

“DETERMINAR EL ENLACE QUIMICO DE ALGUNAS SUSTANCIAS ORGANICAS E INORGANICAS POR CONDUCTIVIDAD ELECTRICA”

E. L. Calderon¹ y C. Rodriguez²

^{1y 2}Departamento Académico de Ingeniería Química - Universidad Nacional de Piura

RESUMEN

El presente proyecto muestra una serie de pruebas para la medición de los diferentes voltajes de algunas sustancias orgánicas e inorgánicas.

La conductividad eléctrica de un medio es la capacidad que tiene el medio para conducir la corriente eléctrica. El agua pura, prácticamente no conduce la corriente eléctrica, pero el agua potable debido a la cantidad de sales disueltas si conduce la corriente. Como las sales del agua potable están formadas por iones cargados positiva y negativamente, son los que conducen la corriente, la cantidad conducida dependerá del número de iones presentes y de su movilidad. Como se demuestra en este proyecto las sustancias inorgánicas son las que producen un alto voltaje.

Palabras Claves: conductividad eléctrica, iones, sustancias inorgánicas

ABSTRACT

This project shows a series of tests to measure different voltages of some organic and inorganic substances.

The electrical conductivity of a medium is the ability of the means to conduct electrical current. Pure water, practically does not conduct electricity, potable water but due to the amount of dissolved salts if the current leads. As drinking water salts are formed by positively and negatively charged ions, are leading the current, the driven amount depends on the number of ions present and their mobility. As demonstrated in these projects are inorganic substances that produce a high voltage.

Keywords: electrical conductivity, ions, inorganic substances

INTRODUCCIÓN

El presente proyecto realiza una serie de pruebas para medir la conductividad eléctrica de diferentes compuestos inorgánicos y orgánicos en solución y así determinar el tipo de enlace químico con que están formados.

La conductividad eléctrica es una variable que se controla en muchos sectores, desde la industria química a la agricultura. Esta variable depende de la cantidad de sales disueltas presentes en un líquido.

Con los instrumentos convencionales, la medida de la conductividad eléctrica se obtiene aplicando un voltaje entre dos electrodos y midiendo la resistencia de la solución. Las soluciones con conductividad alta producen corrientes más altas.

Como sabemos ningún solvente puro conduce la corriente eléctrica, y ningún soluto puro conduce la corriente eléctrica, a menos que este en estado líquido. Pero una solución puede conducir la corriente. Para que esto suceda, la solución debe estar formada por un soluto electrolito (es decir, compuestos formado por enlaces iónicos y en algunos casos sales iónicas orgánicas) y por un solvente polar como el agua, lo cual forma una solución electrolítica.

Las soluciones de NaCl (sal común) o CuSO_4 (sulfato cúprico) en agua conducen la electricidad a toda su intensidad.

Pero, el ácido acético o vinagre común ($\text{CH}_3\text{-COOH}$) al disolverse en agua produce iones los cuales pueden conducir la electricidad, pero solo levemente.

“DETERMINAR EL ENLACE QUÍMICO DE ALGUNAS SUSTANCIAS ORGÁNICAS E INORGÁNICAS POR CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA”

MARCO TEÓRICO

Conductividad Eléctrica:

La conductividad eléctrica se define como la capacidad de una sustancia de conducir la corriente eléctrica.

Existen muchas unidades de expresión de la conductividad, aunque las más utilizadas son:

dS/m (deciSiemens por metro)

mohms/cm (miliohm por centímetro)

La unidad de medición utilizada comúnmente es él: Siemens/cm (S/cm), con una magnitud de 10^{-6} , es decir microSiemens/cm ($\mu\text{S/cm}$), o en 10^{-3} , es decir, miliSiemens (mS/cm).

La conductividad en medios líquidos (Disolución) está relacionada con la presencia de sales en solución, cuya

disociación genera iones positivos y negativos capaces de transportar la energía si se somete la solución a una fuente de energía eléctrica.

Estos conductores iónicos se denominan electrolitos o conductores electrolíticos.

El flujo de electricidad a través de un conductor es debido a un transporte de electrones, según la forma de llevarse a cabo este transporte, los conductores eléctricos pueden ser de dos tipos: conductores metálicos (como oro, plata, aluminio y cobre) o electrónicos y conductores iónicos o electrolíticos.

Conductores Iónicos:

A este tipo pertenecen las disoluciones acuosas iónicas. En ellas la conducción de electricidad al aplicar una fuente de energía se debe al movimiento de los iones en disolución, los cuales transfieren los electrones a la superficie de los electrodos para completar el paso de corriente.

La Conductividad Eléctrica (CE) de una Disolución:

Se puede definir como la capacidad de ésta para transmitir la corriente eléctrica, y dependerá, además del voltaje aplicado, del tipo, número, carga y movilidad de los iones presentes y de

la viscosidad del medio en el que éstos han de moverse.

En nuestro proyecto este medio es el agua pura con conductividad eléctrica cero.

