

## TABLA DE CONTENIDOS

Carátula	1
Tabla de Contenidos	3
Introducción	4
Objetivos	5
Principios Teóricos	6
Enlace Químico	6
Tipos de Enlaces	6
Enlace Iónico	7
Estructuras de los compuestos iónicos	8
Enlace Covalente	11
Enlace Covalente Múltiple	12
Enlace Metálico	15
Conductividad Eléctrica	16
Solubilidad	16
Detalles Experimentales	17
Materiales y Reactivos	17
Procedimiento	18
Resultados	26
Conclusiones	27
Bibliografía	28
Apéndice	29

## INTRODUCCIÓN

Un enlace es la unión entre los átomos de un compuesto. La unión o enlace entre los átomos tiene su origen en la estructura electrónica de los mismos. La actividad química de los elementos radica en su tendencia a adquirir, mediante su unión con otros átomos, la configuración de gas noble (ocho electrones en la capa más externa, salvo el helio que sólo tiene dos), que es muy estable. Es corriente distinguir tres tipos principales de enlaces químicos: iónico, covalente y metálico; de los cuales se hablará más extensamente después. Aunque dichos enlaces tienen propiedades bien definidas, la clasificación no es rigurosa, existiendo una transición gradual de uno a otro, lo que permite considerar tipos de enlace intermedios. Gracias a estos enlaces se forman los compuestos químicos, por ejemplo la sal.

La sal común es una sustancia bien conocida. Es utilizada para conservar y aderezar alimentos. Nuestra sangre posee casi la misma proporción de sal que el agua del mar, y es fundamental para mantener muchas de nuestras funciones vitales. Está formada por un no metal, el cloro y un metal alcalino, el sodio. Ambos en estado puro son extremadamente peligrosos para el hombre, sin embargo, forman juntas una sustancia, la sal común, que es inocua en pequeñas cantidades. Se dice por tanto que han formado un compuesto químico, una sustancia muy diferente de los elementos que la componen.

Muchas de las sustancias que conocemos están formadas por uniones de distintos elementos. El azúcar, por ejemplo, está formado por oxígeno, hidrógeno y carbono. Estos átomos que pierden o ganan electrones para unirse se transforman en iones, átomos con carga eléctrica. Estos iones se unen para formar compuestos químicos, y la forma de unirse entre ellos se denomina enlace químico, del cual se va a hablar en este trabajo.

## OBJETIVOS

- Establecer el tipo de enlace de algunas sustancias por medio de la conductividad eléctrica en su estado sólido, o líquido o en sus respectivas soluciones.
- Encontrar una relación entre la solubilidad y la polaridad de una sustancia con respecto a un solvente determinado.
- Establecer la diferencia entre una solución iónica, parcialmente iónica, y covalente de acuerdo a su conductividad eléctrica.

## PRINCIPIOS TEÓRICOS

### ENLACE QUÍMICO

Un enlace químico es la fuerza que mantiene o une a dos átomos para formar una entidad de orden superior, como una molécula o una estructura cristalina. Para formar un enlace dos reglas deben ser cumplidas regla del dueto y la regla del octeto.

- Los átomos tratan de tener 8 electrones en la capa de valencia
- Los símbolos de Lewis nos ayudan a llevar cuentas de los electrones de valencia y predicen el enlace.
- Los compuestos iónicos se mantienen unidos por medio de la atracción de sus cargas opuestas.
- Los metales pierden electrones para formar cationes con capa de valencia vacía.
- Los no metales ganan electrones dando a lugar a aniones con la capa de valencia llena.

### TIPOS DE ENLACES

Los tres principales tipos de enlaces son:

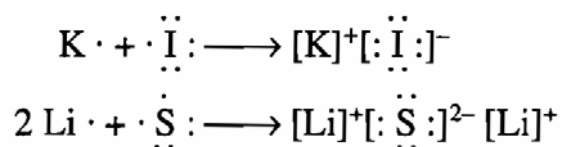
- Enlace electrovalente, iónico o heteropolar
- Enlace covalente, molecular
- Enlace metálico

## ENLACE IÓNICO

Los compuestos iónicos se mantienen unidos por la fuerza de atracción entre iones de carga opuesta. La magnitud de la atracción electrostática, o de Coulomb, entre las partículas depende del producto de la carga de los dos iones, y del cuadrado de la distancia entre ellos:

$$F = \frac{q_+ \times q_-}{r^2}$$

El enlace que se forma cuando los iones se juntan se llama, como es lógico, enlace iónico. En la formación de un enlace iónico entre un metal y un no metal, hay una transferencia de densidad electrónica del metal al no metal, y se forma el enlace iónico. Esto se puede visualizar con estructuras de Lewis, que muestran a los electrones de capas de valencia:

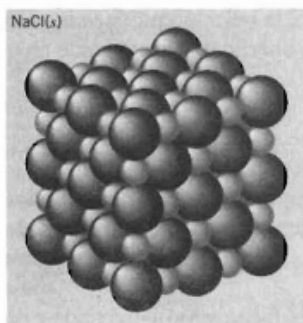


Hay una diferencia fundamental entre los compuestos covalentes que describimos en el capítulo anterior, y los compuestos iónicos de este capítulo. Los covalentes suelen existir en forma de moléculas que contienen una cantidad determinada de átomos. Aun los compuestos tan complejos como la glucosa,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , y la vitamina  $\text{B}_{12}$ ,  $\text{C}_{63}\text{H}_{88}\text{N}_{14}\text{O}_{14}\text{PCo}$ , están formados por moléculas distintas, que contienen una cantidad bien definida de átomos.

No se puede decir lo mismo de los compuestos iónicos. Están en forma de redes tridimensionales gigantescas, de iones de carga opuesta, unidos entre sí por enlaces iónicos, como se ve en la figura. Cada ion  $\text{Na}^+$  de la estructura está rodeado por 6 iones  $\text{Cl}^-$ , y cada ion  $\text{Cl}^-$  está rodeado por 6 iones  $\text{Na}^+$ . La relación de números enteros más simple, de iones sodio a iones cloro es, en consecuencia, 1:1, por lo que la fórmula del compuesto se expresa como  $\text{NaCl}$ .

