

IV. ENLACES QUÍMICOS

OBJETIVO.- Identificar los tipos de enlace en la formación de moléculas relacionándolos con sus propiedades y las fuerzas que las unen.

1. CONCEPTO DE ENLACE QUÍMICO

Los enlaces químicos, son las fuerzas que mantienen unidos a los átomos.

Cuando los átomos se enlazan entre sí, **ceden, aceptan o comparten electrones. Son los electrones de valencia** quienes determinan de que forma se unirá un átomo con otro y las características del enlace.

1.1. Regla del octeto.

El último grupo de la tabla periódica VIII A (18), que forma la familia de los gases nobles, son los elementos más estables de la tabla periódica. Esto se debe a que tienen 8 electrones en su capa más externa, excepto el Helio que tiene sólo 2 electrones, que también es una configuración estable.

Los elementos al combinarse unos con otros, aceptan, ceden o comparten electrones con la finalidad de tener 8 electrones en su nivel más externo (excepto los cuatro primeros elementos), esto es lo que se conoce como la regla del octeto.

1.2 Energía de ionización

La **energía de ionización** es la cantidad de energía que se requiere para retirar el electrón más débilmente ligado al átomo. La energía de

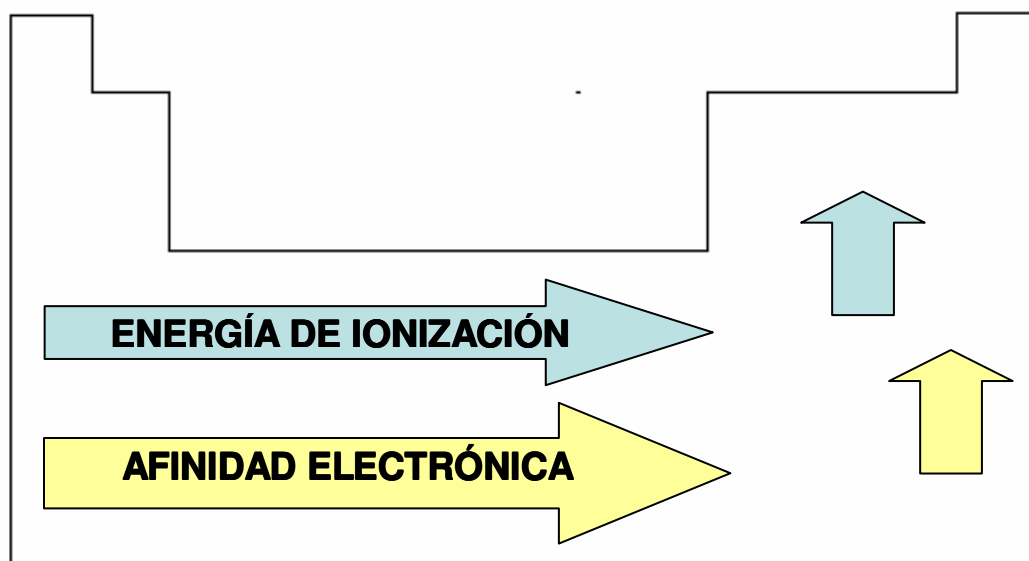
ionización en los periodos aumenta de izquierda a derecha y en los grupos, aumenta de abajo hacia arriba.

Los metales tienen bajas energía de ionización y fácilmente ceden sus electrones. En cambio, **los no metales tienen alta energía de ionización** y difícilmente ceden sus electrones.

1.3 Afinidad electrónica

AFINIDAD ELECTRÓNICA.- Cantidad de energía desprendida o absorbida cuando un átomo gana un electrón adicional. Es la tendencia de los átomos a ganar electrones. La afinidad electrónica aumenta en los periodos de izquierda a derecha, y en los grupos de abajo hacia arriba.

En la siguiente tabla se muestran las variaciones de esas dos propiedades



2. ENLACE IÓNICO

2.1 Características:

- ✓ Está formado por **metal y no metal**

- ✓ No forma moléculas verdaderas, existe como un agregado de **aniones** (iones negativos) y **cationes** (iones positivos).
- ✓ Los **metales ceden electrones** formando **cationes**, los **no metales aceptan electrones** formando **aniones**.

2.2 Formación de enlaces iónicos

Ejm: NaF

Na: **metal** del grupo IA

—————→ **ENLACE IÓNICO**

F: **no metal** del grupo VIIA

Para explicar la formación del enlace escribimos la configuración electrónica de cada átomo:

$_{11}\text{Na}: 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$ Electrones de valencia = 1

$_{9}\text{F}: 1s^2, 2s^2, 2p^5$ Electrones de valencia = 5 + 2 = 7

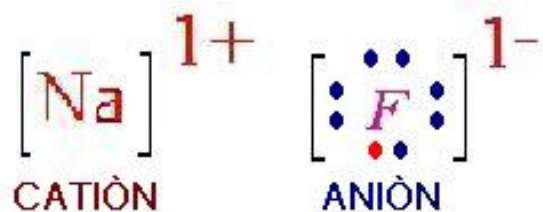


Si el sodio pierde el electrón de valencia, su último nivel sería el 2, y en éste tendría 8 electrones de valencia, formándose un catión (ión positivo) Na^{1+} .

El flúor con 7 electrones de valencia, solo necesita uno para completar su octeto, si acepta el electrón que cede el sodio se forma un anión (ion negativo) F^{1-} .

Esta transferencia de electrones entre el sodio y el flúor, permite que ambos elementos tengan 8 electrones en su nivel más externo.

La estructura de Lewis del compuesto se representa de la siguiente forma:



Como el **cation** es quien **cede** los electrones, éstos **no se indican**. Pero en el **anion** si ya que **está ganando electrones**. Se representa con rojo el electrón que ganó el flúor, completando así su octeto.

Otro ejemplo: MgBr₂

Mg: **metal** del grupo II A

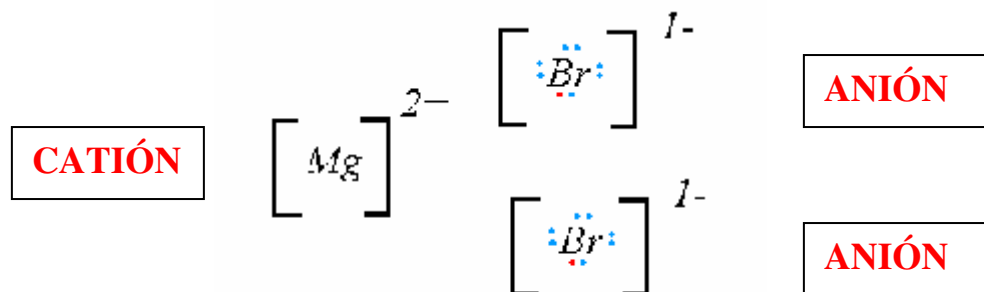
Br: **no metal** del grupo VIIA

METAL + NO METAL → IÓNICO

No es necesario hacer la configuración sino solo la estructura de Lewis de cada elemento. Recuerde, el número de grupo en romano, para los representativos, indica el número de electrones de valencia. Nosotros solo usaremos compuestos formados por elementos representativos.



