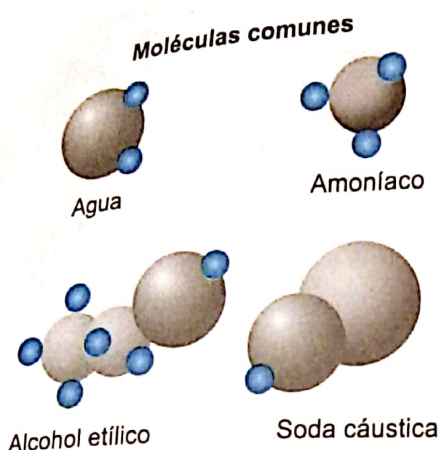
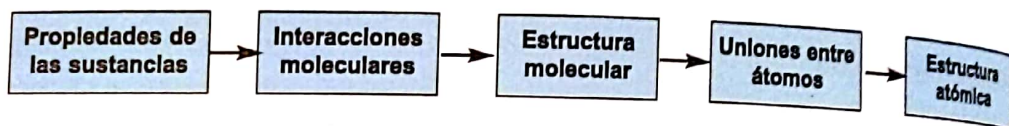


2. ESTRUCTURA MOLECULAR

En la actualidad se conocen más de tres millones de **sustancias químicas** distintas, tales como agua, oxígeno, sal, azúcar, sulfato de cobre, cal, arena, aceite, dióxido de carbono, metano, butano (gas de las garrafas), arena, carbón, cobre, etcétera, las cuales están constituidas por partículas muy pequeñas, denominadas **moléculas**, formadas por uno, dos o más **átomos**, iguales o diferentes, provenientes de



Las diferencias que se observan entre las **propiedades** de las sustancias se atribuyen a las acciones que ejercen entre sí sus moléculas. Pero, como esas **interacciones moleculares** son una consecuencia de la **estructura molecular**, para comprender a ésta es necesario conocer **por qué y cómo se unen los átomos entre sí para formar las moléculas**. Y, como es lógico deducir, esto depende de la propia **estructura** de los átomos.



2.1. ¿Por qué se unen los átomos entre sí?

Las ideas actuales para explicar las uniones entre los átomos para formar moléculas tienen su origen en la **teoría del octeto electrónico**, elaborada en 1916 por los científicos **Gilbert Lewis** (1875-1946) y **Walter Kossel** (1888-1956) y cuyas formulaciones pueden resumirse del siguiente modo:

Gases Inertes	Órbita					
	1	2	3	4	5	6
He	2					
Ne	2	8				
Ar	2	8	8			
Kr	2	8	18	8		
Rn	2	8	18	18	8	
Xe	2	8	18	32	18	8

- Los **gases inertes** son estables (no presentan actividad química) por tener su órbita externa completa con ocho electrones, a excepción del helio que satura su única órbita con dos. Sus átomos no se unen entre sí, se encuentran libres e independientes, son estables en sí mismos. Sus moléculas son monoatómicas.

- Los **metales** y **no metales**, con menos de ocho electrones en su última órbita, tienen actividad química. Sus átomos se unen entre sí formando moléculas constituidas por dos o más átomos. La actividad química de los metales y de los no metales se debe a la necesidad de adquirir una configuración electrónica similar a la del gas inerte más cercano en la Tabla Periódica, para así alcanzar estabilidad.

A estos efectos ganan, ceden o comparten electrones. Así, por ejemplo: los átomos de sodio ($Z = 11$), que tienen un solo electrón en su órbita externa, tratan de perderlo para asemejarse al neón ($Z = 10$), mientras los átomos de cloro ($Z = 17$) procuran ganar un electrón para parecerse al argón ($Z = 18$); los átomos de calcio ($Z = 20$) tienden a ceder dos electrones para adquirir la configuración electrónica del argón ($Z = 18$) y, por el contrario, los átomos de oxígeno ($Z = 8$) tratan de captar dos electrones para asemejarse al neón ($Z = 10$).

En el caso de los elementos que están próximos al helio ($Z = 2$) procuran adquirir la configuración electrónica de este gas inerte. Así, el hidrógeno, con un solo electrón, procura ganar otro; en cambio, el litio ($Z = 3$) trata de ceder su electrón externo para lograr la misma estructura electrónica que el helio.

En suma, las proposiciones anteriores se pueden resumir así:

Los átomos ceden, ganan o comparten electrones para adquirir la configuración electrónica del gas inerte más próximo en la Tabla Periódica.

Las características químicas de los elementos dependen principalmente de sus electrones externos.

2.1.1. La notación de Lewis

Para simplificar la representación de los átomos y teniendo en cuenta que sus características químicas dependen generalmente de los electrones de la última órbita (electrones de valencia), **Lewis** propuso una forma sencilla de representación:

Cada átomo se representa con su símbolo, rodeado de puntos en igual cantidad a los electrones que tiene en su órbita externa.

A modo de ejemplo:

Elemento químico	Distribución electrónica en las órbitas	Configuración electrónica	Notación de Lewis
Litio	2-1	$1s^2 2s^1$	$\dot{\text{Li}}$
Magnesio	2-8-2	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	$\ddot{\text{Mg}}$
Aluminio	2-8-3	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	$\cdot\ddot{\text{Al}}$
Carbono	2-4	$1s^2 2s^2 2p^2$	$\cdot\ddot{\text{C}}$
Nitrógeno	2-5	$1s^2 2s^2 2p^3$	$\cdot\ddot{\text{N}}\cdot$
Oxígeno	2-6	$1s^2 2s^2 2p^4$	$:\ddot{\text{O}}\cdot$
Cloro	2-8-7	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$:\ddot{\text{Cl}}\cdot$
Argón	2-8-8	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$:\ddot{\text{Ar}}:$

Como se observa, los electrones se representan de a pares cuando corresponden a orbitales completos y solos en el caso de orbitales incompletos.



2.2. Las uniones químicas



Molécula de metano.

Las atracciones existentes entre los átomos que llevan a la formación de moléculas suelen denominarse **enlaces** o **uniones químicas**.

En un átomo aislado cada electrón sólo experimenta la influencia del núcleo y de los restantes electrones. En cambio, cuando dos átomos se acercan, los electrones de cada uno también quedan sometidos al influjo del núcleo y de los electrones del otro. Esta interacción origina una atracción entre los átomos que se traduce en un *enlace* o *unión química*.

Los átomos se unen de diferentes formas, tales como la **unión iónica**, la **unión covalente** y la **unión metálica**.

2.2.1. El enlace o unión iónica

Este tipo de unión se presenta corrientemente entre los átomos de un metal y un no metal. Se observa en numerosas sustancias químicas compuestas que se encuentran en la naturaleza, tales como las sales (cloruro de sodio, fluoruro de calcio, bromuro de sodio, ioduro de potasio, sulfuro de hierro (II), cloruro de hierro (III), fluoruro de calcio, sulfuro de sodio, etcétera).

TRABAJO PRÁCTICO

La sal de mesa

Expectativas de logro:

- Observar propiedades de la sal de mesa (cloruro de sodio).

Materiales:

- 1 lupa.
- 1 vidrio de reloj.
- 1 portapilas.
- 1 interruptor.
- 1 portalámparas
- 1 lamparita de 6 V.
- 4 pilas de 1,5 V.
- 2 trozos de cable de cobre de unos 30 cm de longitud.
- 1 vaso de precipitado o sustituto.
- 1 cucharita.
- 1 varilla de vidrio o plástico.
- Agua destilada.
- Sal gruesa o parrillera (cloruro de sodio).

Procedimiento:

1) **Coloca** una pequeña porción de cloruro de sodio en el vidrio de reloj.

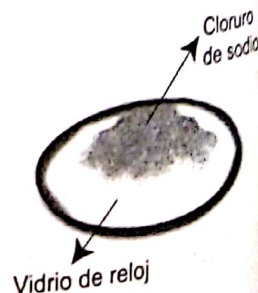
Observa y **anota** sus características:

Color: Olor:

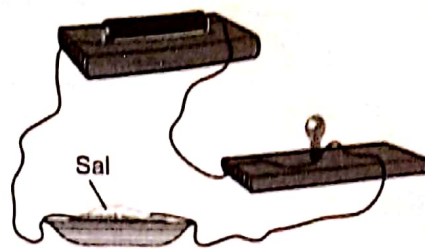
Estado físico: Aspecto:

2) Con ayuda de la lupa **observa** algunos cristales de esta sal.

Indica: ¿Cuál es su forma?: ¿Cómo es su consistencia?:



- 3) **Arma** un circuito eléctrico de acuerdo con el esquema adjunto.
 4) **Verifica** el funcionamiento del circuito, haciendo que se toquen entre sí los extremos desnudos de los trozos de cable. (La lamparita debe encenderse porque ello demuestra que la corriente eléctrica circula.)