El enlace iónico se presenta generalmente entre los átomos de los grupos:

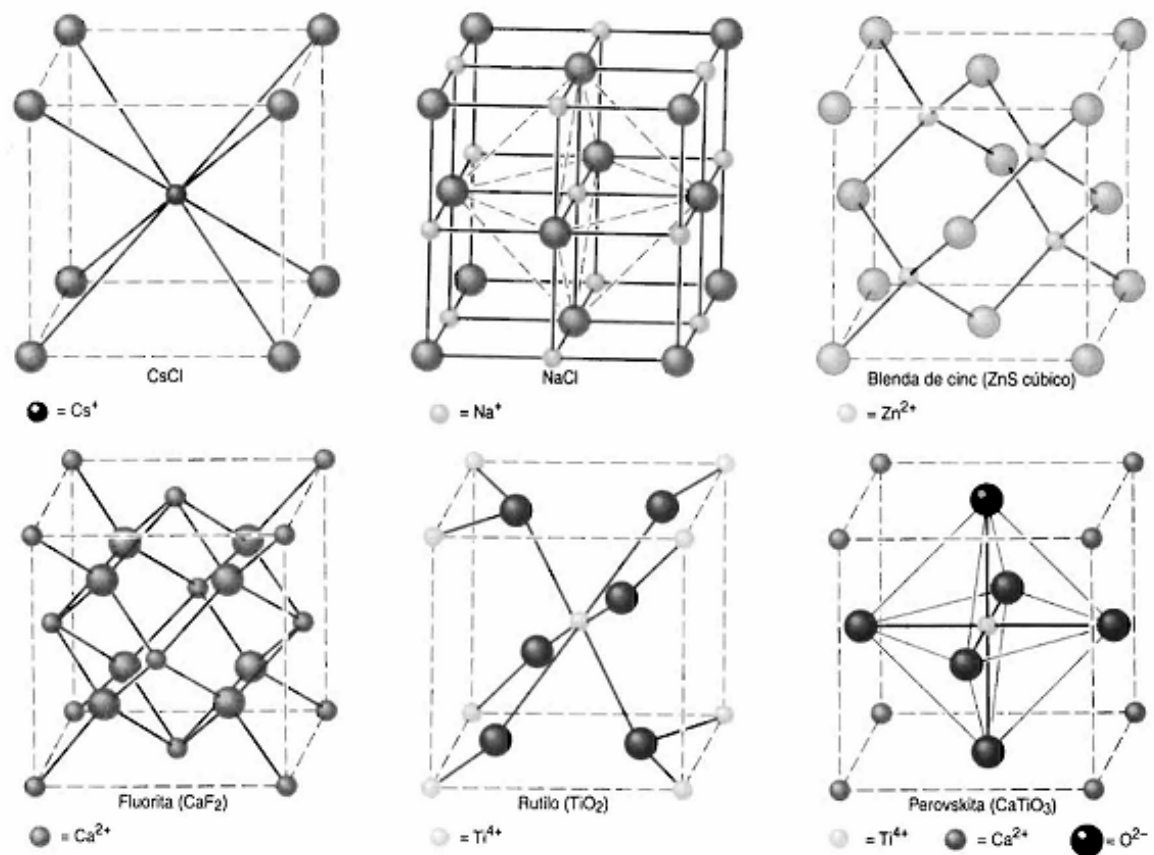
I A - VII A, II A - VI A y III A - V A



**FIGURA** Estructura de red tridimensional para el NaCl. Los iones más pequeños son  $\text{Na}^+$ , y los más grandes son  $\text{Cl}^-$ .

## ESTRUCTURAS DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS

Cuando se trata de describir la estructura de un compuesto covalente, se traza un esquema de sus moléculas. Cuando se quiere visualizar la estructura de un compuesto iónico, se traza un esquema de la unidad repetitiva más simple, o celda unitaria, de la red tridimensional de sus iones. Al describir el tamaño, la forma y el contenido de la celda unitaria, así como la forma en la que se apilan las unidades repetitivas para formar un cuerpo tridimensional, se puede describir de forma inequívoca la estructura del compuesto. La figura muestra las celdas unitarias de varios compuestos iónicos comunes. Como una celda unitaria es parte de una estructura tridimensional más grande, los iones en los vértices, las aristas y las caras son compartidas por las celdas unitarias vecinas. Sólo cuando se toma en cuenta lo anterior, la fórmula iónica coincide con la relación de iones en la celda unitaria.



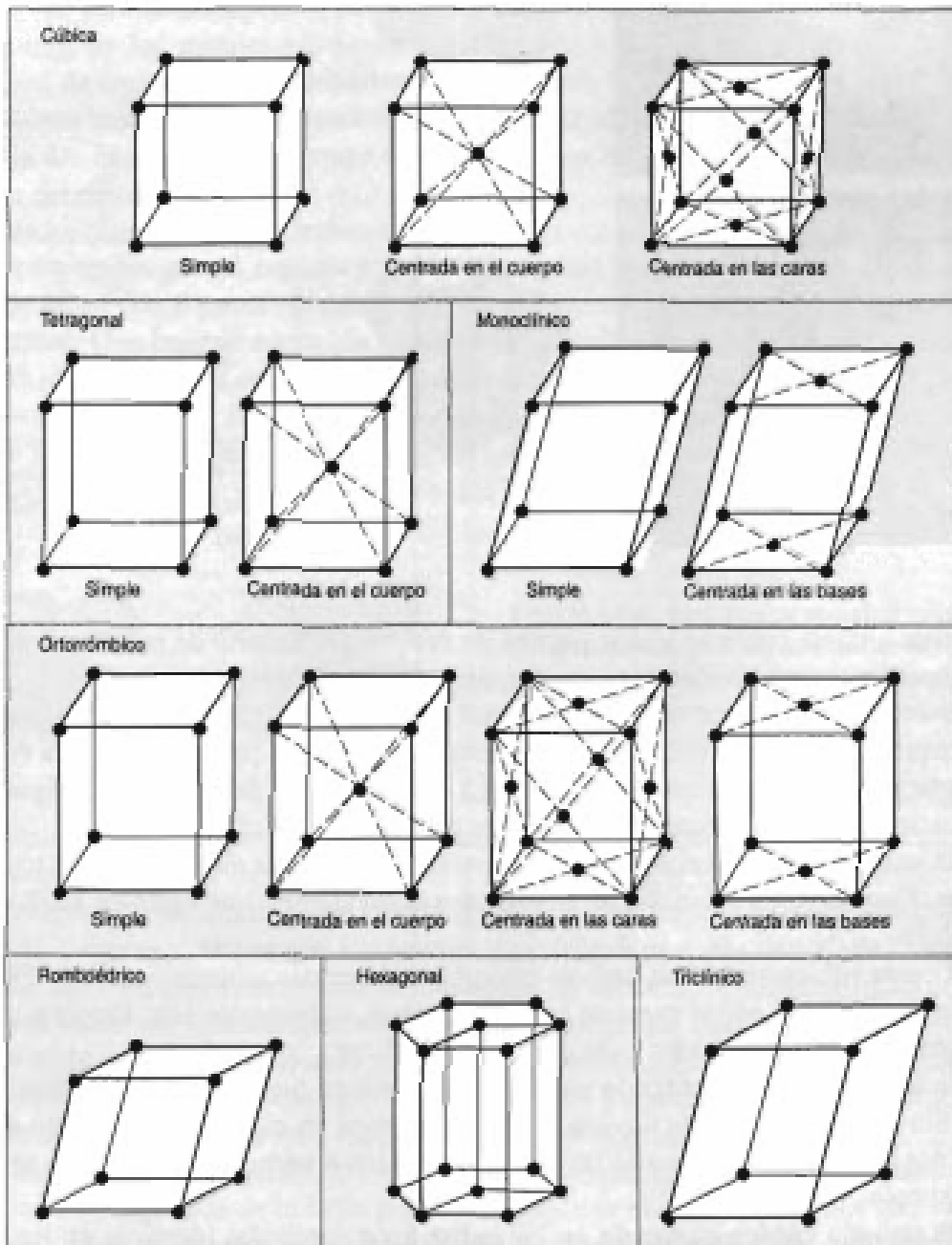
Auguste Bravais demostró, en 1850, que todo cristal, sin importar la

