

UNIVERSIDAD NACIONAL AUTONOMA DE NICARAGUA - LEON
FACULTAD DE CIENCIAS DE LA EDUCACION Y HUMANIDADES
DEPARTAMENTO DE CIENCIAS NATURALES



MONOGRAFIA

TEMA: DIFICULTADES QUE TIENEN LOS ALUMNOS DEL TERCER AÑO DEL COLEGIO JULIA MARTINEZ TORUÑO DEL MUNICIPIO DE POSOLTEGA EN EL APRENDIZAJE DE LOS ENLACES QUIMICOS

INTEGRANTES:

Br: Gloria María Poveda Lezama
Br: Danelia Margarita Canales
Br: Mariela de los Ángeles Salazar
Br: Maria del Carmen Rojas López

TUTOR: M.Sc. Adrián Eudoro Morales Ruiz

19 de febrero 2008

ÍNDICE

AGRADECIMIENTO	i
DEDICATORIA	ii

Pag

I. INTRODUCCION	1
1.1. Antecedentes.....	2
1.2. Planteamiento del problema.....	3
1.3. Justificación.....	4
II OBJETIVOS	5
2.1. Objetivo general.....	5
2.2. Objetivos Especifico.....	5
III. MARCO TEÓRICO	6
3.1. Que mantiene unido a los átomos.....	6
3.2. Longitud de enlace y energía de enlace.....	7-8
3.3. Regla del octeto.....	8-9
3.4. Enlace iónico.....	10-14
3.5. Enlace covalente.....	14-19
3.6. Enlace de hidrogeno.....	20
3.7. Enlace metálico.....	21-26
3.8. Fuerzas de Vander Waals.....	26-35
3.9. Enlace Aromático.....	36
3.9.1. Ejercicios Resueltos.....	37
IV. DISEÑO METODOLOGICO (MATERIAL Y METODO)	38
V. RESULTADOS	39
7.1. Resultados- I.....	39
7.2. Resultados-II.....	40
VI. ANALISIS DE RESULTADOS	41
VII. CONCLUSIONES	42
VIII. RECOMENDACIONES	43
IX. Bibliografía	44

AGRADECIMIENTO

Agradecemos:

A Dios nuestro señor Jesucristo, que ha sido nuestro guía espiritual en todo el proceso de nuestros estudios y en la culminación de nuestro trabajo de investigación.

A nuestros profesores, que con mucho empeño y dedicación nos brindaron su comprensión y conocimientos para lograr finalizar con éxito.

Al M.Sc. Adrian Eudoro Morales Ruiz, por habernos dado pautas iniciales para realizar nuestro trabajo, por su disponibilidad incondicional durante su desarrollo y culminación.

A nuestra familia, por el apoyo incondicional y moral que nos brindaron para que hoy vean en nosotros el reflejo y ejemplo de salir adelante y de luchar aun en medio de dificultades que enfrentamos.

A todas las personas que nos apoyaron y que de una u otra forma participaron e hicieron suyas nuestras alegrías.

DEDICATORIA

Dedicamos esta investigación educativa a Dios, creador y hacedor de todas las cosas, por habernos dado la oportunidad, capacidad y entendimiento necesario para culminar dicho trabajo.

Además dedicamos este trabajo a todos nuestros seres queridos que nos han apoyado en todas las circunstancias.

I-INTRODUCCION

La enseñanza del enlace químico en el tercer año de secundaria del colegio Julia Martínez Toruño del municipio de posoltega presenta dificultades en su aprendizaje por parte de los alumnos, esto puede ser debido a la formación de conceptos y teorías tales como: teoría de valencia, regla del octeto, regla del dueto, estructuras de Lewis-Langmuir, la escala de electronegatividad, número de oxidación, configuración electrónica, anión, catión, fuerzas intermoleculares, superposición de orbitales, dirección de orbitales. La enseñanza de las ciencias químicas proporciona una imagen incorrecta de la ciencia marcada por el empirismo (Ausubel 1978, Gil 1983, Hodson 1985 y 1988, Millar y Driver 1987). Pero como se ha mostrado en algunos trabajos, hay otras causas de dicha imagen incorrectas: una visión lineal y acumulativa de las ciencias que ignora la importancia de los paradigmas en la construcción del nuevo conocimiento hasta que dificultades insuperables producen una nueva revolución teórica y el surgimiento de un nuevo paradigma. Esta imagen acumulativa se pone de manifiesto en el hecho mostrado repetidamente de que la química se introduce sin tener en cuenta los preconceptos de los alumnos.

1.1. Antecedentes

En revisiones bibliográficas realizadas en los trabajos monográficos de nuestra universidad no se ha encontrado trabajos que guarden relación con el nuestro, sin embargo debido a las dificultades que hemos encontrado en el colegio Julia Martínez Toruño del municipio de Posoltega en el aprendizaje del enlace químico nos hemos abocado a realizar esta investigación.

En trabajo realizado por (Solbes, J. y Vilches, A.) de la formación permanente de la Universidad de Valencia, señalan que no se proporciona una visión unitaria de los diversos tipos de enlace y que, además, los modelos de enlace se representan sin relación entre sí, impidiendo una visión unitaria de las sustancias en estado sólido, no dejan claro que la cohesión de los átomos es de origen electromagnético, y que no puede explicarse clásicamente; la única forma de hacerlo correctamente es mediante los conceptos cuánticos que dan cuenta no solo del enlace covalente, sino del iónico, metálico, no permiten que el alumno visualice en algunos casos, cuál es la distribución electrónica del átomo en el enlace.

1.2. Planteamiento del problema

En nuestro que hacer educativo hemos venido observando cómo los alumnos del tercer año del Colegio Julia Martínez Toruño del municipio de posoltega tienen dificultades en comprender los diferentes los diferentes tipos de enlace ya sea por la metodología utilizada por el maestro o por desconocimiento de algunos conceptos o teorías que son necesarias para la comprensión de la unión entre átomos de un mismo elemento o diferente o la unión de moléculas para formar compuestos, es por eso que nos hemos avocado a la realización de esta investigación para tratar de contribuir con algunas metodologías o estrategias que puede utilizar el maestro en la enseñanza - aprendizaje de los alumnos, en los diferentes enlace químicos.

1.3. Justificación

Con el presente trabajo investigativo se pretende dar a conocer los aspectos teóricos que forman parte del conocimiento que deben tener los alumnos para la comprensión clara del concepto de enlace químico, así permitirá actualizar al maestro en los contenidos que deben enseñar a sus alumnos del tercer año del Colegio Julia Martínez Toruño del municipio de Posoltega para que estos comprendan de una manera clara y constructiva todo lo concerniente al enlace químico y puedan diferenciar los tipos de enlace según los compuestos que forman o los elementos como se unen en las reacciones químicas.

II-OBJETIVOS

2.1. Objetivo general

- Contribuir con los docentes y alumnos del tercer año del Colegio Julia Martínez Toruño del Municipio de Posoltega, indicándoles algunos conceptos y teorías necesarias que permiten utilizar para mejorar la metodología de la enseñanza de los enlaces químicos

2.2. Objetivos específicos

- Dar a conocer los conceptos y estructura necesarias que permitan la formación de enlace químico.
- -Describir los diferentes tipos de enlaces utilizando una nueva metodología que permitan la comprensión clara de lo que es un enlace químico.
- -Manifieste una actitud crítica responsable y respetuosa en la realización de sus actividades en los enlaces químicos.

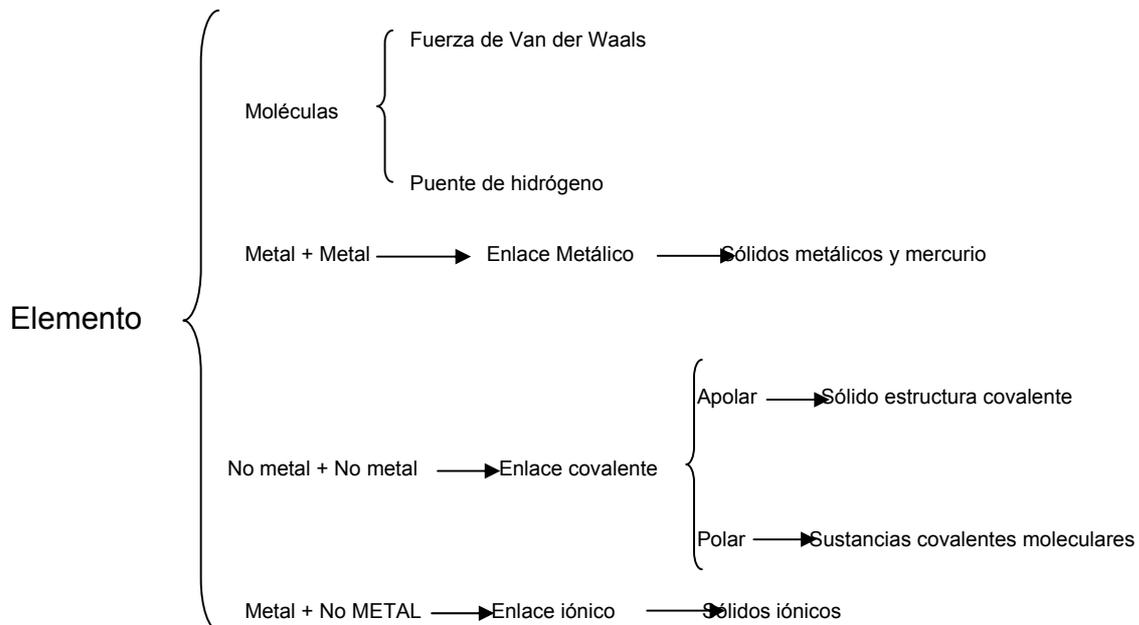
III-MARCO TEORICO

3.1. Que mantiene unidos a los átomos.

Se llama **enlace químico** al conjunto de fuerzas que mantienen unidos átomos, iones y moléculas cuando forman distintas agrupaciones. Por la carga que forman los átomos al perder o ganar electrones y por la fuerza intermolecular.

