

## UNIONES QUÍMICAS



Linus C. Pauling.

*La manera de tener buenas ideas es tener un montón de ideas y tirar las malas.*

*Linus Carl Pauling*

**LINUS CARL PAULING** (1901-1994) FUE UN QUÍMICO ESTADOUNIDENSE QUE RECIBIÓ DOS PREMIOS NOBEL MUY DIFERENTES; EN 1954, EL DE QUÍMICA, POR DESCRIBIR LA NATURALEZA DE LOS ENLACES QUÍMICOS, Y EL DE LA PAZ EN 1962, POR SU CAMPAÑA CONTRA LAS PRUEBAS NUCLEARES.

TUVO UNA INEANCIA DIFÍCIL POR LA MUERTE TEMPRANA DE SU PADRE, QUE ERA FARMACÉUTICO Y QUE SEGURAMENTE INFLUYÓ EN SU VIDA. A LOS TRECE AÑOS COMENZÓ SU INTERÉS EN LA QUÍMICA CUANDO SU AMIGO LLOYD JEFFRESS, UN INGENIERO QUÍMICO, LE DEMOSTRÓ

CÓMO EL ÁCIDO SULFÚRICO PODRÍA TRANSFORMAR EL AZÚCAR EN CARBÓN NEGRO.

DURANTE LA DÉCADA DE 1930, PAULING INTRODUJO CONCEPTOS QUE AYUDARON A REVELAR LAS FUERZAS DE ENLACE EN LAS MOLÉCULAS. UTILIZÓ TÉCNICAS COMO LA DE LOS RAYOS X Y LA DIFRACCIÓN DEL ELECTRÓN, CON LAS QUE PUDO CALCULAR LAS DISTANCIAS ENTRE ÁTOMOS Y LOS ÁNGULOS DE SUS ENLACES, DATOS CON LOS QUE PUDO EXPLICAR LA ESTRUCTURA DE NUMEROSAS MOLÉCULAS, DESDE LAS MUY SIMPLES, COMO EL METANO, HASTA LAS COMPLEJAS COMO LAS PROTEÍNAS.

SU TEORÍA DE LA VALENCIA DIRIGIDA, ES DECIR, LA CAPACIDAD DE UN ÁTOMO PARA COMBINARSE CON OTROS ÁTOMOS, FUE CONSECUENCIA DE SUS TEMPRANAS INVESTIGACIONES, AL IGUAL QUE EL CARÁCTER IÓNICO PARCIAL DE LOS ENLACES COVALENTES (ÁTOMOS QUE COMPARTEN ELECTRONES). SU CONCEPTO DE ELECTRONEGATIVIDAD COMO ENERGÍA DE ATRACCIÓN DE LOS ELECTRONES EN UN ENLACE RESULTÓ ÚTIL Y CLARIFICADOR DE LAS PROPIEDADES DE NUMEROSAS SUSTANCIAS. LAS IDEAS SOBRE EL ENLACE QUÍMICO FUERON DESARROLLADAS EN UNA SERIE DE ARTÍCULOS PUBLICADOS EN SUS INICIOS COMO INVESTIGADOR Y RECOGI-

DAS EN SU LIBRO *LA NATURALEZA DEL ENLACE QUÍMICO Y LA ESTRUCTURA DE LAS MOLÉCULAS Y CRISTALES*, ESCRITO EN 1939.



### Actividades:

1. ¿Qué es la electronegatividad?
2. ¿De qué manera podés interpretar la frase de Linus C. Pauling: “La manera de tener buenas ideas es tener un montón de ideas y tirar las malas”? ¿Habrá tenido que ver con sus investigaciones?
3. En la imagen se pueden visualizar unos cuantos modelos moleculares. ¿Qué representan las bolitas? ¿Y los palitos?
4. ¿Pensás que existe alguna relación entre la estructura de una sustancia y sus propiedades? Si es así, da un ejemplo.

# Tipos de enlaces químicos

Dependiendo de la configuración electrónica de los átomos y de su afinidad por los electrones, tenemos diferentes tipos de enlaces, que describiremos a continuación.

## **Enlace metálico**

Los enlaces metálicos son, como su nombre lo indica, un tipo de unión química que se produce únicamente entre los átomos de un mismo elemento metálico. Gracias a este tipo de enlace los metales logran estructuras moleculares sumamente compactas, sólidas y resistentes, dado que los núcleos de sus átomos se juntan a tal extremo, que comparten sus electrones de valencia.

No debe confundirse a este tipo de enlaces con los enlaces iónicos (metal-no metal) o los covalentes (no metal-no metal), si bien comparten con estos últimos ciertos rasgos funcionales, ya que los átomos involucrados intercambian los electrones de su última capa orbital (capa de valencia).

### Propiedades de un enlace metálico

Al los enlaces metálicos se deben muchas de las propiedades típicas de los metales, como su solidez, su dureza, e incluso su maleabilidad y ductilidad. La buena conducción del calor y de la electricidad de los metales, de hecho, se debe a la disposición tan particular de los electrones en nube alrededor de los núcleos, permitiendo su movilidad a lo largo y ancho del conjunto. Incluso el lustre de los metales se debe a ello, pues este tipo de enlace repele casi toda la energía lumínica que los impacta, es decir, brilla.