**FIGURA** Celdas unitarias del CsCl, NaCl (sal de mesa), ZnS (blenda de cinc), CaF<sub>2</sub> (fluorita), TiO<sub>2</sub> (rutilo) y CaTiO<sub>3</sub> (perovskita).

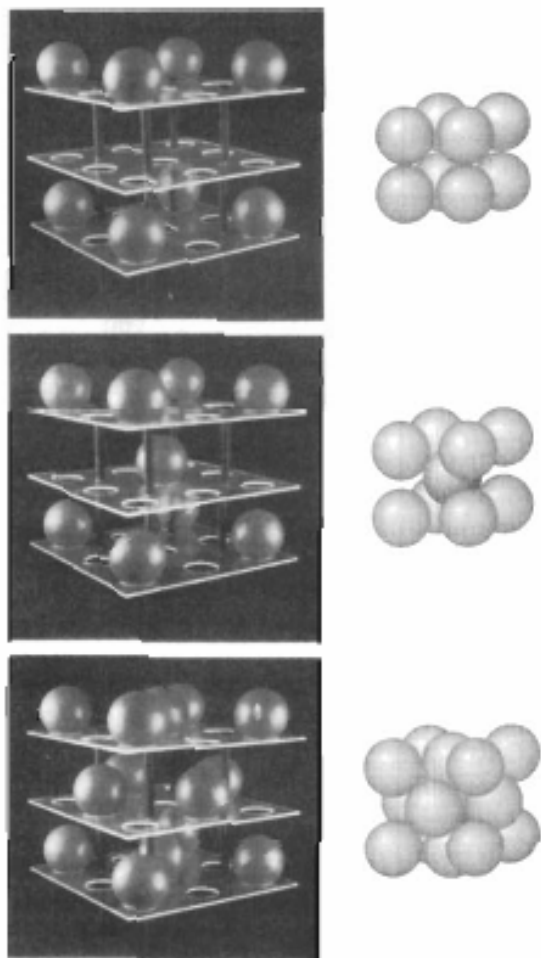
complejidad de su estructura, se puede clasificar en una de las 14 celdas unitarias de la figura que cumplen con los siguientes criterios:

- La celda unitaria es la unidad repetitiva más simple del cristal.
- Las caras opuestas de una celda unitaria son paralelas.
- La arista de la celda unitaria une a puntos equivalentes.

Sólo nos concentraremos en una de las clasificaciones: en la celda unitaria cúbica. Hay tres tipos de celdas unitarias cúbicas: la cúbica simple, la cúbica centrada en el cuerpo y la cúbica centrada en las caras, que se ven en la parte superior de la figura 1 y en la figura 2. Las celdas unitarias cúbicas son importantes por dos razones. La primera es que varios metales, sólidos iónicos y compuestos intermetálicos cristalizan en celdas unitarias cúbicas. En segundo lugar, esas celdas unitarias se visualizan con bastante facilidad, porque para determinada sustancia, las longitudes de las aristas de celda son todas iguales, y los ángulos de las celdas son todos de 90°.



**FIGURA 1** Los 14 celdas unitarias de Bravais.



**FIGURA 2** Modelos de celdas unitarias cúbica simple (arriba), cúbica centrada en el cuerpo (centro) y cúbica centrada en las caras (abajo).

Cada celda unitaria contiene varios puntos de red. En cada punto de red de un cristal se encuentra una partícula, que puede ser un átomo, un ion o una molécula.

Por convención, se definen las celdas unitarias de tal manera que sus aristas contengan siempre puntos equivalentes. Por consiguiente, se debe encontrar una partícula idéntica en cada uno de los 8 vértices de una celda unitaria cúbica. La celda unitaria del NaCl de la figura 5.3, por ejemplo, contiene un ion Cl equivalente en cada uno de sus 8 vértices.

La celda unitaria cúbica simple, como su nombre indica, es la más sencilla de todas las celdas unitarias. Consiste en un mínimo de 8 partículas equivalentes, que están en los 8 vértices de un cubo.

De esta celda cúbica simple se derivan otros tipos de celdas unitarias cúbicas. Puede haber partículas en las aristas o en las caras de la celda unitaria, o dentro de ella. Pero esa celda debe contener partículas equivalentes en cada uno de sus vértices.

La celda unitaria cúbica centrada en el cuerpo también tiene 8 partículas idénticas en sus 8 vértices. Sin embargo, hay una novena partícula idéntica en el centro del cuerpo de la celda unitaria. Si esa partícula es distinta de las que definen a los 8 vértices, se considera al cristal como cúbico simple.

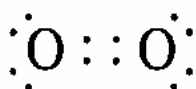
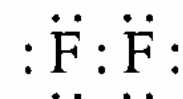
La celda unitaria cúbica centrada en las caras tiene partículas idénticas en los 8 vértices del cubo. Pero su estructura también contiene las mismas partículas en los centros de las 6 caras de la celda unitaria, haciendo un total de 14 puntos de red idénticos.



## ENLACE COVALENTE

Ya para 1916, Lewis se había dado cuenta de que además de perder electrones, hay otra forma en la que los átomos se pueden combinar para lograr un octeto de electrones de valencia: pueden compartir electrones, hasta que sus capas de valencia contengan 8 electrones. Por ejemplo, dos átomos de flúor pueden formar una molécula estable de  $F_2$ , en la que cada átomo está rodeado por 8 electrones de valencia, si comparten un par de electrones. Un par de átomos de oxígeno pueden formar una molécula,  $O_2$ , en la que cada átomo tiene un total de ocho electrones de valencia, si comparten dos pares de electrones.