El átomo de Mg pierde sus 2 e⁻ de valencia, y cada Br acepta uno para completar el octeto.



Los átomos de Br completan su octeto gracias a uno de los dos electrones cedidos por el Mg, el cual también queda con 8 electrones en un nivel más bajo.

EJERCICIO 8

Dibuje la estructura de Lewis para los siguientes compuestos indicando el tipo de enlace. Señale catión y anión.

- K₂S
- Cs₂O
- CaI₂
- Al₂O₃

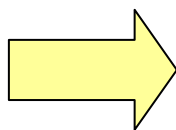
Conociendo los principios del enlace iónico, podemos proponer un tipo de ejercicio diferente. Observe el ejemplo.

✓ Para los elementos K y O,:

- Indique el tipo de enlace.
- Escriba la fórmula del compuesto
- Dibuje la estructura de Lewis del compuesto.

K. Metal del grupo IA

O: No metal del grupo VIA



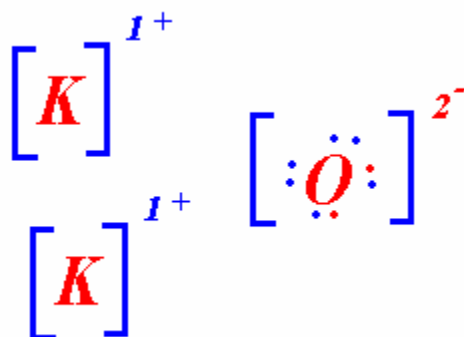
ENLACE IÓNICO



Cuando un metal pierde sus electrones de valencia, pierde un nivel, y su nivel anterior siempre está lleno, por lo que queda con un nivel más bajo pero completo el octeto. Por tanto, si el potasio puede ceder ese electrón, tendrá su octeto completo. El oxígeno en cambio, le faltan dos electrones para completar el octeto, pero el potasio solo puede dar uno ¿cuántos átomos de cada elemento deben combinarse? La respuesta es dos de potasio y uno de oxígeno, de esta manera cada átomo de potasio cederá uno de los electrones que necesita el oxígeno, por tanto la fórmula del compuesto es

b) K_2O (óxido de potasio)

c) Estructura de Lewis



Recuerde que el número de electrones cedidos debe ser igual que número de electrones que se aceptan.

EJERCICIO 9

Para los pares de elementos:

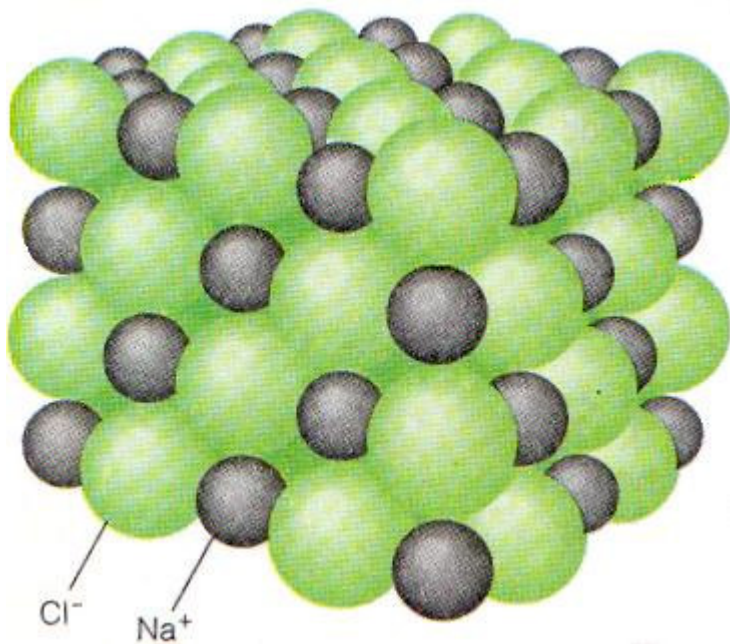
- a) Indique el tipo de enlace.
 - b) Escriba la fórmula del compuesto
 - c) Dibuje la estructura de Lewis del compuesto
- 1) Sr, Cl 2) S y Ga 3) CsI

Recuerde que la fórmula de un compuesto que tiene un metal, se inicia con el símbolo del metal.

2.3 Propiedades de los compuestos iónicos

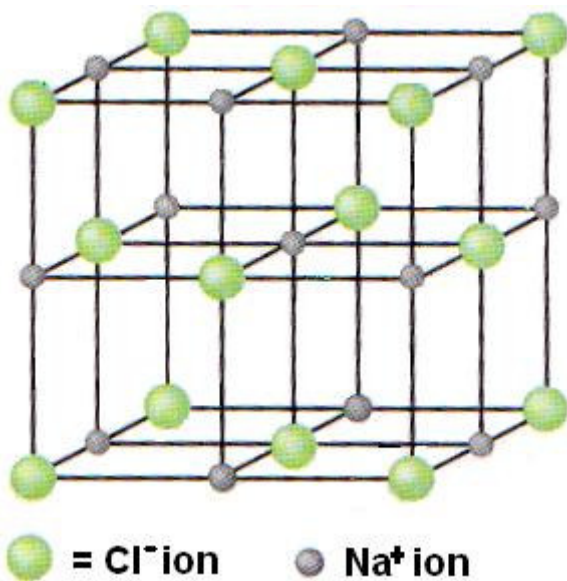
Los compuestos formados por enlaces iónicos tienen las siguientes características:

- Son sólidos a temperatura ambiente, ninguno es un líquido o un gas..
- Tienen altos puntos de fusión y ebullición.
- Son solubles en solventes polares como el agua.
- En disolución acuosa, son buenos conductores de la corriente eléctrica.



Disposición de los iones en un cristal de cloruro de sodio.

Burns, Ralph. Fundamentos de Química. 2ª Edición, México, Prentice Hall, 1996.



Modelo de esferas y varillas de un cristal de cloruro de sodio. El diámetro de un ion cloruro es alrededor del doble del de un ion sodio.

