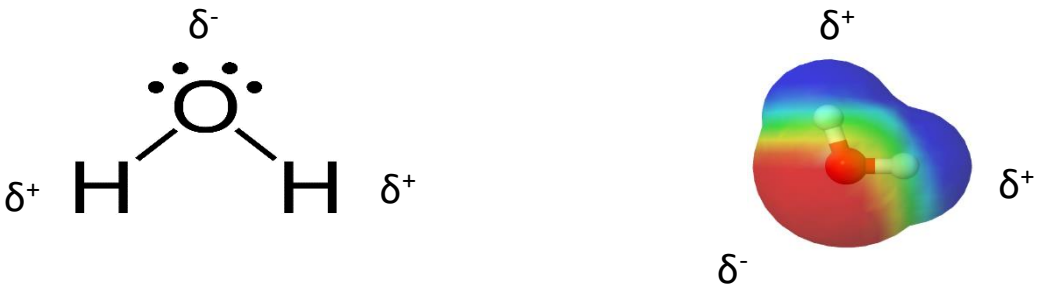


En este caso, el cloro, por ser el átomo más electronegativo, atrae más fuertemente a los electrones. Al compartir de forma desigual los electrones se genera una diferencia en la distribución de las cargas, formando dos polos opuestos que se identifican con el símbolo δ^- (delta negativa) para el átomo con mayor electronegatividad.



A esta distribución desigual de los electrones compartidos se le conoce como **polaridad** de la molécula, la cual permite explicar diversas propiedades de los compuestos con este tipo de enlace, como la solubilidad, la miscibilidad y el punto de ebullición, entre otras.

Sin duda alguna, una de las sustancias más importante para la vida es el agua. Muchas de sus propiedades se explican gracias a la polaridad que presenta su molécula: en este caso, el oxígeno, al ser más electronegativo que el hidrogeno, ejerce mayor fuerza de atracción sobre el par de electrones de enlace, produciendo un desequilibrio en la distribución de las cargas, por lo que da origen a la formación de los polos opuestos, como se puede ver en la siguiente figura.



Los compuestos covalentes tienen propiedades muy variadas. A diferencia de los compuestos iónicos que son sólidos a temperatura ambiente, los covalentes se presentan en los tres estados de agregación. Entre los compuestos sólidos se pueden mencionar el azúcar de mesa, l mantequilla y las ceras; son líquidos el alcohol etílico, la gasolina y el petróleo y se encuentran en estado gaseoso el oxígeno, el nitrógeno y el gas natural.

Propiedades

- Existe una diferencia de electronegatividad, aunque es menor que en los compuestos iónicos.
- Tienen puntos de fusión y ebullición bajos.
- En general son conductores pobres de la electricidad.
- Pueden ser presentados en los tres estados de la materia.
- Generalmente son poco solubles en agua.