Siempre que aplicaba este modelo, Lewis observó que parece que los átomos comparten pares de electrones. También notó que la mayor parte de las moléculas contienen una cantidad par de electrones, lo que sugiere que los electrones existen en pares. En consecuencia, introdujo un sistema de notación, llamado estructuras de Lewis, en el que cada átomo está rodeado hasta por 4 pares de puntos que corresponden a los 8 electrones de valencia posibles. Así, las estructuras de Lewis del  $F_2$  y del  $O_2$  se escriben como se ve en la figura. Este simbolismo todavía se usa. El único cambio de importancia es que se usan rayas, o líneas, para indicar enlaces entre átomos, formados al compartir un par de electrones.



**FIGURA** Estructuras de Lewis del  $F_2$  y del  $O_2$ .

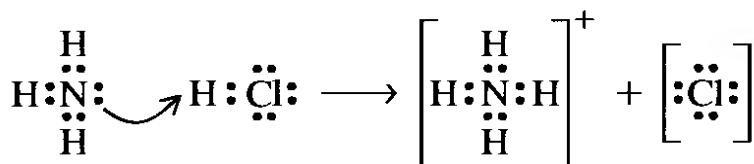
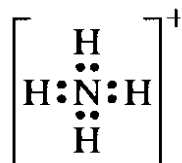
Se usa el prefijo co- para indicar cuando hay cosas unidas, o que son iguales (por ejemplo, coexistir, cooperar y coordinada). Por lo anterior, es adecuado el término enlace covalente para describir los enlaces moleculares debidos a compartir uno o más pares de electrones. Como cabría esperar, las moléculas unidas por enlaces covalentes se llaman moléculas covalentes.

## ENLACES COVALENTES COORDINADOS

La teoría de enlace de Lewis describe el enlace covalente como una compartición de un par de electrones, pero esto no significa que cada uno de los átomos contribuya con un electrón al enlace. Un enlace covalente en el que uno de los átomos contribuye con ambos electrones del par compartido se llama un enlace covalente coordinado.

Al intentar unir un cuarto átomo de H a la estructura de Lewis del  $NH_3$  del Ejemplo 2 se plantea un problema. El electrón aportado por el cuarto átomo de H elevaría a nueve el número de electrones de valencia alrededor del N y ya no tendríamos un octeto. Como se muestra en la Figura 1, no se forma la molécula de  $NH_4$ , sino que se forma el ion amonio  $NH_4^+$ . Es decir, el par de electrones solitario de una molécula arranca un átomo H de una molécula de  $HCl$  y los electrones del enlace  $H-Cl$  se quedan sobre el átomo de  $Cl$ . El resultado es que se une un ion  $H^+$  a la molécula de  $NH_3$  formándose el ion

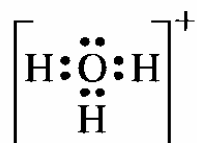
$\text{NH}_4^+$ , y el par de electrones que quedan sobre el átomo de Cl lo convierten en un ion  $\text{Cl}^-$ .



▲ **FIGURA** Formación del ion amonio,  $\text{NH}_4^+$

El átomo de H del HCl deja su electrón unido al átomo de Cl y se une en forma de  $\text{H}^+$  a una molécula de  $\text{NH}_3$  a través del par de electrones solitario del átomo de N. Se forman los iones  $\text{NH}_4^+$  y  $\text{Cl}^-$ .

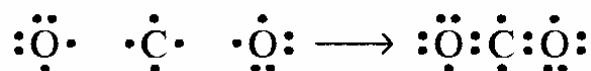
El enlace formado entre el átomo de N de  $\text{NH}_3$  y el ion  $\text{H}^+$  es un enlace covalente coordinado. Sin embargo, es importante observar que una vez formado el enlace no se puede establecer cuál de los cuatro enlaces N—H es el enlace covalente coordinado. Por tanto, no se puede distinguir entre un enlace covalente coordinado y un enlace covalente normal. Otro ejemplo de enlace covalente coordinado en otro ion muy frecuente es el ion hidronio.



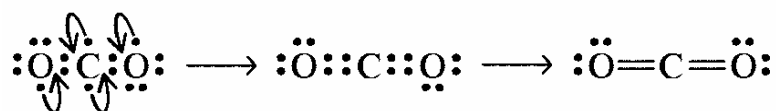
## ENLACES COVALENTES MÚLTIPLES

En la descripción que se acaba de hacer del modelo de Lewis para el enlace químico covalente se ha utilizado un solo par de electrones para cada dos átomos que corresponde a un enlace covalente simple. Sin embargo, frecuentemente hace falta compartir más de un par de electrones para alcanzar el octeto (configuración electrónica de gas noble). Dos ejemplos donde se presenta esta situación son las moléculas de la atmósfera  $\text{CO}_2$  y  $\text{N}_2$ .

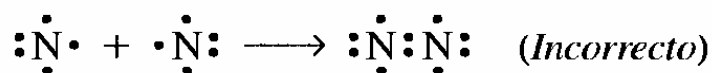
Aplicamos en primer lugar al  $\text{CO}_2$  los conceptos de las estructuras de Lewis. Escribiendo los símbolos de Lewis se ve que un átomo de C puede compartir un electrón de valencia con un átomo de O, formándose dos enlaces simples carbono-oxígeno.



Esto no hace que se complete un octeto ni en átomo de C ni en los dos de O. El problema se resuelve desplazando los electrones desapareados hacia la región del enlace, como muestran las flechas pequeñas.



En la estructura de Lewis, los átomos enlazados comparten entre sí dos pares de electrones (en total cuatro electrones) constituyendo un enlace covalente doble (=). Intentemos ahora escribir una estructura de Lewis para la molécula de N<sub>2</sub>. El primer intento puede de nuevo conducir a un enlace covalente simple correspondiente a la estructura errónea que se muestra a continuación.



Cada átomo de N parece tener solamente seis electrones en la capa externa, en vez de los ocho que esperábamos. Se puede solucionar el problema trayendo cuatro electrones desapareados a la región intermedia entre los átomos de N y utilizándolos como pares enlazantes adicionales. En total ahora aparecen tres pares de electrones compartidos entre los átomos de N. El enlace entre los átomos de N en el N<sub>2</sub> es un enlace covalente triple (=). Los enlaces covalentes dobles y triples se denominan enlaces covalentes múltiples.