Burns, Ralph. Fundamentos de Química. 2ª Edición, México, Prentice Hall, 1996.

3.1 Características :del enlace covalente.

- ✓ Está basado en la **compartición de electrones**. Los átomos no ganan ni pierden electrones, **COMPARTEN**.
- ✓ Está formado por **elementos no metálicos**. Pueden ser 2 o 3 no metales.
- ✓ Pueden estar unidos por enlaces sencillos, dobles o triples, dependiendo del compuestos que se forma.

3.2 Formación de enlaces covalentes

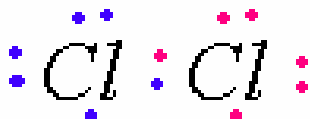
Ejemplificaremos, con elementos que existen como moléculas diatómicas.

Cl_2 , cloro molecular, formado por dos átomos de cloro. Como es un no metal, sus átomos se unen por enlaces covalentes.

El cloro es un elemento del grupo VII A.



El átomo de cloro sólo necesita un electrón para completar su octeto. Al unirse con otro átomo de cloro ambos comparten su electrón desapareado y se forma un enlace covalente sencillo entre ellos.

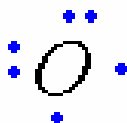


Este enlace se representa mediante una línea entre los dos átomos.



La línea roja representa **un enlace covalente sencillo, formado por dos electrones**. Estos electrones se comparten por igual por ambos átomos.

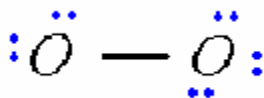
O₂ La molécula de oxígeno también es diatómica. Por ser del grupo VIA la estructura de Lewis del oxígeno es:



Al oxígeno le hacen falta dos electrones para completar su octeto. Cada oxígeno dispone de 6 electrones, con los cuales ambos deben tener al final ocho electrones. Por lo tanto el total de electrones disponibles es:

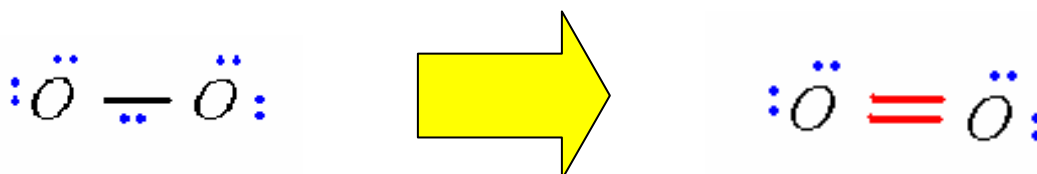
$2 \times 6 e^- = 12 e^-$ menos dos que se ocupan para el enlace inicial restan 10.

Estos 10 e⁻ se colocan por pares al azar entre los dos átomos.



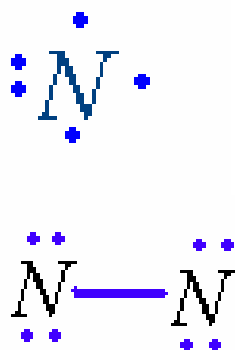
Ahora revisamos cuántos electrones tiene cada átomo alrededor. Observamos que el oxígeno de la derecha está completo, mientras que el de la izquierda tiene solo seis. Recuerde que el enlace indicado con la línea, cuenta como 2 para ambos átomos. Entonces uno de los

pares que rodean al oxígeno de la derecha, se coloca entre los dos átomos formándose un doble enlace, y de esa forma los dos quedan con 8 electrones.



La molécula queda formada por **un enlace covalente doble**, **2 pares de electrones compartidos** y **4 pares de electrones no enlazados**.

N_2 El nitrógeno, otra molécula diatómica, está ubicado en el grupo VA, por lo tanto cada nitrógeno aporta 5 electrones x 2 átomos = 10 electrones, menos los dos del enlace inicial son un total de 8 electrones.



Ambos átomos están rodeados por solo 6 electrones, por lo tanto, **cada uno de ellos compartirá uno de sus pares con el otro átomo formándose un triple enlace**.

La molécula queda formada por **un enlace covalente triple**, **3 pares de electrones enlazados** y **dos pares de electrones no enlazados**.



En los compuestos covalentes formados por 3 elementos o más, siempre debe seleccionarse un átomo como central para hacer el esqueleto básico del compuesto. Para esto se siguen las siguientes reglas:

- ✓ El átomo central es de un elemento unitario (o sea que solo hay un átomo de ese elemento en la molécula).
- ✓ El oxígeno y el hidrógeno no pueden ser átomos centrales.
- ✓ El carbono tiene preferencia como átomo central sobre el resto de los elementos.
- ✓ En compuestos que contengan oxígeno e hidrógeno en la misma molécula, el hidrógeno nunca se enlaza al átomo central, sino que se enlaza al oxígeno, por ser éste el segundo elemento más electronegativo.
- ✓ El hidrógeno no cumple la regla del octeto, sino que es estable al lograr la configuración del gas noble helio con 2 electrones en su último nivel.
- ✓ Los átomos deben acomodarse de tal forma que la molécula resulte lo más simétrica posible.

Ejemplos:

CO₂ (dióxido de carbono)

TRES ÁTOMOS NO METÁLICOS



COVALENTE

Las estructuras de Lewis del carbono y el oxígeno son:

GRUPO IVA



GRUPO VIA



El carbono es un elemento muy especial, y sus características han demostrado que acomoda sus electrones de valencia de la manera indicada.

Total de electrones de valencia:

C 1 x 4 electrones = 4 electrones

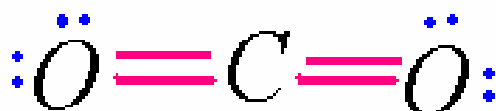
O 2 x 6 electrones = 12 electrones +

16 electrones

El carbono es el átomo central, por lo que se gastan cuatro electrones, y los 12 restantes se acomodan en pares al azar.



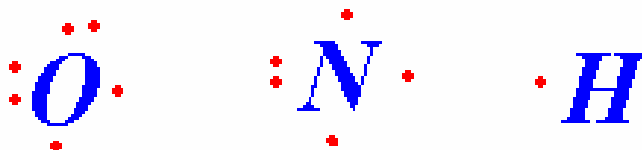
En esta estructura sólo el carbono ha completado su octeto, entonces los pares no enlazantes del carbono, son los que deben compartirse con cada oxígeno para que éstos también completen su octeto. La estructura final sería:



La estructura está formada por 2 enlaces covalentes dobles, 4 pares de electrones no enlazantes y 4 pares enlazados.