La mayoría de los elementos forman compuestos. Por ejemplo, el sodio y el cloro reaccionan entre sí formando la sal común o cloruro de sodio. Este compuesto es más estable que sus elementos por separado; este hecho demuestra la abundancia de sal en la naturaleza y la escasez de sodio y de cloro en estado libre (NaCl) cloruro de sodio sal común.

ENLACES QUIMICOS



3.2. Longitud de enlace y energía de enlace

La unión de dos átomos y la consecuente formación de un enlace es un proceso químico que va acompañado de cierta energía potencial.

Al aproximarse dos átomos se pueden presentar dos situaciones.

- En la **primera situación**, las nubes electrónicas externas de los dos átomos se ven influenciadas mutuamente, lo que se traduce en un incremento de la fuerza de repulsión entre ambas a medida que la distancia disminuye. No se forma el enlace ya que no existe una distancia que permita la existencia de un estado estable. Esto es el caso de los elementos del grupo VIIIA o gases nobles.

- En la segunda situación la energía potencial del sistema formado por los dos átomos decrece a medida que éstos se aproximan, al menos hasta cierta distancia. A partir de este momento, la energía potencial crece nuevamente cuando los átomos se aproximan.

Existe entonces, una distancia (d) para la cual la energía es mínima y la estabilidad del sistema es máxima, lo que permite la formación de una molécula estable a partir de átomos aislados; dicha distancia se denomina **longitud de enlace** y suele expresarse en angstrom (Å). En el proceso de formación de un enlace se desprende energía; de la misma forma, se requiere del suministro de una cantidad de energía igual o superior a la desprendida en la formación del enlace para separar los átomos que formaron el enlace. Podemos decir entonces, que la energía de enlace (E_e). Es la cantidad de energía necesaria para romper el enlace entre dos átomos, separándolos a una distancia infinita. La energía de enlace se puede expresar en (kcal/mol). Así, por Ejemplo:

la energía de enlace (H—O) es igual 110 (kcal/ mol) y la del enlace (H—Cl) es de 99, 3 (kcal/ mol). Por que es la energía necesaria para romper el enlace entre hidrogeno y el oxigeno.

3.3. Regla del octeto

Los gases nobles se encuentran en la naturaleza en forma atómica y no tienden a formar compuestos químicos. Esto ha hecho analizar la distribución de los electrones en los átomos de dicho elemento.

Como se ha comprobado, los átomos de los gases nobles se caracterizan por tener todos sus subniveles energéticos completamente llenos. La estabilidad de los gases nobles se asocia con la estructura electrónica de su última capa que queda completamente llena con ocho electrones.

Así se establece la regla del octeto, que permite explicar la formación de moléculas y compuestos químicos debido a la tendencia de los átomos a adquirir la configuración electrónica estable del gas noble más próximo a ellos.

La afirmación anterior constituye una regla observada por Kossel y Lewis.

Ejemplo: Estructura de Lewis para el ion de nitrito

La fórmula del ion de nitrito es NO_2^-

Pasó uno: Escoger el átomo central. Existe sólo un átomo de nitrógeno, y es el átomo con menos electronegatividad, por lo que es el átomo central por criterios múltiples.

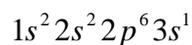
- **Pasó dos: Contar los electrones de valencia.** El nitrógeno posee 5 electrones de valencia; cada oxígeno posee 6, para un total de $(6 \times 2) + 5 = 17$. El ion

3.4. Enlace iónico

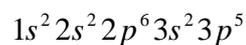
Los elementos de grupo IA del sistema periódico tiene en su orbital más externos un solo electrón; pueden cederlo con facilidad y formar un ion positivo, llamado catión monovalente.

Los elementos del grupo VIIA tiene siete electrones externos. Para adquirir la configuración estable del gas noble pueden captar un electrón, formando un ion negativo, anión monovalente.

El átomo de sodio, con número atómico $Z= 11$; siendo Z el número de electrones y protones que tiene el átomo de sodio, teniendo la siguiente configuración electrónica:

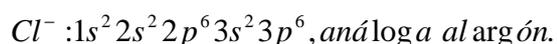
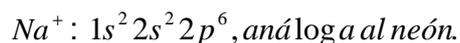


El átomo de cloro, con número atómico $Z= 17$; siendo Z el número de electrones y protones que tiene el átomo de cloro, teniendo la siguiente configuración electrónica:



El electrón que le falta al cloro (elemento de elevada afinidad electrónica) para adquirir una estructura más estable, de un gas noble; se lo puede ceder el sodio (elemento de baja energía de ionización).

En el caso de darse este intercambio de electrones, las nuevas configuraciones electrónicas serán:



Esta es una forma sencilla donde se muestra gráficamente la transferencia de electrones de elemento metálico a elemento no metálico con diferente electronegatividad formando así un enlace iónico.



El catión sodio y el anión cloro, con cargas opuestas, se atraen, en virtud de fuerzas electrostática, de acuerdo con la ley de Coulomb.

Estas fuerzas hacen que los iones se alineen formando una estructura cristalina regular.

Los compuestos iónicos son eléctricamente neutros

El enlace iónico se produce entre elementos de electronegatividades muy diferentes, es decir, un metal y un no metal.

3.4.1. Los iones y el sistema periódico

Los elementos de los grupos IA y IIA del sistema periódico se caracterizan por tener, todos ellos, energía de ionización baja; forman fácilmente iones positivos, cationes con cargas +1 y +2, respectivamente.

Los elementos del grupo IIIA (B, Al, Ga, In, Tl), tienen su energía de ionización mas elevadas; no perderán electrones tan fácilmente para convertirse en iones positivos de carga +3. Sus compuestos iónicos son menos frecuentes.

Los elementos de los grupos IVA, VA, VIA y VIIA, casi todos ellos no metales, difícilmente formarán iones positivos. Sus energías de ionización son muy elevadas.

El estaño y el plomo, elementos del grupo IVA, con carácter metálico más acusado que sus congéneres (C, Si y Ge), pueden perder sus electrones externos np^2 , y formar compuestos como iones Sn^{2+} y Pb^{2+} .

Los elementos del grupo VA (ns^2np^3) pueden adquirir estructura de gas noble incorporando tres electrones y formando aniones de carga -3.

Los elementos de los grupos VIA y VIIA, cuyas configuraciones electrónicas mas externas son, respectivamente, ns^2np^4 y ns^2np^5 forman fácilmente iones de cargas -2 y -1, agregando dos y un electrones.

Los elementos de transición, los lantánidos y los actínidos, tendrán un tratamiento Análogo, pero más complejo, por tener orbitales d y f incompleto.

3.4.2. Valencia iónica de los grupos de los elementos representativos

GRUPO	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Electrones de valencia	1	2	3	4	5	6	7
Tendencia a perder electrones	1	2	3	4	--	--	--
Tendencia a ganar electrones	--	--	--	4	3	2	1
Ion formado(primer elemento)	Li^+	Be^{2+}	B^{3+}	C^{4+} C^{4-}	N^{3-}	O^{2-}	F^-
Valencia iónica	+1	+2	+3	± 4	-3	-4	-1

Valencia iónica es: el número de electrones que los átomos de los elementos pueden ceder o captar hasta adquirir la estructura de un gas noble formando iones.

3.4.2.1. Carga formal

En la formación de ciertos enlaces covalente, los dos electrones compartidos son suministrados por uno de los átomos de enlace. Por ejemplo, en la reacción del amoníaco con un protón (un átomo de hidrógeno libre de electrón), el par de electrones sin compartir del átomo de nitrógeno del NH_3 se utiliza para formar un nuevo enlace covalente, un enlace formado de esta manera se llama enlace covalente coordinado, todos los enlaces en el NH_4^+ son idénticos. Sin embargo, el número de enlaces covalentes en el átomo de N de NH_4^+ no concuerda con el número de electrones en el átomo de nitrógeno en el amoniaco que tiene cinco que tiene cinco electrones de valencia, se esperaría que satisficiera el principio del octeto con la formación de tres enlaces covalentes. Esta predicción es correcta para el NH_3 pero no es correcta para NH_4^+ .

Una respuesta a esto puede obtenerse calculando las cargas formales de los átomos en el NH_4^+ ; la carga formal de un átomo en una molécula se calcula de la siguiente manera:

1. Las cargas formales de un átomo en la estructura de Lewis puede calcularse mediante el uso de la fórmula:

$$\text{Carga formal} = +(\text{N}^0 \text{ de grupo}) - [(\text{N}^0 \text{ de enlace}) + (\text{N}^0 \text{ de } e^- \text{ sin compartir})]$$

2. En una molécula, la suma de las cargas formales es cero. En ion, las cargas formales sumadas dan la carga del ion.

3. Un átomo en una estructura de Lewis que tiene un número de enlaces esperado sobre la base de su número de grupo, no tiene carga formal. Si es posible una

estructura de Lewis debe esquematizarse para que así todos los átomos tengan estos números de enlaces. Sin embargo, esto no es posible.

4. Los átomos que están unidos entre sí en una estructura no deben tener cargas formales del mismo signo. Una estructura de Lewis en la cual esta regla de carga adyacente se viole, no es generalmente una descripción exacta de la molécula o ion.

3.5. Enlace covalente

El químico norteamericano G. W. Lewis (1875 -1946) postuló, cuando trataba de explicar la formación de moléculas, el enlace químico, como él le llamaba, se debía a un par de electrones compartidos entre dos átomos. El enlace así formados se denomina enlace covalente.

La molécula de cloro no puede ser un compuesto iónico si no que es covalente.

No podemos explicar la formación de moléculas de cloro y otras mediante el enlace iónico si no que mediante el enlace covalente. Si uno de los átomos con siete electrones en su nivel energético más externo capta un electrón y adquiere la configuración electrónica del gas noble, el otro, átomo de cloro que había cedido el electrón se habría quedado con seis electrones en su último nivel energético y no tendría configuración electrónica de gas noble:



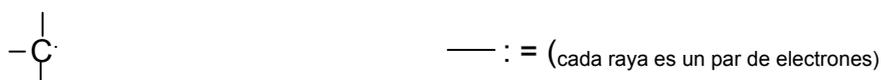
Porque la molécula de cloro es $:\ddot{\text{Cl}}:\ddot{\text{Cl}}:$ esta es apolar por que su enlace es covalente y no tienen carga sus átomos.