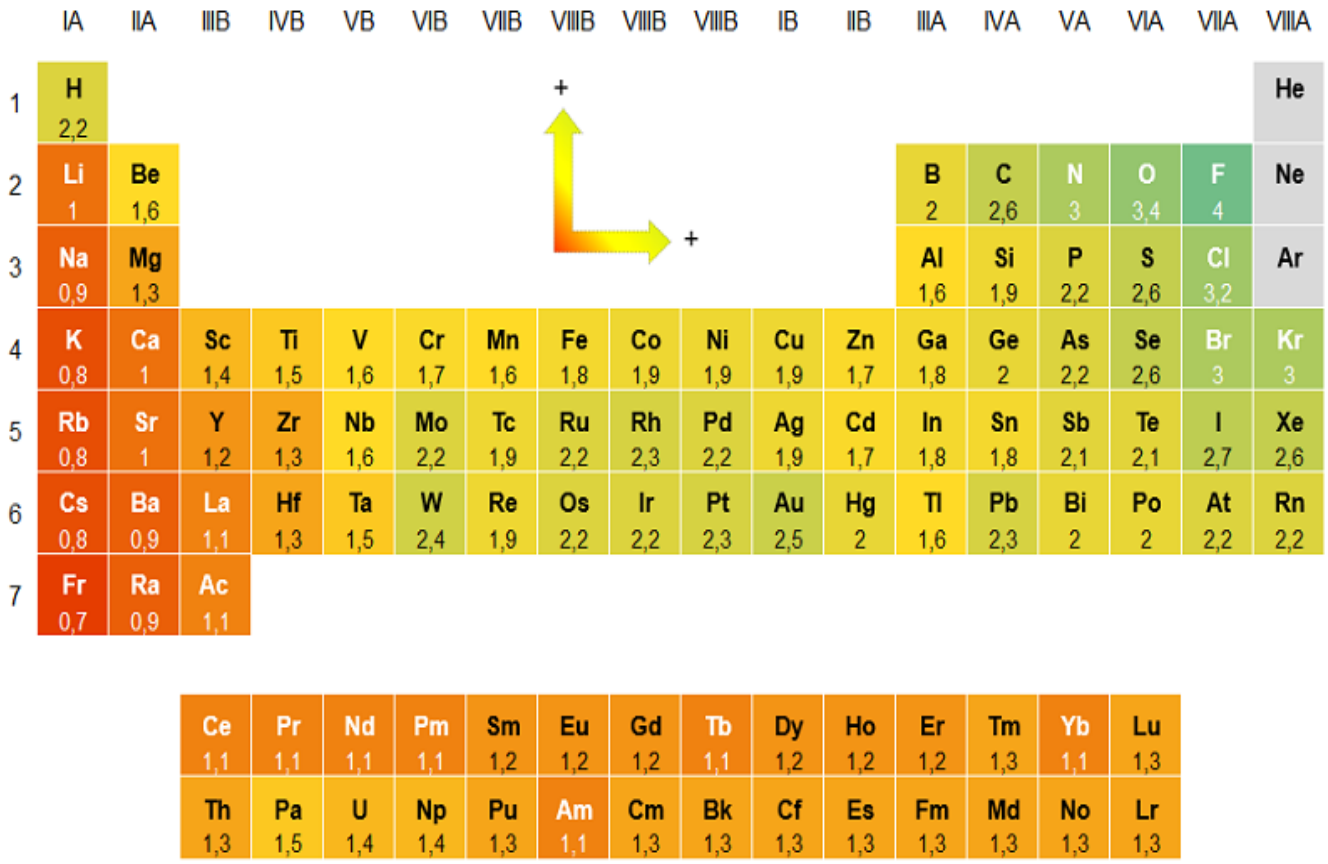
¿Qué relación hay entre la electronegatividad de un elemento y su tendencia a ceder electrones?

Linus Pauling definió la electronegatividad como la capacidad que tienen los átomos de atraer y retener los electrones que participan en un enlace químico.

La electronegatividad se ha establecido en escala de 0 hasta 4. Pauling asignó de manera arbitraria un valor de 4 al flúor que es el elemento con más capacidad para atraer electrones. En Química los valores de electronegatividad de los elementos se determinan midiendo las polaridades de los enlaces entre diversos átomos. La polaridad del enlace depende de la diferencia entre los valores de electronegatividad de los átomos que lo forman. Tipo de enlace con base en la diferencia de electronegatividad entre los átomos que lo forman.

Diferencia de electronegatividad	Tipo de enlace
Cero	Covalente puro
0.0 – 0.4	Covalente No polar
0.5 – 1.7	Covalente Polar
Mayores a 1.7	Iónico

TABLA DE ELECTRONEGATIVIDAD





Actividad 2 Resuelve los siguientes ejercicios.

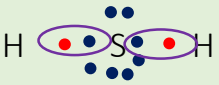
1. Un Caso en el que es necesario compartir más de un par de electrones es el de la formación de la molécula de nitrógeno **(N_2),** a partir de ello, realiza lo siguiente.
   a) Dibuja en el siguiente espacio la estructura de Lewis para esta molécula y responde las preguntas.

¿Cuántos pares de electrones se compartieron?	
¿Cómo llamarías al enlace que se formó?	
Calcula la diferencia de electronegatividad	

   b) Determina cuántos electrones deben ganar o perder las siguientes especies químicas con la regla del octeto y completa la tabla.

Especie química	Debe		Núm. De electrones
	Ganar	Perder	
a) Ga		✓	3 e^-
b) Xe			
c) I			
d) Ca			
e) Cl			

c) Completa el siguiente cuadro escribiendo las estructuras de Lewis de las sustancias, calcula la diferencia de electronegatividad y con base al resultado determina si se trata de un enlace Iónico o Covalente.