Los átomos unidos mediante enlaces metálicos suelen, además, organizarse en estructuras hexagonales, cúbicas, o de forma geométrica concreta. La única excepción es la del mercurio, que a pesar de ser un metal es líquido a temperatura ambiente y forma de gotas perfectamente redondas y brillantes.

**Ejemplos de enlace metálico:** Cualquier elemento metálico puro es perfecto ejemplo de ello. Es decir, cualquier veta pura de: plata (Ag), oro (Au), cadmio (Cd), hierro (Fe), níquel (Ni), zinc (Zn), cobre (Cu), platino (Pt), aluminio (Al), galio (Ga), titanio (Ti), paladio (Pd), plomo (Pb), iridio (Ir) o cobalto (Co), siempre que no se encuentre mezclado con otros metales y elementos, se mantendrá unida mediante enlaces metálicos.

# Enlace iónico

Un enlace iónico es un tipo de unión química entre átomos, donde uno de ellos transfiere un electrón al otro. Este enlace se establece normalmente entre metales y no metales con diferente electronegatividad. Por lo general, el metal cede sus electrones al elemento no metal, el cual capta los electrones. Este tipo de enlace se produce por la atracción de iones con cargas opuestas. Al ceder o aceptar los electrones de valencia, los iones cumplen con la regla del octeto y, por lo tanto, son más estables. Los electrones de valencia son los electrones de la capa más externa del átomo, que pueden participar en los enlaces químicos.

**Como regla general, TODOS los metales del grupo I y II que se combinen con los no metales de los grupos VI y VII formarán compuestos iónicos, independientemente del valor que se obtenga de la diferencia de electronegatividades. Para determinar si el carácter del enlace es iónico o no, no solo hay que tener en cuenta la diferencia de electronegatividades entre los mismos, sino también muchas otras características que exceden a los contenidos vistos en esta materia.**

## Características del enlace iónico

- Se establece entre iones con carga positiva (cationes) e iones con carga negativa (aniones).
- Se establece entre átomos con diferencias de electronegatividad grandes.
- Se produce una transferencia de electrones.
- Generalmente se encuentra formando las sales.

## Propiedades de los compuestos iónicos

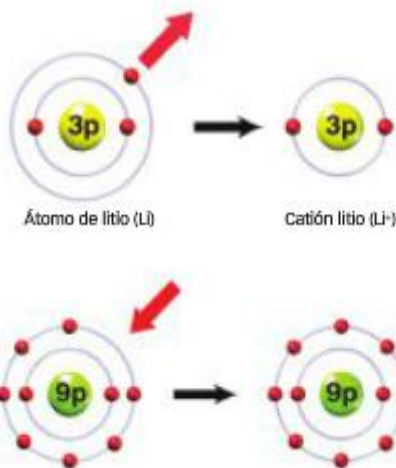
- Tienen a formar redes cristalinas quebradizas: a nivel atómico, un cristal iónico tiene una estructura regular tridimensional, formada por el catión y el anión que se intercalan.
- Son eléctricamente neutros en su estado sólido.
- Tienen puntos de ebullición y fusión altos: las fuerzas de atracción entre los iones es mayor por lo que se requiere más energía para separarlas.
- Son sólidos a temperatura ambiente debido a los altos puntos de fusión.
- Cuando se disuelven en agua son buenos conductores de la electricidad, mientras que en estado sólido son malos conductores.

## ¿Cómo se forma un enlace iónico?

Un átomo que cede uno o más electrones se transforma en un ión cargado positivamente o catión. Ejemplos de cationes son el catión sodio  $\text{Na}^{+1}$ , el catión calcio  $\text{Ca}^{+2}$  y el catión aluminio  $\text{Al}^{+3}$ . La capacidad de ceder electrones es característica de los metales.

Cuando un átomo acepta uno o más electrones se transforma en un ión cargado negativamente o anión. Ejemplos de aniones son el anión cloro o cloruro  $\text{Cl}^{-1}$ , el anión azufre o sulfuro  $\text{S}^{-2}$  y el anión fosfato  $\text{PO}_4^{-3}$ . Cuando iones con cargas opuestas entran en contacto, se produce una atracción electrostática y se forma el enlace iónico. Por ejemplo, el catión sodio  $\text{Na}^{+1}$  forma un enlace iónico con el anión fluoruro  $\text{F}^{-1}$  y forman el fluoruro de sodio NaF.

## Ejemplos de iones:



Átomo de Litio, tiene tendencia a perder un electrón y convertirse en el catión  $\text{Li}^{+1}$ . Cuando esto pasa, adquiere la configuración electrónica del gas noble más cercano, el Helio.

Átomo de Flúor, tiene tendencia a ganar un electrón y convertirse en el anión  $\text{F}^{-1}$ . Cuando esto pasa, adquiere la configuración electrónica del gas noble más cercano, el Neón.