El enlace iónico no permite, pues, explicar la formación de moléculas de cloro. Es preciso que indagemos acerca de cómo es la unión entre los átomos de estos tipos de moléculas.

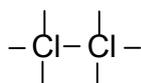
Descripción del enlace covalente.

En el enlace covalente, como cualquier otro enlace, cada átomo tiende a adquirir la configuración electrónica del gas noble y para tal fin comparte electrones con los átomos a los que se unen. En el caso de la molécula de cloro (Cl-Cl) cada uno de los átomos hace suyo un electrón del otro y ambos comparten la pareja.

Representamos el átomo de cloro por medio del símbolo:

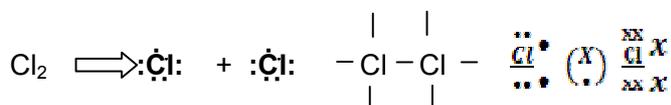


Las rayas y el punto representan los electrones más externos $3s^2 3p^5$; la molécula de cloro se puede escribir de la forma.



La pareja de electrones compartidos se consideran que pertenece a cada átomo; adquieren los dos la configuración del gas noble argón. Los electrones de valencia son los únicos que participan en el enlace covalente.

Otra forma sencilla de mostrar este tipo de enlace donde se observa el compartimiento de electrones es la siguiente:



Enlace covalente múltiple

Al unirse los átomos pueden compartir más de un electrón.

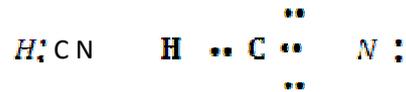
Enlaces doble: los átomos comparte dos pares de electrones.

Ejemplos:

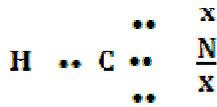
Enlace triple

Los enlaces comparten tres pares de electrones. Ejemplos: moléculas de nitrógeno, cianuro de hidrogeno y acetileno.

$HC\equiv CH$ (Acetileno o etino); $H\equiv C\equiv N$ (Cianuro de hidrogeno)



$:N\equiv N:$ (Moléculas de nitrógeno)

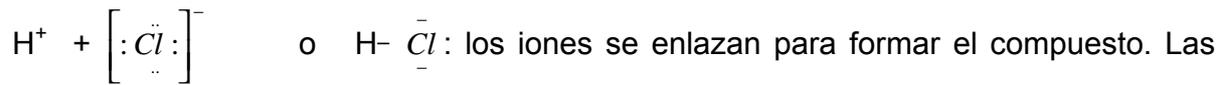


La molécula de cloruro de hidrogeno. Un ejemplo de molécula polar

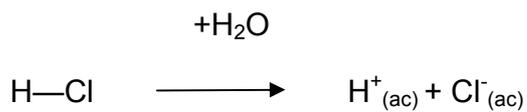
El cloruro de hidrogeno tiene las siguientes propiedades:

- Es un gas
- Punto de ebullición = $-84^{\circ}C$; Punto de fusión = $-112^{\circ}C$
- Licuada es un mal conductor de la corriente eléctrica.
- Se disuelve muy bien en el agua (a $20^{\circ}C$. y $P=1atm$, 1 litro de agua saturada de gas HCl contiene 770 gramos de cloruro de hidrogeno).
- Cuando se disuelve algo de HCl en agua, la disolución formada es conductora de la corriente eléctrica.

De acuerdo con las propiedades a, b, c todo parece indicarnos que el cloruro de hidrogeno es un compuesto covalente y según la teoría de Lewis se formularía:



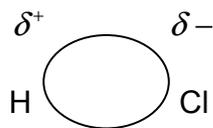
los iones se enlazan para formar el compuesto. Las propiedades son típicas de los compuestos iónicos. Desde luego, disueltos en agua, la molécula HCl no existe, se rompe; se forman los iones H^+ y Cl^- ,



La molécula de cloruro de hidrogeno, de su comportamiento se deduce que es parcialmente iónica y parcialmente covalente.

Ello se explica de la siguiente forma: al ser los átomos de distinta electronegatividad ($\text{Cl} = 3.5$; $\text{H} = 2.1$), la pareja de electrones no está igualmente compartida por los dos átomos. El cloro atrae con mayor intensidad la pareja de electrones soportando, como consecuencia, una ligera carga negativa.

EJEMPLO:



Moléculas apolares y polares

Las moléculas formadas por los átomos de idéntica electronegatividad no desplazan la pareja de electrones; se denominan moléculas apolares.

Las moléculas formadas por átomos de distinta electronegatividad se les denominan moléculas polares. En ellas el centro de gravedad de las cargas positivas no coincide con el de las negativas. El cloruro de hidrogeno es una molécula polar: ejemplo

Cl-Cl apolar

H-Cl polar

Electronegatividad

Es una medida de la capacidad relativa de un átomo en una molécula para atraer electrones hacia el mismo. Puede decirse que la polaridad del enlace del HCl se origina de la diferencia entre la electronegatividad del átomo de cloro y la del átomo de H. Puesto que el átomo de cloro es más electronegativo que el átomo de hidrogeno, el extremo cloro del enlace lleva la carga negativa parcial, δ^- , y el extremo del hidrogeno, del enlace la carga positiva parcial δ^+ . Por ejemplo.

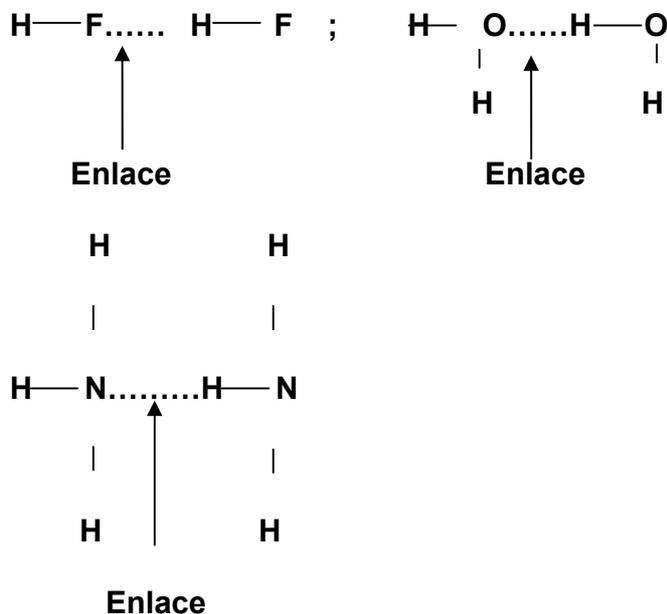
Electronegatividad	Elementos	Diferencia de electronegatividad
2.1	H	} 3.0- 2.1= 0.9
3.0	Cl	

Cuando la diferencia de electronegatividades entre dos átomos es mayor que cero existe un carácter iónico parcial en este caso es el 19 %

3.6.El enlace de hidrogeno

Las atracciones intermoleculares de ciertos compuestos que contiene hidrogeno son fuertes. Estas atracciones se presentan en compuestos en los cuales el hidrógeno está enlazado covalentemente a elementos muy electronegativo de tamaño atómico pequeño. En estos compuestos el átomo del elemento electronegativo ejerce una atracción tan fuerte sobre los electrones de enlace, que el átomo de hidrogeno queda con carga δ^+ significativa. De hecho el átomo de hidrogeno es un protón expuesto, ya que no tiene pantalla de electrones.

El átomo de hidrogeno de una molécula y un par de electrones no compartidos de un átomo electronegativo de otra molécula se atraen mutuamente y forman lo que se llama **punte (o enlace) de hidrógeno**. Debido a su pequeño tamaño, cada átomo de hidrogeno es capaz de formar sólo un enlace de hidrógeno. La asociación de HF, H₂O Y NH₃, mediante enlace de hidrógeno (indicados por líneas punteadas) puede representarse de la siguiente manera.



3.7. Enlace Metálico

Los metales forman una red con un empaquetamiento muy compacto. La red metálica se describe como formada por restos positivos (átomos que han perdido sus electrones de valencia), que quedan en disposición geométrica regular, rodeados de electrones. La nube electrónica resultante se puede considerar como un mar de electrones o gas electrónico. Donde están inmersos los restos positivos de los átomos del metal. Las consideraciones anteriores constituyen una representación elemental del enlace metálico. Los electrones, en el enlace metálico, no pertenecen a un átomo determinado: todos son comunes a la red metálica. Esto, precisamente, lo diferencia del enlace iónico. El enlace metálico no es un enlace dirigido, porque la nube electrónica es común a todos los restos positivos; en ello se diferencia del enlace covalente, que al estar formado por solapamiento de orbitales determinados, es un enlace dirigido.

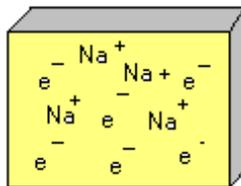
Consiste en un conjunto de cargas positivas que son los átomos metálicos desprovistos de sus electrones de valencia, los cuales pertenecen y unen a todos los cationes. Los metales en estado sólido forman un retículo cristalino tridimensional, en cuyos nudos hay los cationes metálicos, y entre ellos se mueven libremente los electrones de valencia. Puede decirse que los orbitales atómicos de valencia se superponen en gran número dando lugar a bandas de energía continuas en las que los electrones se desplazan libremente. Los electrones están totalmente deslocalizados, lo que significa que el enlace es completamente no direccional. En las sustancias metálicas, como en las iónicas, no existen moléculas, es el cristal en su conjunto el que se considera como una molécula, ya que los enlaces se extienden en las tres direcciones del espacio. Los

sólidos metálicos son excelentes conductores eléctricos y térmicos, debido a la existencia de electrones libres, poseen brillo metálico y son tenaces, dúctiles y opacos.

Generalmente se considera que el enlace metálico consiste de un grupo de iones positivos y una gran cantidad de electrones, los cuales pueden moverse libremente entre los iones. Este comportamiento influye sobre las propiedades generales de los metales como en el caso de su habilidad para conducir la corriente eléctrica.

Por ejemplo:

En un trozo de sodio metálico, los iones están localizados en una posición fija en el metal y los electrones de valencia (uno por cada átomo de sodio) están libres para moverse entre las varias nubes electrónicas.