HNO_3 (ácido nítrico)

H, N y O son tres **no metales** entonces el tipo de enlace es **covalente**. Las estructuras de Lewis son:



Electrones de valencia totales:

$$\text{H } 1 \times 1e^- = 1$$

$$\text{N } 1 \times 5e^- = 5$$

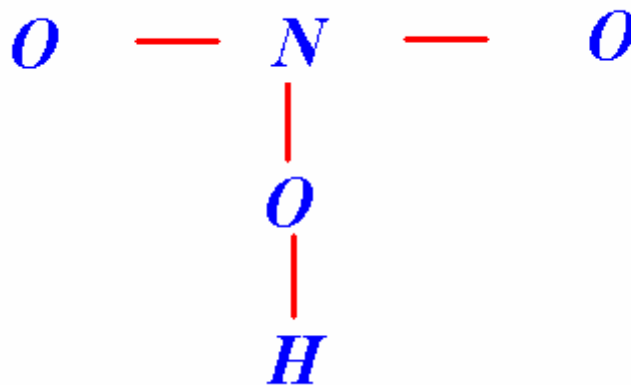
$$\text{O } 3 \times 6e^- = \underline{18}_+$$

24 electrones de valencia totales

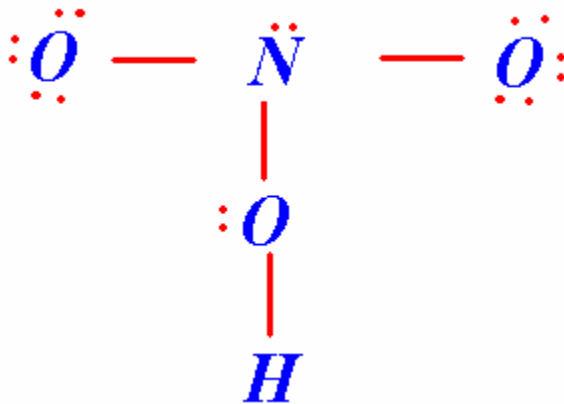
El nitrógeno es el átomo central, por lo que se ocupan tres enlaces covalentes para enlazar los oxígenos y uno más para enlazar el hidrógeno a uno de los oxígenos. Recuerde que una de las reglas establece que:

✓ En compuestos que contengan oxígeno e hidrógeno en la misma molécula, el hidrógeno nunca se enlaza al átomo central, sino que se enlaza al oxígeno, por ser éste el segundo elemento más electronegativo.

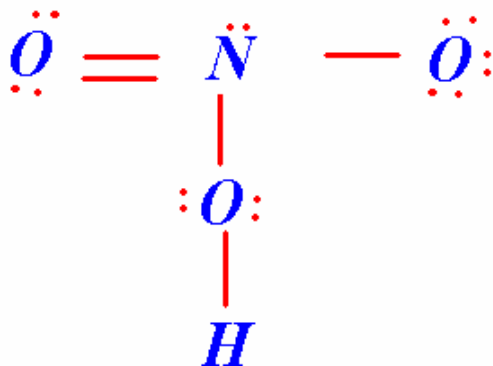
Se selecciona el oxígeno que está abajo porque de esta forma la molécula es más simétrica.



Son **cuatro enlaces covalentes**, por tanto a los **24 total le restamos 8** y resultan **16 electrones** que se acomodan por pares en forma aleatoria en los oxígenos y el nitrógeno. Recuerde que **el hidrógeno se completa con 2 electrones**, porque adquiere la estructura estable del primero de los gases nobles, el helio.



Los oxígenos laterales están completos, el nitrógeno y el hidrógeno también. Lo lógico sería pensar que el nitrógeno coloque su par no enlazante de tal forma que se complete el octeto del oxígeno, pero **ESTO NO ES CORRECTO, PORQUE EL OXÍGENO SOLO PUEDE FORMAR 2 ENLACES, Y DE ESA MANERA TENDRÍA TRES**.. Así como el carbono forma máximo 4 enlaces, el nitrógeno forma 3 y el oxígeno solo forma 2 por lo tanto, ese doble enlace que necesita la estructura debe estar entre el nitrógeno y uno de los oxígenos laterales:



Es cierto que la estructura no tiene simetría, pero no hay otra forma de acomodarla y esta es la correcta.

Por tanto la estructura de HNO₃ tiene:

4 enlaces covalentes, 3 sencillos y uno doble

5 pares de electrones enlazados

14 electrones no enlazados (7 pares)

Para comprobar que sus respuestas son lógicas **los electrones enlazados + los no enlazados = electrones totales de valencia**.

SO₃ (trióxido de azufre)

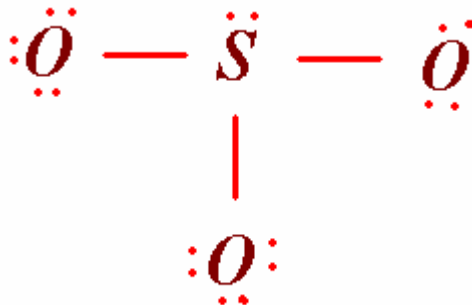


Electrones de valencia:

$$\text{S } 1 \times 6 e^- = 6$$

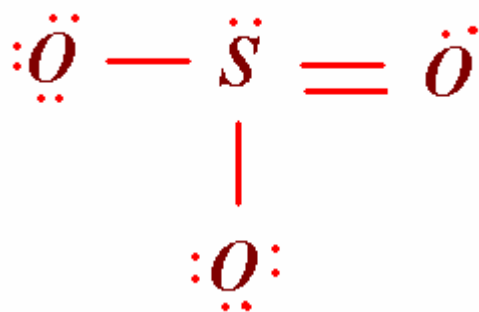
$$\text{O: } 3 \times 6 e^- = 18 + \underline{\hspace{2cm}}$$

24



24 – 6 = 18 electrones colocados al azar.

Uno de los electrones enlazados está incompleto. El azufre coloca su par no enlazante con ese oxígeno.



La estructura tiene:

3 enlaces covalentes, uno doble y dos sencillos.

8 electrones compartidos (4 pares)

16 electrones no enlazados (8 pares)

EJERCICIO # 9.- Dibuje la estructura de Lewis de los siguientes compuesto e indique:

- Número total de electrones de valencia.
- Número de electrones no enlazados.
- Número de electrones enlazados
- Número y tipo de enlaces formados.