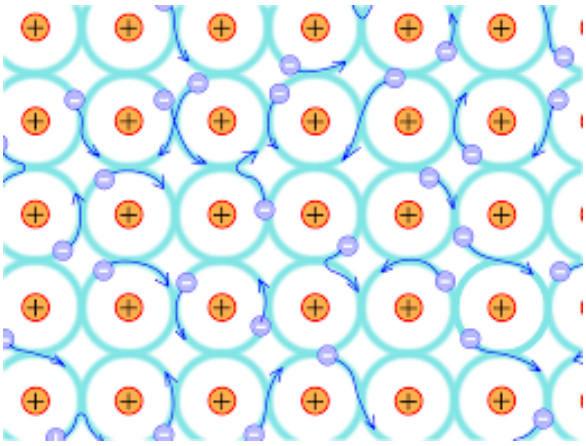
Sustancia	Estructura de Lewis	Diferencia de electronegatividad	Tipo de enlace
H_2S		$\Delta E_S - \Delta E_H$ 2.6 - 2.2 = **0.4**	Enlace Covalente No polar
PH_3			
LiCl			
CaO			
CH_4			
KF			
HCl			
$MgCl_2$			

ENLACE METÁLICO

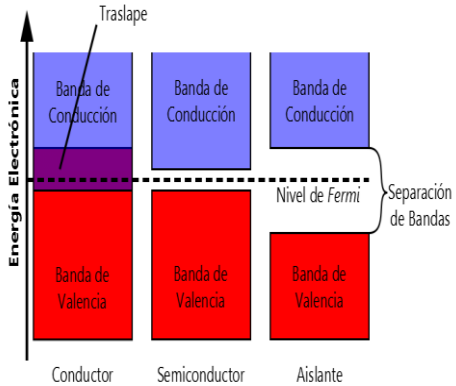
Aunque entre los metales no hay un enlace químico verdadero, sí existe una interacción que mantiene unidos a los átomos de estos elementos y que permite explicar las propiedades de los metales y la formación de las aleaciones. Dicho modelo se le conoce como mar de electrones.

Modelo del mar de electrones de valencia

Los metales tienen uno, dos o tres electrones en su nivel de valencia y presentan muy baja electronegatividad; tales características se retoman en este modelo que propone que los átomos de los metales de los metales pierden sus electrones externos para adquirir momentáneamente la configuración del gas noble más próximo, lo cual da lugar a la formación de cationes inmersos en una nube de electrones "deslocalizados", es decir, un conjunto de electrones que se mueven en torno a los iones metálicos. De esta manera, se forma una red cristalina flexible en la que los átomos pueden reorganizarse y ocupar un nuevo sitio, confiriéndole al metal la capacidad de estirarse en alambre delgados (Ductibilidad) y láminas finas (maleabilidad) sin que se fracture. La deslocalización y movilidad de los electrones permite una gran fuerza de cohesión, y es la responsable de la resistencia y conductividad eléctrica y térmica que presentan los metales.



Modelo del mar de electrones



Teoría de Bandas

Esta teoría representa un modelo más elaborado para explicar la formación del enlace metálico; se basa en la teoría de los orbitales moleculares. Cuando dos átomos se enlazan, los orbitales de la capa de valencia se combinan para formar dos orbitales nuevos que pertenecen a toda la molécula, uno que se denomina enlazante (de menor energía) y otro anti enlazante (de mayor energía). Si se combinasen 3 átomos se formarían 3 orbitales

moleculares, con una diferencia de energía entre ellos menor que en el caso anterior. En general, cuando se combinan N orbitales, de otros tantos átomos, se obtienen N orbitales moleculares de energía muy próxima entre sí, constituyendo lo que se llama una "banda".

En los metales existe un número muy grande de orbitales atómicos para formar enlaces deslocalizados que pertenezcan a toda la red metálica (como si fuese una gran molécula). Como el número de orbitales moleculares es muy grande forman una banda en la que los niveles de energía, como se ha dicho anteriormente, están muy próximos.

En los metales se forman dos bandas. Una en la que se encuentran los electrones de la capa de valencia que se denomina "banda de valencia" y otra que se llama "banda de conducción" que es la primera capa vacía.