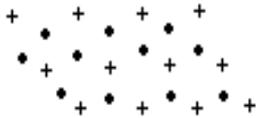


ENLACE METALICO EN SODIO METALICO

Por tanto, en los metales las fuerzas de atracción que deben superarse para realizar la conversión del estado sólido al estado líquido o desde el estado líquido al estado gaseoso son bastante fuertes. Por supuesto, estas fuerzas de atracción varían de un metal a otro pero en general son muy fuertes.

¿QUE ATOMOS DE ELEMENTO PUEDEN INTERVENIR?

Hoy se acepta que en los metales el enlace no es entre átomos, sino más bien entre cationes metálicos y lo que fueron sus electrones. Así, el metal sodio es un conjunto ordenado de iones Na^+ y un “mar de electrones” distribuidos entre ellos.



Esta es una representación esquemática del enlace metálico. Los puntos indican los electrones.

Aquí el compartimiento de electrones ocurre entre todos los núcleos metálicos, que poseen valores iguales de electronegatividad. Esta visión del enlace metálico esta simplificada, pero es lo bastante funcional para nuestro propósito, que es explicar algunas de las propiedades de estos elementos.

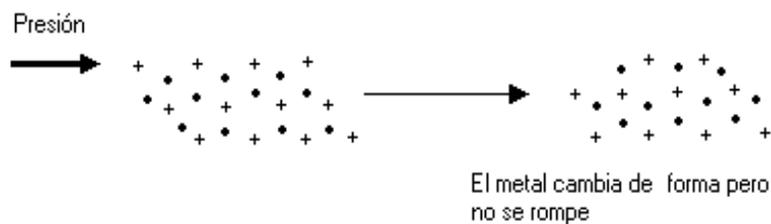
El hecho de que los electrones estén des localizados explica por qué de estos elementos son buenos conductores tanto del calor como de la electricidad, ya que ambos fenómenos están asociados al libre movimiento de sus electrones. Los metales son conductores, mientras que los sólidos iónicos o covalentes, donde los pares de electrones están bien localizados, no lo son.

Cuando un pedazo de metal se somete a presión externa, los cationes metálicos pueden resbalar unos sobre otros, debido a la capa de electrones que los separa. El metal se deforma pero no se rompe, a diferencia de los cristales iónicos.

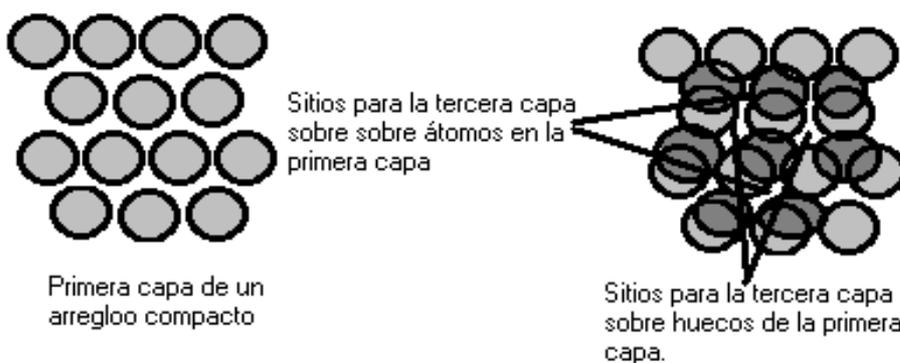
CARACTERÍSTICAS DEL ENLACE METALICO.

Maleabilidad y Ductilidad

Cuando un pedazo del metal se somete a presión externa, los cationes metálicos pueden “resbalar” unos sobre otros, debido a la capa de electrones que los separa. El metal se deforma pero no se rompe, a diferencia de los cristales iónicos. Esta es la explicación de su maleabilidad y de la ductilidad.



Los núcleos de los metales se organizan en estructuras ordenadas. Imagina que colocamos sobre una superficie lisa 14 bolas de billar.



Si posteriormente se agregan mas bolas en una segunda capa, se colocarían en los huecos que forman cada tres bolas de la primera capa. Para añadir bolas en una tercera capa hay ahora dos opciones; o escogemos los huecos de la segunda capa que están directamente sobre las bolas de la primera, o usamos aquellos que se encuentran sobre huecos de la primera capa. Si se escoge la primera opción se obtiene una estructura llamada hexagonal de empaquetamiento compacto, mientras que la segunda da lugar a las estructuras cúbicas centradas en las caras.

Aleaciones

Muchos de los metales que conocemos no son puros, sino aleaciones. Una aleación es una disolución sólida, y se prepara disolviendo un metal en otro, generalmente cuando ambos están en estado líquido. La aleación tiene propiedades fisicoquímicas diferentes de las de metales originales.

Por ejemplo

El oro puro (denominado de 24 quilates) es demasiado blando para usarlo en joyería. Para hacerlo más fuerte se alea con plata y cobre, lo que en una proporción de 25% da lugar a una aleación conocida como oro de 18 quilates.

Las aleaciones del mercurio se llaman **amalgamas**. Las de plata y zinc son muy utilizadas por los dentistas para llenar las cavidades dentales. El mercurio, que solo es muy venenoso, cuando se encuentra en esta amalgama no representa mayor problema de salud.

Cuando los átomos de los metales forman una aleación son prácticamente del mismo tamaño (hasta un 15% en su diferencia) pueden remplazarse fácilmente sin romper ni alterar la estructura cristalina del metal que se encuentra en mayor proporción. Tenemos entonces una **aleación por sustitución**, como es el caso del oro con la plata. Si la diferencia de tamaños es mayor, los átomos más pequeños ocupan los huecos dejados por los átomos mayores -las posiciones intersticiales- por lo que se les conoce como aleaciones intersticiales.

3.8. Fuerzas de van der Waals

En química física, la **fuerza de van der Waals** (o **interacción de van der Waals**), denominada así en honor al científico holandés Johannes Diderik van der Waals, es la fuerza atractiva o repulsiva entre moléculas (o entre partes de una misma molécula) distintas a aquellas debidas al enlace covalente o a la interacción electrostática de iones con otros o con moléculas neutras.¹ El término incluye:

- fuerzas dipolo permanente-dipolo permanente
- fuerzas dipolo permanente-dipolo inducido
- fuerzas dipolo inducido instantáneo-dipolo inducido (fuerzas de dispersión de London)

También se usa en ocasiones como un sinónimo para la totalidad de las fuerzas intermoleculares. Las fuerzas de van der Waals son relativamente débiles comparadas con los enlaces químicos normales, pero juegan un rol fundamental en campos tan diversos como química supra molecular, biología estructural, ciencia de polímeros, nanotecnología, ciencia de superficies, y física de materia condensada. Las fuerzas de van der Waals definen el carácter químico de muchos compuestos orgánicos. También

definen la solubilidad de sustancias orgánicas en medios polares y no polares. En los alcoholes inferiores, las propiedades del grupo polar hidroxilo dominan a las débiles fuerzas intermoleculares de van der Waals. En los alcoholes superiores, las propiedades del radical alquílico apolar (R) dominan y definen la solubilidad. Las fuerzas de van der Waals crecen con la longitud de la parte no polar de la sustancia.

Definición

Las fuerzas de van der Waals incluyen a atracciones entre átomos, moléculas, y superficies. Difieren del enlace covalente y del enlace iónico en que están causados por correlaciones en las polarizaciones fluctuantes de partículas cercanas (una consecuencia de la dinámica cuántica). Las fuerzas intermoleculares tienen cuatro contribuciones importantes. En general, un potencial intermolecular tiene un componente repulsivo (que evita el colapso de las moléculas debido a que al acercarse las entidades unas a otras las repulsiones dominan). También tiene un componente atractivo que, a su vez, consiste de tres contribuciones distintas:

1. Las interacciones electrostáticas entre las cargas (en el caso de iones moleculares), dipolos (en el caso de moléculas sin centro de inversión), cuadrupolos (todas las moléculas con simetría menor a la cúbica), y en general entre multipolos permanentes) La interacción electrostática también es denominada interacción de Keesom o fuerza de Keesom, en honor a Willem Hendrik Keesom.
2. La segunda fuente de atracción es la inducción (también denominada polarización), que es la interacción entre un multipolo permanente en una molécula, con un multipolo inducido en otra. Esta interacción se mide algunas veces en debyes, en honor a Peter Debye.

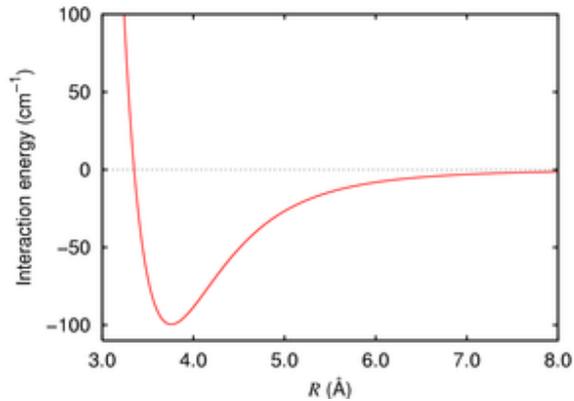
3. La tercera atracción suele ser denominada en honor a Fritz London que la denominaba dispersión. Es la única atracción experimentada por átomos no polares, pero opera entre cualquier par de moléculas, sin importar su simetría.

Todas las fuerzas intermoleculares de van der Waals presentan anisotropía (excepto aquellas entre átomos de dos gases nobles), lo que significa que dependen de la orientación relativa de las moléculas. Las interacciones de inducción e dispersión son siempre atractivas, sin importar su orientación, pero el signo de la interacción cambia con la rotación de las moléculas. Esto es, la fuerza electrostática puede ser atractiva o repulsiva, dependiendo de la orientación mutua de las moléculas. Cuando las moléculas tienen movimiento térmico, como cuando están en fase gaseosa o líquida, la fuerza electrostática se reduce significativamente, debido a que las moléculas rotan térmicamente y experimentan las partes repulsiva y atractiva de la fuerza electrostática. Algunas veces, este efecto se expresa indicando que el "movimiento térmico aleatorio cerca a la temperatura ambiente puede imponerse o distorsionarla" (refiriéndose al componente electrostático de la fuerza de van der Waals). Claramente, el efecto térmico promedio es mucho menos pronunciado para las fuerzas atractivas de inducción y dispersión.