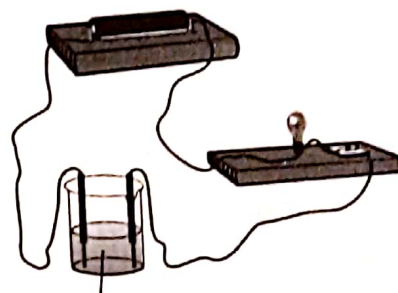


- 5) **Introduce** en la sal sólida los extremos desnudos de los cables de modo que queden separados.
 6) **Observa:** ¿Se enciende la lamparita?: ¿Por qué?:
 7) **Coloca** agua en el vaso de precipitado hasta aproximadamente los 2/3 de su altura.



Agrega una cucharadita al ras de cloruro de sodio.
Agita con la varilla.

- Observa:** ¿Qué le ocurre a la sal?:
 8) **Sumerje** los extremos de los cables del circuito eléctrico antes armado en la solución que acabas de preparar.



Observa y responde: ¿Se enciende la lamparita?: ¿Por qué?: ¿Qué observas en los electrodos?:

Estos cambios se producen como consecuencia de la descomposición que experimenta el cloruro de sodio por el pasaje de la corriente eléctrica continua y por lo cual pertenece al grupo de sustancias denominadas **electrolitos**.

Solución de sal en agua

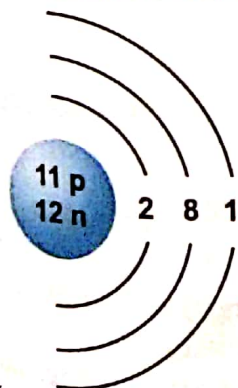
Conclusiones:

Menciona todas las propiedades que has observado en el cloruro de sodio:

Un ejemplo de unión iónica: El cloruro de sodio

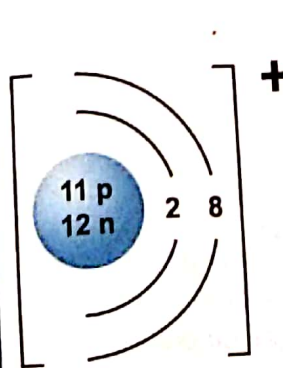
El cloruro de sodio está compuesto por un metal, el **sodio (Na)**, y un no metal, el **cloro (Cl)**.

El átomo de sodio ($Z = 11$) tiene la siguiente estructura:



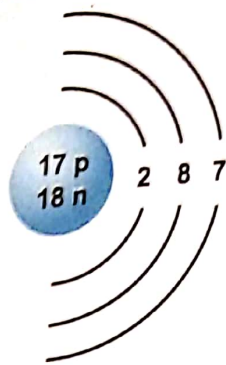
Átomo de sodio neutro.

Este átomo trata de perder el electrón de su órbita externa para parecerse al gas inerte más próximo que es el neón ($Z = 10$). En el caso de concretarse la pérdida, queda con 11 protones y 10 electrones, es decir, con una carga positiva de más. Entonces, se transforma en un **catión de sodio monovalente**:



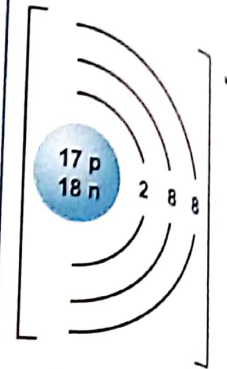
Catión de sodio monovalente.

El átomo de cloro ($Z = 17$) presenta la siguiente estructura:



Átomo de cloro neutro.

Como el gas inerte más próximo es el argón ($Z = 18$), el átomo de cloro trata de ganar un electrón, convirtiéndose en un **anión cloruro monovalente** (con una carga negativa:

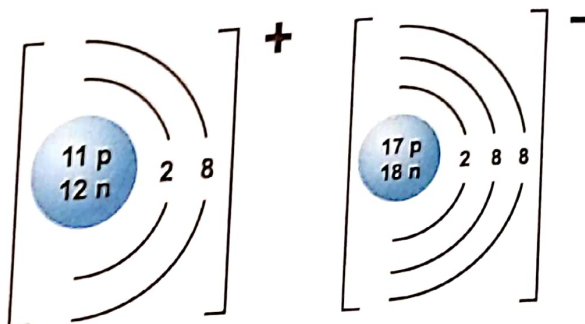


Anión cloruro monovalente.

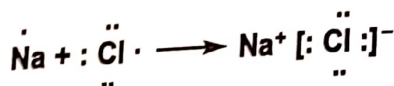
Cloro (no metal) elevada afinidad electrónica.

Cuando se produce el acercamiento entre un átomo de sodio y otro de cloro, ocurre la transferencia del electrón del primero al segundo, convirtiéndose en catión sodio y anión cloruro, respectivamente. Como estos iones tienen cargas eléctricas de signo contrario, se atraen y queda formado el cloruro de sodio:

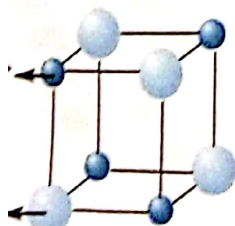
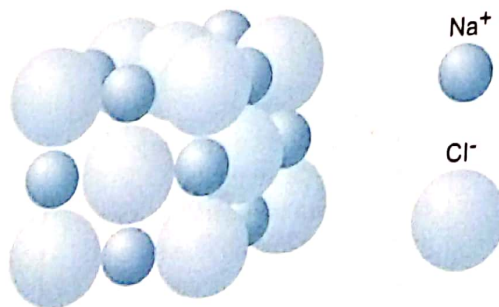
La unión entre iones se llama **unión iónica**.



De acuerdo con la notación de Lewis, esta unión puede representarse de la siguiente forma:



Como es lógico suponer, este proceso se produce simultáneamente entre muchos átomos de cloro y de sodio, resultando un cristal cuya estructura podemos representar del siguiente modo:



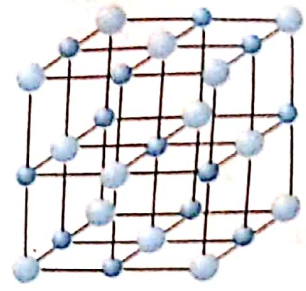
Celda unidad.

Cada anión cloruro está rodeado por seis cationes de sodio (arriba, abajo, a la izquierda, a la derecha, adelante y atrás) y recíprocamente, cada catión Na^+ es atraído por seis aniones Cl^- , constituyendo una "molécula gigante" formada por numerosos iones interrelacionados por atracción electrostática. El examen con Rayos X ha demostrado que esta "molécula gigante" resulta de la repetición regular de una unidad básica, denominada **celda unidad**.

Las redes iónicas

El cloruro de sodio por presentar uniones iónicas adquiere, entre otras, las siguientes características:

- Alrededor de la *celda unidad* se agrupan, en las tres direcciones del espacio, los otros iones presentes, de acuerdo con su afinidad eléctrica. Así, se va formando la **red cristalina iónica** que caracteriza a la sal común de mesa.
- En razón de que las fuerzas de atracción electrostática entre los iones son muy grandes, el cloruro de sodio tiene un punto de fusión alto (808 °C) y por ello es sólido a la temperatura ambiente.
- En condiciones adecuadas forma cristales de forma cúbica y de gran dureza, que se denominan **cristales iónicos**, por estar constituidos por iones.
- Los cationes y aniones se disponen alternadamente en forma ordenada, por lo cual no se pueden diferenciar grupos limitados de átomos formando una unidad. Por lo tanto, no presentan moléculas; el conjunto de todos los iones podrían considerarse como una gran molécula.
- Cuando se encuentra en estado sólido, los iones no pueden moverse dentro de la red cristalina y por eso no conducen la corriente eléctrica. En cambio, si se calienta hasta la fusión o se disuelve en agua, la red cristalina se desarma, los iones pueden movilizarse y entonces, el cloruro de sodio conduce la electricidad pero descomponiéndose. Por eso forma parte de los compuestos denominados **electrolitos**.



Red cristalina.

Otro ejemplo:

En el caso del óxido de calcio, conocido en el comercio con el nombre de "cal viva", sucede lo siguiente:

Los átomos de calcio, cuya estructura electrónica es 2 - 8 - 8 - 2, ceden los dos electrones externos para adquirir la estructura del argón (2 - 8 - 8), mientras que los átomos de oxígeno (estructura electrónica = 2 - 6) los ganan para asemejarse al neón (2 - 8). En consecuencia se forman cationes de calcio (Ca^{2+}) y aniones de oxígeno (O^{2-}), lo cual puede representarse así:



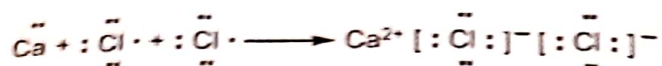
Calcio (metal)
bajo potencial
de ionización.

Oxígeno (no metal)
elevada afinidad
electrónica.