1) HCN,

2) SO₂,

3) H₂CO₃

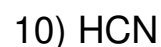
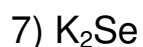
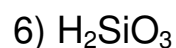
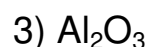
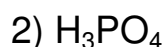
4) H₂SO₄

5) HIO₂

TAREA # 13

Para los siguientes compuestos, indique el tipo de enlace y dibuje la estructura de Lewis. De acuerdo al tipo de enlace señale la información solicitada en el recuadro.

ENLACE IÓNICO	ENLACE COVALENTE
a) Cation b) Anión	a) Número total de electrones de valencia. b) Número y tipo de enlaces. c) Números de electrones enlazados. d) Números de electrones no enlazados.



Entregue su tarea en hojas blancas tamaño carta, en la clase indicada por su profesor.

3.3 Propiedades de los compuestos covalentes

Las características de los compuestos unidos por enlaces covalentes son:

- Los compuestos covalentes pueden presentarse en cualquier estado de la materia: sólido, líquido o gaseoso.
- Sus disoluciones no conducen la corriente eléctrica..

- Son solubles en solventes no polares como benceno, tetracloruro de carbono, etc., e insolubles en solventes polares como el agua
- En términos generales, tienen bajos puntos de fusión y de ebullición.
- Son aislantes del calor y la electricidad.

3.4 Tipos de enlaces covalentes⁴

3.4.1 Electronegatividad

La electronegatividad es una medida de la **tendencia que muestra un átomo, a atraer hacia sí los electrones**. La electronegatividad **aumenta en los periodos de izquierda a derecha y en los grupos de abajo hacia arriba**, tal y como sucede con la afinidad electrónica y al energía de ionización.

Linus Pauling, fue el primer químico que desarrolló una escala numérica de electronegatividad. En su escala, **se asigna al flúor, el elemento más electronegativo, el valor de 4**. El oxígeno es el segundo, seguido del cloro y el nitrógeno.

A continuación se muestra los valores de electronegatividad de los elementos. Observe que no se reporta valor par los gases nobles por ser los elementos menos reactivos de la tabla periódica.

Tabla Periódica de los Elementos

Electronegatividades

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIII B			IB	II B	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA

1	1																	2
	H																	He
	2.1																	*
2	3	4											5	6	7	8	9	10
	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
	1.0	1.5											2.0	2.5	3.0	3.5	4.0	x
3	11	12											13	14	15	16	17	18
	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
	0.9	1.2											1.5	1.8	2.1	2.5	3.0	x
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
	0.8	1.0	1.3	1.3	1.6	1.6	1.5	1.8	1.8	1.8	1.9	1.6	1.6	1.8	2.0	2.4	2.8	x
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
	0.8	1.0	1.2	1.2	1.6	1.8	1.9	2.2	2.2	2.2	1.9	1.7	1.7	1.8	1.9	2.1	2.5	x
6	55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
	0.7	0.9	1.1	1.3	1.5	1.7	1.9	2.2	2.2	2.2	2.4	1.9	1.8	1.8	1.9	2.0	2.2	x

3.4.2 Enlace polar y no polar

La diferencia en los valores de electronegatividad determina la polaridad de un enlace.

Cuando se enlazan **dos átomos iguales**, con la misma electronegatividad, la diferencia es cero, y **el enlace es covalente no polar**, ya que los electrones son atraídos por igual por ambos átomos.

El criterio que se sigue para determinar el tipo de enlace a partir de la diferencia de electronegatividad, en términos, generales es el siguiente:

<i>Diferencia de electronegatividad</i>	<i>Tipos de enlace</i>
Menor o igual a 0.4	Covalente no polar
De 0.5 a 1.7	Covalente polar
Mayor de 1.7	Iónico

Casi todos los compuestos que contienen enlaces covalente polares; quedan comprendidos entre los extremos de lo covalente no polar y lo iónico puro.

Por tanto, **en el enlace covalente polar los electrones se comparten de manera desigual**, lo cual da por resultado que un extremo de la molécula sea **parcialmente positivo** y el otro **parcialmente negativo**. Esto se indica con la letra griega **delta (δ)**. Ejemplo: La molécula de HCl.

Átomos	Electronegatividad	Diferencia de electronegatividad
H	2.1	3.0 – 2.1 0.9
Cl	3.0	
Tipo de enlace		COVALENTE POLAR



El átomo más electronegativo, en éste caso es el **cloro**, que adquiere la carga parcial negativa, y el **menos electronegativo**, es el **hidrógeno** que adquiere la carga parcial positiva.



Ejemplo:

De acuerdo a la diferencia de electronegatividad, clasifique los siguientes enlaces como polar, no polar o iónico.

<i>Enlace</i>	<i>Electronegatividades</i>		<i>Diferencia de electronegatividad</i>	<i>Tipo de enlace</i>
N - O	3.0	3.5	$3.5 - 3.0 = 0.5$	Polar
Na - Cl	0.9	3.0	$3.0 - 0.9 = 2.1$	Iónico
H - P	2.1	2.1	$2.1 - 2.1 = 0$	No polar
As - O	2.0	3.5	$3.5 - 2.0 = 1.5$	Polar

Observe que al obtener la diferencia, siempre es el mayor menos el menor ya que no tendría sentido una diferencia de electronegatividad negativa.

TAREA # 14

De acuerdo a la diferencia de electronegatividad, clasifique los siguientes enlaces como polar, no polar o iónico.

<i>Enlace</i>	<i>Electronegatividades</i>		<i>Diferencia de electronegatividad</i>	<i>Tipo de enlace</i>
N-H				
P-H				
Li-Cl				
Ca-S				
C-O				
S-O				

Envíe su tarea al correo electrónico del profesor.

3.4.3 Enlace covalente coordinado.-

En este tipo de enlace el átomo menos electronegativo aporta los dos electrones que forma el enlace.

Ejemplo:

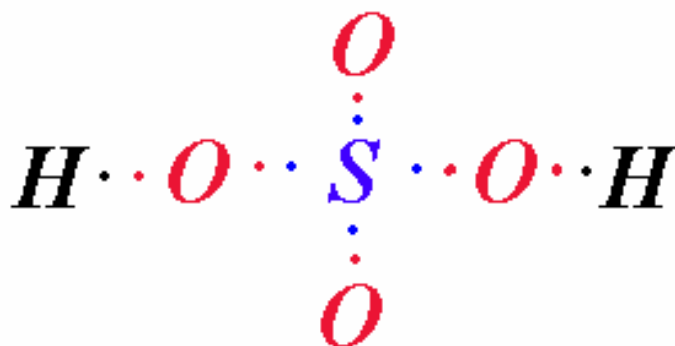
Realizamos la estructura de Lewis del H_2SO_4 formado por tres no metales y por tanto un compuesto covalente.