El potencial de Lennard-Jones se usa frecuentemente como un modelo aproximado para la parte isotrópica de una fuerza de van der Waals total (repulsión más atracción) como una función de la distancia.

Las fuerzas de van der Waals son responsables de ciertos casos de aumento de presión (ensanchamiento de van der Waals) de las líneas espectrales y la formación de

Fuerza de dispersión de London



Energía de interacción del dímero de argón. La parte long-range se debe a las fuerzas de dispersión de London

Las fuerzas de dispersión de London, denominadas así en honor al físico germano-americano Fritz London, son fuerzas intermoleculares débiles que surgen de fuerzas interactivas entre multipolos temporales en moléculas sin momento multipolo permanente. Las fuerzas de dispersión de London también son conocidas como fuerzas de dispersión, fuerzas de London, o fuerzas dipolo-dipolo inducido.

Las fuerzas de London pueden ser exhibidas por moléculas no polares debido a que la densidad electrónica se mueve alrededor de la molécula de una manera probabilística (ver teoría mecánico cuántica de las fuerzas de dispersión). Hay una gran probabilidad de que la densidad electrónica no esté distribuida por igual en una molécula apolar. Cuando los electrones están desigualmente distribuidos, existe un multipolo temporal. Este multipolo interactuará con otros multipolos cercanos e inducirá a las moléculas, pero sólo son una pequeña parte de la fuerza de interacción total.

La densidad electrónica en una molécula puede ser redistribuida por la proximidad de otro multipolo. Los electrones se acumularán en el lado de la molécula que encara a la carga positiva y se retirarán de la carga negativa. Entonces, puede producirse un multipolo transigente por una molécula polar cercana, o incluso por un multipolo transigente en otra molécula apolar.

En el vacío, las fuerzas de London son más débiles que otras fuerzas intermoleculares tales como las interacciones iónicas, el enlace de hidrógeno, o las interacciones permanentes dipolo-dipolo.

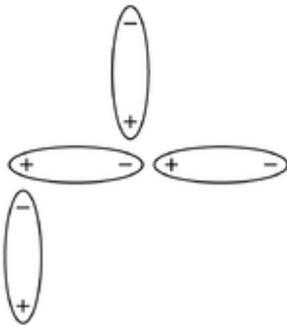
Este fenómeno es la única fuerza intermolecular atractiva a grandes distancias, presente entre átomos neutros (vg. un gas noble), y es la principal fuerza atractiva entre moléculas no polares (vg. dinitrógeno o metano). Sin las fuerzas de London, no habría fuerzas atractivas entre los átomos de un gas noble, y no podrían existir en la forma líquida.

Las fuerzas de London se hacen más fuertes a la vez que el átomo o molécula en cuestión se hace más grande. Esto es debido a la polarizabilidad incrementada de moléculas con nubes electrónicas más grandes y dispersas. Este comportamiento puede ejemplificarse por los halógenos (del más pequeño al más grande: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2). El diflúor y el dicloro son gases a temperatura ambiente, el dibromo es un líquido, y el diyodo es un sólido. Las fuerzas de London también se hacen fuertes con grandes cantidades de superficie de contacto. Una mayor área superficial significa que pueden darse más interacciones cercanas entre diferentes moléculas.

Relación con el efecto Casimir.

Las fuerzas de van der Waals-London están relacionadas al efecto Casimir para los medios dieléctricos, que es la descripción microscópica de las propiedades de los últimos.

Enlace intermolecular

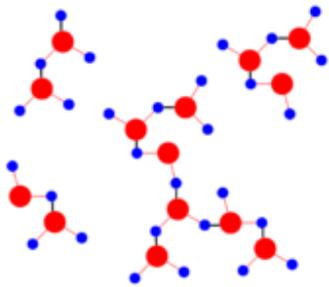


Hay cuatro tipos básicos de enlaces que se pueden formar entre dos o más moléculas, iones o átomos que de otro modo no estarían asociados. Las fuerzas intermoleculares originan que las moléculas se atraigan o repelan unas a otras. Frecuentemente, esto define algunas de sus características físicas (como el punto de fusión) de una sustancia.

Dipolo permanente a dipolo permanente

Una gran diferencia de electronegatividad entre dos átomos enlazados fuertemente en una molécula ocasiona la formación de un dipolo (un par positivo-negativo de cargas eléctricas parciales permanentes). Los dipolos se atraen o repelen unos a otros.

Enlace de hidrógeno



En alguna forma este es un ejemplo de un dipolo permanente especialmente fuerte. Sin embargo, en el enlace de hidrógeno, el átomo de hidrógeno está más cerca a ser compartido entre los átomos donante y el receptor, en un enlace 3-c 2-e. Los enlaces de hidrógeno explican el punto de ebullición relativamente alto de los líquidos como el agua, amoníaco, y fluoruro de hidrógeno, comparado con sus contrapartes más pesadas en el mismo grupo de la tabla periódica.

Dipolo instantáneo a dipolo inducido (van der Waals)

Los dipolos instantáneos a dipolo inducido, o fuerzas de London, son las interacciones más débiles, pero también las más ubicuas, entre todas las sustancias químicas. Imagine el átomo de helio: en cualquier instante, la nube electrónica alrededor del átomo (que, de otro modo sería neutral) puede estar ligeramente desbalanceada, con momentáneamente más carga negativa en un lado que en el otro. Esto es a lo que se refiere como un dipolo instantáneo. Este dipolo, con su carga ligeramente desbalanceada, puede atraer o repeler a los electrones en los átomos de helio vecinos, estableciendo otro dipolo (dipolo inducido). Los dos átomos se estarán atrayendo por un instante, antes que la carga se rebalancee y los átomos se muevan.

Interacción pi-cación

La interacción catión-pi se presenta entre la carga negativa localizada de los electrones de un orbital pi, ubicados sobre y debajo del plano de un anillo aromático, y una carga positiva.

Electrones en los enlaces químicos

En el límite (irrealístico) del enlace iónico puro, los electrones están perfectamente localizados en uno de los dos átomos en el enlace. Tales enlaces pueden ser interpretados por la física clásica. Las fuerzas entre los átomos están caracterizadas por potenciales electrostáticos continuos isotrópicos. Su magnitud es una proporción simple a la diferencia de cargas.

Los enlaces covalentes se entiende mejor por la teoría del enlace de valencia o la teoría del orbital molecular. Las propiedades de los átomos involucrados pueden ser interpretadas usando conceptos tales como número de oxidación. La densidad electrónica en el enlace no está asignada a átomos individuales, en vez de ello está deslocalizada entre los átomos. En la teoría del enlace de valencia, los dos electrones en los dos átomos se emparejan con una fuerza de enlace que depende del traslape entre los orbitales. En la teoría del orbital molecular, la combinación lineal de orbitales atómicos (CLOA) ayuda a describir las estructuras de orbitales moleculares deslocalizados y las energías basadas en los orbitales atómicos de los átomos de los que proviene. A diferencia de los enlaces iónicos puros, los enlaces covalentes pueden

tener propiedades de direccionalidad (anisotropía). Estas pueden tener sus propios nombres, como sigma y pi.

En el caso general, los átomos forman enlaces que son intermedios entre iónico y covalente, dependiendo de la electronegatividad relativa de los átomos involucrados. Este tipo de enlace es llamado algunas veces enlace covalente polar.

Estos enlaces químicos son fuerzas *intermoleculares*, que mantienen a los átomos unidos en las moléculas. En la visión simplista del enlace localizado, el número de electrones que participan en un enlace (o están localizados en un orbital enlazante), es típicamente un número par de dos, cuatro, o seis, respectivamente. Los números pares son comunes porque las moléculas suelen tener estados energéticos más bajos si los electrones están apareados. Teorías de enlace sustancialmente más avanzadas han mostrado que la fuerza de enlace no es siempre un número entero, dependiendo de la distribución de los electrones a cada átomo involucrado en un enlace. Por ejemplo, los átomos de carbono en el benceno están conectados a los vecinos inmediatos con una fuerza aproximada de 1.5, y los dos átomos en el óxido nítrico, NO, están conectados con aproximadamente 2.5. El enlace cuádruple también es bien conocido. El tipo de enlace fuerte depende de la diferencia en electronegatividad y la distribución de los orbitales electrónicos disponibles a los átomos que se enlazan. A mayor diferencia en electronegatividad, con mayor fuerza será un electrón atraído a un átomo particular involucrado en el enlace, y más propiedades "iónicas" tendrá el enlace ("iónico" significa que los electrones del enlace están compartidos inequitativamente). A menor

diferencia de electronegatividad, mayores propiedades covalentes (compartición completa) del enlace.

Enlaces 3c-2e y 3c-4e

En el enlace de tres centros y dos electrones ("3c-2e"), tres átomos comparten dos electrones en un enlace. Este tipo de enlace se presenta en compuestos deficientes en electrones, como el diborano. Cada enlace de ellos (2 por molécula en el diborano) contiene un par de electrones que conecta a los átomos de boro entre sí, con un átomo de hidrógeno en el medio del enlace, compartiendo los electrones con los átomos de boro.

El enlace de tres centros y cuatro electrones ("3c-4e") explica el enlace en moléculas hipervalentes. En ciertos compuestos aglomerados, se ha postulado la existencia de enlaces de cuatro centros y dos electrones.

En ciertos sistemas conjugados π (pi), como el benceno y otros compuestos aromáticos, y en redes conjugadas sólidas como el grafito, los electrones en el sistema conjugado de enlaces π están dispersos sobre tantos centros nucleares como existan en la molécula o la red.

3.9. Enlace aromático

En muchos casos, la ubicación de los electrones no puede ser simplificada a simples líneas (lugar para dos electrones) o puntos (un solo electrón). En compuestos aromáticos, los enlaces que están en anillos planos de átomos, la regla de Huckel determina si el anillo de la molécula mostrará estabilidad adicional.