Conductividad del agua

Muestra	Conductividad eléctrica
Agua pura:	0.00 $\mu\text{S}/\text{cm}$
Agua destilada:	0.5 $\mu\text{S}/\text{cm}$
Agua de montaña:	1.0 $\mu\text{S}/\text{cm}$
Agua para uso doméstico:	500 a 800 $\mu\text{S}/\text{cm}$
Máx. para agua potable:	0055 $\mu\text{S}/\text{cm}$
Agua de mar:	52 $\mu\text{S}/\text{cm}$

Las determinaciones de la conductividad reciben el nombre de determinaciones conductométricas y tienen muchas aplicaciones como, por ejemplo:

- En la electrólisis, ya que el consumo de energía eléctrica en este proceso depende en gran medida de ella.
- En los estudios de laboratorio para determinar el contenido de sal de varias soluciones durante la evaporación del agua (por ejemplo en el agua de calderas o en la producción de leche condensada).

En el estudio de los ácidos, puesto que pueden ser determinadas por mediciones de la conductividad.

Para determinar las solubilidades de electrolitos escasamente solubles y para hallar concentraciones de electrolitos en soluciones por titulación.

Para las soluciones acuosas, el valor de la conductividad es directamente proporcional a la concentración de sólidos disueltos (sales iónicas), por lo tanto, cuanto mayor sea dicha concentración, mayor será la conductividad.

Según la ley de Ohm, cuando se mantiene una diferencia de potencial (E), entre dos puntos de un conductor, por éste circula una corriente eléctrica directamente proporcional al voltaje aplicado (E) e inversamente proporcional a la resistencia del conductor (R).

$$I = E/R$$

En disoluciones acuosas, la resistencia es directamente proporcional a la distancia entre electrodos (l) e inversamente proporcional a su área (A):

$$R = r \cdot l / A$$

Donde:

r : es la resistividad específica, con unidades $W \cdot cm$,

(1/r): conductividad específica (k), con unidades $W^{-1} \cdot cm^{-1}$ o ohm/cm

La conductividad específica de una solución de electrolitos, depende de la concentración de las especies iónicas presentes.

Kohlrausch, definió la conductividad equivalente (L) como:

$$L = k/c^* = k \cdot (1000/c)$$

Donde:

c* : es la concentración en equivalentes por cm^3

c : es la concentración en equivalentes por litro (Normalidad).

Conductividad Equivalente: es la conductividad generada por cada meq/l existente en disolución de una especie dada.

La conductividad de una solución es igual a la suma de las conductividades de cada tipo de ión presente.

Para una sola sal disuelta, la conductividad equivalente se puede expresar como:

$$L = l^+ + l^-$$

donde :

l^+ : es la conductividad equivalente del catión

l^- : es la conductividad equivalente la del anión.

Teóricamente sería muy simple predecir la Conductividad Eléctrica de una

solución conociendo su composición iónica, ya que I^+ y I^- son constantes que dependen del tipo de ión en cuestión.

Para mezclas, L debería ser igual a la suma de todas las conductividades equivalentes de cationes y aniones, pero la conductividad equivalente de sales o iones disminuye con el aumento de concentración.

Este fenómeno está directamente relacionado con las fuerzas interiónicas presentes en la solución. Un catión siempre tendrá más aniones en sus alrededores que los que le corresponderían por pura distribución de probabilidades; esta atmósfera iónica tiende a frenar la movilidad del ión. Además se comprueba que el descenso de la conductividad equivalente con la concentración es mucho más definido cuando la carga de los iones es mayor.

Esta es la razón por la cual las aguas de riego salobres, donde el componente aniónico principal son los sulfatos unidos a calcio y/o magnesio (todos ellos iones divalentes), presentan CE mucho más bajas de lo esperado en comparación de la cantidad de sales totales disueltas.

Para soluciones más diluidas, la atmósfera iónica empieza a debilitarse, y a dilución infinita las fuerzas interiónicas no influyen sobre la

movilidad de los iones, alcanzando la conductividad equivalente su máximo valor:

$$L^{\circ} = I^{\circ+} + I^{\circ-}$$

Donde:

L° : la conductividad equivalente del electrolito a dilución infinita; $I^{\circ+}$: la conductividad equivalente a dilución infinita debida al catión

$I^{\circ-}$: la conductividad equivalente a dilución infinita debida al anión.

Enlace Químico

Es la unión de dos o más átomos con un solo fin, alcanzar la estabilidad, tratar de parecerse al gas noble más cercano.

Para la mayoría de los elementos se trata de completar ocho electrones en su último nivel.

Enlaces químicos son fuerzas intramoleculares, que mantienen a los átomos unidos en las moléculas.

Electrones de Valencia:

En la mayoría de los átomos, muchos de los electrones son atraídos con tal fuerza por sus propios núcleos que no pueden interaccionar de forma apreciable con otros núcleos.

Sólo los electrones que ocupan los niveles de energía más alejados del núcleo de un átomo pueden interaccionar con dos o más núcleos.

La unión consiste en que uno o más electrones de valencia de algunos de los átomos se introduce en la esfera electrónica del otro.