Un aspecto a tener en cuenta

En la formación de estos compuestos es necesario que haya igualdad entre los electrones ganados y los perdidos. En los casos anteriores esto se logra con un átomo de cada elemento, pero en otras ocasiones es algo más complicado. Así, en el cloruro de calcio, cada átomo de calcio pierde dos electrones formando el catión Ca^{2+} y son necesarios dos átomos de cloro para que cada uno de ellos gane uno de dichos electrones, originando dos aniones Cl^- :

Aluminio (metal)
bajo potencial
de ionización.
Oxígeno (no metal)
elevada afinidad
electrónica.



En la reacción del aluminio con el oxígeno, cada átomo de aluminio cede tres electrones, mientras que los de oxígeno aceptan dos; por lo tanto, deben unirse dos átomos de aluminio con tres de oxígeno, según se observa en la siguiente representación:



Este tipo de unión se produce entre elementos con baja energía de ionización (metales) y elementos con elevada afinidad electrónica (no metales), formándose **compuestos iónicos**.

En síntesis, se puede establecer que:

La unión iónica es aquella en que hay transferencia de electrones de un metal a un no metal, formándose cationes y aniones, respectivamente, que se mantienen unidos entre sí por fuerzas electrostáticas.

¿Cuáles son las propiedades de los compuestos iónicos?

Las sustancias que se forman por unión iónica se caracterizan por presentar las siguientes propiedades comunes:

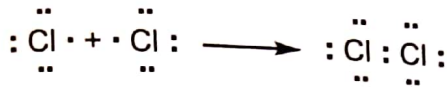
- No forman moléculas independientes.
- Presentan redes cristalinas iónicas.
- Tienen punto de fusión y de ebullición elevados (más de 700 °C), por lo cual a la temperatura ambiente se encuentran en estado sólido.
- Son solubles en el agua.
- En estado sólido no conducen la corriente eléctrica.
- Fundidas o en solución conducen la corriente eléctrica continua descomponiéndose (se comportan como electrolitos).
- Son duras y frágiles.

2.2.2. La unión o enlace covalente

Este tipo de unión se observa en las moléculas constituidas por átomos de no metales, como es el caso de las moléculas biatómicas de los gases simples (cloro, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, flúor).

- En la molécula de cloro (Cl₂), los dos átomos que la forman tienen siete electrones externos y necesitan uno más para completar el octeto. Es lógico supo-

ner que uno de los átomos de cloro no puede quitarle un electrón al otro porque son iguales; entonces, comparten un par de electrones (uno de cada átomo):



Ninguno de los átomos adquiere la posesión total de ambos electrones, por lo cual a veces un átomo y otras el otro, tiene completa su última órbita, asemejándose al gas inerte más próximo que es el argón. Esta forma de unión interatómica se denomina **unión covalente**.

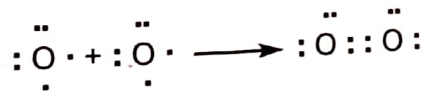
Como los dos átomos que se unen son iguales tienen la misma carga nuclear positiva (17 protones) y, por lo tanto, atraen con la misma fuerza al par de electrones que comparten. Entonces, en la molécula las cargas eléctricas están distribuidas uniformemente, no hay polos eléctricos positivo y negativo, respectivamente.

Al no existir atracción eléctrica entre las moléculas, éstas son independientes unas de otras y por eso, a la temperatura ambiente, se encuentran en estado gaseoso.

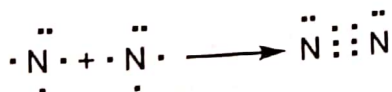
- De modo similar se origina la molécula de hidrógeno (H₂). Cuando dos átomos de hidrógeno chocan, cada uno intenta arrancarle un electrón al otro, pero, como no puede lograrlo quedan compartiendo los dos electrones para parecerse al helio:



- En el caso del oxígeno (O₂), como los dos átomos tienen seis electrones externos deben compartir dos pares de electrones para adquirir la estructura electrónica del neón:



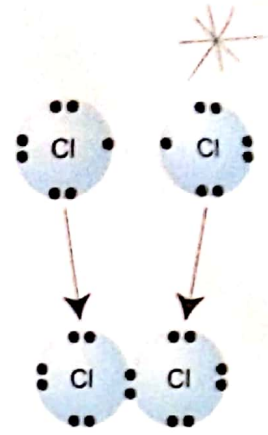
- Los átomos de nitrógeno, al tener cinco electrones en su última órbita, deben compartir tres pares electrónicos para formar una molécula de nitrógeno (N₂):



La unión covalente no sólo se observa en las moléculas simples, sino también en muchas otras que forman las sustancias compuestas, tales como el cloruro de hidrógeno, el agua, el monóxido de azufre, el dióxido de carbono, etcétera:

Cloruro de hidrógeno	Agua	Monóxido de azufre	Dióxido de carbono
$\text{H}:\ddot{\text{Cl}}:$	$\text{H}:\ddot{\text{O}}:\text{H}$	$\ddot{\text{S}}::\ddot{\text{O}}$	$:\ddot{\text{O}}::\text{C}::\ddot{\text{O}}:$

En todos los casos, los electrones se comparten de a pares, pudiendo los átomos compartir uno, dos o tres pares de electrones, dando **uniones covalentes**



Formación de una molécula de cloro (Cl₂).

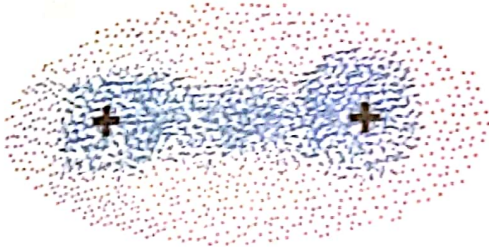
La **unión covalente** es una unión entre átomos.

Las **moléculas de los gases simples** (H₂, N₂, O₂, F₂ y Cl₂) presentan **unión covalente**.

simples, dobles o triples, respectivamente. Así, la unión del H con el Cl es covalente simple, la del S con el O es covalente doble y la de los dos átomos que forman una molécula de N₂ es covalente triple.
En suma:

En la unión o enlace covalente los átomos comparten uno o más pares de electrones para completar el octeto externo. Esta unión se produce entre los átomos de no metales.

Moléculas no polares y polares



Moléculas de hidrógeno
(Distribución uniforme de las cargas eléctricas)

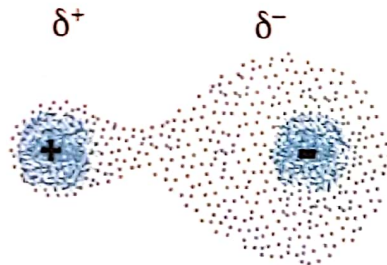
En el caso de los gases simples (hidrógeno, nitrógeno, oxígeno, flúor y cloro), como los átomos que forman las moléculas son iguales, sus núcleos atraen con igual intensidad al par de electrones que comparten y, en consecuencia, la distribución de las cargas eléctricas es uniforme. Las moléculas no presentan zonas con cargas eléctricas (polos) y por eso se llaman **moléculas no polares**.

En cambio, cuando los átomos que constituyen la molécula son diferentes, suelen presentarse casos como el siguiente:

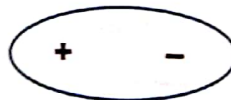
En el cloruro de hidrógeno (HCl), el cloro ejerce mayor atracción sobre el par de electrones compartidos que el hidrógeno, por lo cual dicho par permanece más tiempo en las proximidades del cloro que en las del hidrógeno. Entonces, la región correspondiente al cloro adquiere una cierta carga negativa (δ^-) y, por el contrario, la zona del hidrógeno manifiesta una carga igual pero de signo positivo (δ^+):

δ^+ = zona con
electricidad positiva.

δ^- = zona con
electricidad negativa.



Por lo tanto, la molécula tiene una distribución desigual de las cargas eléctricas, presentando un polo negativo y otro positivo. Es una **molécula polar**. Estas moléculas son parcialmente iónicas y también se las denomina **dipolos**, pudiendo representarse en forma simplificada del siguiente modo:



En consecuencia, según que el par de electrones sea compartido de modo igual o desigual por ambos átomos, la **unión covalente** es **no polar** o **polar**. Toda unión entre átomos diferentes es más o menos polar. La polaridad de las moléculas formadas depende de los elementos que las constituyen. Así, es mayor en la unión del cloro con el hidrógeno que en el caso del bromo con el hidrógeno. Estas diferencias se deben a una propiedad periódica que ya hemos mencionado: la **electronegatividad**.

2.2.2.1. ¿Qué es la electronegatividad?

Con relación a la mayor o menor capacidad que presentan los átomos para atraer los electrones que comparten en una unión electrovalente, se ha introducido el concepto de electronegatividad, que puede definirse así:

Electronegatividad es la capacidad que posee un átomo para atraer al par de electrones que comparte en una molécula covalente.