El enlace covalente triple del N<sub>2</sub> es un enlace muy fuerte, difícil de romper en una reacción química. La excepcional fuerza de este enlace hace que el N<sub>2(g)</sub> sea bastante inerte. Debido a ello, el N<sub>2(g)</sub> coexiste con el O<sub>2(g)</sub> en la atmósfera y solamente se forman óxidos de nitrógeno en cantidades de trazas a altas temperaturas. La falta de reactividad del N<sub>2</sub> hacia el O<sub>2</sub> es una condición esencial para la vida en la Tierra. La inercia del N<sub>2(g)</sub> hace también difícil sintetizar artificialmente compuestos de nitrógeno.

Otra molécula cuya estructura de Lewis tiene un enlace múltiple es el O<sub>2</sub>. En este caso se puede escribir una estructura de Lewis con un enlace doble.



El símbolo de interrogación azul en la estructura indica que existen dudas sobre la validez de esta estructura, el origen de estas dudas se ilustra en la Figura. La estructura no da cuenta del paramagnetismo del oxígeno, la molécula de O<sub>2</sub> debe tener electrones desapareados. Desafortunadamente no hay ninguna estructura de Lewis que sea del todo satisfactoria para el O<sub>2</sub>. Sin embargo, se verá una descripción del enlace en la molécula de O<sub>2</sub> que explica simultáneamente el doble enlace y el paramagnetismo.

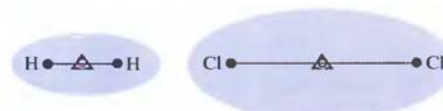
Continuaremos aplicando los conceptos introducidos en esta sección, pero hay un par de conceptos nuevos introducidos en la siguiente sección que serán de gran ayuda para escribir estructuras de Lewis aceptables.



**Paramagnetismo del oxígeno**  
El oxígeno líquido es atraído por el campo magnético de un imán.

## ENLACES COVALENTES POLARES

Los enlaces químicos se han introducido como pertenecientes a dos categorías claramente distinguibles: enlaces iónicos con electrones transferidos por completo y enlaces covalentes con pares de electrones compartidos por igual. Sin embargo, esto no es lo que sucede y muchos enlaces químicos tienen características de ambas categorías. Un enlace covalente en el que dos átomos no comparten por igual los electrones se llama enlace covalente polar. En estos enlaces los electrones se desplazan hacia el elemento con mayor carácter no metálico. Observe en la Figura “a” la distribución por igual de la densidad de carga electrónica entre los dos átomos de H en el H<sub>2</sub> y entre los dos átomos de Cl en el Cl<sub>2</sub>. En ambas moléculas, los dos átomos tienen la misma afinidad electrónica y los electrones no se desplazan hacia ninguno de los dos. Los centros de la carga positiva y negativa coinciden; ambos están en un punto equidistante de los dos núcleos atómicos. Los enlaces H—H y Cl—Cl no son polares. En el HCl, por otra parte, el Cl atrae los electrones con más fuerza que el H (Figura b). La densidad de carga electrónica es mayor en las proximidades del átomo de Cl que en las proximidades del átomo de H. El centro de cargas negativas está más cerca del núcleo de Cl que el centro de cargas positivas. Se dice que hay una separación de carga en el enlace H—Cl y que el enlace es polar. El enlace polar de HCl se puede representar mediante una estructura de Lewis en la que el par de electrones enlazante esté más próximo al Cl que al H.



(a) Enlaces covalentes no polares



(b) Enlace covalente polar

- = Núcleo atómico
- △ = Centro de carga positiva
- = Centro de carga negativa

### Enlaces covalentes polares y no polares

(a) En las moléculas diatómicas *no polares* de H<sub>2</sub> y Cl<sub>2</sub>, el centro de la carga positiva está en la línea que une los núcleos de los átomos y equidista de ambos. El centro de la carga negativa está en el mismo punto. No hay separación de cargas. (b) En el enlace H—Cl el centro de la carga positiva está mucho más próximo al núcleo de Cl que al núcleo de H, pero esto es porque el núcleo de Cl tiene 17 unidades positivas de carga frente a solamente una unidad para el H. El centro de la carga negativa está todavía más próximo al núcleo de Cl. Esto es debido a que el Cl atrae más fuertemente que el H el par de electrones del enlace H—Cl. En un enlace *covalente polar* los centros de la carga positiva y negativa están separados.

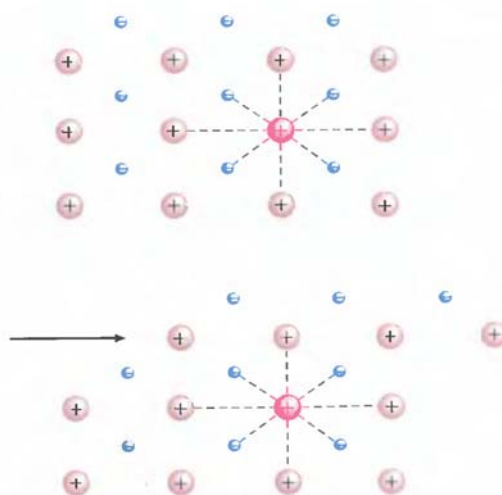
## ENLACE METÁLICO

En los átomos de los no metales las capas de valencia generalmente contienen más electrones que orbitales. Como ejemplo, un átomo de F tiene cuatro orbitales en su capa de valencia ( $2s$ ,  $2p_x$ ,  $2p_y$ ,  $2p_z$ ) y siete electrones de valencia. Tanto si el flúor se encuentra como sólido, líquido o gas, los átomos de F se unen en parejas para formar moléculas  $F_2$ . En el enlace  $F-F$  se comparte un par de electrones y los otros pares son pares solitarios, como se ve en la estructura de Lewis:  $:\ddot{F}-\ddot{F}:$ . Por el contrario, el átomo metálico de Li tiene, como el F, los mismos cuatro orbitales de la capa de valencia pero sólo un electrón de valencia ( $2s$ ). Esto puede explicar la formación de la molécula gaseosa  $Li:Li$ , pero en el metal sólido cada átomo de Li está enlazado de alguna manera a ocho vecinos. El objetivo de una teoría de enlace para los metales es explicar cómo puede formarse un enlace tan fuerte con tan pocos electrones. Además, la teoría debe explicar algunas propiedades que los metales muestran en mucha mayor extensión que los no metales, como la apariencia lustrosa, la capacidad para conducir la electricidad y la facilidad de deformación (los metales se aplastan en láminas y se estiran en hilos con facilidad).