En el benceno, el compuesto aromático prototípico, 18 electrones de enlace mantiene unidos a 6 átomos de carbono para formar una estructura de anillo plana. El orden de enlace entre los diferentes átomos de carbono resulta ser idéntico en todos los casos desde el punto de vista químico, con un valor equivalente de aproximadamente 1.5.

En el caso de los aromáticos heterocíclicos y bencenos sustituidos, las diferencias de electronegatividad entre las diferentes partes del anillo pueden dominar sobre el comportamiento químico de los enlaces aromáticos del anillo, que de otra forma sería equivalente

3.9.1. Ejercicios resueltos

Grupo A: PREDICCIÓN DEL TIPO DE ENLACE EN MOLÉCULAS

3.- Dados los elementos A, B y C de números atómicos 19, 17 y 12, respectivamente, indique, razonando la respuesta:

- Estructura electrónica de sus respectivos estados fundamentales;
- Tipo de enlace formado cuando se unen A y B y cuando se unen entre sí átomos de C.

RESOLUCIÓN

Las respectivas configuraciones electrónicas de estos tres átomos son:

A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ Se encuentra en el Grupo 1, Periodo 4. Es el potasio

B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ Se encuentra en el Grupo 17, Periodo 3. Es el cloro

C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ Se encuentra en el Grupo 2, Periodo 3. Es el magnesio

Cuando se unen A y B el elemento A es un metal cuya electronegatividad es baja por lo que tiende a ceder sus electrones de valencia, mientras que el elemento B es un no metal cuya electronegatividad es alta, por lo que tiende a ganar electrones para completar su capa electrónica externa. Por tanto, el elemento A cederá su electrón al elemento B, quedando ambos con las cargas: A^{+1} y B^{-1} , formándose entre ambos un enlace iónico. El elemento B es también un metal, con una electronegatividad baja, por lo que no tiene tendencia a ganar electrones para completar su última capa (necesitará 6 electrones) por lo que cuando se une a otro átomo de ese mismo elemento, entre ambos se formará un enlace metálico.

IV-DISEÑO METODOLOGICO (MATERIAL Y METODO)

Para la realización de nuestro trabajo monográfico se aplicará una encuesta a ocho profesores que se tomaran como muestra estratificada aleatoria simple de una población de doce profesores y treinta y cinco alumnos de una población de cincuenta con el objetivo de conocer los principales conceptos y teorías que le permiten al alumno comprender la unión entre los átomos o sea los enlaces químico.

El tipo de investigación que realizaremos es exploratorio, debido a que es el primer nivel de conocimiento científico que se quiere obtener sobre el problema planteado. De manera que los estudios sobre la investigación permitirán construir un marco teórico de referencia.

El método utilizado en nuestra investigación será el inductivo, ya que lo que se estudia se presenta por medio de casos particulares, hasta llegar al principio general que lo rige, puesto que esto permite utilizar procedimientos o estrategias como la observación, abstracción, comparación y la generalización.

Los datos obtenidos de la encuesta se representaran en diagramas de pastel o de barras.

V-RESULTADOS

Resultados- I

- 1- En la primera pregunta que se refiere que si el define claramente el concepto de enlace químico, de treinta y cinco alumnos, treinta dicen que si, para un 86% y cinco dicen que no, para un 14%.
- 2- En la segunda pregunta referida a que si maestro les señala los diferentes tipos de enlaces que existen, treinta y cinco dicen que no para un 100%.
- 3- En la tercera pregunta que se refiere a que si les explica el maestro en que consiste la electronegatividad y para que sirve en los enlaces, veinte y ocho dicen que si, para un 80% y siete dicen que no, para un 20%.
- 4- En la cuarta pregunta referida que si el maestro relaciona la configuración electrónica con los enlaces, veinte y cinco dicen que no, para un 71% y diez dicen que si, para un 29%.
- 5- En la quinta pregunta que se refiere a que si les explica la diferencia entre el enlace covalente múltiple y el enlace covalente coordinado, treinta y cinco, dicen que no, para un 100%.
- 6- En la sexta pregunta referida a que si les explican en que consiste el enlace de Hidrógeno, treinta y cinco dicen que no, para un 100%
- 7- En la séptima pregunta que se refiere a que si les enseña en que consiste el enlace metálico, treinta dicen que no, para un 86% y cinco que si, para un 14%
- 8- En la octava pregunta referida Se explica la diferencia entre una molécula polar y no polar, treinta y cinco dicen que no, para un 100%

Resultados-II

- 1- En la primera pregunta que se refiere que si se les definen al alumno claramente el concepto de enlace químico, ocho profesores dicen que si, para un 100%.
- 2- En la segunda pregunta referida a que si se les señala los diferentes tipos de enlaces que existen siete profesor dicen que no, para un 88% y uno dice que si, para un 12%.
- 3- En la tercera pregunta referida Se les explica en que consiste la Electronegatividad y para que sirve en los enlaces siete maestros dicen que sí, para un 88% y uno dice que no, para un 12%.
- 4-En la cuarta pregunta referida a que si se les relaciona la configuración electrónica con los enlaces seis dicen que no, para un 75% y dos dicen que si, para un 25%.
- 5-En la quinta pregunta referida si se les explica la diferencia entre el enlace covalente múltiple y el enlace covalente coordinado ocho dicen que no, para un 100%.
- 6- En la sexta pregunta referida Se les explica en que consiste el enlace de Hidrógeno siete maestros dicen que no, para un 88% y uno dice que si, para un 12%.
- 7-En la séptima pregunta que se refiere si se les enseña en que consiste el enlace metálico siete dicen que no, para un 88% y uno dice que si, para un 12%.
- 8- En la octava pregunta referida Se explica la diferencia entre una molécula polar y no polar siete dicen que no, para 88% y uno dice que si, para un 12%.

VI-ANÁLISIS DE RESULTADOS

1-Los maestros y alumnos señalan que si se les da a conocer claramente el concepto de enlace.

2-Los maestros y alumnos señalan que no se les enseñan todos tipos de enlace

3-Tanto maestro como alumnos indica se les enseña en que consiste la electronegatividad y para que sirve.

4-Los maestros y alumnos nos dicen que no relacionan la configuración electrónica de los átomos con los enlaces.

5-Los maestros y alumnos nos dicen que no se le enseña la diferencia entre enlaces covalentes coordinado y múltiples.

6-No se les explica, ni se aprende en que consiste el enlace por puente de hidrógeno.

7-No existe enseñanza- aprendizaje del enlace metálico.

8-No existe enseñanza-aprendizaje de lo que es una molécula polar y no polar.

VII-CONCLUSIONES

Del análisis realizado en la encuesta aplicada a los alumnos y maestros se ha llegado a la siguiente conclusión:

- 1- Es fundamental que es necesario seguir una metodología que permita la enseñanza de las teorías que permiten formar el concepto de enlace para no cometer errores conceptuales.
- 2- Que las teorías de enlace químico tengan un orden lógico en la enseñanza y poder distinguir los tipos de enlace que utilizan las diferentes sustancias químicas en los diferentes compuestos en las reacciones químicas, también es necesario aclarar todas las implicaciones que tiene que ver con la configuración electrónica.

VIII-RECOMENDACIONES

1-Capacitar a los maestros sobre teoría de enlace para que puedan dar a conocer todos los tipos de enlaces y les permita el uso de una buena metodología de la enseñanzas.

2-Que se les capacite a los maestros en el campo de la experimentación para que ellos realicen experimentos que les permita distinguir los diferentes tipos de enlaces en los compuestos.

3- Realizar taller para los maestros en el campo de la didáctica especial de la química.

IX-BIBLIOGRAFIA

1- Sienko, M. Plane, R. Química: principios y aplicaciones. México D.F. Ediciones Mc Graw Hill. 1997.

2-Whitten, K. W. Gailey, K. D. Química General. México. Nueva Editorial Interamericana. 1998.

3-Chang, Raymond. Química. Madrid. Ediciones Mc Graw Hill. 1997.

4- Cesar Coll., et.al. Desarrollo psicológico y educativo II, psicología de la educación; Alianza S A: Madrid 1990.

5- Elsa Maria Morales. Ciencia 8; Santillana: San José 1998.

6- David E. Goldberg. Fundamentos de Química; McGraw-hill: México 1991.

X-ANEXOS

Anexos-I

La presente encuesta tiene como objetivo conocer por parte de los alumnos como le enseñan

1-Le define el maestro claramente el concepto de enlace químico

SI NO

2-El maestro les señala los diferentes tipos de enlaces que existen

SI NO

3-Les explica el maestro en que consiste la electronegatividad y para que sirve en los enlaces

SI NO

4-El maestro relaciona la configuración electrónica con los enlaces

SI NO

5-Les explica la diferencia entre el enlace covalente múltiple y el enlace covalente coordinado

SI NO

6- Les explica en que consiste el enlace de hidrógeno

SI NO

7- Se les enseña en que consiste el enlace metálico

SI NO

8- Se explica la diferencia entre una molécula polar y no polar

SI NO

Anexos-II

La presente encuesta tiene como objetivo conocer por parte de los maestros como le enseñan a sus alumnos lo referente al enlace químico.

1-Le definen al alumno claramente el concepto de enlace químico

SI NO

2-Se les señala los diferentes tipos de enlaces que existen

SI NO

3-Se les explica en que consiste la electronegatividad y para que sirve en los enlaces

SI NO

4-Se les relaciona la configuración electrónica con los enlaces

SI NO

5-Se les explica la diferencia entre el enlace covalente múltiple y el enlace covalente coordinado

SI NO

6- Se les explica en que consiste el enlace de hidrógeno.

SI NO

7- Se les enseña en que consiste el enlace metálico

SI NO

8- Se explica la diferencia entre una molécula polar y no polar

SI NO

ANEXOS-I

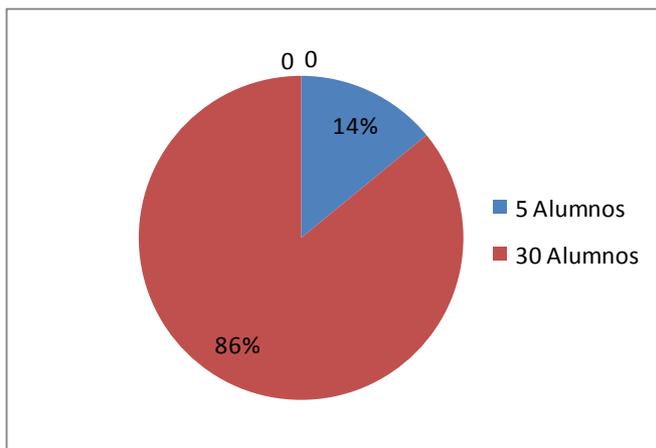
ANEXOS-I

La presente encuesta tiene como objetivo conocer por parte de los alumnos como le enseñan.

1- Define al maestro claramente el concepto de enlaces químicos.

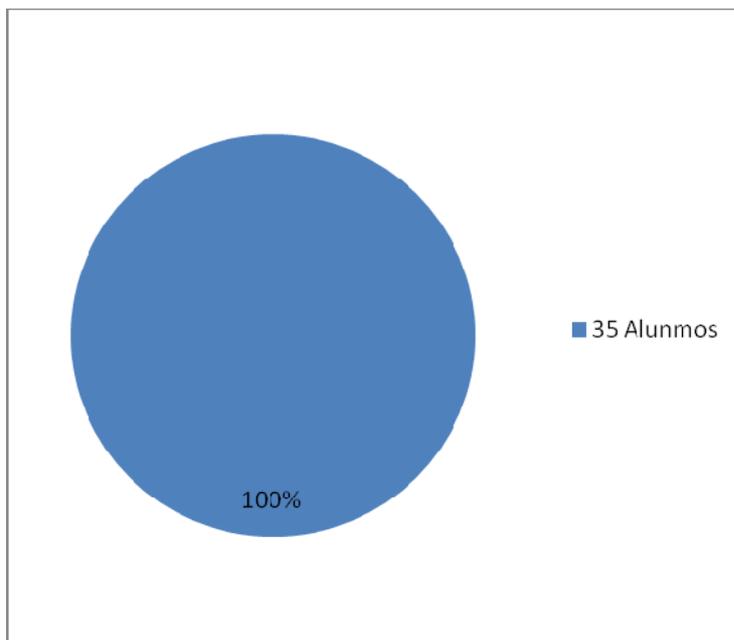
Si – 30

No - 5



2- El Maestro les señala los diferentes tipos de enlaces que existe.

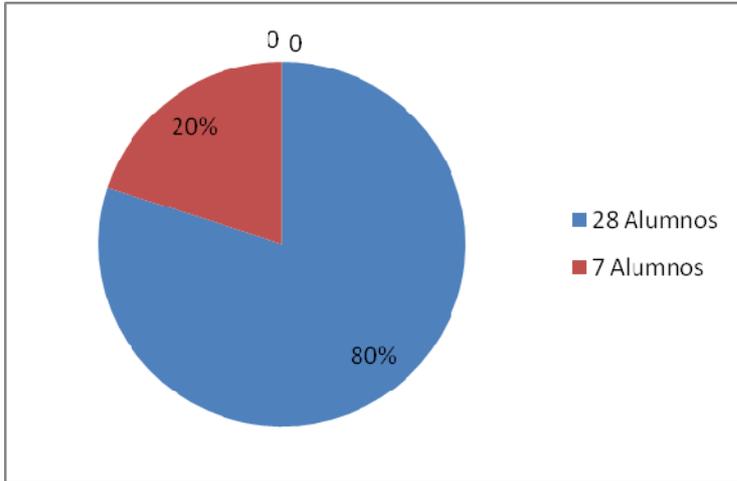
No – 35



3-Explica el maestro para que sirve la electronegatividad en los enlaces químicos.

Si- 28

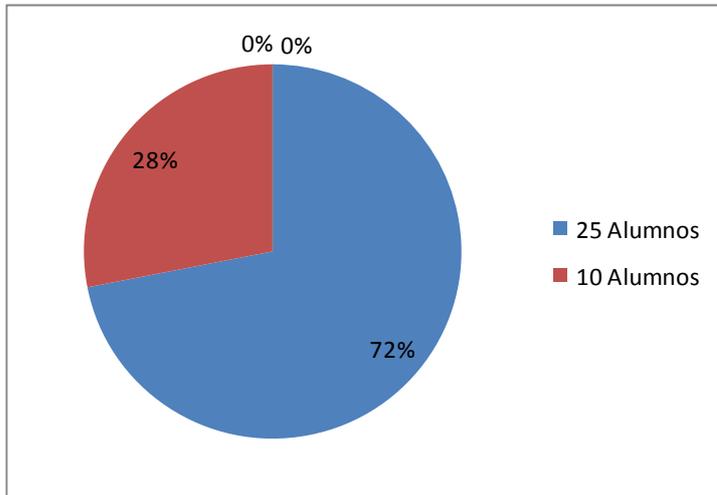
No – 7



4- El maestro relaciona la configuración electrónica con los enlaces químicos.

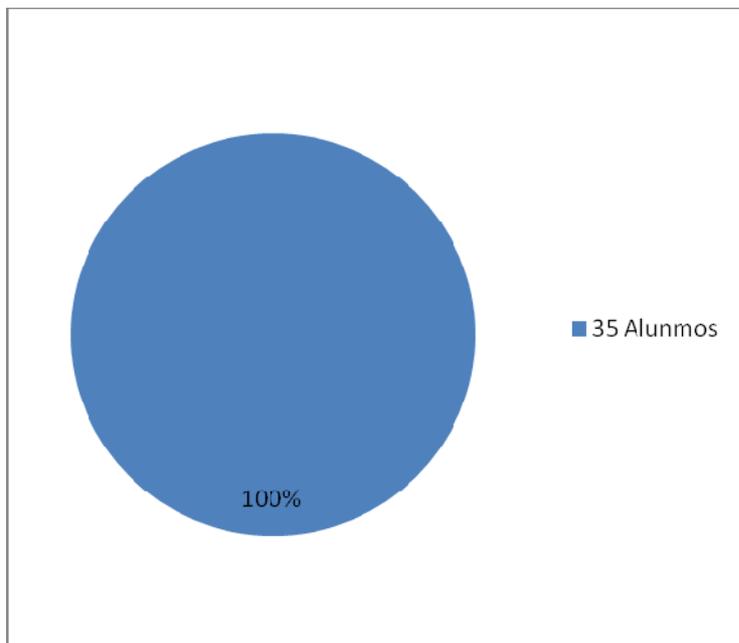
Si – 10

No – 25



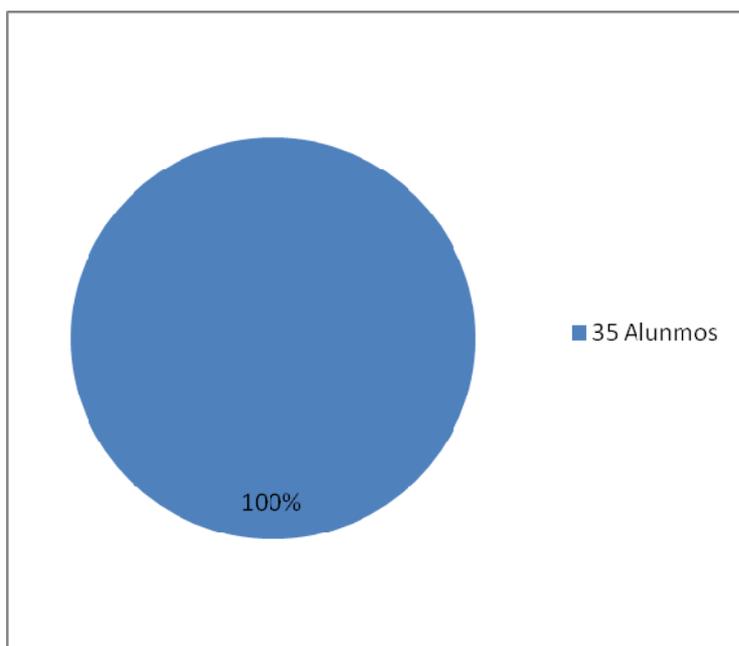
5-Les explica la diferencia entre el enlace covalente múltiple y enlace covalente coordinado.

No – 35



6- Les explica en que consiste el enlace de hidrogeno.

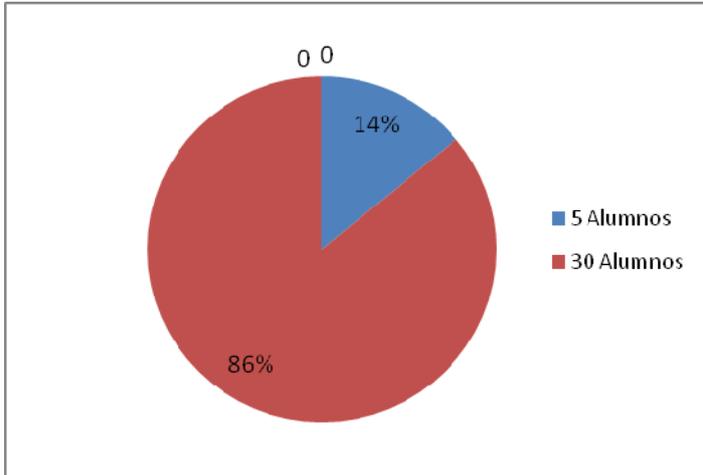
No – 35



7- Se les enseña en que consiste el enlace metálico.

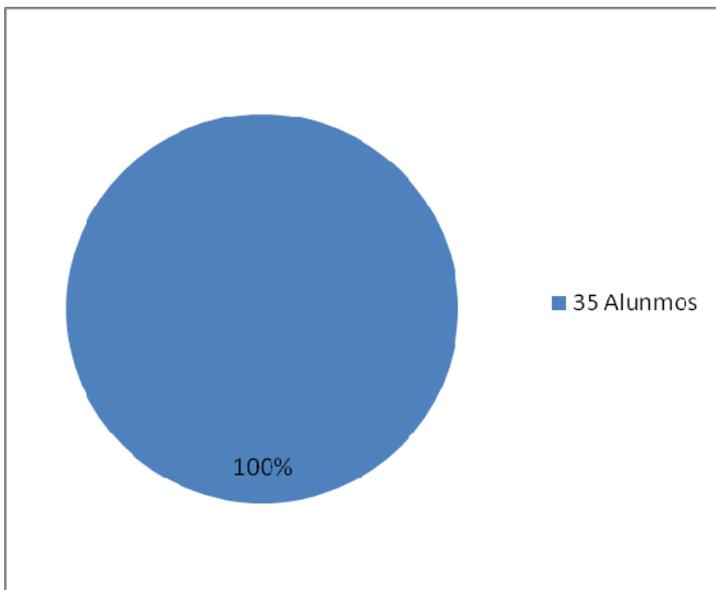
Si – 5

No – 30



8- Se explica la diferencia entre una molécula polar y no polar.

No – 35

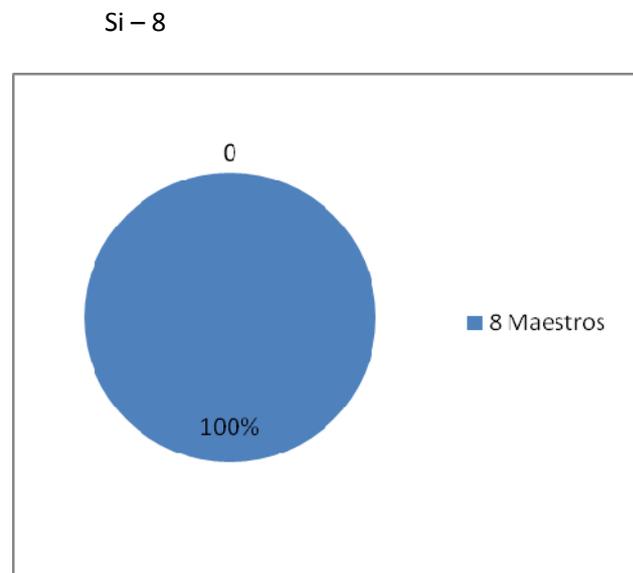


ANEXOS-II

ANEXOS – II

La presente encuesta tiene como objetivo conocer por parte de los maestros como les enseñan a sus alumnos lo referente a los enlaces químicos

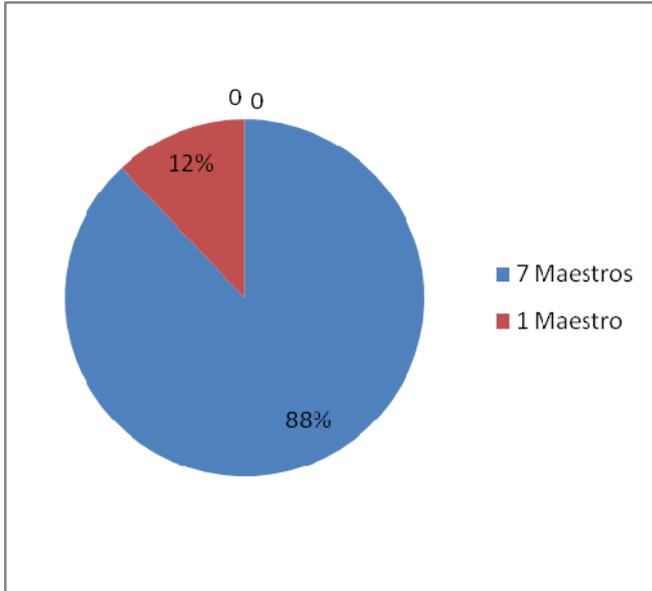
1-Le define al alumno claramente el concepto de enlaces químicos.



2-Se les señala los diferentes tipos de enlaces que existen.

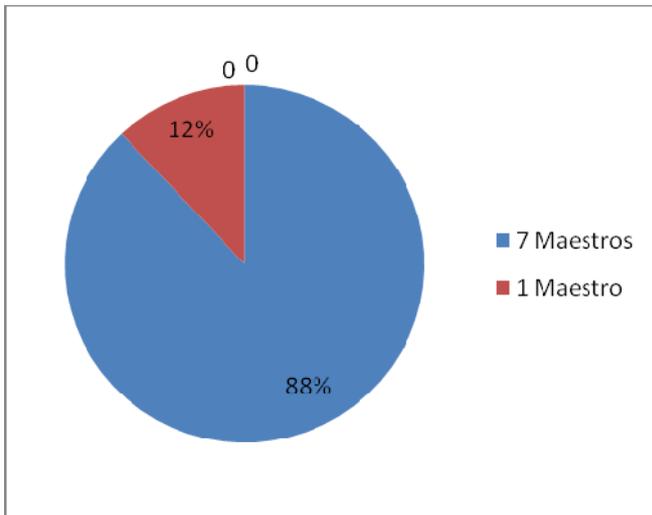
Si – 1

No -7



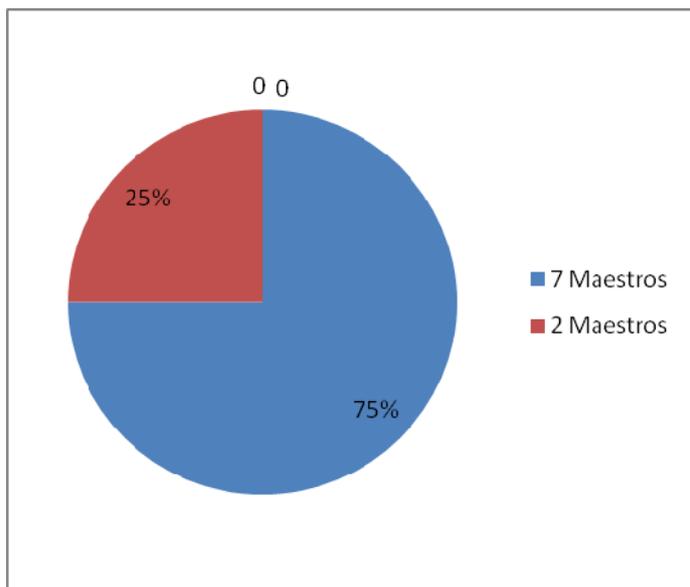
3-Se les explica en que consiste la electronegatividad y para que sirve en los enlaces.

Si - 7 No - 1

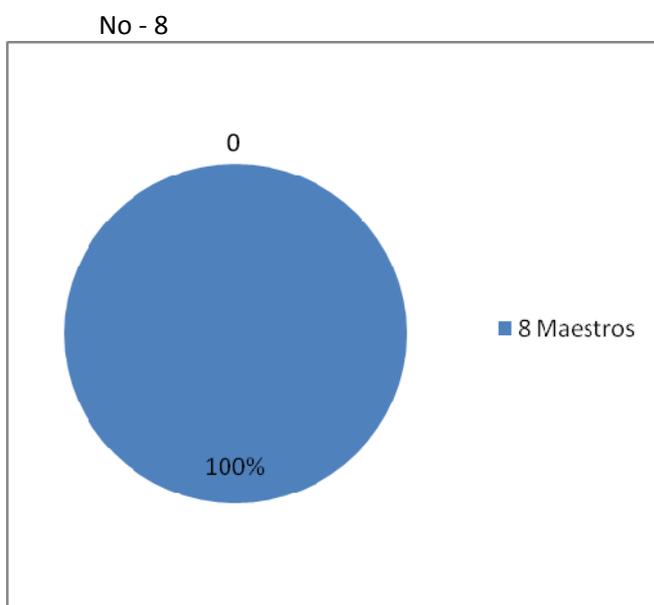


4-Se les relaciona la configuración electrónica con los enlaces.

Si- 2 No - 6



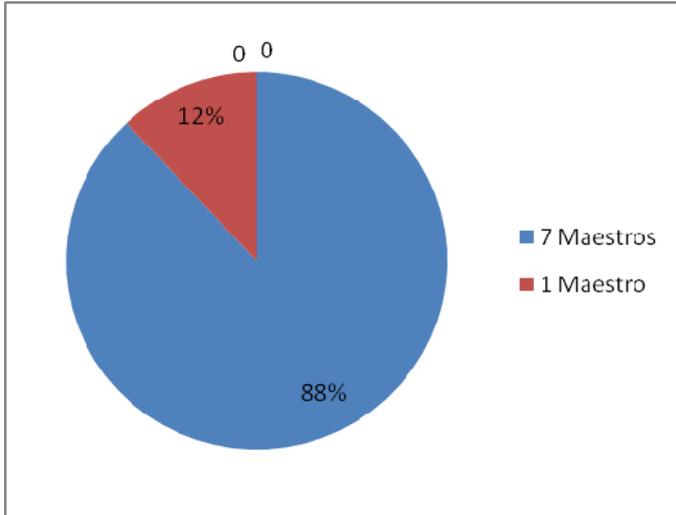
5-Se les explica la diferencia entre el enlace covalente múltiple y el enlace covalente coordinado.



6-Se les explica en que consiste el enlace de hidrogeno.

Si - 1

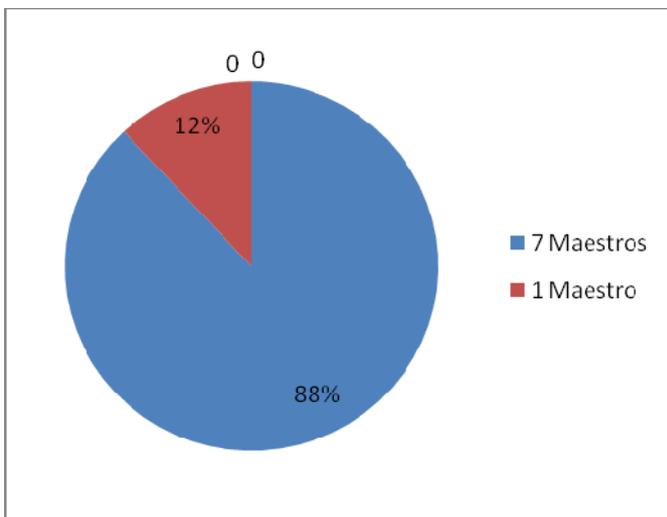
No - 7



7-Se les enseña en que consiste el enlace Metálico.

Si - 1

No - 7



8-Se explica la diferencia entre una molécula polar y no polar

Si - 1

No - 7