Los átomos que atraen con mayor intensidad al par de electrones compartidos son los más electronegativos y corresponden a los no metales, como F, Cl, O, S, etcétera. El químico norteamericano **Linus Pauling** confeccionó una tabla de las electronegatividades de los elementos. El *más electronegativo* es el *flúor*, con un valor de 4,0, y el *menos electronegativo* es el *francio* con 0,7. Entre los no metales, el hidrógeno tiene el valor más bajo con 2,1. Los metales presentan una electronegatividad inferior a la del hidrógeno. Los gases inertes no se incluyen en la tabla porque generalmente no forman uniones químicas.

La unidad de medida de la electronegatividad fue establecida en forma arbitraria.

A continuación se transcribe la **Tabla de electronegatividades de los elementos**:

Elemento	Electronegatividad
H	2,1
Li	0,9
Be	1,5
B	2,0
C	2,5
N	3,0
O	3,5
F	4,0
Ne	0,0
Na	0,9
Mg	1,2
Al	1,5
Si	1,8
P	2,1
S	2,5
Cl	3,0
Ar	0,0
K	0,8
Ca	1,0
Sc	1,3
Ti	1,6
V	1,8
Cr	1,6
Mn	1,5
Fe	1,8
Co	1,8
Ni	1,8
Cu	1,9
Zn	1,8
Ga	1,8
Ge	2,0
As	2,2
Se	2,4
Br	2,8
Kr	0,0
Rb	0,8
Sr	1,0
Y	1,2
Zr	1,4
Nb	1,6
Mo	1,8
Tc	1,9
Ru	2,2
Rh	2,2
Pd	2,2
Ag	1,9
Cd	1,7
In	1,7
Sn	1,8
Pb	1,9
Tl	2,0
Hg	2,0
Bi	2,0
Po	2,0
At	2,2
Fr	0,7
Ra	0,9
Ac	1,1
Th	1,3
Pa	1,3
U	1,3
Np	1,3
Pu	1,3
Am	1,3
Cm	1,3
Bk	1,3
Cf	1,3
Es	1,3
Fm	1,3
Mendelevium	1,3
Nobelium	1,3
Lanthanum	1,1
Cerium	1,1
Praseodymium	1,1
Neodymium	1,1
Europium	1,1
Gadolinium	1,1
Terbium	1,1
Dysprosium	1,1
Ytterbium	1,1
Lutetium	1,1
Actinium	1,1
Thorium	1,3
Protactinium	1,3
Uranium	1,3
Niobium	1,6
Molybdenum	1,8
Technetium	1,9
Ruthenium	2,2
Rhodium	2,2
Palladium	2,2
Silver	1,9
Cadmium	1,7
Indium	1,7
Tin	1,8
Lead	1,9
Thallium	2,0
Lead	1,9
Bismuth	2,0
Polonium	2,0
Astatine	2,2

Electronegatividad
Metales < 2,1
No metales > 2,1

En la **Tabla periódica** la **electronegatividad** aumenta de izquierda a derecha dentro de cada período y de abajo hacia arriba en cada grupo.

¿Cómo puede predecirse el tipo de unión?

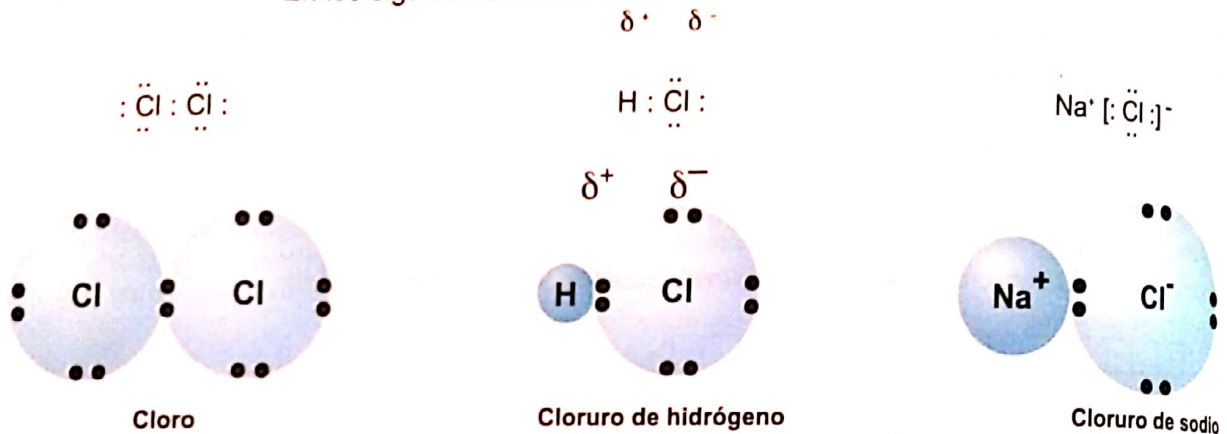
Los valores de electronegatividad permiten predecir el tipo de unión química que se establece entre los elementos. Cuando la diferencia de electronegatividad es grande, cabe esperar que el enlace sea iónico; así el sodio (0,9) y el cloro (3,0) forman un compuesto iónico. Por el contrario, si la diferencia de electronegatividad es pequeña, el compuesto que se forma es covalente. Una de las condiciones necesarias para que un compuesto sea iónico es que la diferencia de electronegatividad sea mayor de 1,7. En cambio, si la diferencia de electronegatividad es menor, el compuesto será covalente.

Diferencia de electronegatividad	Tipo de unión
0 a 0,4	Covalente no polar
0,4 a 1,7	Covalente polar
más de 1,7	Iónica

La electronegatividad también es útil para predecir la polaridad de los enlaces covalentes. Cuando la diferencia de electronegatividad es menor de 0,4 la unión es covalente no polar. En cambio, si dicha diferencia es mayor que 0,4, la unión será covalente polar. El criterio antes expuesto no es absoluto y sólo sirve de orientación, pues existen muchos otros factores que determinan el tipo de unión química.

2.2.2.2. Transición de la unión covalente a la iónica

En los siguientes casos:



Se puede observar que:

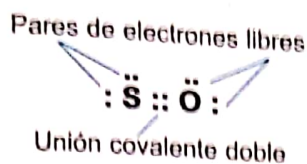
- Cuando los átomos que se unen tienen la misma electronegatividad –como en el caso de la molécula de cloro– presentan la misma capacidad para atraer el par de electrones que comparten y, en consecuencia, la unión que establecen es covalente no polar (forman *moléculas no polares*).
- A medida que la diferencia de electronegatividad entre los átomos se incrementa, también va aumentando la polaridad de la unión (enlace covalente polar). Entonces, la *molécula es polar* y parcialmente iónica, como se manifiesta en el cloruro de hidrógeno, en el cual la diferencia de electronegatividad entre el H y el Cl es de 0,9.
- Si la diferencia de electronegatividad es aún mayor –como entre el cloro y el sodio–, el par de electrones deja de estar compartido para ser captado exclusivamente por el elemento de mayor electronegatividad (en el ejemplo, el cloro), formándose un anión y un catión. Estos se atraen por tener fuerzas electrostáticas diferentes y el *enlace* que se establece es *iónico*.

En suma, no existe un límite definido entre la unión covalente y la unión iónica porque el tipo de enlace resultante depende de la diferencia de electronegatividad entre los elementos que se unen.

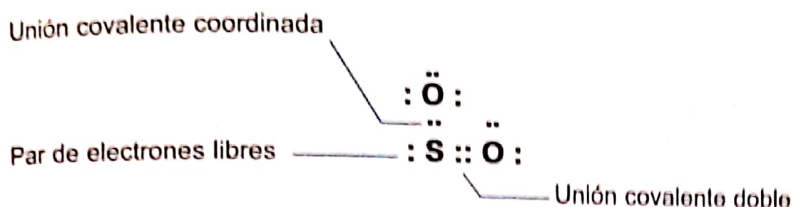
¿Cuál es el enlace o unión covalente coordinada?

En algunos compuestos se observa otra forma de unión covalente, en la cual el par de electrones que comparten es aportado por uno solo de los átomos. Para comprender este tipo de unión, procederemos a analizar el caso del azufre que tiene la propiedad de formar tres óxidos: monóxido de azufre (SO), dióxido de azufre (SO₂) y trióxido de azufre (SO₃).

En el **monóxido de azufre (SO)**, como el azufre y el oxígeno llenen seis electrones en su órbita externa, proceden a compartir dos pares de electrones para completar su octeto externo, formando un *enlace covalente doble*:

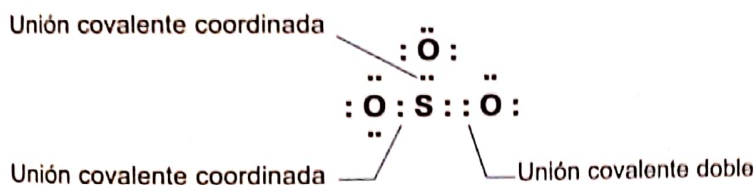


Como al azufre le quedan dos pares de electrones sin compartir, puede utilizar uno de ellos para unirse a otro de oxígeno, formándose el **dióxido de azufre (SO₂)**:



En este compuesto se observa *una unión covalente doble* y otra *unión covalente coordinada*.