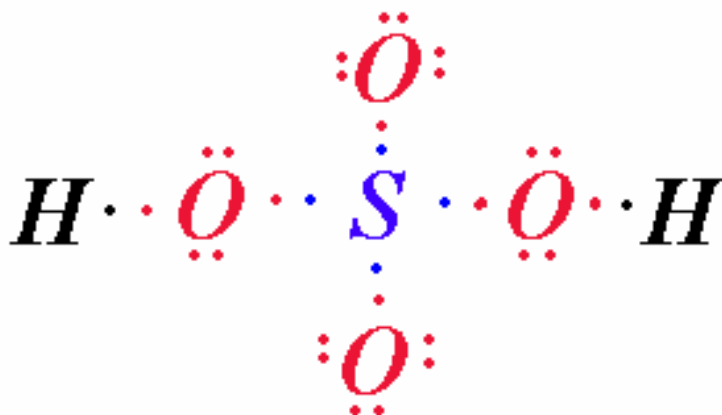
Electrones totales:

$$\begin{array}{r} \text{H } 2 \times 1e^- = 2 \\ \text{S } 1 \times 6e^- = 6 \\ \text{O } 4 \times 6e^- = 24 + \\ \hline 32 \text{ electrones totales} \end{array}$$

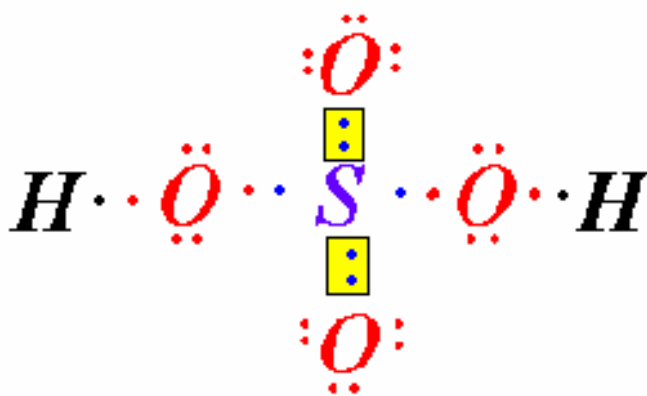
Ahora haremos la estructura indicando los electrones que cada átomo aporta:



Se han utilizado 12 electrones, por tanto quedan $32 - 12 = 20$ electrones que deben acomodarse por pares en los oxígenos.



Observe la estructura con atención. El oxígeno de arriba y el de abajo aparecen con 7 puntitos rojos (electrones del oxígeno) siendo que el oxígeno solo tiene seis, mientras que el azufre aparece con solo 4 puntos azules (4 electrones) siendo que también tiene seis. En un enlace covalente no se pierden ni se ganan electrones, solo se comparten y se acomodan de la forma más conveniente, por lo tanto, la estructural real es:



La estructura muestra **dos enlaces covalentes coordinados** y 4 enlaces que no lo son porque cada átomo aportó un electrón al enlace.

Un enlace covalente coordinado en nada se puede distinguir de un covalente típico, ya que las características del enlace no se modifican.

4. ENLACE METÁLICO

4.1 Los electrones libres y la energía de ionización

Muchas veces hemos observado un fenómeno conocido como corrosión, que es la conversión de un metal en un compuesto metálico por una reacción entre el metal y alguna sustancia del ambiente.

Cuando un ion, átomo o molécula incrementa su carga positiva decimos que se oxida, pierde electrones. Los metales tienden a tener energía de ionización bajas y por tanto se oxidan (pierden electrones) cuando sufren reacciones químicas).

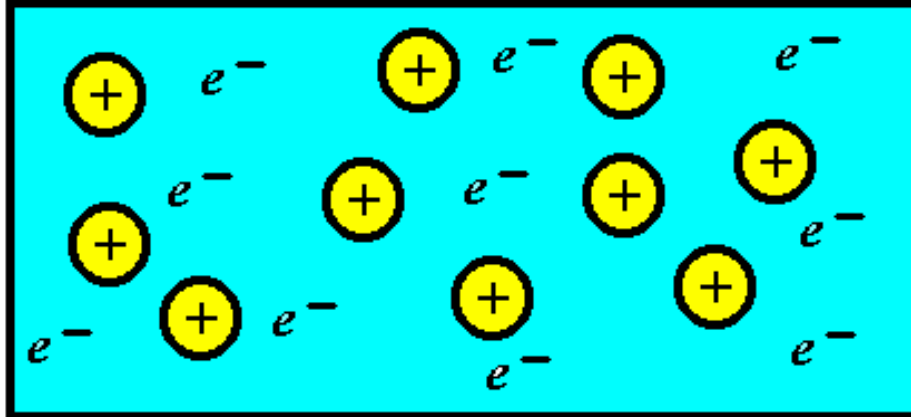
Los enlaces metálicos se encuentran en metales sólidos como el cobre, hierro y aluminio. En los metales, cada átomo metálico está unido a varios átomos vecinos. Los electrones de enlace tienen relativa libertad para moverse a través de toda la estructura tridimensional. Los enlaces metálicos dan lugar a las propiedades características de los metales.

Hoy se acepta que el enlace metálico no es precisamente entre átomos, sino un enlace entre cationes metálicos y sus electrones. El modelo más sencillo para explicar este tipo de enlace propone un ordenamiento de cationes en un “mar” de electrones de valencia.

4.2 Propiedades de los metales en función del enlace metálico

Conductividad eléctrica.- Para explicar la conductividad eléctrica, se utiliza un modelo propuesto por Drude conocido como el **modelo del gas de electrones**. En este modelo se considera que los electrones más alejados del núcleo están **des localizados**, es decir, que se mueven libremente, por lo que pueden hacerlo con rapidez, lo que permite el paso de la corriente eléctrica.

Maleabilidad y ductibilidad.- Estas propiedades se deben a que las distancias que existen entre los átomos son grandes; al golpear un metal, las capas de átomos se deslizan fácilmente permitiendo la deformación del metal, por lo que pueden laminarse o estirarse como hilos.



"Mar de electrones" en un metal.

5. FUERZAS INTERMOLECULARES

En los líquidos y en los sólidos, podemos distinguir tres tipos de fuerzas:

- Interiónicas
- Intramoleculares
- Intermoleculares

Fuerzas interiónicas.- Son las que se dan entre iones.. Son las más intensas ya que son de tipo electrostático, aniones y cationes que se atraen entre sí. A esto se deben los altos puntos de fusión de los compuestos iónicos.