El número de electrones de valencia de un átomo es igual al número de su familia o grupo en la tabla periódica.

Por ejemplo tenemos:

electrón de valencia = 1 para los elementos de los grupos IA

electrones de valencia = 2 para los elementos de los grupos IIA, etc

Todos los átomos de los gases nobles (neón, argón, criptón, xenón y radón) tienen ocho electrones de valencia, excepto el helio, que tiene dos.

Los elementos de las familias (grupos) cercanas a los gases nobles tienden a reaccionar para adquirir la configuración de ocho electrones de valencia de los gases nobles.

Esta configuración electrónica de los gases nobles les comunica inactividad química y una gran estabilidad.

Tipos de Enlace

Las propiedades de las sustancias dependen en gran medida de la

naturaleza de los enlaces que unen sus átomos.

Existen tres tipos principales de enlaces químicos:

1. Enlace iónico
2. Enlace covalente y
3. Enlace metálico.

Enlace Iónico

Este enlace se produce cuando átomos de elementos metálicos (especialmente los situados en los grupos I A, IIA) se encuentran con átomos no metálicos (elementos de los grupos VIA y VIIA). En este caso los átomos del metal ceden electrones a los átomos del no metal, transformándose en iones positivos y negativos, respectivamente.

Al formarse iones de carga opuesta éstos se atraen por fuerzas eléctricas intensas, quedando fuertemente unidos y dando lugar a un compuesto iónico.

A estas fuerzas eléctricas las llamamos enlaces iónicos.

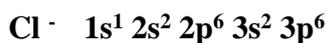
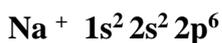
Ejemplo:

La sal común se forma cuando los átomos del gas cloro se ponen en contacto con los átomos del metal sodio.

Na (Z= 11) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

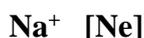
Cl (Z = 17) $1s^1 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

El sodio le cede un electrón al cloro y así ambos tienen la configuración de gas noble.

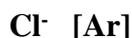


Cuando se transfieren electrones de un elemento metálico a uno no metálico, existe una atracción electrovalente entre el catión y el anión lo cual produce un compuesto de tipo iónico y cuya estructura generalmente es cristalina, como es el caso del sodio y la el cloro que por sus distribuciones electrónicas buscan una mayor estabilidad formando una sal donde cada ión de cloro está rodeado por seis cationes de sodio y cada sodio rodeado por seis aniones de cloro.

Mediante una transferencia de un electrón al cloro de cada sodio adquiere la distribución del neón:



Mediante la transferencia de un electrón del sodio, el cloro adquiere la distribución del argón :



La reacción entre el sodio sólido y el cloro gaseoso es espontánea, la transferencia de electrones entre el metal y el no metal está asociada a un calor de formación del NaCl (s) y presenta las etapas de cambio del sodio de sólido a gas con un cambio de **92 KJ** por la energía necesaria para el cambio de estado , luego en el proceso existe un paso de moléculas de cloro a átomos de

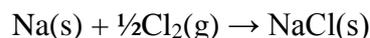
cloro y para romper dicho enlace se requieren **121 KJ** ; la ionización del sodio al pasar de sodio gaseoso a ion sodio gaseoso **Na⁺** requiere de **496 KJ** (energía de ionización) y la adición de un electrón al cloro gaseoso requiere de **-349 KJ** (afinidad electrónica).

La combinación final de los iones tiene un cambio de **-771 KJ**.

Balanceando termoquímicamente este proceso para la formación del cloruro de sodio tenemos:

Existen 2 métodos distintos: el método directo, el método indirecto.

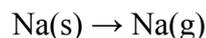
Método directo:



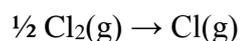
$$\Delta H_f^0 = -411.15 \text{ KJ/mol}$$

Método Indirecto: Consta de 5 pasos

1. Se generan átomos gaseosos de sodio **Na(g)** vaporizando sodio metálico.
2. Se forman átomos gaseosos de cloro rompiendo el enlace de la molécula de **Cl₂**. los cambios de entalpía para estos 2 procesos son:



$$\Delta H_f^0 = 107.3 \text{ KJ/mol}$$



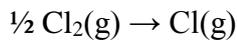
$$\Delta H_f^0 = 121.7 \text{ KJ/mol}$$

Ambos procesos son endotérmicos necesiéndose energía para generar átomos de sodio y cloro.

3. Se quita un electrón del sodio gas para formar $\text{Na}^+(\text{g})$
4. Se agrega ese electrón al $\text{Cl}(\text{g})$ para formar el $\text{Cl}^-(\text{g})$. los cambios de entalpía para ese proceso son iguales a la primera energía de ionización del Na: $I_1 = 486.3 \text{ KJ/mol}$ y a la afinidad electrónica del cloro $E(\text{Cl}) = -351.2 \text{ KJ/mol}$. Los cambios de entalpía para estos 2 procesos son:

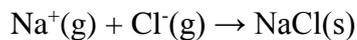


$$\Delta H = I_1(\text{Na}) = 486,3 \text{ KJ/mol}$$



$$\Delta H = E(\text{Cl}) = 351.2 \text{ KJ/mol}$$

5. Se combina los iones $\text{Na}^+(\text{g})$ y $\text{Cl}^-(\text{g})$ para formar $\text{NaCl}(\text{s})$. puesto que este proceso no es sino el inverso de la energía de la red de cristal que es la cantidad que se desea determinar.



$$\Delta H_f^0 = -\Delta H = ?$$

La suma de los 5 pasos nos da el $\text{NaCl}(\text{s})$ a partir de $\text{Na}(\text{s})$ y $\frac{1}{2} \text{Cl}_2(\text{g})$ aplicando la ley de Hess se sabe que la suma de los cambios de entalpía para estos 5 pasos es igual a la del método directo.

$$\Delta H_f^0(\text{NaCl}) = \Delta H_f^0 \text{Na}(\text{g})$$

$$+ \Delta H_f^0 \text{Cl}(\text{g}) + I_1(\text{Na}) + E(\text{Cl})$$

$$- \Delta H \text{ Red del cristal}$$

$$-411.15 \text{ KJ} = 107.3\text{KJ} + 121.7\text{KJ} + 486.3\text{KJ} - 351.2\text{KJ}$$

$$- \Delta H \text{ Red del cristal}$$

Por lo tanto la energía de red del cristal de $\text{NaCl}(\text{s})$ es de $\Delta H = 787.3 \text{ KJ/mol}$ ó

$$\Delta H_f^0 = -787,3 \text{ KJ/mol}$$

Este ciclo también se conoce como la energía de red cristalina y generalmente entre mas alta sea la energía de red mayor es el punto de fusión y dureza del sólido formado. Asimismo al aumentar la carga de los iones manteniendo el mismo tamaño la energía de red del cristal se incrementa por ejemplo como se muestra en la tabla adjunta al comparar la energía del $\text{LiCl}(\text{s})$ y el $\text{MgCl}_2(\text{s})$ se observa que el $\text{MgCl}_2(\text{s})$ tiene valores mas altos de fusión y dureza.

Este ciclo de cambios se denomina **Borh-Haber** y se aplican en la **Ley de Hess**, la energía del $\text{NaCl}(\text{s})$ corresponde a 771 KJ y se conoce como **la energía de la red cristalina** y por norma general entre más alta sea la energía de la red mayor es el punto de fusión y la dureza del sólido formado.

Conductividad del enlace iónico

Ningún solvente puro conduce la corriente eléctrica. Y ningún soluto puro conduce la corriente eléctrica, a menos que este en solución. Pero una solución puede conducir la corriente. Para que esto suceda, la solución debe estar formada por un soluto electrolito (es decir, compuestos formado por enlaces iónicos no orgánicos) y por un solvente polar como el agua, lo cual forma una solución electrolítica.

Las soluciones de NaCl (sal común) o CuSO₄ (sulfato cúprico) en agua conducen la electricidad a toda su intensidad. Pero, el ácido acético o vinagre común (CH₃-COOH) al disolverse en agua produce iones los cuales pueden conducir la electricidad, pero solo levemente.

Las sustancias iónicas conducen la electricidad cuando están en estado líquido o en disoluciones acuosas, pero no en estado cristalino, porque los iones individuales son demasiado grandes para moverse libremente a través del cristal.

ENLACE COVALENTE

Los enlaces covalentes son las fuerzas que mantienen unidos entre sí los átomos no metálicos (los elementos

situados a la derecha en la tabla periódica.

–C, O, F, Cl,...).

Estos átomos tienen muchos electrones en su nivel más externo (electrones de valencia) y tienen tendencia a ganar electrones más que a cederlos, para adquirir la estabilidad de la estructura electrónica de gas noble.

Por tanto, los átomos no metálicos no pueden cederse electrones entre sí para formar iones de signo opuesto.

En este caso el enlace se forma al compartir un par de electrones entre los dos átomos, uno procedente de cada átomo.

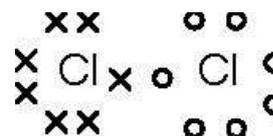
El par de electrones compartido es común a los dos átomos y los mantiene unidos, de manera que ambos adquieren la estructura electrónica de gas noble.

Ejemplo:

El gas cloro está formado por moléculas, Cl₂, en las que dos átomos de cloro se hallan unidos por un enlace covalente.

Cl (Z = 17) 1s¹ 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁵

El cloro tiene siete electrones de valencia.



Cuando no existe suficiente diferencia de electronegatividad para que exista

transferencia electrónica, resultan dos átomos compartiendo uno o más pares de electrones y forman una molécula con energía de atracción débil en resultado poseen bajos puntos de fusión y ebullición en comparación con los iónicos.

Los enlaces pueden ser simples, dobles y triples, según la forma de compartir uno, dos o tres electrones.

$\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_3$ enlace simple carbon - carbono

$\text{H}_2\text{C} = \text{CH}_2$ enlace doble carbono-carbono

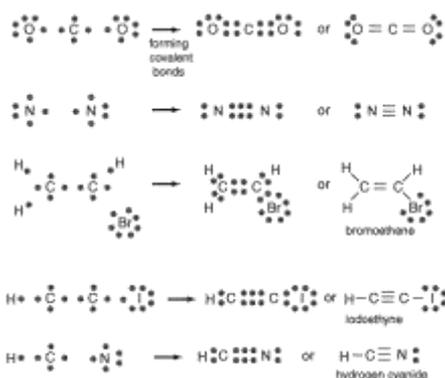
$\text{HC} \equiv \text{CH}$ enlace triple carbono-carbono

LAS ESTRUCTURAS DE LEWIS.

Son formulas electrónicas propuestas por Gilbert Newton Lewis en 1916 para los enlaces covalentes, se presenta en forma de puntos el números de electrones de valencia o sea los electrones químicamente importantes, y en especial para los elementos del grupo A que tratan de tener la configuración de gas noble, como el ejemplo del cloro donde se predice la formación de un enlace covalente, en el oxígeno y azufre dos enlaces covalente, en el nitrógeno y fósforo se predicen tres enlaces covalentes y en el carbono cuatro enlaces covalentes.

Debido al gran número de puntos esta representación no es muy útil en los elementos de transición. Para las formulas de Lewis todos los elementos de un mismo grupo tienen la misma configuración electrónica de los niveles más externos.

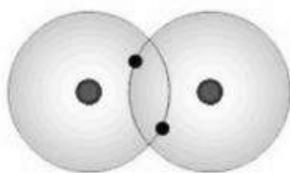
Estas estructuras de Lewis tiene como inconveniente que solo muestra los electrones de valencia y además, no permite mostrar las formas tridimensionales de las moléculas ó de iones poliatómicos.



Tipos de enlaces covalentes.

a) Enlace Covalente No Polar:

Los enlaces covalentes no polares se forman entre átomos iguales, no hay variación en el número de oxidación. En un enlace covalente no polar tal como el de la molécula de hidrógeno, H₂, el par electrónico es igualmente compartido entre los dos núcleos de hidrógeno.



Ambos átomos de hidrógeno tienen la misma electronegatividad (tendencia de un átomo a atraer los electrones hacia sí en un enlace químico), es decir que los electrones compartidos están igualmente atraídos por ambos núcleos de hidrógeno y por tanto pasan iguales tiempos cerca de cada núcleo.

En este enlace covalente no polar, la densidad electrónica es simétrica con respecto a un plano perpendicular a la línea entre los dos núcleos. Esto es cierto para todas las moléculas diatómicas homonucleares, tales como H_2 , O_2 , N_2 , F_2 y Cl_2 , porque los dos átomos idénticos tienen electronegatividades idénticas.

Por lo que podemos decir: los enlaces covalentes en todas las moléculas diatómicas homonucleares deben ser no polares.

b) **Enlace covalente polar**

El enlace covalente polar es intermedio en su carácter entre un enlace covalente y un enlace iónico. Los átomos enlazados de esta forma tienen carga eléctrica neutra.

Los enlaces covalentes polares se forman con átomos distintos con gran diferencia de electronegatividades.

La molécula es eléctricamente neutra, pero no existe simetría entre las cargas eléctricas originando la polaridad, un extremo se caracteriza por ser electropositivo y el otro electronegativo.

Por ejemplo:

El enlace H-F tiene algún grado de polaridad ya que H y F no son átomos idénticos y por lo tanto no atraen igualmente a los electrones.

La electronegatividad del hidrógeno es 2,1 y la del flúor es de 4,0, claramente el átomo F con su mayor electronegatividad, atrae el par electrónico compartido mucho más fuertemente que H.

La distribución asimétrica de la densidad electrónica está distorsionada en la dirección del átomo más electronegativo F. Este pequeño desplazamiento de densidad electrónica deja a H algo positivo.

El HF se considera una molécula diatómica heteronuclear, ya que contiene dos clases de átomo.



c) Enlace de coordinación

Se denomina enlace covalente coordinado o dativo al enlace químico que se forma cuando dos átomos comparten un par de electrones, procediendo estos dos electrones de uno de los dos átomos. Este tipo de enlace se presenta cuando un átomo no metálico comparte un par de electrones con otros átomos. Para que se presente este tipo de enlace, se requiere que el átomo electropositivo tenga un par de electrones libres en un orbital exterior y el átomo electronegativo tenga capacidad para recibir ese par de electrones en su última capa de valencia.

Este enlace es común en los óxidos no metálicos y en los iones complejos de los metales ligeros, así como el H_2SO_4 , NH_3 , SO_2 . Es también el responsable de ciertos iones como el ion amonio (NH_4^+), donde el nitrógeno cede los dos electrones para que el cuarto hidrógeno (que previamente se habría ionizado) se una a él, de tal

manera que los enlaces de los cuatro hidrógenos son iguales.

Es también importante en el ion hidronio (H_3O^+) donde el oxígeno cede el par de electrones. Este último resulta interesante por dos razones: el oxígeno tendría otros dos electrones para formar otro enlace (Algo que no hace porque la molécula H_4O^+ resultaría muy inestable) y además este ion es el resultado de la disociación de los iones H^+ , lo que supone que el hidronio es el ion responsable del pH.

El enlace covalente coordinado, algunas veces nombrado como enlace dativo, es un tipo de enlace covalente, en el que los electrones de enlace se originan sólo en uno de los átomos, el donante de pares de electrones, o base de Lewis, pero son compartidos aproximadamente por igual en la formación del enlace covalente. Este concepto está cayendo en desuso a medida que los químicos se pliegan a la teoría de orbitales moleculares..

Conductividad del enlace covalente

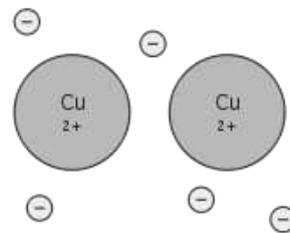
La falta de conductividad en estas sustancias se puede explicar porque

los electrones de enlace están fuertemente localizados atraídos por los dos núcleos de los átomos enlazados. La misma explicación se puede dar para las disoluciones de estas sustancias en disolventes del tipo del benceno, donde se encuentran las moléculas individuales sin carga neta moviéndose en la disolución.

Dada la elevada energía necesaria para romper un enlace covalente, es de esperar un elevado punto de fusión cuando los átomos unidos extiendan sus enlaces en las tres direcciones del espacio como sucede en el diamante; no obstante, cuando el número de enlaces es limitado como sucede en la mayor parte de las sustancias (oxígeno, hidrógeno, amoníaco, etc.) con enlaces covalentes, al quedar saturados los átomos enlazados en la molécula, la interacción entre moléculas que se tratará más adelante, será débil, lo que justifica que con frecuencia estas sustancias se encuentren en estado gaseoso a temperatura y presión ordinarias y que sus puntos de fusión y ebullición sean bajos.

ENLACE METÁLICO

En un enlace metálico, los electrones de enlace están deslocalizados en una estructura de átomos. En contraste, en los compuestos iónicos, la ubicación de los electrones enlazantes y sus cargas es estática. Debido a la deslocalización o el libre movimiento de los electrones, se tienen las propiedades metálicas de conductividad, ductilidad y dureza.



Enlace metálico en el Cobre.

Un enlace metálico es un enlace químico que mantiene unidos los átomos (unión entre cationes y los electrones de valencia) de los metales entre sí. Estos átomos se agrupan de forma muy cercana unos a otros, lo que produce estructuras muy compactas. Se trata de redes tridimensionales que adquieren la estructura típica de empaquetamiento compacto de esferas. En este tipo de estructura cada átomo metálico está rodeado por otros doce átomos (seis en el mismo plano, tres por encima y tres por debajo). Además, debido a la baja electronegatividad que poseen los metales, los electrones de

valencia son extraídos de sus orbitales y tienen la capacidad de moverse libremente a través del compuesto metálico, lo que otorga a éste las propiedades eléctricas y térmicas.

El enlace metálico es característico de los elementos metálicos, es un enlace fuerte, primario, que se forma entre elementos de la misma especie. Los átomos, al estar tan cercanos uno de otro, interaccionan los núcleos junto con sus nubes electrónicas empaquetándose en las tres dimensiones, por lo que quedan rodeados de tales nubes. Estos electrones libres son los responsables que los metales presenten una elevada conductividad eléctrica y térmica, ya que estos se pueden mover con facilidad si se ponen en contacto con una fuente eléctrica. Presentan brillo y son maleables.

Los elementos con un enlace metálico están compartiendo un gran número de electrones de valencia, formando un mar de electrones rodeando un enrejado gigante de cationes. Los metales tienen puntos de fusión más altos por lo que se deduce que hay enlaces más fuertes entre los distintos átomos.

La vinculación metálica es no polar, apenas hay (para los metales elementales puros) o muy poca (para las aleaciones) diferencia de

electronegatividad entre los átomos que participan en la interacción de la vinculación, y los electrones implicados en lo que es la interacción a través de la estructura cristalina del metal. El enlace metálico explica muchas características físicas de metales, tales como fuerza, maleabilidad, ductilidad, conducción del calor y de la electricidad, y lustre. La vinculación metálica es la atracción electrostática entre los átomos del metal o los iones y electrones deslocalizados. Esta es la razón por la cual se explica un deslizamiento de capas, dando por resultado su característica maleabilidad y ductilidad.

Los átomos del metal tienen por lo menos un electrón de valencia, no comparten estos electrones con los átomos vecinos, ni pierden electrones para formar los iones. En lugar los niveles de energía externos de los átomos del metal se traslapan. Son como enlaces covalentes.

DESCRIPCION DEL AREA DE ESTUDIO

El estudio se encuentra centrado en la ciudad de Piura, específicamente el Laboratorio de Investigación del Departamento de Ingeniería Química, ubicado en la Urbanización Miraflores de Castilla.

MATERIALES Y METODOS

EQUIPOS Y MATERIALES

Equipos De Laboratorio

- ✓ Balanza analítica
- ✓ Voltímetro
- ✓ Equipo para determinar la Conductividad Eléctrica.



Material de Laboratorio

- ✓ Matracas aforados de 100 ml de capacidad.
- ✓ Matracas Erlenmeyer de 100, 250 ml de capacidad.
- ✓ Vasos de precipitación de 100 y 200 ml.
- ✓ Pipetas de 5 y 10 ml.
- ✓ Propipetas.
- ✓ Picetas.

Reactivos

- ✓ Agua destilada
- ✓ Acido clorhídrico
- ✓ Acido sulfúrico
- ✓ LiF (fluoruro de litio)
- ✓ KF (fluoruro de potasio)
- ✓ NaF (fluoruro de sodio)
 - ✓ RbF (fluoruro de rubidio)
 - ✓ CsF: (fluoruro de cesio)

- ✓ LiCl: (cloruro de litio)
- ✓ NaCl: (cloruro de sodio)
- ✓ Na₂SO₄: (sulfato de sodio)
- ✓ K₂SO₄:(sulfato de potasio)
- ✓ Ca₂SO₄:(sulfato de magnesio)
- ✓ BaSO₄: (sulfato de bario)

PROTOCOLO DE METODOS DE ANALISIS

CONDUCTIVIDAD ELECTRICA

1. Se dispuso de un aparato el cuál medirá la conductividad eléctrica.
2. Se dispone de un vaso de precipitado muy limpio, al cual se le agrega 100 ml de agua destilada y luego se le introducen los electrodos para comprobar su conductividad y al observar se obtiene como resultado que el agua destilada no posee conductividad eléctrica.
3. En otro vaso de precipitado se agrega una solución de cloruro de sodio 0.1 Normal, luego se observa su conductividad, notándose que la bombilla ilumina y produce una alta intensidad.
4. La misma metodología se ha seguido para todas las sales inorgánicas muestreadas..
5. En otro vaso de precipitado se agrega una solución de acido acético 0.1 Normal, luego se observa su conductividad, notándose que la

bombilla ilumina débilmente y produce una baja intensidad.

6. La misma metodología se ha seguido para todas las sustancias orgánicas que se han muestreado.

CALCULOS:

TABLA 01. SUSTANCIAS IÓNICAS

		Voltaje			Voltaje
LiF	0.2594 g	150 V	LiCl	0.4239 g	220 V
NaF	0.4200 g	199 V	NaCl	0.5845 g	218 V
KF	0.5800 g	220 V	KCl	0.7445 g	215 V
RbF	1.0446 g	--	RbCl	1.2092 g	--
CsF	1.5190 g	--	CsCl	1.6835 g	--
LiBr	0.8685 g	210 V	LiI	1.3384 g	208 V
NaBr	1.0290 g	215 V	NaI	1.4990 g	212 V
KBr	1.1890 g	221 V	KI	1.6590 g	215 V
RbBr	1.6537 g	--	RbI	2.1237 g	--
CsBr	2.1281 g	--	CsI	2.5980 g	--
MgF ₂	0.3115 g	--	MgCl ₂	0.4760 g	--
CaF ₂	0.3900 g	--	CaCl ₂	0.5545 g	215 V
SrF ₂	0.6281 g	--	SrCl ₂	0.7926 g	--
BaF ₂	0.8767 g	--	BaCl ₂	1.0423 g	220 V

TABLA 02. SALES

		Voltaje
Na ₂ SO ₄	0.7100 g	196 V
K ₂ SO ₄	0.8700 g	198 V
MgSO ₄	0.6015 g	152 V
Ca ₂ SO ₄	0.6800 g	190 V
BaSO ₄	1.6667 g	178 V
ZnSO ₄	--	--
NiSO ₄	0.7745 g	--

Nota: Los voltajes que figuran en el cuadro son reales.

TABLA 03. ACIDOS FUERTES

	Voltaje
HCl: (concentración 12 N: al 37%; ρ = 1.19)	228 V
HBr: (concentración al 47% ; ρ = 1.49)	212 V
HI:	
HClO ₃ :	
HNO ₃ : (concentración 15 N: al 65%; ρ = 1.4)	194V
H ₂ SO ₄ : (concentración 18 N: al 98%; ρ = 1.84)	226V

Nota: Los voltajes que figuran en el cuadro son reales medidos con el voltímetro. La preparación de estas soluciones ácidas al 0.1N están en las hojas que te proporcioné.

TABLA 04: BASES FUERTES

BASES	Voltaje
1. LiOH	226 V
2. NaOH	222 V
3. KOH	
4. RbOH	
5. CsOH	
6. Ca(OH) ₂	216 V
7. Sr(OH) ₂	220 V
8. Ba(OH) ₂	210 V

TABLA 05: COMPUESTOS ORGANICOS

		Voltaje
CH ₃ COOH	0.6 mL	35 V
CH ₃ COONH ₄	0.7865 mL	165 V
CH ₃ CH ₂ OH	0.58 mL	0 V
C ₆ H ₆	1.44 mL	0 V
NH ₄ CONH ₄	0.3018 g	0 V
H ₂ C ₂ O ₄	0.2560g	0 V

RESULTADOS Y DISCUSION

De la tabla N°1: Sustancias iónicas formadas por elementos del grupo IA y el Flúor (grupo VIIA)

El flúor frente a los elementos del grupo IA nos demuestra que la disociación iónica del $K > Na > Li$ debido a que las conductividades eléctricas fueron:

$KF = 216 \text{ V}$, $NaF = 180 \text{ V}$ y $LiF = 150 \text{ V}$

Nota: En el laboratorio experimental de química no se disponía de RbF y CsF

De la tabla N°1: Sustancias iónicas formadas por elementos del grupo IA y el Cloro (grupo VIIA)

El cloro frente a los elementos del grupo IA nos demuestra que la disociación iónica del $Rb > Li > Na > K$ debido a que las conductividades electricas fueron:

$RbCl = 222 \text{ V}$, $LiCl = 220 \text{ V}$, $NaCl = 218 \text{ V}$, $KCl = 215 \text{ V}$

Nota: En el laboratorio experimental de química no se disponía de $RbCl$ y $CsCl$

De la tabla N°1: Sustancias iónicas formadas por elementos del grupo IA y el Bromo (grupo VIIA)

El Bromo frente a los elementos del grupo IA nos demuestra que la disociación iónica del $K > Na > Li$ debido a que las conductividades eléctricas fueron:

$LiCl = 210 \text{ V}$, $NaBr = 215 \text{ V}$, $KBr = 221 \text{ V}$

Nota: En el laboratorio experimental de química no se disponía de $RbBr$ y $CsBr$.

De la tabla N°1: Sustancias iónicas formadas por elementos del grupo IA y el Yodo (grupo VIIA)

El yodo frente a los elementos del grupo IA nos demuestra que la disociación iónica del $K > Na > Li$ debido a que las conductividades eléctricas fueron:

$LiI = 208 \text{ V}$, $NaI = 212 \text{ V}$, $KI = 215 \text{ V}$

Nota: En el laboratorio experimental de química no se disponía de RbI y CsI .

De la tabla N°2 : Sustancias iónicas formadas por elementos del grupo IIA y el Cloro (grupo VIIA)

El cloro frente a los elementos del grupo IIA nos demuestra que la disociación iónica del $K > Na > Li$ debido a que las conductividades eléctricas fueron:

$BaCl = 220 \text{ V}$, $CaCl = 215 \text{ V}$, $MgCl = 212 \text{ V}$

Nota: En el laboratorio experimental de química no se disponía de RbI y CsI .

CONCLUSIONES

1. Este trabajo nos permite comprobar como actúan las sustancias al ponerse en contacto con un solvente específicamente el agua.
2. La culminación de este proyecto es positivo porque nos permitió verificar que en efecto las sales inorgánicas, como por ejemplo KCl, NaCl, CaF₂ poseen una alta conductividad eléctrica.
3. Los compuestos orgánicos en su mayoría no poseen conductividad eléctrica con algunas excepciones como ácido acético (CH₃COOH) y algunas sales orgánicas como el acetal de amonio (CH₃COONH₄).
4. En la agricultura: conociendo en forma práctica la forma del enlace químico de sustancia como los fertilizantes, que son sales iónicas en muchos casos se evitaría perder agua en las plantas debido a una alta presión osmótica.
5. Se evitaría efectos tóxicos y desequilibrios nutricionales en las plantas debido a la predominancia de ciertos iones.

RECOMENDACIONES:

1. El trabajo puede mejorarse si es que dispone de mejores equipos como un voltímetro de mejor sensibilidad.
2. En el laboratorio no se disponía de muchos reactivos importantes con los cuales el trabajo pudo ser mas completo.
3. Para cosas de investigación en Química se debe disponer de un Laboratorio específicamente para estos trabajos.

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

1. **Atkins 1981.** “FISICO QUIMICA”. Tercera Edición. Addison wesley.
2. **Brown-Lemay-Bursten. 1993.** “QUIMICA” La Ciencia Central. Quinta Edición.
3. **Jacques Angenault. 1999.** “Diccionario Enciclopédico de Química”. Compañía Editorial Continental, S.A. DE C.V. Primera Edición en Español.
4. **Kenneth W. Whitten- Kenneth D. Gaily- Raymond E. Davis. 1992.** “Química General”. McGraw-Hill. Tercera Edición.
5. **Keith J. Laidler - John H. Meiser.1999.** “Fisicoquímica”. Compañía Editorial Continental, S.A. DE C.V. Segunda Reimpresión.
6. **Encarta. 2002.** “Enciclopedia Interactiva Encarta”. Microsoft. EEUU.
7. **Gilbert W. Castellan. 1987.** “Fisicoquímica” Prentice Hall. Segunda Edición.
8. **Raymond Chang. 1992.** “QUIMICA”. McGraw-Hill. Cuarta Edición. McGraw-Hill. Tercera.
9. **Umland Bellama. 2000.** “Química General”. International Thomson Editores. Tercera Edición.