Al azufre aún le queda un par de electrones libres que puede compartir con otro átomo de oxígeno, formando el **trioxido de azufre (SO₃)**:



En este caso hay *una unión covalente doble* y *dos uniones covalentes coordinadas*. Todas las *uniones* en que se comparten electrones reciben el nombre de *covalentes*, pero cuando el par de electrones compartidos es aportado por uno solo de los átomos, se las distingue con la denominación de **enlace** o **unión covalente coordinada**.

El átomo que aporta el par electrónico que se comparte se llama **dador** y el átomo que acepta compartirlo, **aceptor**.

En la **unión covalente coordinada** los dos electrones que se comparten son proporcionados por uno solo de los átomos que forman el enlace.

Las propiedades de los compuestos covalentes

En las sustancias que presentan enlace o unión covalente se observan las siguientes propiedades:

- Los puntos de fusión y de ebullición son bajos (menos de 300 °C) porque las fuerzas que mantienen unidas entre sí a las moléculas generalmente son débiles.
- Son solubles en solventes orgánicos no polares, tales como éter, cloroformo, sulfuro de carbono, nafta, etcétera. Generalmente, son insolubles en agua, aunque la solubilidad en ésta depende de la polaridad de la molécula. Cuanto mayor es la polaridad, mayor es la solubilidad en agua.
- No conducen la corriente eléctrica pues carecen de iones.
- Presentan estructura cristalina atómica o molecular.
- Forman moléculas que sólo se mantienen unidas por fuerzas débiles, denominadas **fuerzas de Van der Waals**.

Los compuestos covalentes están formados por moléculas propiamente dichas.

Las sustancias covalentes

Las sustancias moleculares

Las sustancias que presentan sus átomos unidos por enlaces covalentes constituyendo moléculas bien definidas y diferenciadas, se denominan **sustancias moleculares**.

Entre las moléculas se establecen fuerzas de atracción débiles, denominadas **fuerzas de Van der Waals**. A la temperatura ambiente, estas sustancias se pueden hallar en cualquiera de los tres estados de agregación:

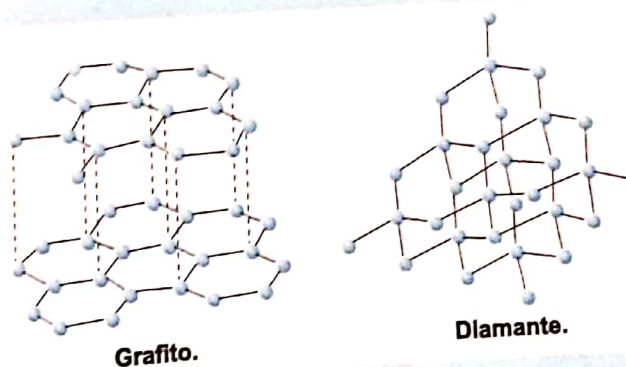
- Gases, tales como el oxígeno (O_2), el dióxido de carbono (CO_2) y el nitrógeno (N_2), que son los principales componentes de la atmósfera.
- Líquidos, tales como el agua, el alcohol etílico, la acetona, los aceites, etcétera.
- Sólidos, tales como el azúcar común, las grasas, la naftalina, el yodo, etcétera. En general, los sólidos moleculares son blandos y con poca resistencia mecánica.

Los puntos de fusión y de ebullición de las sustancias moleculares son relativamente bajos (menos de $300\text{ }^\circ\text{C}$). Asimismo, son malos conductores del calor y de la electricidad. La solubilidad de estas sustancias está relacionada con la polaridad de sus moléculas. Cuando tienen moléculas polares, como el azúcar y el alcohol etílico, se disuelven en solventes polares, tales como el agua. En cambio, si son sustancias no polares, tales como el yodo, no son solubles en el agua, pero sí en solventes no polares, como, por ejemplo, el tetracloruro de carbono (CCl_4).

Redes covalentes atómicas

Ciertas sustancias, tales como el diamante, el grafito y el fullereno, son sólidos que tienen átomos del mismo elemento químico unidos por enlaces covalentes, conformando una red cristalina tridimensional.

En general, sus puntos de fusión son elevados, no conducen la corriente eléctrica (el grafito es una excepción) y son insolubles en agua.



Macromoléculas o polímeros

Las macromoléculas o polímeros son moléculas muy grandes formadas por la unión de un elevado número de moléculas más pequeñas (monómeros) generalmente iguales. La mayoría de las macromoléculas existentes son compuestos covalentes. Entre ellas tenemos:

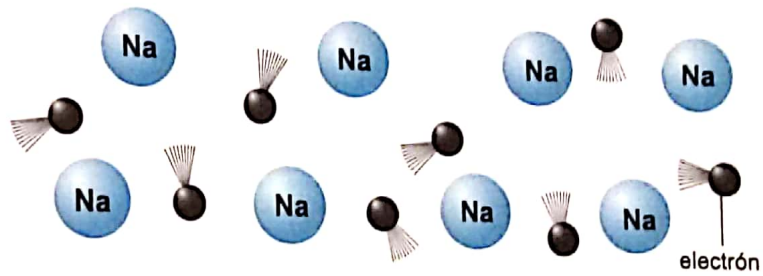
- Macromoléculas biológicas o biopolímeros:** Son macromoléculas naturales fundamentales para la vida en nuestro planeta, tales como los polisacáridos, las proteínas y los ácidos nucleicos (ARN y ADN).
- Polímeros sintéticos:** Son sustancias obtenidas artificialmente de gran utilidad en la vida actual, tales como los plásticos y las siliconas.

En general, las macromoléculas son sólidas a la temperatura ambiente, con puntos de fusión y ebullición relativamente bajos.

2.2.3. El enlace o unión metálica

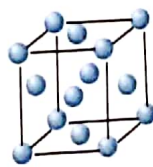
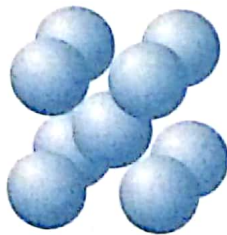
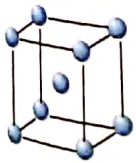
Esta forma de unión se produce entre los átomos de los metales. Como ya se ha señalado, los átomos de los metales tienen menos de cuatro electrones en su última órbita y pueden perderlos con relativa facilidad, en cuyo caso se convierten en iones positivos (cationes). Entonces, los electrones no pertenecen a ningún átomo en particular, pasan de un átomo neutro a un catión que se convierte en un átomo neutro, el que a su vez, puede ceder un electrón y convertirse nuevamente en un catión. Por este motivo, se considera que una porción de metal está constituida por una red de cationes, entre los cuales se mueven con bastante libertad los electrones, formando una "nube" o "mar de electrones". La unión se establece entre los iones metálicos con carga positiva y la nube electrónica con carga negativa.

Así, por ejemplo, un trozo de sodio está constituido por millones de cationes de Na^+ que se mantienen unidos por la nube electrónica formada por los electrones libres de la órbita externa.



Entonces, *los metales pueden considerarse como un enrejado o red de iones positivos sumergida en un "mar de electrones"*.

Cuando los metales están en estado sólido, sus átomos forman redes cristalinas semejantes a las redes iónicas. Las redes cristalinas metálicas más frecuentes son la cúbica centrada en el cuerpo, la cúbica centrada en las caras y la hexagonal compacta:



Red cúbica centrada en el cuerpo.

Red cúbica centrada en las caras.

En las redes cristalinas metálicas, al igual que en los compuestos iónicos, no es posible reconocer moléculas. En realidad, todos los cationes que hay formando el cristal constituyen un agregado único, una "molécula gigante".

Las propiedades de los metales

Los metales se caracterizan por presentar propiedades tales como:

- **Brillo característico.** Este brillo se debe a la movilidad de los electrones. La luz que incide sobre un metal es absorbida por los electrones libres que se mueven rápidamente emitiendo energía radiante que se aprecia como brillo.
- **Conductividad eléctrica.** La corriente eléctrica es el desplazamiento de los electrones; éstos al llegar a un trozo de metal repelen los electrones externos libres de dicho metal por tener carga de igual signo y hacen que circulen a través del mismo.
- **Maleabilidad y ductilidad.** La facilidad con que pueden deslizarse unas capas sobre otras hace que sea muy fácil producir láminas delgadas o hilos metálicos.
- **Insolubilidad.** Los metales no se disuelven en ninguno de los solventes conocidos.
- **Cristales.** La red cristalina está constituida por iones positivos dentro de una "nube electrónica".