Fuerzas intramoleculares.- Son las que existen entre los átomos que forman una molécula.

Fuerzas intermoleculares.- Son mucho más débiles que las intramoleculares. Son las fuerzas que unen a las moléculas. También se conocen como fuerzas de van de Waals, en honor al físico

holandés Johannes van der Waals, porque fue el primero en poner de relieve su importancia.

Las fuerzas intermoleculares en orden decreciente de intensidad son:

- ▶ Puentes de hidrógeno
- ▶ Fuerzas dipolares
- ▶ Fuerzas de London

5.1 Dipolos inducidos y dipolos instantáneos

Las moléculas polares, que tienen centros separados de carga no equilibrados, reciben el nombre de dipolos.

Si estos dipolos se acercan, el extremo positivo de una molécula atrae al extremo negativo de otra. Estas fuerzas bipolares pueden estar presenta en toda la estructura de un líquido o un sólido.

En general las fuerzas entre dipolos son más débiles que las que se ejercen entre iones, pero más intensas que las de moléculas no polares de tamaño comparable.

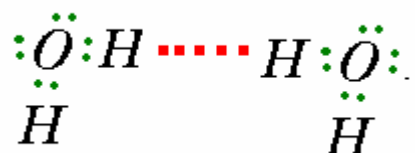
La formación de dipolos instantáneos es una característica de la fuerzas de dispersión o de London y se analizarán en ese punto.

5.2 Puentes de hidrógeno

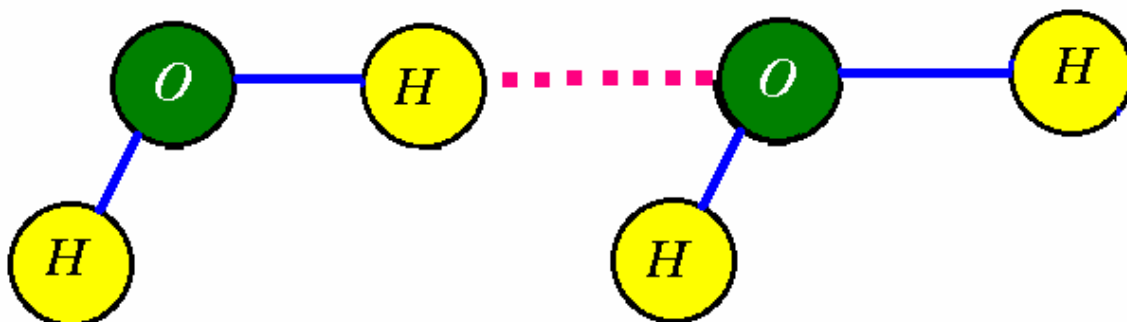
Son un tipo de fuerzas que se presentan en molécula polares que contienen átomos de hidrógeno unidos a flúor, oxígeno o nitrógeno. Estas fuerzas son más intensas que las atracciones dipolo-dipolo.

a) Características del agua.- Las moléculas de agua están unidas por puentes de hidrógeno y es precisamente este tipo de fuerza intermolecular la que da al agua ciertas características especiales.

En la siguiente estructura de Lewis se indica en forma punteada en color rojo el puente de hidrógeno.



El modelo en barras y esferas



Las líneas azules son enlaces covalentes, y la línea punteada roja es un puente de hidrógeno. Éste último es más débil que un enlace covalente.

Para pasar del estado sólido al líquido debe suministrarse energía para vencer la fuerza de atracción entre las moléculas. **Los puentes de hidrógeno son fuerzas intermoleculares fuertes**, por lo que ha medida que el hielo empieza a fundirse a 0°C, algunos de los

puentes de hidrógeno se rompen, pero no todos. **El requerimiento de energía es mayor** que en aquellos compuestos donde no hay puentes de hidrógeno, sino otro de tipos fuerzas intramoleculares, **lo cual explica el elevado punto de fusión del agua.**

Si elevamos la temperatura del agua líquida a 100°C, disminuye la cantidad de puentes de hidrógeno. Al cambiar su estado de líquido a gaseosos, casi todos los puentes de hidrógeno se rompen. **La cantidad de energía para lograr este rompimiento, es mayor** que la cantidad de energía requerida por sustancias que no tienen este tipo de enlace entre sus moléculas. **Esto explica el elevado punto de ebullición del agua.**

Las moléculas de los sólidos siempre están más cercanas que en los líquidos, pero **al enfriarse el agua la formación de puentes de hidrógeno entre sus moléculas, da como resultado una estructura con gran cantidad de espacio vacío** que es la estructura del hielo.

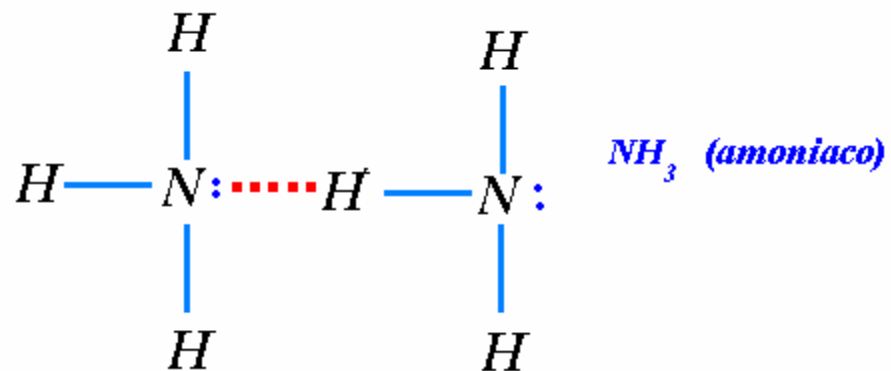
(Insertar figura 13.8 Seese-Daub página 343)

Esta es la razón por la que **la densidad del agua sólida es menor que el agua líquido**, lo cual es muy conveniente para la conservación de los ecosistemas acuáticos. Si el hielo no flotara sobre el agua se hundiría, y los lagos y mares se congelarían de abajo hacia arriba y ningún ser vivo podría permanecer en esas condiciones.



b) Otros compuestos con puentes de hidrógeno

Las molécula del **NH₃ (amoniaco)** y del **HF (ácido fluorhídrico)** también se unen por puentes de hidrógeno.



Las moléculas que se unen por puente de hidrógeno tienen las siguientes características comunes:

1. Cada molécula tiene un átomo de hidrógeno unido en forma covalente con un átomo de alta electronegatividad: **flúor (F), oxígeno (O) o nitrógeno (N)**, el átomo más electronegativo adquiere una carga parcial negativa y el hidrógeno una carga parcial positiva.