### EL MODELO DEL MAR DE ELECTRONES

Una teoría muy simplificada que puede explicar algunas de las propiedades ya citadas de los metales describe un metal sólido como una red de iones positivos inmersa en un "mar de electrones". Por ejemplo, en el litio, los iones son  $Li^+$  y hay un electrón por átomo que contribuye al mar de electrones. En este mar, los electrones están libres, no están unidos a ningún ion particular, y son móviles. Así, si llegan electrones de una fuente externa al extremo de un alambre metálico, los electrones libres pasan a través del alambre y abandonan el otro extremo con la misma velocidad. Así se explica la conductividad eléctrica.

Los electrones libres del mar de electrones no están limitados en su capacidad de absorber fotones de luz visible, como lo están los electrones enlazados en un átomo. Por tanto, los metales absorben luz visible; son opacos. Los electrones en la superficie de un metal son capaces de reirradiar luz a la misma frecuencia que la luz que incide sobre la superficie, lo que explica el aspecto lustroso de los metales. La facilidad de deformación de los metales puede explicarse de esta forma: si una capa de iones metálicos es forzada a atravesar otra capa por un golpe de martillo, por ejemplo, los enlaces no se rompen, la estructura interna del metal permanece prácticamente inalterada, y el mar de electrones se ajusta rápidamente a la nueva situación (véase la Figura)



## CONDUCTIVIDAD ELECTRICA

La conductividad eléctrica es la capacidad de un cuerpo de permitir el paso de la corriente eléctrica a través de sí. También es definida como la propiedad natural característica de cada cuerpo que representa la facilidad con la que los electrones (y huecos en el caso de los semiconductores) pueden pasar por él. Varía con la temperatura. Es una de las características más importantes de los materiales.

## SOLUBILIDAD

La solubilidad es una medida de la capacidad de una determinada sustancia para disolverse en otra. Puede expresarse en moles por litro, en gramos por litro, o en porcentaje de soluto; en algunas condiciones se puede sobrepasarla, denominándose a estas soluciones sobresaturadas. El método preferido para hacer que el soluto se disuelva en esta clase de soluciones es calentar la muestra. La sustancia que se disuelve se denomina soluto y la sustancia donde se disuelve el soluto se llama disolvente. No todas las sustancias se disuelven en un mismo solvente, por ejemplo en el agua, se disuelve el alcohol y la sal. El aceite y la gasolina no se disuelven. En la solubilidad, el carácter polar o apolar de la sustancia influye mucho, ya que, debido a estos la sustancia será más o menos soluble; por ejemplo, los compuestos con más de un grupo funcional presentan gran polaridad por lo que no son solubles en éter etílico.

Entonces para que sea soluble en éter etílico ha de tener escasa polaridad, es decir no ha de tener más de un grupo polar el compuesto. Los compuestos con menor solubilidad son los que presentan menor reactividad como son: las parafinas, compuestos aromáticos y los derivados halogenados.

El término solubilidad se utiliza tanto para designar al fenómeno cualitativo del proceso de disolución como para expresar cuantitativamente la concentración de las soluciones. La solubilidad de una sustancia depende de la naturaleza del disolvente y del soluto, así como de la temperatura y la presión del sistema, es decir, de la tendencia del sistema a alcanzar el valor máximo de entropía. Al proceso de interacción entre las moléculas del disolvente y las partículas del soluto para formar agregados se le llama solvatación y si el solvente es agua, hidratación.

## DETALLES EXPERIMENTALES

### Materiales:

- 1 vaso de precipitado de 100 mL
- Equipo de conductividad eléctrica
- 1 pinza aislante
- 1 foco de 100W

### Reactivos:

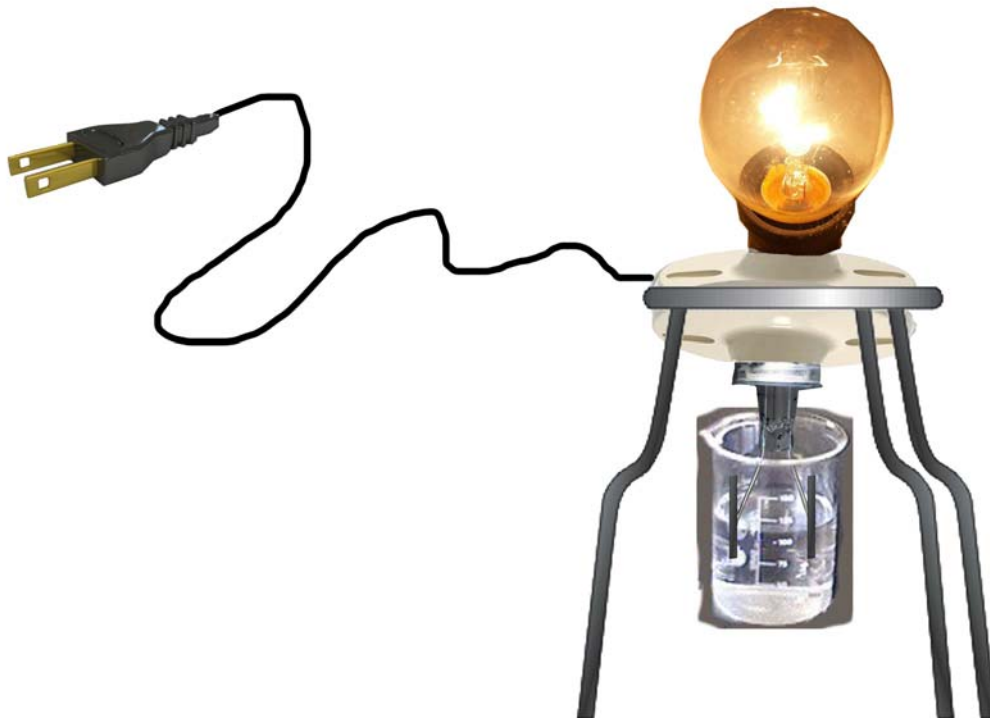
- $\text{NaCl}_{(s)}$  y solución 0.1M
- Ácido Benzoico<sub>(s)</sub>
- Sacarosa<sub>(s)</sub>
- $\text{CuSO}_{4(s)}$  y solución 0.1M
- Aceite
- $\text{H}_2\text{SO}_{4(ac)}$  0.1M
- Ácido Acético<sub>(ac)</sub> 0.1M
- $\text{NaOH}_{(ac)}$  0.1M
- $\text{NH}_4\text{Cl}_{(ac)}$  0.1M
- $\text{NH}_3$  solución 0.1M
- Bencina
- Agua potable
- Agua destilada
- Carbón (grafito)
- Lámina de cobre
- Muestra 1 →  $\text{KI}_{(ac)}$
- Muestra 2 → Solución de Etanol y Agua

## PROCEDIMIENTO

1. Se llena con agua potable hasta la mitad del volumen del vaso de precipitado de 100 mL.



2. Luego se introduce los electrodos del equipo hasta la mitad del líquido y se ensaya la conductividad.
3. Notamos que el agua potable si conduce la corriente eléctrica.