En síntesis:

Unión iónica: Se observa entre átomos de metales y no metales porque entre ellos existe una elevada diferencia de electronegatividad. El átomo más electronegativo le quita uno o más electrones al átomo menos electronegativo. De esa manera, los electrones que intervienen en el enlace son atraídos por uno solo de los núcleos atómicos. Se originan *cationes* y *aniones*; por lo tanto, se forman **compuestos iónicos**.

Unión covalente: Se produce entre átomos de no metales, es decir, de elementos con electronegatividad elevada. Comparten uno o más pares de electrones que son atraídos por los dos núcleos atómicos. Los grupos atómicos resultantes son **moléculas** propiamente dichas. El enlace covalente puede ser *no polar* o *polar* y también *covalente coordinado*.

Unión metálica: Se encuentra entre átomos de metales, es decir, de elementos de baja electronegatividad. Los electrones externos son poco atraídos por los núcleos atómicos por lo cual permanecen relativamente libres entre la **red de cationes metálicos**. Entonces, los electrones que participan en la unión no pertenecen a ningún átomo en particular sino a toda la estructura cristalina que es muy compacta.

Clasificación de las sustancias

De acuerdo con el tipo de enlace o unión que presentan las sustancias pueden clasificarse en **iónicas, moleculares y metálicas**. Las sustancias iónicas están formadas por iones, las moleculares por moléculas y las metálicas por cationes rodeados por electrones.

Una fiesta muy elemental

Todos los elementos invitados a la fiesta habían acudido, desde el más liviano, el hidrógeno, hasta uno de los más pesados, el uranio. Todos lucían muy elegantes, ya que era una buena ocasión para impresionar y así conseguir amistades o pareja.

Los "señores", como el flúor y el cloro, eran de los más activos porque al contar con 7 electrones en su última capa energética gozaban de mejores atributos químicos para llamar la atención y entrar a reaccionar; claro que también hay otros como el cesio, el francio, el rubidio, el potasio y el sodio que son muy activos y se dejan conquistar con el primer acercamiento.

Como ocurre en todas las reuniones, se forman grupos aislados, muy apáticos, que no saludan, no le hablan a nadie: éstos son los apodados **gases inertes**, que no se interesan por nadie, puesto que se ufanan de ser autosuficientes; es decir, se sienten estables energéticamente al tener 8 electrones en su última órbita. Son los únicos que desde su nacimiento cumplen con la **regla del octeto**.

Al transcurrir la fiesta se empiezan a notar elementos entusiasmados a reaccionar con otros para unirse o enlazarse y así formar una familia (que sería una **molécula**). Las uniones se originan como resultado de las interacciones que pueden ser atracciones y repulsiones mutuas entre electrones. El objetivo del "matrimonio" químico es similar al social: se realiza para acompañarse y alcanzar una estructura más estable, o sea un estado de menor energía. En la búsqueda de la pareja juega un papel muy importante la apariencia física, entendida ésta como la parte que el átomo deja ver, es decir, la parte externa... el vestido, pues en muchos casos hay atracción y amor a primera vista (el vestido del átomo son los **electrones de valencia**).

Además de la apariencia física también cuenta la "personalidad" del elemento, en este caso la **electronegatividad** o capacidad que posee un átomo para atraer electrones del enlace. Mediante esta propiedad definimos un elemento como buena, regular o mala "persona". Si el valor de la electronegatividad es bajo, el elemento es como una persona positiva que dona sus electrones, como por ejemplo, los de los grupos 1 y 2 de la Tabla (alcalinos y alcalinotérreos). Si la electronegatividad es alta, se tiene un elemento negativo que roba electrones del enlace, como los no metálicos. El elemento más negativo es el flúor, con una electronegatividad de 4.

Al aumentar el calor de la fiesta o su energía, ya se comienza a ver parejas de átomos. La primera unión que se ve es la formación de la sal común, donde el cloro, con un bonito traje de 7 electrones, "conquista" al sodio, elemento que queda positivo al entrar en contacto con él ya que le cede el único electrón de su capa externa para estabilizarse al quedar con 8 electrones en el último nivel. Dicha unión se clasifica como **enlace iónico** o **electrovalente**. De un modo similar, se concretan otras uniones como ser: CsF, NaF, LiCl, KCl, MgCl₂, CaCl₂, SrCl₂, BaCl₂, etc. Como norma general se tiene que el "matrimonio" iónico ocurre cuando los dos átomos tienen una diferencia de electronegatividad mayor a 1,7.

Siguiendo los sucesos de la fiesta, se observa que en algunos metales sus átomos se unen entre ellos mismos, formando agregados, en los que cada átomo aporta sus electrones de la capa externa formando así iones positivos (+); dichos electrones actúan también como una

nube electrónica que se desplaza por todo el metal para estabilizar el agregado. Este tipo de unión se denomina **enlace metálico**.
Otras parejas que se formaron fueron las de los no metales entre ellos mismos o con otros, por ejemplo: O_2 , N_2 , CO_2 , Cl_2 , H_2O . Estos enlaces son parecidos a un matrimonio en donde se requiere igualdad de condiciones para los esposos; los átomos que se unen poseen electronegatividad semejante, y por consiguiente los electrones del enlace son compartidos mutuamente. Este tipo de unión es la **covalente**.

En un matrimonio ideal hay comprensión y ayuda, ninguno se recarga o se aventaja; en esta situación hay un **enlace covalente no polar**. Allí las electronegatividades de los miembros de la pareja son semejantes, como sucede cuando los dos átomos son iguales: cloro con cloro, oxígeno con oxígeno, etcétera. No obstante, en muchos noviazgos y matrimonios, una persona tiende a dominar a la otra, aunque no totalmente; en este caso tendríamos una polarización del mando, por lo que el **enlace** se llamaría **covalente polar**. En este tipo de enlace un átomo es parcialmente positivo y otro parcialmente negativo, como por ejemplo el agua, los hidrácidos (HCl ; HF ; HBr), etcétera.

Un grupo de elementos se dedicó a tomar licor, acabando con todas las existencias, por lo que decidieron unirse para conseguir dinero y comprar más trago. En el grupo del H_2SO_4 todos dieron su cuota, excepto 2 átomos de oxígeno que se hicieron los locos y no colaboraron. Sólo estaban de zánganos que vieron la forma de aprovecharse de los demás. Éste es el caso del **enlace covalente coordinado** o **dativo**, donde uno o más átomos comparten sus electrones pero hay otro(s) que no aportan, sólo están de cuerpo presente para beneficiarse, y también para dar estabilidad a la molécula.

La fiesta termina y unos salen felices con sus conquistas y enlaces, mientras que otros esperarán ansiosamente otra oportunidad con mejor suerte para poder interactuar o reaccionar y así dejar la soledad.

(Fuente: *Spín Química 10* - Editorial Voluntad S.A. - Adaptado por el autor.)

3. LAS MOLÉCULAS Y SUS PROPIEDADES

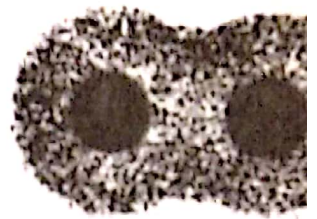
Las **moléculas** son agrupaciones estables y definidas de átomos, unidos entre sí por uniones covalentes, y que se representan por medio de fórmulas químicas. En la determinación de sus **propiedades** tienen especial importancia los **orbitales moleculares**, la **geometría molecular** y las **interacciones moleculares**.

3.1. ¿Qué son los orbitales moleculares?

En un átomo aislado, cada uno de sus electrones sólo experimenta la influencia del núcleo y de los restantes electrones.

En cambio, cuando se unen dos átomos para formar una molécula, los electrones de cada uno de ellos quedan sometidos al influjo del núcleo y de los electrones del otro. Entonces, se producen distorsiones y un reordenamiento de sus orbitales.

El conocimiento de cómo se hallan los electrones en las moléculas es una tarea difícil. Una forma para explicarlo consiste en considerar a la molécula como una unidad, con todos los electrones negativos moviéndose bajo la acción de los núcleos positivos y de los demás electrones. Esto implica admitir que cada electrón pertenece a la molécula y puede moverse a través de ella. Los niveles de energía ocupados por los electrones se denominan **orbitales moleculares** y se los debe considerar semejantes a los niveles energéticos de los electrones en los átomos aislados. Una molécula de hidrógeno está formada por dos átomos, cada uno constituido por un protón y un electrón. En consecuencia, se considera que la molécula está formada por dos protones y, a cierta distancia de ellos, se mueven los dos electrones, con spin opuesto, situados en un nivel de energía característico (orbital molecular). En el caso del cloruro de hidrógeno (HCl), la molécula está constituida por un átomo de hidrógeno (núcleo +1 y un electrón) y otro de cloro (núcleo +17 y 17 electrones). Por lo tanto, se considera que la molécula está formada por los dos núcleos, algo separados, y los 18 electrones ubicados en distintos niveles energéticos (de la molécula).



Molécula de hidrógeno (orbital molecular).

TRABAJO PRÁCTICO

Representación de moléculas

Expectativas de logro:

- Representar las moléculas de dióxido de carbono, agua, amoníaco, metano y cloruro de boro.

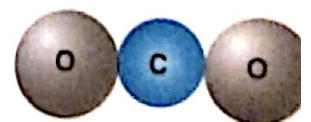
Materiales:

- Plastilina negra, celeste, marrón y roja.
- Escarbadientes.

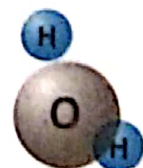
Procedimiento:

Tomando en consideración los modelos adjuntos de las moléculas de CO_2 , H_2O , NH_3 y CH_4 :

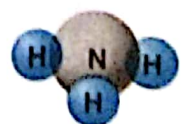
- Cuenta y anota** cuántos "átomos" vas a necesitar de carbono:.....; oxígeno.....; hidrógeno.....; nitrógeno:.....
- Teniendo en cuenta que el tamaño de los átomos se incrementa en el siguiente orden: hidrógeno, carbono, nitrógeno y oxígeno; **construye** los "átomos" de hidrógeno utilizando plastilina celeste; los de carbono, negra; los de nitrógeno, marrón, y los de oxígeno, roja.
- Utilizando los escarbadientes, **une** entre sí a los "átomos" formando las correspondientes "moléculas".
- Dibuja las "moléculas" que has construido:



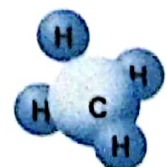
Molécula de dióxido de carbono



Molécula de agua



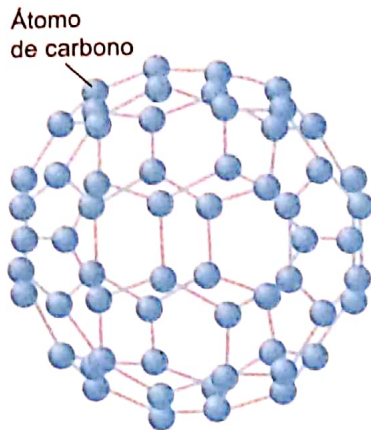
Molécula de amoníaco



Molécula de metano

3.2. ¿Qué formas tienen las moléculas?: La geometría molecular

La Estereoquímica es la rama de la Química que estudia las propiedades y reacciones de las moléculas que dependen de la geometría molecular, es decir, de la disposición en el espacio de los átomos que las forman.



Molécula de fullereno.

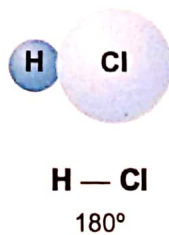
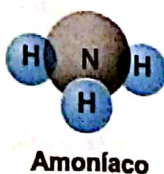
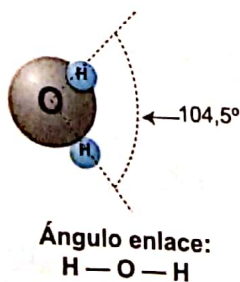
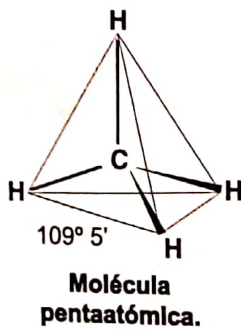
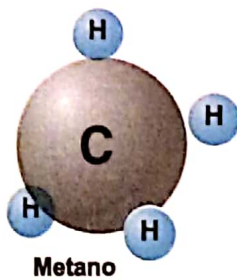
La variedad de formas de las moléculas es muy extensa. Podemos encontrarlas alargadas, redondeadas, planas; también existen en forma de anillos e incluso helicoidales. En los últimos años se han descubierto moléculas esféricas, con la forma de una pelota de fútbol, como en el caso del fullereno (C_{60}).

La disposición que tienen en el espacio los átomos que constituyen las moléculas determina la forma de las moléculas y suele denominarse **geometría molecular**.

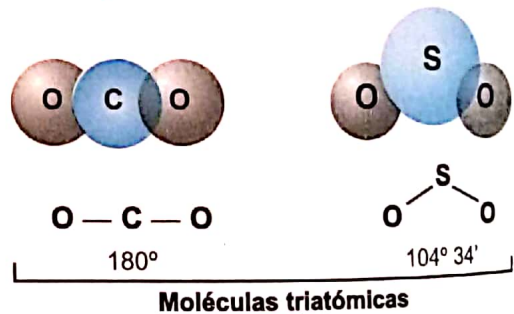
Las moléculas tienen formas específicas determinadas por las repulsiones entre los pares de electrones de valencia compartidos (enlazantes) y los pares no compartidos (no enlazantes).

La forma geométrica u organización tridimensional de los átomos de las moléculas tiene efecto sobre las propiedades físicas (densidad, punto de ebullición, punto de fusión, etcétera) y propiedades químicas (tipo de reacciones, velocidad de reacción, etcétera) de los compuestos.

La forma geométrica u organización tridimensional de los átomos de las moléculas tiene efecto sobre las propiedades físicas (densidad, punto de ebullición, punto de fusión, etcétera) y propiedades químicas (tipo de reacciones, velocidad de reacción, etcétera) de los compuestos.



Molécula biatómica



Las moléculas biatómicas son lineales, mientras que las que están constituidas por tres o más átomos adoptan diversas formas espaciales.

Una magnitud que se tiene en cuenta para definir la geometría de una molécula es el ángulo que se establece entre el átomo central y dos átomos periféricos contiguos ligados a él (**ángulo A-X-A**).

Estos ángulos (denominados **ángulos de enlace**) dependen de la disposición que adoptan en el espacio las regiones de los pares electrónicos enlazantes y no enlazantes.

Experimentalmente se ha podido determinar el ángulo de enlace de las moléculas de metano, amoníaco y agua. Estos datos se reflejan en la siguiente tabla:

Sustancia	Ángulo A-X-A	Ángulo de enlace
Metano (CH_4)	H—C—H	109,5°
Amoníaco (NH_3)	H—N—H	107,3°
Agua (H_2O)	H—O—H	104,5°

3.3. Atracciones entre las moléculas

Como consecuencia de la estructura que presentan las distintas moléculas se producen entre ellas diferentes fuerzas de atracción. Estas fuerzas son de distinta intensidad y mantienen más o menos unidas las moléculas entre sí, determinando las propiedades que caracterizan a las distintas sustancias, tales como: estado de agregación, punto de ebullición, solubilidad, etcétera. Así, la mayor o menor atracción que se establece entre las moléculas contribuye a que una sustancia se encuentre a la temperatura ambiente en estado sólido, líquido o gaseoso. Aunque en un líquido las moléculas se mueven con cierta libertad y tienen una disposición más desordenada que en un sólido, en los dos casos son atraídas entre sí por fuerzas de atracción electrostática. Si bien las interacciones moleculares son más débiles que los enlaces químicos, es necesario calentarlas (entregarles energía en forma de calor) para vencerlas y hacer que las sustancias pasen al estado gaseoso.

Las fuerzas de atracción intermoleculares se denominan **fuerzas de Van der Waals**, entre las cuales se pueden mencionar: las **fuerzas de London**, **dipolo-dipolo inducido**, **dipolo-dipolo** y **unión puente de hidrógeno**.

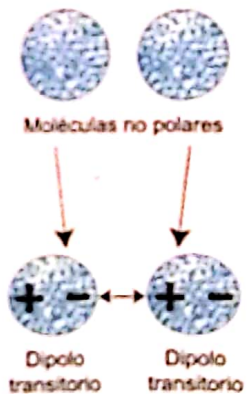
3.3.1. Las fuerzas de London

En las *moléculas no polares* puede producirse transitoriamente un desplazamiento relativo de los electrones originando un polo positivo y otro negativo (**dipolo transitorio**) que determinan una atracción entre dichas moléculas. (El polo positivo de una molécula atrae al negativo de otra y viceversa.)

Estas fuerzas de atracción son muy débiles y se denominan **fuerzas de London**. Su intensidad es proporcional al grado de polarización momentáneo que se produce en las moléculas.

En los gases inertes (He, Ne, Ar, etcétera) las fuerzas de London se manifiestan a muy bajas temperaturas, ocasionando la licuación de dichos gases.

Fuerzas de London

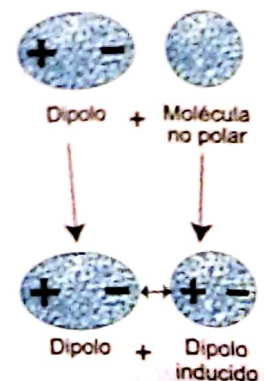


3.3.2. ¿Cuáles son las fuerzas dipolo-dipolo inducido?