En los metales, la banda de valencia está llena o parcialmente llena; pero en estas sustancias, la diferencia energética entre la banda de valencia y la de conducción es nula; es decir están solapadas. Por ello, tanto si la banda de valencia está total o parcialmente llena, los electrones pueden moverse a lo largo de los orbitales vacíos y conducir la corriente eléctrica al aplicar una diferencia de potencial.

En el caso de los aislantes, la banda de valencia está completa y la de conducción vacía; pero a diferencia de los metales, no sólo no solapan, sino que además hay una importante diferencia de energía entre una y otra (hay una zona prohibida), por lo que no pueden producirse saltos electrónicos de una a otra. Es decir, los electrones no gozan de la movilidad que tienen en los metales y, por ello, estas sustancias no conducen la corriente eléctrica.

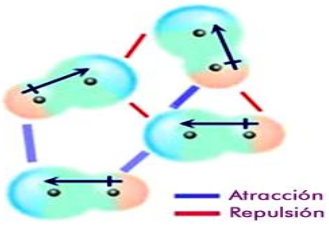
Un caso intermedio lo constituyen los semiconductores, en el caso de las sustancias de este tipo, la banda de valencia también está llena y hay una separación entre las dos bandas: pero la zona prohibida no es tan grande, energéticamente hablando, y algunos electrones pueden saltar a la banda de conducción. Estos electrones y los huecos dejados en la banda de valencia permiten que haya cierta conductividad eléctrica. La conductividad en los semiconductores aumenta con la temperatura, ya que se facilitan los saltos de los electrones a la banda de conducción. Son ejemplos de semiconductores: Ge, Si, GaAs y InSb.

Características del Enlace Metálico

- Se forma entre elementos metálicos y consiste en una nube electrónica de carga negativa (mar móvil de electrones) que rodea y mantiene unidad a los iones positivos.

- Presentan brillos metálicos, son maleables, son dúctiles, buenos conductores del calor y la electricidad no son solubles en agua.

FUERZAS INTERMOLECULARES



Las fuerzas entre las partículas o moléculas que forman una sustancia se llaman fuerzas intermoleculares. La gran diferencia entre la magnitud de las fuerzas intermoleculares de los compuestos covalentes, comparadas con los compuestos iónicos, explica muchas de las diferencias entre sus propiedades físicas, tal es el caso del estado en el que se encuentran. Mientras que los compuestos iónicos son sólidos a temperatura ambiente, muchos compuestos covalentes son líquidos o gaseosos. Aunque existen excepciones como el caso del azúcar que forma cristales si la fuerza de atracción de las moléculas es suficientemente grande.

Por ejemplo: en un compuesto iónico como el NaCl o sal común, las fuerzas intermoleculares son muy fuertes por la atracción entre los iones de las cargas contrarias, ésta se encuentra en estado sólido. Por otra parte, el butano C_4H_{10} es el combustible que se encuentra comúnmente en los encendedores, es un compuesto covalente, sus moléculas no tienen carga eléctrica, por lo que la atracción entre ellas es muy débil y se encuentra como consecuencia en estado gaseoso.

Las fuerzas de atracción entre moléculas (monoatómicas o poliatómicas) sin carga neta se conocen con el nombre de fuerzas intermoleculares.

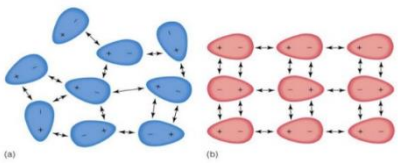
Hay varios tipos de fuerzas intermoleculares, como las fuerzas de Van der Waals y los puentes de hidrógeno.

Fuerzas de Van der Waals

Son fuerzas intermoleculares que determinan las propiedades físicas de las sustancias.
Entre estas fuerzas tenemos las siguientes

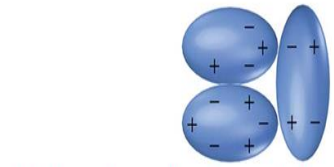
- ✓ Fuerzas dipolo-dipolo: son fuerzas de atracción entre moléculas polares, dado que, estas moléculas se atraen cuando el extremo positivo de una de ellas está cerca del negativo de la otra.

Fuerzas dipolo-dipolo



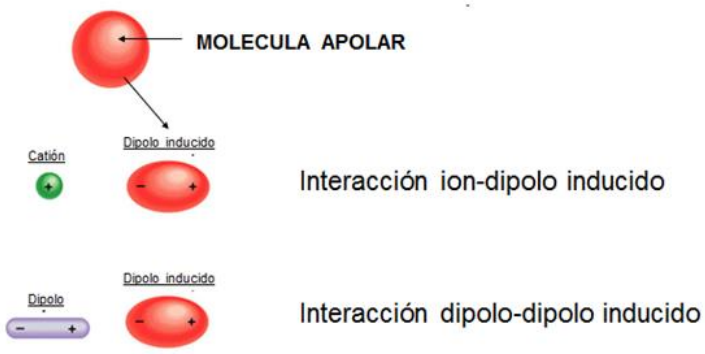


distribución al azar de los dipolos temporales cuando las moléculas están separadas



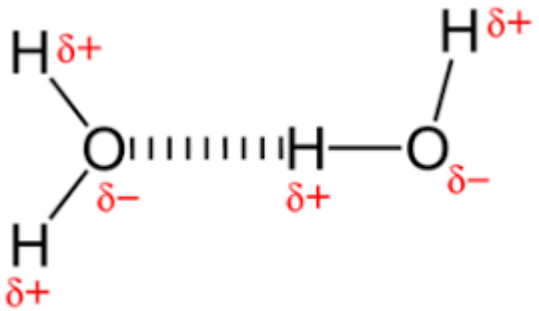
dipolos temporales complementarios cuando las moléculas están en contacto

- ✓ Fuerzas de dispersión de London: se da entre moléculas apolares y ocurren, porque al acercase dos moléculas se origina una distorsión de las nubes electrónicas de ambas, generándose en ellas dipolos inducidos transitorios, debido al movimiento de los electrones, por lo que permite que interactúen entre sí. La intensidad de la fuerza depende de la cantidad de electrones que posea la molécula, dado que, si presenta mayor número de electrones, habrá una mayor polarización de ella, lo que generará que la fuerza de dispersión de London sea mayor.
- ✓ Las fuerzas dipolo-dipolo inducido: corresponden a fuerzas que se generan cuando se acerca un ión o un dipolo a una molécula apolar, generando en ésta última, una distorsión de su nube electrónica, originando un dipolo temporal inducido. Esta fuerza explica la disolución de algunos gases no polares, como el cloro Cl_2, en solventes polares.



Enlace Puente de Hidrógeno

En enlace covalente polar hemos visto que en la molécula se forman dos zonas claramente diferenciadas, una con un exceso de carga negativa (la correspondiente al átomo más electronegativo) y otra con un defecto de carga negativa (la correspondiente al átomo menos electronegativo). Un caso de polaridad especialmente interesante es el que corresponde a moléculas tales como, por ejemplo: H2, O, HF o NH3 en las que los átomos de hidrógeno se hallan unidos a otros átomos mucho más electronegativos.



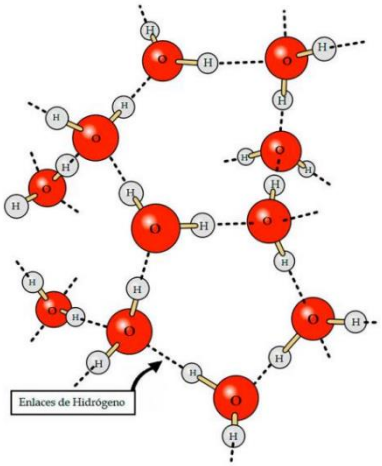
En el agua el átomo de hidrógeno está unido con el de un elemento bastante más electronegativo como es el oxígeno. Dada la pequeñez del átomo de hidrógeno (es el átomo más pequeño) y la ausencia de electrones que protejan su núcleo (el átomo de hidrógeno tiene solo un electrón), la molécula será muy polar, lo cual implica la posibilidad de que se unan unas con otras mediante fuerzas de tipo eléctrico entre polos de distinto signo.

El enlace entre el oxígeno y el hidrógeno de moléculas de agua distintas recibe el nombre de puente de hidrógeno. Un puente de hidrógeno es una unión de tipo intermolecular generada por un átomo de hidrógeno que se halla entre dos átomos fuertemente electronegativos. De hecho, sólo los átomos de F, O y N tienen la electronegatividad y condiciones necesarias para intervenir en un puente de hidrógeno.

La clave de la formación del puente de hidrógeno es el carácter fuertemente polar del enlace covalente entre el hidrógeno H y otro átomo (por ejemplo, O). La carga parcial positiva originada en el átomo de hidrógeno atrae a los electrones del átomo de oxígeno de una molécula vecina. Dicha atracción se ve favorecida cuando ese otro átomo es tan electronegativo que tiene una elevada carga parcial negativa.

El hidrógeno es el único átomo capaz de formar este tipo de enlace porque al ser tan pequeño permite que los otros átomos más electronegativos de las moléculas vecinas puedan aproximarse lo suficiente a él como para que la fuerza de atracción sea bastante intensa. Este tipo de enlace intermolecular es el responsable, por ejemplo, de la existencia de océanos de agua líquida en nuestro planeta. Si no existiera, el agua se encontraría en forma de vapor.

En el agua en estado sólido (hielo) existe un gran número de enlaces de hidrógeno entre moléculas de agua. Ello hace que el hielo presente una estructura muy abierta. Sin embargo, cuando se aumenta la temperatura y pasa a la forma líquida algunos de esos enlaces se rompen (aunque se conservan todavía bastantes) y por eso el agua líquida es más compacta (más densa) que el hielo.



Características del enlace por puentes de hidrógeno

- Se establece entre aquellas moléculas en las que se encuentran átomos de hidrógeno unidos a elementos muy electronegativos (F, O, N).
- Es un enlace intermolecular, es decir, no forman nuevos compuestos, sino que une las moléculas ya existentes.
- Las moléculas que lo presentan tienen puntos de fusión y ebullición más altos de lo normal.
- Cuando una sustancia es capaz de formar puentes de hidrógeno se disuelve en agua.

¿Sabías que? .....



Gracias a la particularidad de que el hielo flota sobre el agua es que muchas especies vivas pueden sobrevivir bajo mares congelados en aquellos países donde las temperaturas descienden considerablemente en invierno. En los mares y lagos se congela primero la capa superficial de las aguas, quedando por debajo del hielo agua líquida, cuya temperatura aumenta con la profundidad, llegando a ser de 4 º C en el fondo. Durante los meses invernales, este fenómeno permite el mantenimiento de la vida vegetal y animal en el agua.



ACTIVIDAD EXPERIMENTAL

"LIMPIEZA MÁGICA"

PROPÓSITO: Demostrar la relación que existe entre el tipo de enlace y las propiedades de las sustancias

Problematización ¿Cómo se pueden limpiar las monedas de cobre?

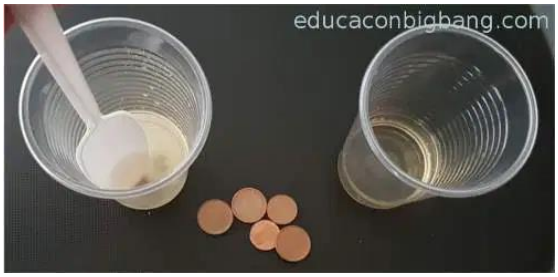
Hipótesis:_____
_____
_____

Material	Sustancias
• 4 vasos desechables transparentes • Una cuchara sopera • Papel de cocina	• Monedas de cobre o un trozo de alambre de cobre o algún objeto hecho de cobre de color rojizo, cuanto más sucios mejor • Vinagre blanco • Sal de mesa • Jugo de limón • agua

Procedimiento:

1. Coloca una moneda o el trozo de cobre en cada uno de los vasos.
2. Agrega a cada vaso las sustancias como se indican en la tabla hasta que cubran la moneda.

Sustancia	No. de vaso
jugo de limón	1
jugo de limón con ½ cucharadita de sal (disuelta)	2
Vinagre	3
Vinagre con ½ cucharadita de sal (disuelta)	4



Nota: Para observar cambios en la moneda sumergida en el vaso del vinagre sin sal tendrás que esperar varias horas. La moneda quedará limpia pero el proceso será mucho más lento.

3. Una vez que las monedas estén relucientes, lávalas con agua y después sécalas muy bien con papel de cocina. Este paso no debe omitirse, ya que, de lo contrario, al cabo de unas horas las monedas se recubrirán de una pátina de color verde azulado. Esta pátina es tóxica y no debe manipularse.

Observaciones: Elabora esquemas de tus observaciones

Resultados

Sustancia	Reacción (burbujea, libera calor, se enfría, libera vapor, etc)	Observación (Se limpia
Jugo de limón		
Jugo de limón con sal		
vinagre		
Vinagre con sal		

Actividad de Refuerzo

1.- Investiga que otros ácidos caseros mezclados con sal, pueden usarse, en lugar del jugo de limón.

2.- Explica el proceso químico que se llevo a cabo, que explique este proceso

3.- ¿Qué tipo de enlace químico se llevó a cabo?

Fuentes de consulta:



AUTOEVALUACIÓN

1. Relaciona ambas columnas y escribe en el paréntesis la letra que corresponda a la respuesta correcta.

a) Los átomos ganan, pierden o comparten electrones a modo de tener ocho electrones en su capa de valencia.
b) Fuerza de atracción que mantiene unidos a los átomos o iones en una molécula o compuesto.
c) Átomos o grupo de átomos combinados que tienen carga eléctrica positiva o negativa debida a la pérdida o ganancia de electrones.
d) Ubicación en el átomo de los electrones que participan en los enlaces químicos.
e) Enlace químico formado por la unión electrostática de especies químicas con cargas contrarias.
f) Medida de la capacidad de un átomo para atraer los electrones de enlace.
g) Compuesto formado por átomos que se une mediante enlace covalente.
h) Enlace químico que se forma cuando dos átomos que se unen comparten el par de electrones de enlace.
i) Representación tridimensional o disposición en el espacio de los átomos de una molécula.

( ) Enlace metálico
( ) Enlace químico
( ) Geometría molecular.
( ) Enlace iónico
( ) Regla del octeto
( ) Electronegatividad
( ) Capa de valencia
( ) Molecular
( ) Enlace covalente
( ) Ión

2. Subraya la respuesta correcta a cada enunciado.

1) Tipo de compuesto cuya unión de los átomos es mediante fuerzas electrostáticas.
a) Molecular b) Metálico c) Iónico d) Sólido

2) Elemento químico cuya estabilidad se debe a que tiene completos los subniveles s y p.

a) Oxígeno b) Sodio c) Neón d) Cloro

3) Corresponde a un conglomerado eléctricamente neutro de dos o más unidos mediante enlaces covalentes, que se comporta como una sola partícula.

a) Ión b) Metal c) Molécula d) Catión

4) Tipo de fuerza intermolecular que se presenta en moléculas no polares y se caracteriza por la formación de dipolos inducidos.

a) Puente de hidrogeno b) Fuerzas dipolares c) Fuerzas de London d) Fuerza iónica

5) Ejemplos de molécula polar

a) CO_2 b) CH_4 c) HF d) H_2

6) Características de los compuestos iónicos.

a) Bajo punto de fusión b) Insolubles en agua c) Líquidos a temperatura ambiente

d) Fundidos o en solución conducen la electricidad.

7) Ejemplo de molécula que presenta puentes de hidrogeno.

a) KI b) HCl c) CH_3-CH_2-OH d) CH_3-O-CH_3

8) Tipo de enlace que se explica mediante la teoría del mar de electrones.

a) Iónico b) Metálico c) Covalente d) Puente de hidrógeno

9) Características de los compuestos covalentes

a) Puntos de fusión y de ebullición altos
b) Todos son sólidos a temperatura ambiente.
c) Buenos conductores de la electricidad.
d) Puntos de fusión y de ebullición bajos.

10) Características de los metales.

a) Bajo punto de fusión. b) Solubles en agua. c) Maleables y dúctiles.

d) Mucha reactividad.

3.- Dibuja, mediante estructuras de Lewis, la geometría de las moléculas siguientes.

1. Hexafluoruro de azufre **(SF_6)**

2. Tetracloruro de silicio **($SiCl_4$)**

3. Trifluoruro de boro **(BF_3)**

4. Pentacloruro de fósforo **(PCl_5)**

5. Difluoruro de berilio **(BeF_2)**