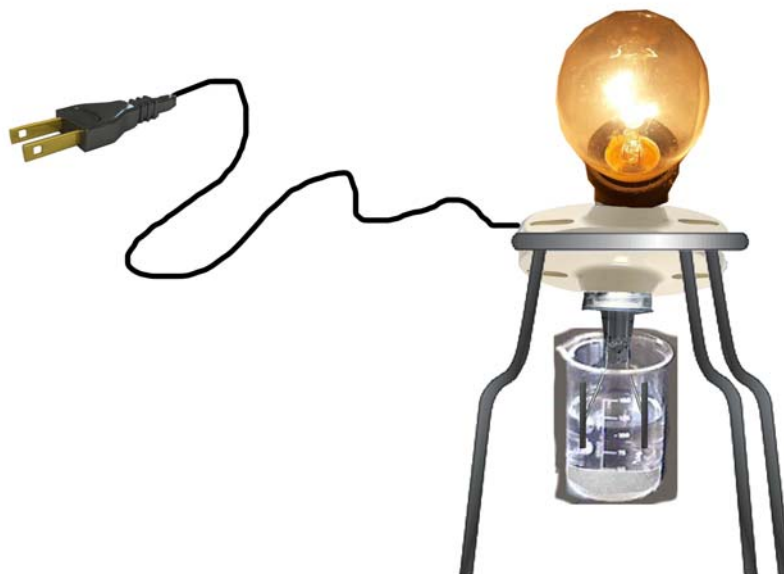
- Ahora probamos con agua destilada.
- Vemos que esta vez no conduce la corriente eléctrica.



- Ahora agregamos al vaso que contiene agua destilada, más o menos 10g de NaCl y se introduce lentamente los electrodos desde la superficie exterior hacia la parte media de la solución (sin tocar el fondo del recipiente).
- Se nota que en NaCl en estado sólido no conduce la corriente eléctrica.



8. Se retira el equipo de conductividad y se agita la solución con una bagueta a fin de que todo el  $\text{NaCl}$  se disuelva. Ahora todos los iones se han distribuido por toda la solución.
9. Se observa que el  $\text{NaCl}$  disuelto en agua destilada conduce la corriente eléctrica.



10. Luego se desconecta el equipo de conductividad eléctrica y lavamos los electrodos con agua destilada. Esto tenemos que hacer cada vez que queramos estudiar la conductividad eléctrica de cualquier sustancia



11. Ahora probamos con bencina y resulta que no se disuelve, entonces no conduce la corriente eléctrica



12. Probamos con Ácido Benzoico y no se disuelve, no conduce la corriente eléctrica



13. Ahora con sacarosa, esta si llega a disolverse, pero no conduce la corriente eléctrica



14. Con Sulfato cúprico disuelto en agua conduce la corriente eléctrica



15. El aceite no se disuelve en agua y no conduce la corriente eléctrica



16. El Ácido Sulfúrico diluido si conduce la corriente eléctrica



17. El Ácido acético diluido si conduce la corriente eléctrica, mientras que el glacial (concentrado) no conduce la corriente eléctrica.



18. La solución de Hidróxido de sodio si conduce la corriente eléctrica



19. La solución de Hidróxido de amonio si conduce la corriente eléctrica.



20. La solución de Cloruro de amonio si conduce la corriente eléctrica



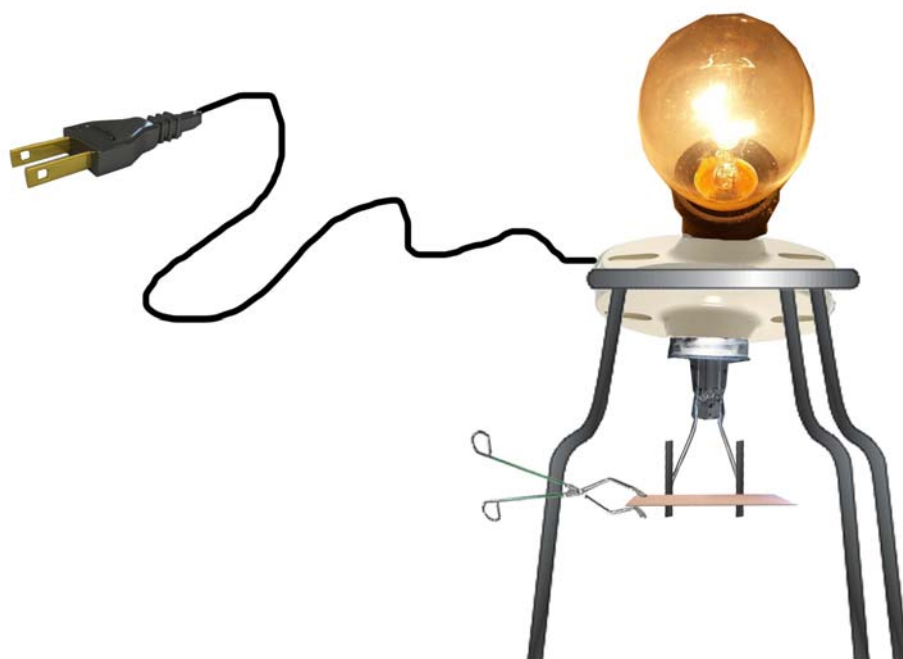
21. La muestra 1 (Ioduro de potasio) si conduce la corriente eléctrica