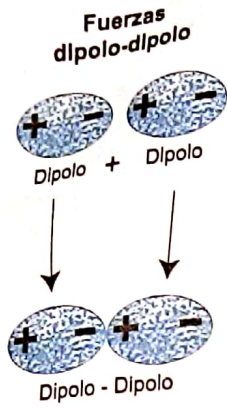
En ciertas ocasiones, una *molécula polar* (dipolo), al estar próxima a otra *no polar*, induce en ésta un dipolo transitorio, produciendo una fuerza de atracción intermolecular llamada **dipolo-dipolo inducido**.

Así, la molécula del agua, que es un **dipolo**, produce una pequeña polarización en la molécula no polar de oxígeno, la cual se transforma en un **dipolo inducido**. Esto hace que pequeñas cantidades de oxígeno se disuelvan en el agua. De un modo parecido, el dióxido de carbono también presenta cierta solubilidad en solventes polares como el agua.

Fuerzas dipolo-dipolo inducido



3.3.3. Las fuerzas dipolo-dipolo



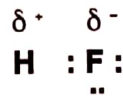
Cuando *dos moléculas polares* (dipolos) se aproximan, se produce una atracción entre el polo positivo de una de ellas y el negativo de la otra. Esta fuerza de atracción entre **dos dipolos** es tanto más intensa cuanto mayor es la polarización de dichas moléculas polares.

Estas fuerzas de atracción, llamadas **dipolo-dipolo**, se observan en las moléculas formadas por unión covalente polar, como el dióxido de azufre (SO₂), sulfuro de hidrógeno (H₂S), etcétera. Estas sustancias de elevada polaridad se disuelven en solventes polares, tales como el agua.

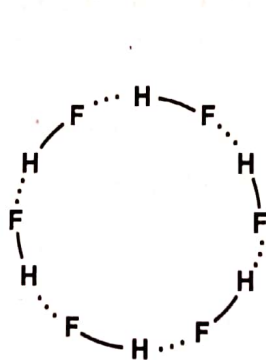
Entre las fuerzas dipolo-dipolo tienen particular importancia la unión puente de hidrógeno.

3.3.3.1. La unión puente de hidrógeno

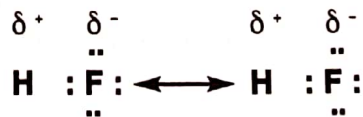
En ciertas sustancias, constituidas por un elemento muy electronegativo y el hidrógeno, tales como el fluoruro de hidrógeno (HF) y el agua (H₂O), se observa una forma de atracción entre sus moléculas, denominada **unión puente de hidrógeno**. En el caso del HF las moléculas son covalentes polares, como consecuencia de la diferencia de electronegatividad que existe entre el hidrógeno y el flúor.



Esta polarización provoca la atracción de la zona positiva de una molécula con la zona negativa de otra:



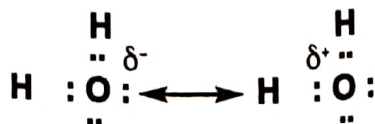
Hexámero de HF
(Seis moléculas)



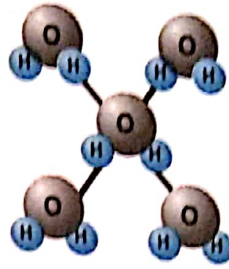
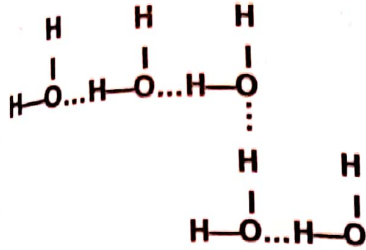
De este modo, se puede considerar que el hidrógeno forma un puente entre dos átomos de flúor y de ahí proviene el nombre de *unión puente de hidrógeno*. Así se forman cadenas moleculares de fluoruro de hidrógeno donde los átomos de hidrógeno vinculan entre sí a los de flúor:

El caso del agua

Las moléculas de agua también son dipolos a causa de la diferencia de electronegatividad entre el oxígeno y el hidrógeno, y pueden formar uniones puente de hidrógeno:

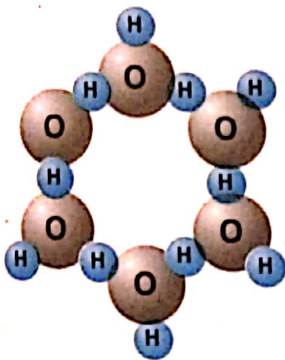


Como consecuencia de esta fuerza de atracción, las moléculas de agua se agrupan formando conglomerados de masa relativamente alta;

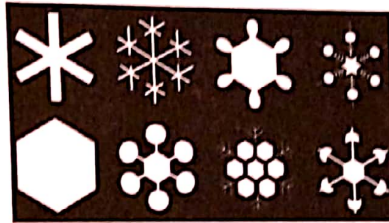


Los hidrógenos de las moléculas de agua interactúan con los oxígenos de las otras moléculas de agua.

El agua, al solidificarse, aumenta el número de sus uniones puente de hidrógeno y las moléculas se disponen formando retículos en las tres dimensiones del espacio quedando espacios vacíos hexagonales, según se observa en la siguiente representación:



Hexámero de agua



Cristales de hielo.

Entonces, el hielo tiene una estructura abierta y porosa, por lo cual su **densidad** es menor que la del agua líquida y flota en ella. Esta propiedad es atípica, pues generalmente las sustancias tienen mayor densidad en estado sólido que en líquido. La experiencia ha demostrado que los **puntos de ebullición** de las sustancias son más elevados cuanto mayores son sus masas moleculares. El agua, con un masa molecular de sólo 18, también debería ser un gas. Sin embargo, como consecuencia de la formación de conglomerados moleculares por la unión puente de hidrógeno, su punto de ebullición se eleva a 100 °C y entonces a la temperatura ambiente es líquida. Por cierto, si no existieran estas uniones el agua se encontraría en estado gaseoso y en la Tierra no podría hallarse la vida tal cual la conocemos. Cuando se calienta el hielo, los enlaces puente de hidrógeno se van rompiendo; la estructura rígida y abierta se desmorona y se hace más compacta. Entonces, la **densidad** aumenta alcanzando su máximo valor a 4 °C. A temperaturas más altas, el agua comienza a dilatarse aumentando su volumen, por lo que la densidad vuelve a disminuir. Esta peculiaridad es de gran importancia desde el punto de vista biológico. Una de sus consecuencias más importantes es que evita que en invierno los lagos y lagunas, al congelarse, se solidifiquen por completo. El agua fría de la superficie por su mayor densidad desciende hacia el fondo, mientras que la más caliente sube a la superficie donde se enfría y vuelve a descender.



La vida continúa debajo de la capa de hielo.



La falta de agua en el desierto hace que los días sean muy cálidos y las noches muy frías.



Gotas de agua.

Esta circulación del agua continúa hasta llegar a $4\text{ }^{\circ}\text{C}$ donde tiene su mayor densidad, pues a partir de ese momento esta agua permanece en el fondo. Mientras tanto, el agua superficial sigue enfriándose hasta convertirse en hielo, el cual forma una capa aislante que flota sobre la masa líquida. En ésta siguen viviendo la flora y la fauna acuática.

El **calor específico** del agua es igual a $1\text{ cal/g}\cdot^{\circ}\text{C}$ ($41.868\text{ J/kg}\cdot\text{K}$), siendo superior al de la mayoría de las sustancias; esto significa que para calentar agua hasta una cierta temperatura se requiere mayor cantidad de calor que para calentar a la misma temperatura igual masa de otra sustancia.

Así, por ejemplo, si se exponen al Sol durante el mismo tiempo un kilogramo de agua e igual cantidad de arena, el aumento de temperatura será cinco veces mayor en la arena que en el agua. El elevado calor específico que presenta esta sustancia se debe al hecho de que es necesario suministrar calor suficiente para romper algunas uniones puente de hidrógeno, que permitan a las moléculas de agua aumentar su energía cinética de modo que la temperatura se eleve.

Entre los líquidos más comunes, el agua es el que tiene uno de los valores más altos de **tensión superficial**. Esto demuestra que las fuerzas de cohesión intermoleculares debidas a las uniones puente de hidrógeno son muy intensas.

Una consecuencia directa de esta característica es que las gotas tienden a adoptar una forma esférica. Esto se observa mejor en las gotas muy pequeñas, porque las más grandes se deforman por la atracción de la gravedad.

En los líquidos, las moléculas de su superficie pueden vencer la atracción que ejercen sobre ellas las otras moléculas y pasar a la fase gaseosa que se encuentra por encima del líquido. De esta manera se genera una cierta cantidad de vapor que ejerce una determinada **presión de vapor**.

En el caso del agua, el valor de la presión de vapor es bajo en comparación con el de otros líquidos, tales como el alcohol etílico, el éter etílico, la acetona, etcétera; esto también es una consecuencia de la atracción que existe entre sus moléculas por las uniones puente de hidrógeno que presenta.

Sintetizando:

La composición, el tamaño, la forma y las interacciones que existen entre las moléculas determinan las propiedades físicas y químicas de las sustancias.