2. El hidrógeno es atraído hacia el par electrónico no enlazado de un átomo de **flúor (F), oxígeno (O) o nitrógeno (N)**.

3. En este tipo de compuestos, **el extremo positivo de la molécula está dirigido al extremo negativo de la otra molécula**.

Otros compuestos oxigenados que también forman puentes de hidrógeno son el **CH₃OH (metanol)**, el **C₂H₅OH (etanol)** y algunos otros alcoholes.

5.3 Fuerzas de van der Waals

Con este nombre genérico se designan las fuerzas intermoleculares: los puentes de hidrógeno y las interacciones dipolo-dipolo ya descritas y las fuerzas de London que se tratarán a continuación.

5.4 Fuerzas de London

Este tipo de fuerzas también se conocen como **fuerzas de dispersión** y son las que **mantienen unidas moléculas no polares** tales como las diatómicas como el Br₂, Cl₂, H₂, etc.

Van der Waals, físico holandés, ganador del premio Nobel de física en 1910, propuso que en los átomos o moléculas no polares, la distribución electrónica homogénea, no es una característica permanente, ya que el continuo movimiento de los electrones, y la vibración de los núcleos, pueden originar en determinado momento la

aparición de zonas con exceso de electrones y otras sin ellos, formando dipolos instantáneos.

Por ejemplo en la molécula de H_2 , los dos electrones están en promedio entre los dos núcleos, los cuales los comparten por igual., pero en un instante dado pueden estar éstos en un extremo de la molécula dando origen a **dipolos instantáneos**, el cual puede inducir un **dipolo momentáneo similar en una molécula cercana**. Si los electrones de una molécula están en un extremo, los electrones de la siguiente molécula se alejan, dando lugar a una atracción del extremo rico en electrones al extremo pobre en ellos. Estas pequeñas y momentáneas fuerzas se conocen como **fuerzas de dispersión o fuerzas de London**.

En las moléculas no polares más grandes, las fuerzas de dispersión son mayores, ya que la nube electrónica es mayor y los electrones del nivel más externo están menos sujetos, por esto las moléculas grandes son más polarizables que las pequeñas. Así por ejemplo, las fuerzas de dispersión del Br_2 y el I_2 son mayores que las del F_2 .

Aún cuando las fuerzas de London son débiles, su efecto en conjunto es importante en las sustancias formadas por moléculas no polares grandes.

6. LOS NUEVOS MATERIALES

La búsqueda de nuevos materiales es un aspecto muy importante en nuestra sociedad actual. Se llevan a cabo constantes pruebas en busca de materiales que nos permitan mejorar la calidad de vida y permitan la solución de problemas sociales. El gran avance

de la tecnología esta muy relacionado con la fabricación de nuevos materiales.

6.1 Principales característica y usos

Dentro de los nuevos materiales se encuentran los superconductores. Lea con atención el siguiente texto:

SUPERCONDUCTORES: Una nueva frontera

Cuando la corriente eléctrica pasa por un alambre, la resistencia de éste la frena y hace que el alambre se caliente. Para que la corriente continúe fluyendo se debe contrarrestar esta fricción eléctrica añadiendo más energía al sistema. De hecho, a causa de la resistencia eléctrica existe un límite en la eficiencia de todos los aparatos eléctricos.

En 1911, un científico holandés, Heike Kamerlingh Onnes, descubrió que a temperaturas muy frías (cercas a 0 K), desaparece la resistencia eléctrica. Onnes llamó a este fenómeno superconductividad. Desde entonces los científicos han estado fascinados por el fenómeno. Desafortunadamente, por requerirse temperaturas tan bajas, es necesario helio líquido para enfriar los conductores. Como el helio cuesta \$3.50 dólares por litro, las aplicaciones comerciales de la superconductividad serían demasiado costosas para considerarse.

Por muchos años los científicos tuvieron la convicción de que la superconductividad no era posible a temperaturas más altas (no tanto como 77 K, punto de ebullición del nitrógeno líquido). El primer superconductor de mayor temperatura, desarrollado en 1986, era un superconductor a 30 K. El material era un óxido metálico complejo capaz de tener una estructura cristalina similar a un emparedado, con átomos de cobre y oxígeno en el interior, y de bario y lantano en el exterior.

Los investigadores trataron de inmediato de desarrollar materiales que podrían ser superconductores incluso a temperaturas más elevadas. Para hacerlo recurrieron a sus conocimientos de la tabla periódica y de las propiedades de las familias químicas. Paul Chu, de la Universidad de Houston, Texas, descubrió que la temperatura crítica se podría elevar comprimiendo el óxido superconductor. La presión era demasiado grande para tener utilidad comercial, de modo que Chu buscó otra forma de acercar más las capas. Logró esto reemplazando el bario con estroncio, un elemento de la misma familia con propiedades químicas parecidas pero con menor radio iónico. La idea tuvo éxito: la temperatura crítica cambió de 30 a 40 K.

Después Chu trató de reemplazar el estroncio con calcio (de la misma familia, pero aun menor) lo cual no presentó ninguna ventaja. ¡El nuevo material

tenía una temperatura crítica menor! Chu persistió y, en 1987, al sustituir el itrio por lantano (de la misma familia, con menor radio) produjo un nuevo superconductor que tenía una temperatura crítica de 95 K, muy por arriba de 77 K, punto de ebullición del nitrógeno líquido. Este material tiene la fórmula $YBa_2Cu_3O_7$, es un buen candidato para aplicaciones comerciales.

Es preciso vencer varias barreras antes que los superconductores tengan un uso amplio. Los materiales desarrollados hasta ahora son quebradizos y se rompen con facilidad, no son maleables ni tienen gran capacidad de conducción de corriente por unidad de área transversal, como la de los conductores convencionales.

Muchos investigadores trabajan actualmente para resolver estos problemas y desarrollar usos potenciales para los superconductores, incluyendo los trenes de levitación de altas velocidades, diminutos motores eléctricos eficientes y computadoras más pequeñas y rápidas.

Bibliografía: Hein, M., Arena S. *Fundamentos de Química*. 10a. edición, México, Editorial Thomson, 2001

TAREA # 15

1. Escriba un comentario de la lectura anterior resaltando los puntos más importantes.

2. Realice una investigación sobre otros nuevos materiales y escriba un ensayo sobre el tema.

3. Escriba una conclusión sobre el impacto en la sociedad de los nuevos materiales.

Envíe su tarea por correo electrónico al profesor..

AUTOEVALUACIÓN # 5