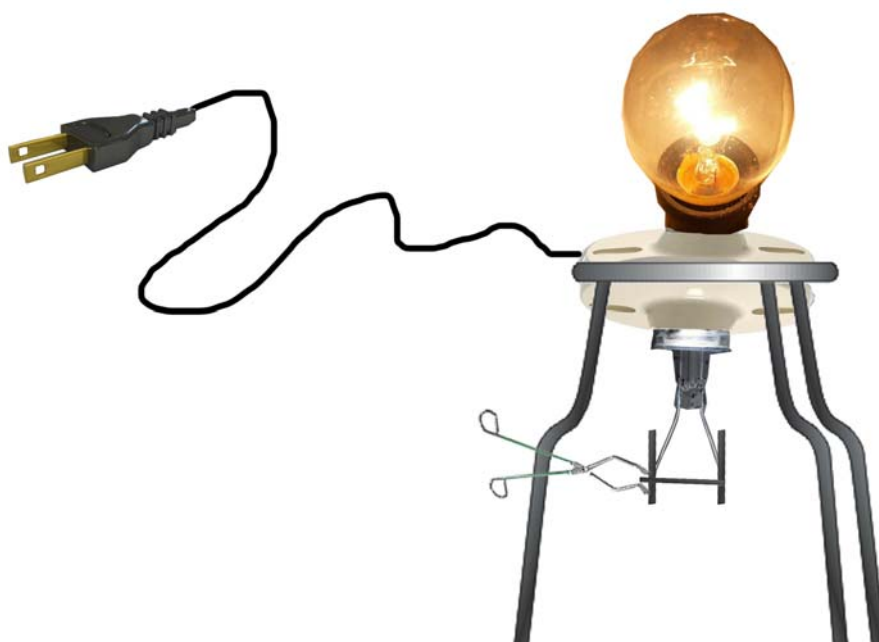
22. La muestra 2 (Solución de Etanol) no conduce la corriente eléctrica



23. El cobre metálico si conduce la corriente eléctrica



24. El carbono sólido conduce la corriente eléctrica



**RESULTADOS**

MUESTRAS	SOLVENTE	SOLUBILIDAD	CONDUCTIVIDAD	TIPO DE ENLACE
H <sub>2</sub> O potable	-	-	SI	Covalente
H <sub>2</sub> O destilada	-	-	NO	Covalente
Bencina	-	-	NO	Covalente
NaCl	H <sub>2</sub> O	SI	SI	Iónico
Ac. Benzoico	-	-	NO	Covalente
Sacarosa	H <sub>2</sub> O	SI	NO	Covalente
CuSO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> O	SI	SI	Iónico
Aceite	-	-	NO	Covalente
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> diluido	H <sub>2</sub> O	SI	SI	Covalente
Ac. Acet. Dil.	H <sub>2</sub> O	SI	SI	Covalente
Ac. Acet. Glacial	-	-	NO	Covalente
NaOH (sol)	H <sub>2</sub> O	SI	SI	Iónico
NH <sub>4</sub> OH (sol)	H <sub>2</sub> O	SI	SI	Iónico
NH <sub>4</sub> Cl (sol)	H <sub>2</sub> O	SI	SI	Iónico
Muestra 1	H <sub>2</sub> O	SI	SI	Iónico
Muestra 2	-	-	NO	Covalente
Cu <sub>(s)</sub>	-	-	SI	Metalico
C <sub>(s)</sub>	-	-	SI	Covalente



## CONCLUSIONES

- Mediante estos experimentos se demuestra que los sólidos iónicos no conducen la electricidad en estado sólido, pero en solución acuosa si lo hacen ya que son los iones los que conducen la electricidad.
- Se aprecia una diferencia del agua potable con el agua destilada en la conductividad, si bien es cierto el agua potable si conduce la electricidad, esto se debe a la presencia de sales en ella, mientras que en el agua destilada no se encuentra ninguna otra sustancia.
- No siempre se cumple que los compuestos covalentes sean insolubles en agua o que no conduzcan la electricidad, tal es el caso del Ácido Sulfúrico y el Ácido Acético ya que al poder disolverse en agua, se disocian liberando iones  $H^+$  junto con Sulfato y Acetato respectivamente. Lo cual favorece la conductividad eléctrica, quedando así demostrado que es incorrecto afirmar al 100% que los compuestos covalentes son insolubles y no conducen la electricidad.

## *BIBLIOGRAFÍA*

- ✓ Química General – Curso. Rafael Moreno Esparza UNAM – México
- ✓ Química General – Silberberg
- ✓ Química General – Petrucci 8th Edición
- ✓ Química General – Raymond Chang 7th Edición Mc Graw Hill Interamericana

## *APENDICE*

**1. ¿Cómo puede determinar experimentalmente si una sustancia forma o no una solución electrolítica?**

La sustancia se deposita en un vaso de precipitado llenado hasta la mitad, luego en el se introducen los electrodos del equipo de conductividad eléctrica e inmediatamente se conecta a la toma de corriente y si el foco prende, quiere decir que la sustancia forma una solución electrolítica, es decir, que conduce la electricidad.

**2. ¿Cuáles de las sustancias con las que ha trabajado en esta práctica, son sólidos iónicos?**

Cloruro de Sodio ( $\text{NaCl}$ ) y Sulfato Cúprico ( $\text{CuSO}_4$ )

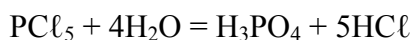
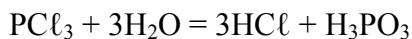
**3. Distinga entre electrolitos y no electrolitos**

Electrolitos son aquellas sustancias que conducen la electricidad y los no electrolitos son las que no conducen la electricidad

**4. ¿Cuáles de las sustancias usadas en la experiencia de enlace químico son electrolitos y cuales son no electrolitos?**

MUESTRAS	ELECTRÓLITO
$\text{H}_2\text{O}$ potable	SI
$\text{H}_2\text{O}$ destilada	NO
Bencina	NO
$\text{NaCl}$	SI
Ac. Benzoico	NO
Sacarosa	NO
$\text{CuSO}_4$	SI
Aceite	NO
$\text{H}_2\text{SO}_4$ diluido	SI
Ac. Acet. Diluido	SI
Ac. Acet Glacial	NO
$\text{NaOH}$ (sol)	SI
$\text{NH}_4\text{OH}$ (sol)	SI
$\text{NH}_4\text{Cl}$ (sol)	SI
Muestra 1	SI
Muestra 2	NO
$\text{Cu}_{(s)}$	SI
$\text{C}_{(s)}$	SI

5. Cuando se agregan al agua  $\text{PCl}_3$ , que es un líquido, o  $\text{PCl}_5$ , un sólido, se producen reacciones violentas, se forman ácido clorhídrico y solución de ácido fosforoso,  $\text{H}_3\text{PO}_3$  (a partir de  $\text{PCl}_3$ ) o de ácido fosfórico,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  (a partir de  $\text{PCl}_5$ ). Escriba las ecuaciones molecular e iónica para las dos reacciones.



6. a) Indique la dirección esperada de la polarización en cada enlace, usando cargas parciales o una flecha:



- b) Considere la parte (a) del ejercicio para mostrar cuáles miembros de cada pares enlazados son más polares.

De menor a mayor polaridad:

