

Unidad N°2

Los enlaces químicos

Ya conocimos los 92 elementos químicos que existen en la naturaleza, también pudimos ver cómo el hombre va creando a partir de ellos elementos nuevos; pero es evidente que el mundo que nos rodea está formado por infinidad de materiales en distintos estados de agregación y de características tan diversas, que superan ampliamente la lista de elementos que figuran en la tabla periódica.

Los científicos ya sabían desde hacía mucho tiempo que las **sustancias compuestas** estaban formadas por diferentes átomos unidos entre sí. El desafío era comprender de qué manera y por qué razón los átomos se unían.

El químico alemán **Richard Abegg** (1869-1910) propuso la hipótesis de que los átomos se unían para lograr una estructura más estable que la que tienen cuando se encuentran aislados.

Se basaba en la idea de que los sistemas en la naturaleza tienden siempre a alcanzar los estados de energía mínima, que son los más estables; y supuso que para muchos elementos, esto se lograba por medio de la unión con otros átomos.

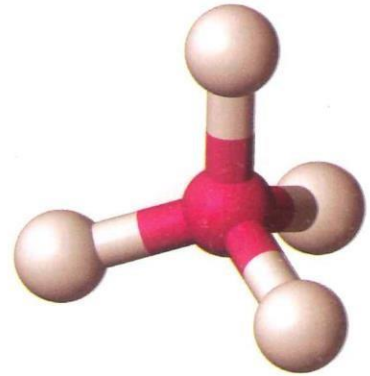
El conocimiento de la estructura atómica y el desarrollo de la tabla periódica permitieron a los investigadores comprender la importancia de los **electrones** en la formación de enlaces químicos.

A comienzos del siglo XX varios científicos prestaron especial interés a los elementos del grupo 18, los **gases inertes**. Habían notado que eran muy poco reactivos, evidentemente eran muy estables, y supusieron que esto podría deberse a que todos ellos (menos el helio) tenían **ocho electrones** en el último nivel.

Esto los llevó a suponer que entonces, completando ocho electrones en el último nivel energético, todos los átomos podían alcanzar la estabilidad, y que para lograr esto podrían compartir o captar de otros átomos los electrones que fueran necesarios. A esta hipótesis se la conoció como **regla del octeto**.

Regla del octeto:

Los átomos de distintos elementos se unen entre sí compartiendo o transfiriendo electrones, de forma que su nivel más externo se complete con ocho electrones, para lograr la máxima estabilidad.



La molécula

Los enlaces químicos

Cuando los átomos completan ocho electrones en su último nivel adquieren la configuración electrónica del gas inerte que se encuentra más próximo a ellos en la tabla periódica.

Esta regla, sin ser universal –hay excepciones– es una buena aproximación para explicar cómo se establecen las uniones químicas.

La estructura de Lewis

El científico americano **Gilbert Lewis** (1875-1946) ideó una forma sencilla de representar el último nivel energético de los átomos: propuso escribir el símbolo del elemento y alrededor dibujar un punto para indicar cada uno de los electrones del último nivel energético (que son los responsables de las uniones químicas).

A modo de ejemplo:

Elemento	Configuración electrónica	Notación de Lewis
Litio	$1s^2 2s^1$	Li $\cdot$
Magnesio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	Mg $\cdot\cdot$
Carbono	$1s^2 2s^2 2p^2$	$\cdot\ddot{C}\cdot$
Aluminio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	Al $\cdot$
Cloro	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$\cdot\ddot{Cl}\cdot$
Argón	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$\cdot\ddot{Ar}\cdot$

Las fórmulas químicas

Las fórmulas constituyen el lenguaje de la química y, como en todo lenguaje, es necesario respetar las convenciones en la escritura para que pueda ser utilizado como un medio de comunicación.

Las fórmulas más conocidas por todos son las **fórmulas moleculares**. Seguramente todos pensamos en el agua cuando vemos su fórmula: H_2O , donde las letras representan a los símbolos químicos de los elementos que componen la sustancia y los números, que se colocan como subíndices, representan la **atomicidad**, o sea la cantidad de átomos de ese elemento químico que forman la molécula. Ocurre lo mismo cuando observamos las fórmulas del oxígeno (O_2), del dióxido de carbono (CO_2) y de algunas otras sustancias conocidas.

Existen otros tipos de fórmulas que permiten conocer con más detalle cómo se han enlazado o combinado los átomos para formar la sustancia en cuestión. Por ejemplo, la **fórmula electrónica** o fórmula de Lewis, donde se ponen en evidencia los electrones compartidos, o se simboliza la transferencia de electrones.

En este caso la fórmula de Lewis para el agua sería:



Punto rojo-punto azul: pares de electrones enlazados.

Nota: los electrones del átomo de oxígeno son iguales a los del átomo de hidrógeno (todos los electrones son iguales), se dibujan en colores diferentes solamente con fines demostrativos.

¿CÓMO SE UNEN LOS ÁTOMOS?

La formación de una unión o enlace químico implica que los electrones del último nivel de energía de los átomos se reordenen para alcanzar una estructura más estable. Esto significa que en el proceso de unión se liberará una cierta cantidad de energía (energía de enlace).

Entre dos átomos que se unen existen fuerzas de naturaleza electrostática de atracción o repulsión, según las cargas sean de signo opuesto o de igual signo.

Las cargas positivas se deben a los protones presentes en los núcleos atómicos, mientras que los electrones son los responsables de las cargas negativas.

Para que se produzca una unión química deben prevalecer las fuerzas de atracción sobre las de repulsión.

Entonces podemos resumir las condiciones necesarias para que se produzca una unión o enlace químico:

- Reordenamiento de electrones del último nivel (electrones de valencia).
- Liberación de energía (energía de enlace).
- Predominio de fuerzas de atracción electrostáticas (cargas de signo opuesto).
- Cumplimiento de la regla del octeto (compartición o transferencia de electrones entre los átomos para alcanzar la configuración electrónica de un gas noble).

Es importante recordar que existen algunas excepciones a la regla del octeto, como el caso de los átomos de hidrógeno, berilio y boro, que tienen menos de ocho electrones en su último nivel cuando se combinan con otros elementos; o el carbono y el nitrógeno, cuando forman enlaces dobles y triples para llegar, de esta manera, a completar sus octetos.

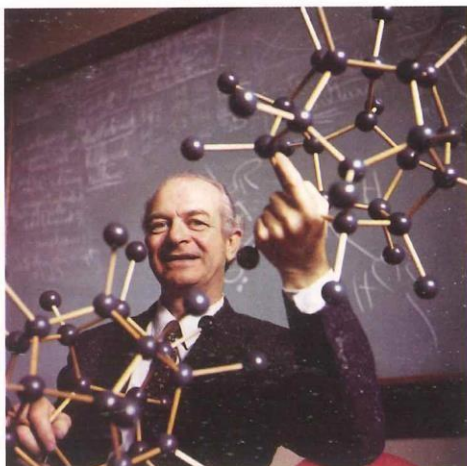
La electronegatividad de los elementos químicos

Linus Pauling ideó una tabla en la cual asignó números con los que se representó la capacidad relativa de los átomos para atraer electrones hacia sí en un enlace químico.

Como ya vimos, la electronegatividad es la capacidad relativa de un átomo para atraer hacia sí los electrones en un enlace químico con otro átomo, y está relacionada con la energía de ionización y la afinidad electrónica de los elementos.

Así el flúor (F), que es el elemento más electronegativo, tiene asignado el valor **4** y al francio (Fr), el elemento menos electronegativo, le corresponde el valor de **0,7**.

Los enlaces químicos



Linus Pauling

¿Sabías qué...?



Linus Pauling nació en Estados Unidos en el año 1901. Se graduó como bioquímico, pero su curiosidad y laboriosidad lo llevaron a investigar y trabajar en distintos ámbitos de la ciencia, como la química, la medicina, la cristalografía, la genética y la biología. Fue además un activo luchador contra las pruebas nucleares. En 1954 recibió el Premio Nobel de Química por sus investigaciones sobre la naturaleza del enlace químico y en 1962 fue nuevamente galardonado, en este caso con el Premio Nobel de la Paz. Falleció en el año 1994, habiendo dejado un enorme legado a la ciencia.

Los valores de electronegatividad permiten predecir el tipo de unión química que se establecerá entre los elementos. Este criterio no es absoluto; hay también otros factores que determinan el tipo de enlace químico, pero es útil como forma de orientación.

Cuando la diferencia de electronegatividad entre los átomos que se unen es grande, mayor que 2, se espera que el enlace sea **iónico**.

Cuando esta diferencia es menor que 2 el enlace será predominantemente **covalente**.

➤ Por ejemplo, podríamos predecir el tipo de enlace entre flúor y sodio:

Electronegatividad del flúor (F): 4

Electronegatividad del sodio (Na): 0,9

Diferencia de electronegatividades: $4 - 0,9 = 3,1$

Como la diferencia de electronegatividades es mayor que 2, el enlace será iónico.

➤ En el caso de la unión entre hidrógeno (H) y oxígeno (O), para formar la molécula de agua:

Electronegatividad del hidrógeno (H): 2,1

Electronegatividad del oxígeno (O): 3,5

Diferencia de electronegatividades: $3,5 - 2,1 = 1,4$

Con una diferencia de electronegatividades menor que 2, se espera que el enlace sea covalente.

Con estos datos, puede también predecirse la polaridad de los enlaces covalentes:

Diferencia de electronegatividad	Tipo de unión química
De 0 a 0,4	Covalente no polar o covalente pura
De 0,4 a 2	Covalente polar
Más de 2	Iónica

→ Radio atómico disminuye → Energía de ionización aumenta → Electronegatividad aumenta

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Período																		
1	H 2.1																	He
2	Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne
3	Na 0.9	Mg 1.2											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar
4	K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr
5	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	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe
6	Cs 0.7	Ba 0.9	Lu 1.3	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	Rn
7	Fr 0.7	Ra 0.7	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo

Tabla de electronegatividad de Pauling

CLASIFICACIÓN DE LAS UNIONES O ENLACES QUÍMICOS

Conocer los distintos tipos de enlaces o uniones químicas es muy importante para comprender las propiedades físicoquímicas de las sustancias.

Las propiedades y características de los materiales, como su dureza, puntos de fusión y ebullición, conductividad eléctrica, etc., dependen no solo de los átomos que los constituyen, sino también del tipo de enlace que se establece entre ellos.

Existen tres tipos de uniones o enlaces entre átomos, que dependen básicamente de la electronegatividad, es decir de la capacidad de los átomos para "arrancar" o atraer hacia sí electrones de otros elementos.

Enlace o unión iónica: ocurre entre átomos de marcada diferencia de electronegatividad, es decir entre metales y no metales.

Enlace o unión covalente: ocurre entre átomos de alta electronegatividad (no metales) entre sí, o átomos de sustancias no metálicas con el hidrógeno.

Enlace o unión metálica: ocurre entre átomos de baja electronegatividad (metales).

EL ENLACE IÓNICO

El enlace iónico consiste en una transferencia de electrones del átomo menos electronegativo (metal) al más electronegativo (no metal). Esto origina la formación de iones de carga opuesta que se mantienen unidos por **fuerzas de atracción electrostática**.

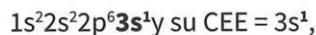
Tomemos como ejemplo la formación del cloruro de sodio (sal de mesa), una sustancia conocida por todos, compuesta por la unión entre un átomo de sodio y un átomo de cloro:

Los enlaces químicos



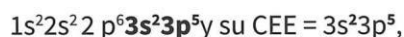
Químicamente la sal común es una sustancia iónica llamada cloruro de sodio (NaCl).

La configuración electrónica del sodio es:



significa que en su nivel más externo, el sodio tiene un electrón.

La configuración electrónica del cloro es:



significa que en su último nivel el cloro tiene en total siete electrones.

Utilizando las fórmulas de Lewis:



Fórmulas de Lewis del cloruro de sodio

Para adquirir la configuración electrónica del gas noble más próximo, el neón (Ne), el sodio deberá ceder un electrón.

En el caso del cloro deberá captar un electrón para alcanzar la configuración del argón (Ar).

Al ceder o captar electrones, los átomos se convierten en iones con cargas opuestas.

Ion sodio $[\text{Na}]^+$ (catión). El catión sodio es un átomo de sodio al cual le falta un electrón; entonces, la cantidad de protones es superior a la de electrones y por eso tiene carga positiva.

Según la notación de Lewis:



Ion cloro $[\text{Cl}]^-$ (anión). El anión cloruro es un átomo de cloro que tiene un electrón de más y por eso presenta carga negativa.

Vocabulario



Ion:

Átomo o grupo de átomos con carga eléctrica.

Catión:

Ión con carga positiva.

Anión:

Ión con carga negativa.

Según la notación de Lewis:



Ambos iones por tener cargas iguales y opuestas se unen fuertemente por atracción electrostática, formando un **compuesto iónico**.

Los iones se representan mediante el símbolo del elemento rodeado por los puntos que representan los electrones del último nivel energético más el, o los, electrones captados (en el caso de los aniones). Los cationes no llevan puntos porque han cedido sus electrones. Luego se encierra el conjunto entre corchetes indicando la carga del ion como superíndice.

Los compuestos formados se representan por medio de las fórmulas químicas.

Para escribir la fórmula química del compuesto formado se colocan los símbolos de los elementos químicos y como subíndice la cantidad de iones de cada uno de los elementos que participan en la unión, en este caso:



El número uno (que correspondería a un ion $[\text{Na}]^+$ y un ion $[\text{Cl}]^-$) no se anota en las fórmulas químicas.

La tabla periódica nos brinda información adicional:

NÚMERO ATÓMICO	6	C	SÍMBOLO
ELECTRONEGATIVIDAD	2,5	CARBONO	NOMBRE
ESTADOS DE OXIDACIÓN	+ 4,2	12,01115	MASA ATÓMICA
DENSIDAD (g/ml)	2,26	2 - 2 · 6	ELECTRONES DE VALENCIA (último nivel)
		[He] 2S ² 2P ²	CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

La tabla periódica nos ayuda a obtener información adicional. En la tabla periódica pueden encontrar los datos de electronegatividad y de la cantidad de electrones que los átomos tienen en el último nivel

Veamos otro ejemplo:

El caso de la **unión iónica** entre el magnesio (Mg) y el cloro (Cl):



En este caso el magnesio cede dos electrones. Cada átomo de cloro puede tomar solo un electrón (para completar su octeto), por eso son necesarios dos átomos de cloro para que se produzca el enlace químico, de manera que la fórmula química se escribe:



Lo que representa que se han unido un ion $[\text{Mg}]^{++}$ y dos iones $[\text{Cl}]^-$

Algunos aspectos para tener en cuenta:

Pueden observar que una condición necesaria para que se produzca el enlace químico es que debe haber igualdad entre los electrones “ganados” y “perdidos” en el proceso, esto significa que los electrones que cede un elemento deben ser los mismos que capta el o los otros elementos.

También es importante considerar que la unión iónica se produce en forma simultánea entre muchos átomos, dando como resultado una gigantesca **red cristalina iónica** formada por numerosos iones interrelacionados por atracción electrostática.

Las redes iónicas:

Los compuestos iónicos forman **redes tridimensionales**, en las cuales se logra la máxima atracción entre los cationes y aniones porque se ubican de forma alternada en las tres direcciones del espacio.

Las fuerzas de atracción entre los iones son muy grandes. Por esta razón, los compuestos iónicos son muy duros y tienen elevados puntos de fusión y ebullición.

Cuando se encuentran en estado sólido, los iones no pueden moverse dentro de la red cristalina, por ello los sólidos iónicos no conducen la electricidad, pero al disolverse en agua, la red cristalina se desarma permitiendo que los iones se muevan y puedan conducir la electricidad (se denominan por esto **electrolitos**).

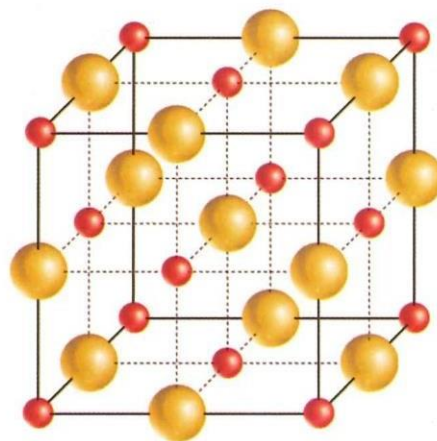
Para la netbook



- Para comprender mejor el proceso de unión iónica pueden mirar unas animaciones sobre el tema en¹:

<http://www.educ.ar/sitios/educar/recursos/ver?id=15088>

¹ Sitio: *Educ.ar*. Ministerio de Educación, Presidencia de la Nación, Argentina.



Red de cloruro de sodio

Propiedades de los compuestos iónicos

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

- **No forman moléculas independientes** (se encuentran asociados formando redes).
- Poseen puntos de fusión y ebullición elevados (más de 700 °C).
- Son sólidos a temperatura ambiente.
- Son solubles en agua.
- Son sustancias duras y frágiles.
- No conducen la corriente eléctrica en estado sólido pero son buenos conductores cuando se encuentran fundidos o en solución (disueltos en agua).



¿Vamos al laboratorio?

¿Quieren ver unos bonitos cristales de cloruro de sodio?

Disuelvan en medio vaso de agua una cucharada de sal de mesa (cloruro de sodio).

Vuelquen un poco de la solución que prepararon en un recipiente amplio de bordes bajos, (podría ser la tapa de un frasco de mermelada).

Coloquen el recipiente en un lugar aireado y déjenlo varios días (sin moverlo) hasta que el agua se evapore completamente.

Ahora observen con una lupa los cristales cúbicos de cloruro de sodio.

Comparen con la imagen.



Cristales de cloruro de sodio

¿Sabías qué...?



El agua pura es un magnífico aislante, es decir, no conduce la corriente eléctrica. Sólo que el agua pura, a la que llaman desionizada, existe exclusivamente en los laboratorios. La que sale por la canilla, la de la piscina, la de los ríos, lagos, charcos y sobre todo la del mar, nada tiene de pura. En ella hay gran cantidad de minerales disueltos. El agua de lluvia es bastante pura, pero en cuanto toca nuestro cuerpo, enseguida disuelve el cloruro de sodio (sal de mesa) que tenemos a flor de piel debido al sudor y con eso basta para que pierda su pureza.

Cuando el agua disuelve cualquier sal, no sólo la de mesa, disocia una buena cantidad de sus moléculas en iones positivos y negativos, que la convierten en un conductor de la electricidad. Mientras más sales tenga disuelta el agua, mejor conductor se vuelve.

El agua encierra varios peligros. Uno de ellos consiste en que como cualquier otro conductor, puede terminar de cerrar un circuito eléctrico que pudiera parecerle abierto a algún descuidado. Otra es, que el agua mejora la calidad de cualquier contacto eléctrico con la piel, al aumentar el área efectiva de este. Es por eso que siempre se recomienda no manipular artefactos eléctricos con las manos húmedas.



Actividades

1. Relacionen los conceptos de la derecha con el tipo de unión química:

- | | |
|-------------------------------------|------------------|
| - Unión entre metales. | Unión iónica. |
| - Unión entre metales y no metales. | Anión. |
| - Unión entre no metales. | Unión covalente. |
| - Elemento que gana electrones. | Catión. |
| - Ion con carga positiva. | Unión metálica. |

2. Representen mediante fórmulas de Lewis y fórmulas químicas las uniones iónicas entre los siguientes pares de átomos:

- a) K / O b) Na / F c) Ca / S d) Sr / Cl

3. Dadas las siguientes afirmaciones, indiquen si son verdaderas o falsas.

Corrijan las falsas.

- a) La unión iónica se produce entre un elemento de baja electronegatividad y otro de alta electronegatividad.
- b) La electronegatividad es la capacidad de un átomo para compartir electrones.
- c) Cuando la diferencia de electronegatividad entre los átomos que se unen es menor que 2, la unión será iónica.
- d) Los compuestos iónicos conducen la electricidad en estado sólido.
- e) La cantidad de electrones que produce estabilidad en los átomos es cuatro.
- f) Los gases inertes se unen con los metales mediante enlaces iónicos.
- g) Los electrones de todos los elementos son iguales.
- h) Los compuestos iónicos no forman moléculas aisladas.

EL ENLACE COVALENTE

Existen moléculas formadas por átomos que tienen valores de electronegatividad igual o muy similar.

En estos casos resulta evidente que no habrá un átomo capaz de “arrancar” electrones a otro, tampoco ninguno de los átomos estará en condiciones de ceder electrones; los elementos alcanzarán la configuración electrónica de un gas inerte, compartiendo entre sí uno o varios pares de electrones de su último nivel.

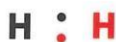
Este tipo de unión se observa entre átomos de no metales iguales unidos entre sí, como las moléculas biatómicas de gases simples [oxígeno (O_2), cloro (Cl_2), flúor (F_2) o hidrógeno (H_2)] o átomos diferentes, como los óxidos de carbono (CO y CO_2) y de azufre (SO , SO_2 y SO_3). También en las combinaciones de los no metales con hidrógeno.

Veamos el ejemplo de la formación de la **molécula de hidrógeno**.

El átomo de hidrógeno ($Z = 1$) tiene un núcleo con un protón y un solo electrón ocupando el nivel $1s^1$.

Cuando dos átomos de hidrógeno se aproximan se generan fuerzas de repulsión (rechazo) núcleo-núcleo, por tener ambos núcleos carga positiva, fuerzas de repulsión electrón- electrón (ambos tienen carga negativa) y fuerzas de atracción núcleo electrón. Los átomos pueden acercarse hasta una distancia en la cual predominen las fuerzas de atracción sobre las fuerzas de repulsión. Así se produce la unión en la cual el par de electrones (uno de cada átomo) es compartido por ambos átomos de hidrógeno.

Se puede representar con las fórmulas de Lewis:



Fórmula de Lewis, unión H/H

Compartiendo los electrones, ambos átomos de hidrógeno alcanzan la configuración electrónica estable del helio (He), con dos electrones en su último nivel, estableciéndose un enlace covalente cuya fórmula molecular será:



El número **2** colocado como subíndice indica la cantidad de átomos que se unen para formar la molécula de hidrógeno.



El azúcar es una sustancia covalente. Su nombre químico es sacarosa y está formada por átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno

Otros ejemplos de unión covalente:

La molécula de flúor

Cada átomo de flúor ($Z = 9$), posee nueve electrones distribuidos de la siguiente forma:

$1s^2 2s^2 2p^5$, la CEE (electrones de valencia) indica que en su último nivel el flúor tiene siete electrones.

Usando la notación de Lewis:



Fórmula de Lewis, unión F/F

La unión se establece por un par de electrones compartido entre los dos átomos de flúor, de manera que cada uno de ellos completa los ocho electrones en su último nivel.

La fórmula molecular de la molécula de flúor será:



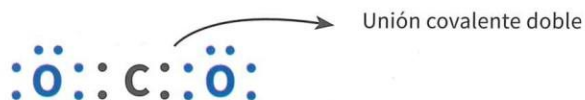
Se puede representar el par de electrones compartidos (electrones enlazantes), mediante una línea, constituyendo un nuevo tipo de fórmula, denominado **fórmula desarrollada**:



La molécula de dióxido de carbono

Esta molécula se forma por la unión entre un átomo de carbono y dos átomos de oxígeno.

El carbono tiene cuatro electrones en su nivel más externo, el oxígeno seis electrones de valencia. De manera que según la notación de Lewis:



Fórmula de Lewis CO_2 , unión C/O

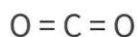
En este caso, para que el oxígeno alcance su octeto de electrones que le da estabilidad, será necesario que comparta con el carbono dos pares de electrones. El carbono tendría así seis electrones en su último nivel, de manera que para completar su octeto, compartirá otros dos pares de electrones con otro átomo de oxígeno.

Cuando los pares de electrones compartidos entre dos átomos son dos, se forma un **enlace covalente doble**.

La fórmula molecular del dióxido de carbono será:

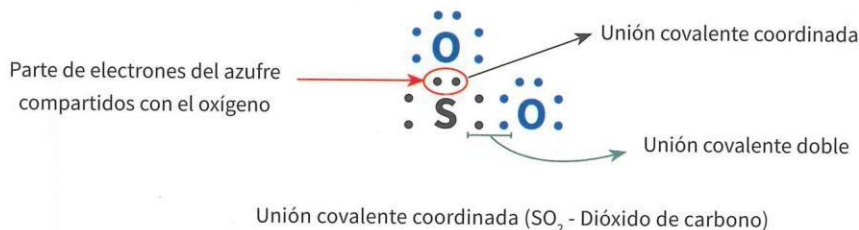


Y la fórmula desarrollada:



Un caso particular: enlace covalente coordinado

En algunos compuestos se observa un tipo especial de unión covalente, en la cual el par de electrones que se comparte, como en todas las uniones covalentes, es aportado solamente por uno de los átomos. Para entender este caso podemos analizar la formación de la molécula de dióxido de azufre (SO_2):



Como el azufre y el oxígeno tienen seis electrones en su último nivel, para completar sus octetos pueden compartir dos pares de electrones, formando un enlace covalente doble.

Al azufre le quedan dos pares de electrones no compartidos; entonces, utiliza uno de esos pares de electrones para unirse con otro oxígeno.

En este caso el azufre no puede tomar electrones del segundo átomo de oxígeno para compartir porque su octeto está completo, de manera que el azufre aporta el par completo para compartirlo con el segundo átomo de oxígeno, de forma que este pueda completar sus ocho electrones.

La fórmula molecular del dióxido de azufre es:



Y su fórmula desarrollada:



Las dos líneas entre el átomo de oxígeno y el átomo de azufre indican dos pares de electrones compartidos.

La flecha indica que el par de electrones es aportado por el azufre y compartido por ambos átomos.

Para resumir:

Tipo de enlace o unión covalente	Los electrones son aportados por:	Los electrones se comparten:
Pura	Ambos átomos	En forma equivalente
Polar	Ambos átomos	En forma desigual*
Coordinada (dativa)	Uno de los átomos	En forma equivalente

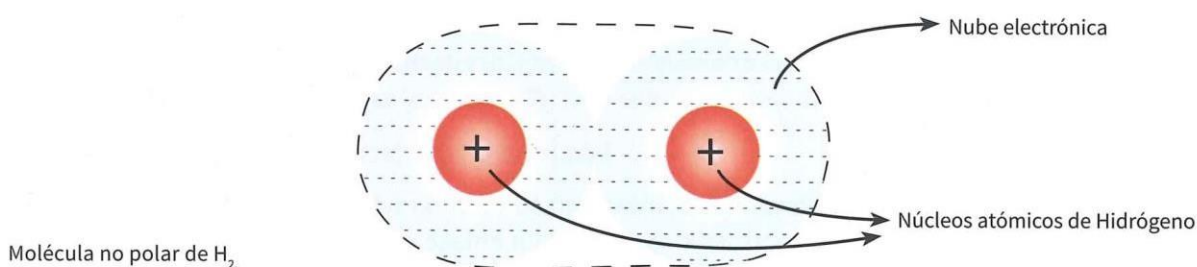
*El átomo más electronegativo atrae al par electrónico con mayor intensidad.

Polaridad de los enlaces

La electronegatividad no es una magnitud que pueda medirse en los átomos aislados: surge al producirse la unión entre los átomos.

Cuando se producen uniones covalentes, la nube de electrones compartidos puede distribuirse de forma simétrica o asimétrica.

En el caso de que los átomos tengan la misma electronegatividad, por ejemplo dos átomos de hidrógeno, evidentemente ambos presentan la misma capacidad para atraer hacia sí a los electrones que se comparten en forma equitativa. En consecuencia, la unión será covalente **no polar o pura** y la nube electrónica formada será **simétrica**.

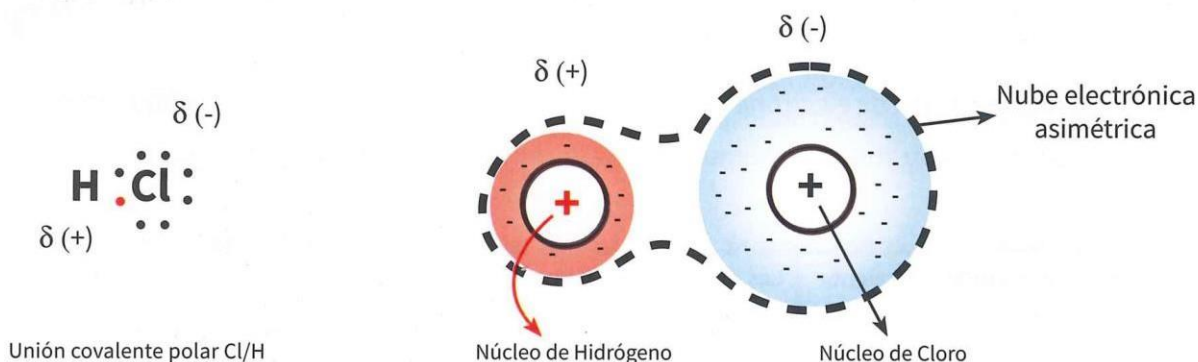


A medida que aumenta la diferencia de electronegatividad entre los átomos, se va incrementando la polaridad de la molécula formada, porque uno de los átomos, (el más electronegativo) atraerá con mayor fuerza al par de electrones compartido.

La carga electrónica se desplaza hacia el átomo más electronegativo, dando como resultado una **distribución asimétrica** de la nube de electrones.

En este tipo de moléculas se pueden distinguir claramente dos zonas: una de mayor densidad de electrones (zona de carga negativa δ^-) cerca del átomo más electronegativo y otra de menor densidad electrónica (zona de carga positiva δ^+) cerca del átomo menos electronegativo.

Este tipo de enlace se conoce como **enlace covalente polar** y la molécula polar se conoce como **dipolo** (por tener dos polos: el positivo y el negativo).



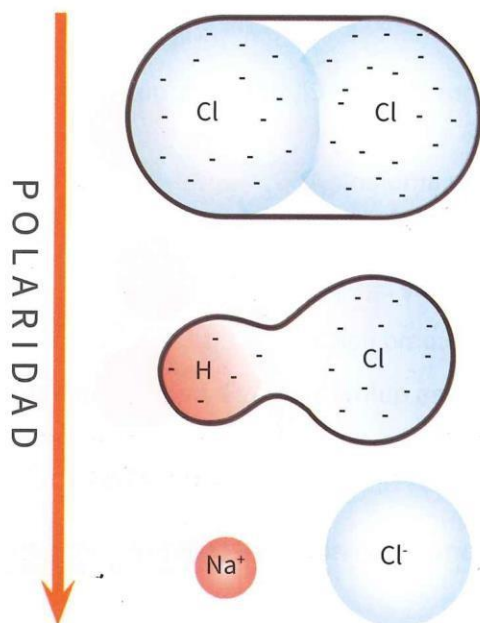
Nota:

δ^- indica densidad de carga negativa.

δ^+ indica densidad de carga positiva.

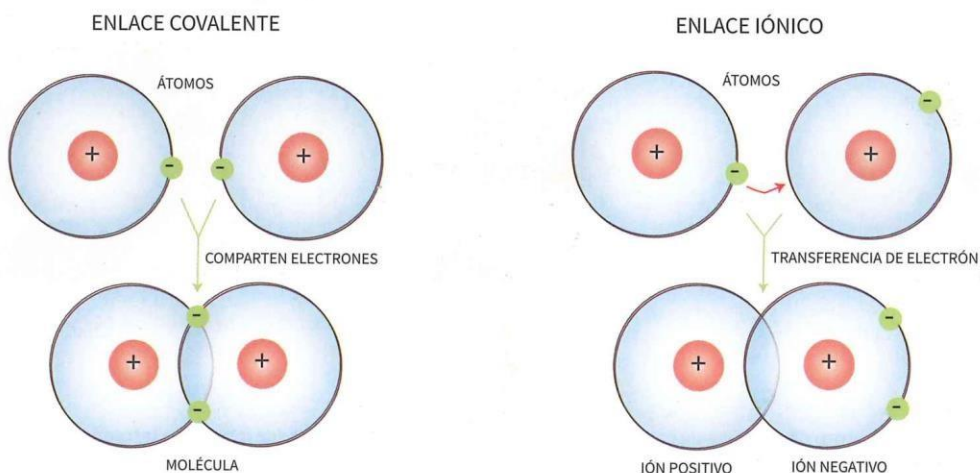
Si la diferencia de electronegatividad es muy grande (superior a 2), se presenta el caso de que el átomo más electronegativo directamente “arrancará” los electrones del átomo menos electronegativo y, entonces, la unión será **iónica**.

Así se puede graficar el desplazamiento de la nube electrónica según el tipo de unión química de la siguiente manera:



Desplazamiento de la nube de electrones

No es posible establecer una regla que permita definir con exactitud si un enlace es iónico o covalente, dado que en todo enlace covalente polar hay un cierto carácter iónico, es decir, solo podemos afirmar que una unión será **predominantemente covalente** o **predominantemente iónica**, según sea la diferencia de electronegatividad entre sus átomos.



Para la netbook



Para comprender mejor el proceso de unión covalente pueden mirar una animación en¹:

www.educ.ar/recursos/ver?rec_id=70073

¹ Sitio: *Educar*. Ministerio de Educación, Presidencia de la Nación, Argentina.

PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS COVALENTES

Existen innumerables sustancias formadas por enlaces covalentes que podríamos clasificar dentro de dos grupos:

Sustancias moleculares

Constituidas por moléculas individuales formadas por átomos unidos en forma covalente, desde las más simples compuestas por dos o tres átomos, como el hidrógeno (H_2), o tres átomos, como el dióxido de carbono (CO_2), hasta las formadas por cientos de átomos, como las proteínas.

- Son estables.
- Poseen bajos puntos de fusión y ebullición (menos de $300\text{ }^{\circ}\text{C}$), debido a que las fuerzas que mantienen unidos los átomos entre sí son débiles.
- Muchas de ellas son gases o líquidos a temperatura ambiente.
- Las sustancias que son sólidas funden a baja temperatura.
- No conducen la corriente eléctrica en ningún estado de agregación.
- Son solubles en compuestos orgánicos no polares, como nafta, éter, etc.
- Son **termolábiles**, esto significa que se descomponen químicamente a bajas temperaturas.

Cristales covalentes

Están formados por conjuntos de átomos que componen un cristal o red tridimensional, en la cual los enlaces son covalentes.

Hay algunos ejemplos de estas sustancias que seguramente conocen:

El carbono, que puede presentarse en dos formas cristalinas: grafito y diamante, en las cuales la organización de los átomos es diferente, lo que confiere a ambas variedades del carbono propiedades muy distintas.

Otro ejemplo es el del dióxido de silicio (SiO_2), cuya forma cristalina más conocida es el cuarzo.

Los cristales covalentes no tienen propiedades comunes, dependen del tipo de estructura del cristal formado.



Diamante de carbono

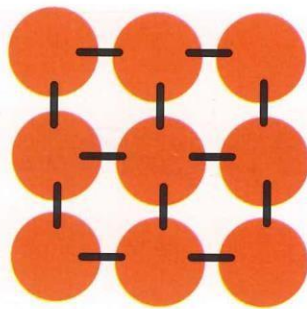


Grafito de carbono

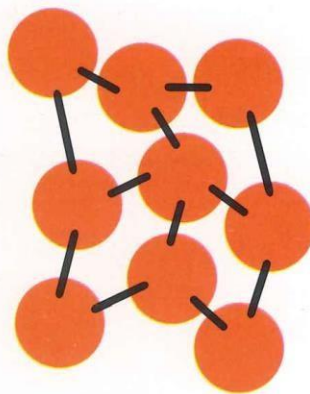


Cristal de cuarzo

El diamante está compuesto por átomos de carbono unidos entre sí de manera geométrica formando tetraedros, que le confieren gran dureza. El grafito tiene una estructura laminar que es menos rígida, por lo cual es un material blando.



Sólido cristalino



Sólido amorfo

Las sustancias amorfas, a diferencia de las cristalinas, no presentan entre sus átomos un orden definido.

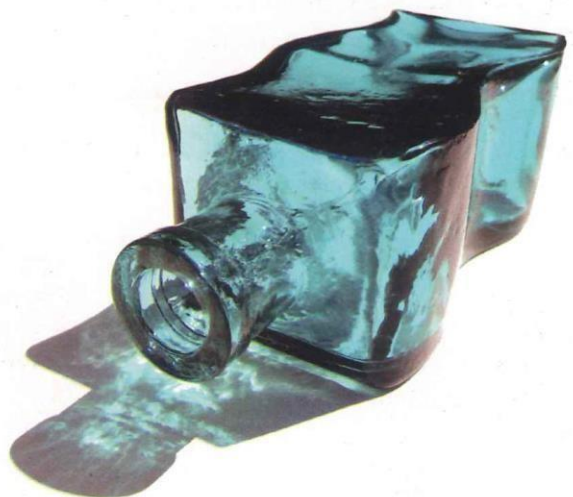
¿Sabías qué...?



Los cristales

La **estructura cristalina** es la forma sólida en la cual se ordenan y empaquetan los átomos, moléculas, o iones. Estos se encuentran organizados de manera geométrica ordenada y con patrones de repetición que se extienden en las tres dimensiones del espacio. La **cristalografía** es el estudio científico de los cristales y su formación.

No sería correcto pensar que la materia es totalmente ordenada o desordenada (cristalina o no cristalina); encontramos una gradación continua del orden en que está organizada la materia (grados de cristalinidad), en donde los extremos serían materiales con estructura atómica perfectamente ordenada (cristalinos) y completamente desordenada (amorfos).



El opálo y el vidrio son sólidos cuya estructura interna es amorfa

Actividades

- 1 a) Predigan en base a la diferencia de electronegatividad cuáles de estos pares de átomos se unirán en forma covalente:
b) Representarlos mediante fórmulas de Lewis, desarrolladas y moleculares.
Si / O - F / Ca - P / O - P / H - O / K
- 2 Ordenen los siguientes compuestos químicos de acuerdo a su polaridad creciente:
a) PH_3 b) HF c) NaCl d) CH_4 e) ClH
(Calculen la diferencia de electronegatividad restando la de los dos átomos que forman el compuesto, sin tener en cuenta la cantidad de esos átomos que están presentes).
- 3 Señalen cuáles de estas propiedades corresponden a los compuestos covalentes:
 - Solubles en agua.
 - Alto punto de fusión.
 - Solubles en nafta.
 - Conductores de la corriente eléctrica.
 - Estado gaseoso.
 - Forman iones.
 - Ceden o captan electrones.
 - Comparten electrones.
- 4 Elijan dentro de esta lista de elementos dos elementos que, unidos químicamente, den como resultado:
a) Un compuesto de bajo punto de ebullición, soluble en solventes orgánicos y no conductor de la corriente eléctrica.
b) Un compuesto sólido de alto punto de fusión.
C, N, O, Ca, Li, H, Mg, P, S y K.
- 5 El carbono (C) y el oxígeno (O) forman el dióxido de carbono (CO_2) mediante:
 - Unión covalente doble.
 - Unión covalente simple.
 - Unión iónica.
 - Dos uniones covalentes dobles.
 - Ninguna de las opciones.Justifiquen la respuesta representando el compuesto mediante la fórmula de Lewis.

EL ENLACE METÁLICO

Los metales son los elementos que más abundan en la tabla periódica. Tienen propiedades fisicoquímicas bastante conocidas por todos: el brillo, cuando están pulidos, la conductividad eléctrica y térmica (son buenos conductores de la corriente eléctrica y del calor), la **ductilidad**, que es la capacidad de formar hilos o alambres y la **maleabilidad**, que es la posibilidad de ser estirados en forma de hojas o láminas.

Los metales tienen además baja electronegatividad, es decir, tienen una marcada tendencia a perder electrones para transformarse en cationes.

Estas propiedades sugieren que sus átomos deben unirse de una forma muy particular.



Los metales fueron usados por el hombre desde la prehistoria. Actualmente, por su gran resistencia, versatilidad y relativa facilidad de utilización son uno de los materiales más elegidos en la construcción.

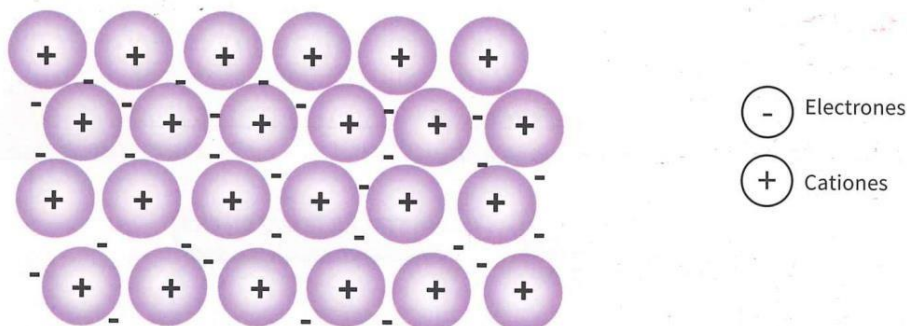
Cuando los átomos de los metales pierden sus electrones, no son captados por ningún otro átomo en particular. Los electrones pasan de un átomo neutro a otro que se había transformado en catión, que así vuelve a transformarse en un átomo neutro, que luego perderá sus electrones para convertirse nuevamente en un catión.

Las teorías actuales consideran que el metal está formado por una red de cationes, entre los cuales se mueven libremente los electrones.

La unión se establece entre los iones positivos y la nube electrónica, de carga negativa.

Una imagen bastante gráfica es la de un “mar de electrones” que se mueve entre los cationes.

Las características de conductividad térmica y eléctrica se deben a la libertad de movimiento que tienen los electrones.



Unión metálica

Las aleaciones

Las aleaciones son mezclas homogéneas de dos o más metales, o de un metal con otros elementos no metálicos, como por ejemplo el carbono.

Las aleaciones tienen propiedades que ofrecen ventajas frente a los metales puros. Por ejemplo, tienen en general mayor dureza, mayor resistencia a la corrosión y al desgaste.

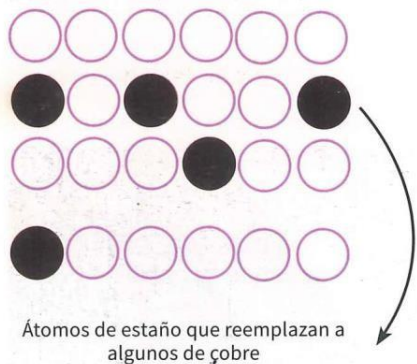


Muchos de los materiales y objetos que utilizamos cotidianamente están constituidos por distintas aleaciones, como el bronce (cobre/estaño), el acero (hierro/carbono), el latón (cobre/cinc), y el oro y plata empleados en joyería, que en estado puro serían demasiado blandos y poco resistentes al desgaste.

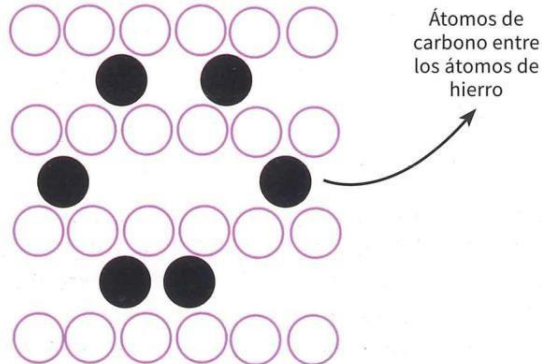
En las aleaciones los átomos de los elementos que están en menor proporción se colocan entre los átomos de los metales “base”, que son los que se encuentran en mayor proporción, o bien sustituyen a algunos de los átomos del metal base, generando así, un nuevo material con propiedades diferentes a los dos componentes iniciales.

Aleación metálica

Aleación de sustitución: Bronce

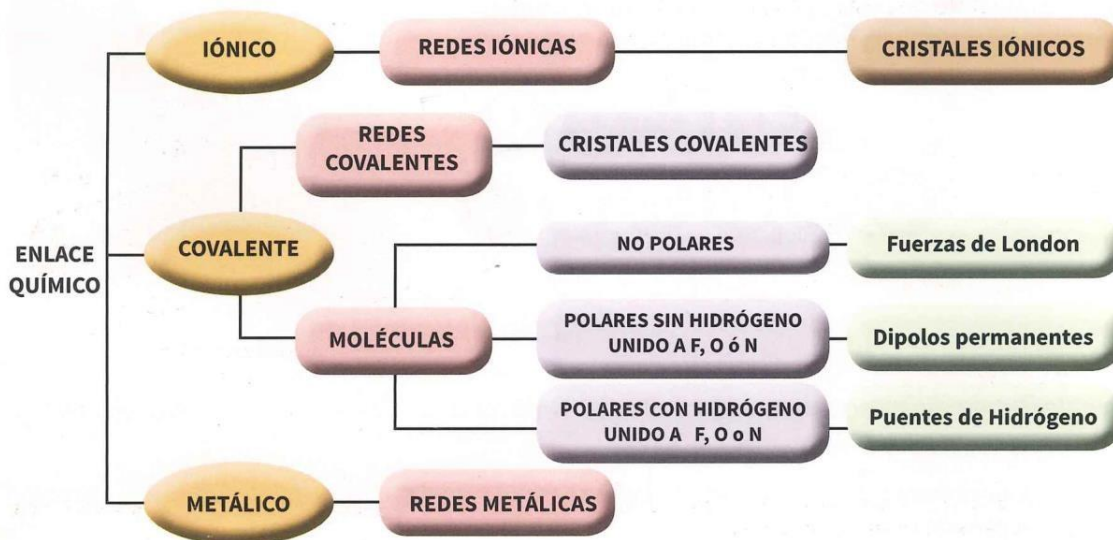


Aleaciones intersticiales: Acero



A modo de resumen podemos clasificar las uniones o enlaces químicos de la siguiente manera:

Cuadro clasificación de uniones químicas



FUERZAS O UNIONES INTERMOLECULARES

Ya vimos que los compuestos iónicos se mantienen asociados formando redes cristalinas, algo similar ocurre en los compuestos que forman redes covalentes. En los metales, los átomos forman una red cristalina muy especial, en la cual los iones positivos mantienen posiciones fijas mientras que los electrones tienen independencia de movimiento.

Las moléculas covalentes de las diferentes sustancias existen en forma independiente y presentan distintas estructuras, lo que determinará que entre ellas se produzcan diversas **fuerzas de atracción intermoleculares** conocidas como fuerzas de **Van der Waals**.

Estas fuerzas, de naturaleza eléctrica, mantienen a las moléculas unidas en mayor o menor grado entre sí, determinando algunas de las propiedades que caracterizan a las sustancias, como el punto de fusión o ebullición, la solubilidad, el estado de agregación, etc.

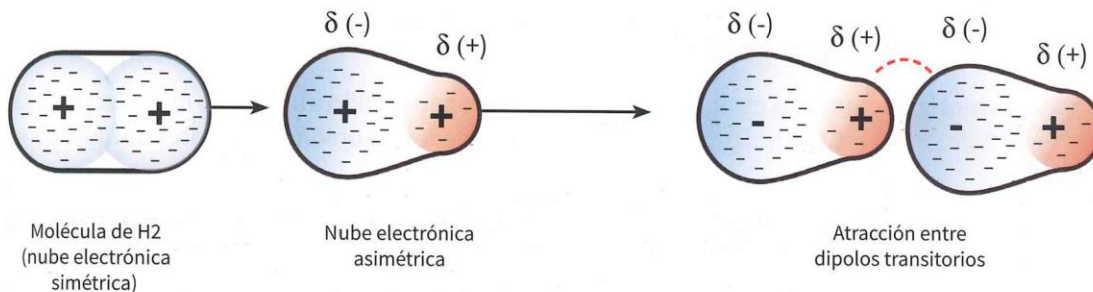
Cuanto mayor es la intensidad de estas fuerzas, más energía se requiere para separar las moléculas y producir la fusión o el pasaje al estado de vapor.

Vamos a estudiar las más importantes fuerzas intermoleculares o fuerzas de Van der Waals.

Fuerzas de London

En las moléculas **no polares** se observó en forma experimental que puede producirse una polaridad transitoria por corrimiento o desplazamiento de los electrones. Esto origina un polo de mayor densidad electrónica (polo negativo) y en consecuencia también un polo positivo.

Este **dipolo transitorio** origina la atracción de una molécula con otra (se atraen las zonas donde las polaridades son opuestas). Estas fuerzas son muy débiles, pero suficientes como para mantener unidas a las moléculas de los gases inertes a muy bajas temperaturas, permitiendo que estos gases, como así también el hidrógeno o el oxígeno, puedan pasar al estado líquido por descenso de temperatura.

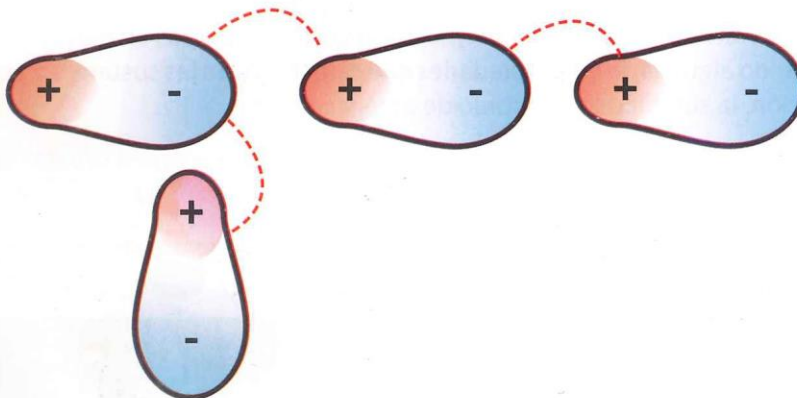


Todas las moléculas presentan fuerzas de London, pero cuando la molécula posee además algún otro tipo de fuerzas más intensas, las de London no tienen influencia.

Fuerzas dipolo-dipolo (dipolo permanente)

Cuando dos **moléculas** son **polares** se produce atracción electrostática entre el polo positivo de una y el polo negativo de la otra. Estas fuerzas son más intensas que las de London y se van incrementando a medida que aumenta la diferencia de electronegatividad entre los átomos que componen las moléculas.

Estas fuerzas son importantes para determinar la solubilidad de las sustancias. Todas las sustancias polares son solubles en solventes polares como el agua; sus moléculas, al ser polares, son atraídas por otros dipolos, como los de las moléculas de agua.



Las moléculas de cloruro de hidrógeno (HCl) son polares, la nube electrónica es asimétrica y se generan entre ellas dipolos permanentes.

Fuerzas dipolo-dipolo inducido

En algunas ocasiones, las **moléculas polares** se aproximan a otras **moléculas no polares**. En estos casos, la molécula polar induce en ellas una polaridad opuesta transitoria, generando la atracción intermolecular llamada **dipolo-dipolo inducido**.

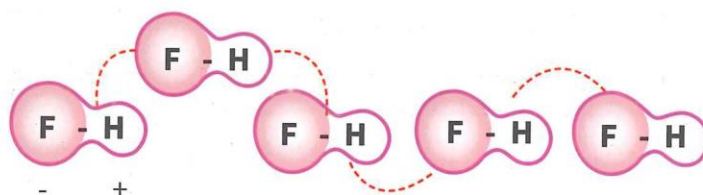
Esta es la razón por la cual algunas sustancias no polares como el oxígeno (O_2) y el dióxido de carbono (CO_2) se disuelven ligeramente en agua, que es una sustancia polar.

Unión puente de hidrógeno

Cuando las **moléculas polares** están formadas por el **hidrógeno** unido a un átomo muy electronegativo, como el flúor (**F**), el oxígeno (**O**), o el nitrógeno (**N**), se genera la unión por puentes de hidrógeno.

Es un tipo especial de las fuerzas dipolo-dipolo entre el hidrógeno y el átomo electronegativo de la molécula vecina, en la cual el hidrógeno actúa como **puente** entre dos átomos electronegativos, formando cadenas de moléculas.

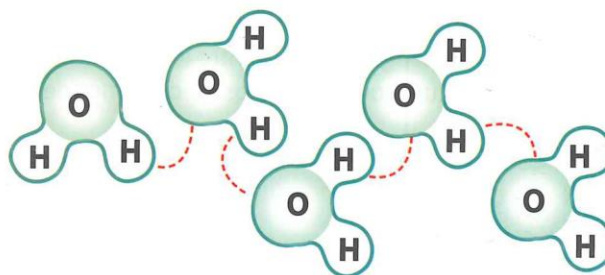
Las uniones puente de hidrógeno son responsables de los altos puntos de ebullición del NH_3 , FH_2 y H_2O con respecto a otras sustancias formadas por elementos de los mismos grupos que el N, F y O.



Fuerzas puente de hidrógeno.

EL AGUA Y SUS PUENTES DE HIDRÓGENO

Las moléculas de agua son dipolos unidos por puentes de hidrógeno. Estas fuerzas son responsables de las curiosas y atípicas propiedades del agua.



Los puentes de hidrógeno del agua

La densidad del hielo

Cuando el agua se congela, el número de uniones puente de hidrógeno aumenta, y se forman retículos tridimensionales hexagonales que tienen espacios vacíos adentro, por lo cual el agua sólida tiene una estructura porosa y de menor densidad que el agua líquida. Esto explica que el hielo flote (generalmente las sustancias tienen mayor densidad en estado sólido).

Al aumentar la temperatura, se van rompiendo algunos de los enlaces de hidrógeno, y cuando el agua se convierte en vapor, las moléculas están separadas unas de otras.



Tensión superficial

La tensión superficial es el fenómeno en el cual la superficie de un líquido se comporta como una película fina elástica.

Las fuerzas de atracción entre las moléculas vecinas, debidas a los puentes de hidrógeno, son responsables de este fenómeno.



Una consecuencia de este fenómeno es que las gotas pequeñas de agua tiendan a adoptar forma esférica. Otra, que algunos insectos puedan posarse sobre el agua sin hundirse.



Poder disolvente

El agua es llamada **solvente universal** porque disuelve mejor que cualquier otro líquido a muchísimos sólidos, líquidos y gases. Sus moléculas pequeñas y cargadas eléctricamente hacen posible establecer fuerzas dipolo-dipolo y puentes de hidrógeno con otras partículas.

Es importante pensar que gracias a esta propiedad del agua existe la vida, ya que cumple importantes funciones en los organismos vivos como: disolver y transportar sustancias, actuar como medio en el cual ocurren los metabolismos, brindar consistencia a las células y estructuras, amortiguar el roce entre los huesos (líquido sinovial), y regular la temperatura corporal por los mecanismos de circulación y transpiración.

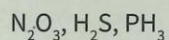
Actividades

- 1 Ordenen los átomos de los elementos siguientes según su electronegatividad creciente: P, S, Mg, Cl, Br, O, K y Al.
- 2 Indiquen qué tipo de enlace químico predominará en los siguientes compuestos: NaF, Cl₂, HCl, O₂, PCl₃
- 3 Dadas las siguientes moléculas: HF; HI; HCl
 - a) Escriban las fórmulas de Lewis.
 - b) Representen la densidad de carga positiva o negativa sobre el átomo correspondiente.
 - c) Clasifiquen las moléculas en orden de polaridad creciente.
- 4 ¿Qué tipo de interacciones o fuerzas moleculares existirán entre las siguientes moléculas?: CCl₄, SO₂, HF, HBr, H₂

5 Para completar:

Elemento 1	Símbolo	Elemento 2	Símbolo	Tipo de unión	Fórmula de Lewis	Fórmula
Oxígeno	O	Flúor	F			
Carbono		Hidrógeno				
Potasio		Oxígeno				
Nitrógeno		Nitrógeno				
Azufre		Sodio				

6 Escriban las fórmulas de Lewis y las fórmulas desarrolladas de las siguientes sustancias:



7 Respondan las siguientes cuestiones:

- ¿Por qué los compuestos iónicos son buenos conductores de la electricidad?
- ¿Qué son las moléculas polares y qué importancia tienen?
- ¿Por qué los metales son buenos conductores del calor?
- ¿Por qué los compuestos polares son solubles en agua?
- ¿Qué elementos químicos tienen tendencia a ceder electrones?

8 Respondan con verdadero o falso y corrijan las opciones falsas.

- Los iones pueden tener carga positiva o negativa.
- Los aniones tienen menos electrones que los átomos neutros del mismo elemento.
- El átomo que gana electrones se convierte en catión.
- En la unión covalente los átomos que se unen siempre son diferentes.
- Cuando se unen el azufre con el oxígeno lo hacen por unión iónica.
- Los átomos se unen por enlace iónico cuando tienen mucha diferencia de electronegatividad.
- Cuando los valores de electronegatividad de los átomos que se unen son muy bajos, la unión es covalente.

Actividades

Problema n° 1: La unión covalente se forma cuando:

- a) Se comparten electrones aportados por un solo elemento.
- b) Un átomo pierde electrones y el otro lo recibe.
- c) Se comparten electrones entre dos átomos, aportando electrones cada elemento.
- d) Existen iones en un compuesto.

Problema n° 2: Los compuestos con unión química covalente tienen, en general las siguientes características:

- a) Son a presión y temperatura normal, gases o líquidos de bajo punto de ebullición o sólidos de bajo punto de fusión.
- b) Forman moléculas.
- c) No conducen la corriente eléctrica.
- d) Sólo fundidos son conductores de la corriente eléctrica.

Problema n° 3: En la unión covalente coordinada hay:

- a) Participación de un par de electrones, aportado por un solo elemento.
- b) Un átomo dador y otro receptor.
- c) Coparticipación de un par de electrones, aportando cada átomo un electrón.
- d) Formación de iones, ya que un átomo pierde electrones y otro lo gana.

Problema n° 4: Las uniones químicas se forman para que:

- a) Los átomos tengan una configuración estable.
- b) Los átomos adquieran la configuración electrónica de los gases raros.
- c) Los átomos se encuentran rodeados de 8 electrones en su última órbita.
- d) Todas las respuestas son correctas.

Problema 5: Escribir las estructuras de Lewis de los siguientes compuestos, determinando primero si son

iónicos o covalentes:

(a) CsCl (cloruro de cesio)

(c) Na₂O (óxido de sodio)

(b) CaF₂ (fluoruro de calcio)

(d) Ca₃N₂ (nitruro de calcio)

Problema 6: Emplear puntos y asteriscos para indicar los electrones y representar las estructuras de:

a) Peróxido de hidrógeno (H₂O₂).

e) Óxido de sodio (Na₂O).

b) Cloro (Cl₂).

f) Amoníaco (NH₃).

c) Fosgeno (COCl₂).

g) Cloruro de amonio (NH₄Cl)

d) Trióxido de dinitrógeno (N₂O₃).

Problema 7: Escribir las estructuras de Lewis de los siguientes compuestos diferenciando las uniones covalentes (simples, dobles o triples):

(a) CO₂ (b) CHBr₃ (c) NH₃ (d) CH₄

Problema 8: Teniendo en cuenta las electronegatividades, determinar cuáles de las siguientes sustancias pueden considerarse iónicas y cuáles covalentes:

(a) SrF₂ (fluoruro de estroncio)

(e) N₂ (nitrógeno)

(b) PH₃ (fosfina)

(f) BeCl₂ (cloruro de berilio)

(c) K₂O (óxido de potasio)

(g) BrH (bromuro de hidrógeno)

(d) Cl₂O (óxido hipocloroso)

(h) CO₂ (dióxido de carbono)

Problema 9: Dados los elementos A (z=9), B (z=17) y C(z= 11) de los compuestos AB y AC, se puede afirmar que:

a) Ambos son iónicos.

b) Ambos son covalentes.

c) AC es covalente y AB es iónico.

d) AC es iónico y AB es covalente.

Problema 10: Indique cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera o falsa. Justifique todas sus respuestas:

a) Un enlace Covalente Polar se da entre elementos con una gran diferencia de electronegatividad.

b) En un enlace Iónico ocurre una transferencia de electrones de un elemento a otro.

c) Para que un enlace Covalente Dativo se produzca, es necesario la presencia de dos iones de distinto signo.

Problema 11: Si un elemento del grupo I-A se une con un elemento del grupo VI-A, ¿qué tipo de enlace se forma? ¿Por qué?

Problema 12: Ordenar las siguientes uniones de mayor a menor polaridad.

a) I-Cl , F-B , N-O

B) H-Cl , NaCl, P-Cl

c) H-F , F-F , Be-F

Problema 13: Determina la estructura de Lewis que forman las siguientes parejas de elementos

a) El Na (Z=11) con el F (Z=9)

b) El Ca (Z=20) con el Cl (Z=17)

Problema 14: Para el elemento de Z=56, responda:

a) Tiene tendencia a dar cationes o aniones?.

b) Que formula mínima tiene el compuesto que forma con 17-Cl?

c) Que tipo de unión hay en dicho compuesto?

d)Cuál es la estructura de Lewis del compuesto formado?

Problema 15: Un elemento del grupo 16 se combina consigo mismo.

¿Qué tipo de unión forma? Haga la estructura de Lewis de dicha molécula.

Problema 16: El elemento O pertenece al 2 período y grupo 16 de la tabla periódica. El elemento X tiene número atómico 16.

a) Escriba la configuración electrónica para cada elemento.

b) Qué tipo de unión existe entre los átomos de un compuesto formado por O y X? ¿Por qué?

c) Escriba la estructura de Lewis y la fórmula desarrollada del compuesto XO₂. Indique tipo de uniones.

d) Dar la estructura de Lewis del compuesto Na₂XO₃.

Problema 17: En cuál de las siguientes sustancias se puede esperar la presencia de enlaces puentes de hidrogeno?

A) PCl₃

C) NaCl

E) H₂O

B) NH₃

D) HBr

F) CH₄

Problema 18: Clasifica los siguientes compuestos como iónicos, covalentes polares y no polares.

- | | | |
|--------------------------|--------------------|-------------------|
| a) Li_2O | c) MgF_2 | e) PCl_3 |
| b) CF_4 | d) CaCl_2 | |

Problema 19: Con las estructuras de Lewis, muestre la transferencia de electrones entre los siguientes átomos para formar cationes y aniones.

- | | |
|-----------|-----------|
| a) Na y F | c) Ba y O |
| b) K y S | d) Al y N |

Problema 20: ¿Cuál de los siguientes enlaces es polar? ¿Cuál es el elemento más electronegativo en cada enlace polar?

- a) B-F
- b) Cl-Cl
- c) Se-O

Actividades integradoras: Enlaces químicos

1. Dadas las siguientes sustancias:

CaO NaH CO_2 LiCl Fe H_2O NH_3

Indicar cuáles:

- a) presentan bajo punto de ebullición:
- b) conducen la corriente eléctrica en estado sólido:
- c) conducen la corriente eléctrica disueltos en agua:
- d) forman moléculas propiamente dichas:
- e) son sólidos a T° ambiente:

2. a) Ordena los siguientes compuestos químicos según su polaridad creciente.

a) PH_3 b) SeO c) BaO_2 d) Cl_2O e) CH_4 f) H_2 g) SeO_2

b) Representa según Lewis los compuestos anteriores. En el caso de los enlaces covalentes indican número y tipo de enlace.

3. Elige dentro de la siguiente lista, dos elementos que unidos químicamente den como resultado:

- a) Un compuesto de bajo punto de ebullición, soluble en solventes orgánicos y no conductor de la corriente eléctrica.

b) Un compuesto sólido de elevado punto de fusión. Representalo según

Lewis.C, N, O, Ca, Li, H, F, Mg, P, S

4. Representa los enlaces de los compuestos covalentes, indicando en cada caso número y tipo de enlace.

a) H_2S

b) NaCl

c) CHCl_3

d) MgH_2

e) PBr_3

5. Observa los siguientes compuestos: Cl_2 - LiF - HF

Indica y justifica sin realizar ningún cálculo:

a)Cuál presenta la mayor polaridad

b)Cuál presenta la menor polaridad

6. Justifica:

a) por qué los compuestos iónicos presentan altos puntos de ebullición y de fusión.

b) por qué los compuestos covalentes no conducen la corriente eléctrica.

c) por qué los compuestos metálicos son conductores de la corriente eléctrica.

7. a) Indica qué son las aleaciones y cuáles son sus ventajas.

b) Indica cómo están constituidas las aleaciones de bronce, acero y latón.

c) Menciona diferentes usos de las aleaciones anteriores.

8. Coloca el tipo de enlace que corresponda: iónico- covalente coordinado- metálico- covalente polar- covalente no polar.

a) Se unen dos no metales iguales.

b) Se unen dos metales.

c) Se unen dos no metales con una diferencia de electronegatividad inferior a 2.

d) Los electrones que se comparten son aportados por un sólo átomo.

e) Se unen un elemento metal con un no metal.

9. El HCl (cloruro de hidrógeno) es un gas muy soluble en agua. Sus soluciones acuosas forman el ácido clorhídrico y conducen la corriente eléctrica.

Por su parte el KCl (cloruro de potasio) es un sólido cristalino muy utilizado en la fabricación de fertilizantes. También es soluble en agua y sus soluciones acuosas son conductoras de la corriente eléctrica.

Explica las diferencias entre los estados de agregación de ambas sustancias y la similitud de sus soluciones en cuanto a su capacidad de conducir la corriente eléctrica.