## Actividades: Completa la siguiente tabla

Elemento	Nombre del ion	Carga
Lítio (Li)		
Bario (Ba)		
Cloro (Cl)		
Sodio (Na)		
Cinc (Zn)		

## Volviendo a la teoría...

También se forma un enlace iónico cuando dos átomos tienen una diferencia de electronegatividad muy grande. La electronegatividad es la propiedad de un átomo para atraer un electrón. Por ejemplo, entre el bario Ba y el azufre S, en el sulfuro de bario BaS, se forma un enlace iónico.

El bario Ba tiene un valor de electronegatividad de 0,89 (escala de Pauling) y para el azufre S es de 2,58. Esta gran diferencia de electronegatividad explica por qué el azufre atrae con más fuerza los electrones del bario.

**Ejemplos de compuestos iónicos:** de manera general, todas las sales son compuestos iónicos. Veamos algunos ejemplos.

- **Ioduro de potasio:** El ioduro de potasio KI es un compuesto iónico formado por el catión del metal potasio K ( $\text{K}^{+1}$ ) y el anión del halógeno yodo o ioduro ( $\text{I}^{-1}$ ). Se usa para preparar la sal yodada y prevenir el hipotiroidismo por deficiencia de yodo en la dieta. Su punto de fusión es de  $681^{\circ}\text{C}$  y el punto de ebullición es de  $1.330^{\circ}\text{C}$ .

**Ejemplo de la vida cotidiana:** El volcán de espuma se produce cuando reacciona el ioduro de potasio y el agua oxigenada con detergente líquido.

- **Cloruro de amonio:** El cloruro de amonio  $\text{NH}_4\text{Cl}$  es un compuesto iónico formado entre el cloruro  $\text{Cl}^-$  y el catión amonio  $\text{NH}_3^+$ . Tiene un punto de ebullición de  $520^\circ\text{C}$  y un punto de fusión de  $338^\circ\text{C}$ . Se disuelve fácilmente en el agua y se usa predominantemente como fertilizante agrícola.

**Ejemplo de la vida cotidiana:** Fertilizante agrícola.

- **Óxido de hierro(II):** El óxido de hierro (II) se encuentra en el mineral wustita. Tiene un punto de fusión de  $1.377^\circ\text{C}$  y su punto de ebullición es  $3.414^\circ\text{C}$ . Es de color negro y no debe ser confundido con la herrumbre, que es el óxido de hierro (III) hidratado  $\text{Fe}_2\text{O}_3\cdot\text{H}_2\text{O}$ .

**Ejemplo de la vida cotidiana:** Se usa como pigmento en tatuajes.

- **Cloruro de sodio:** El cloruro de sodio  $\text{NaCl}$  es la sal de uso común en nuestras cocinas. Tiene un punto de fusión de  $801^\circ\text{C}$  y punto de ebullición igual a  $1.465^\circ\text{C}$ . En el agua se disocia fácilmente en sus iones  $\text{Na}^+$  y cloruro  $\text{Cl}^-$ .

**Ejemplo de la vida cotidiana:** Sal de mesa.

- **Óxido de calcio:** El óxido de calcio  $\text{CaO}$  (también conocida como cal viva) se forma cuando el calcio  $\text{Ca}$  transfiere los dos electrones de su capa de valencia, quedando como  $\text{Ca}^{+2}$ , al oxígeno, que se transforma en  $\text{O}^{-2}$ . El  $\text{CaO}$  tiene un punto de fusión de  $2.613^\circ\text{C}$  y un punto de ebullición de  $2.850^\circ\text{C}$ .

**Ejemplo de la vida cotidiana:** Se usa en la industria de la construcción principalmente para hacer cemento.

## Enlace covalente

El enlace covalente **es la unión química entre dos átomos donde se comparten electrones**. Esto hace que los átomos se comporten como una unidad, que llamamos molécula. Los átomos interactúan entre sí a través de los electrones más externos formando enlaces.

Los enlaces son las fuerzas que mantienen juntos a los átomos para formar moléculas y compuestos. A diferencia del enlace iónico en que hay transferencia de electrones entre dos átomos, en el enlace covalente los electrones son compartidos entre los átomos.

### Características de los enlaces covalentes

- Los enlaces covalentes se establecen entre elementos no metálicos, es decir, cuando se combina un no metal con otro no metal. Por ejemplo, el hidrógeno  $\text{H}$ , el oxígeno  $\text{O}$  y el cloro  $\text{Cl}$  que se encuentran naturalmente como moléculas diatómicas unidas por enlace covalente:  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$  y  $\text{Cl}_2$ .
- Los enlaces covalentes incluyen enlaces simples (se comparten 2 electrones), dobles (se comparten 4 electrones) o triples (se comparten 6 electrones). Por ejemplo, en el compuesto  $\text{Cl}_2$ , la unión entre cloro-cloro es simple, compartiendo dos electrones. En el  $\text{CO}_2$ ,  $\text{O}=\text{C}=\text{O}$  la unión entre el carbono y el oxígeno es doble, compartiendo cuatro electrones.
- Los enlaces covalentes crean moléculas que pueden ser separadas con menos energía que los compuestos iónicos.

## Propiedades de los compuestos covalentes

- A temperatura ambiente y a la presión atmosférica normal, los compuestos covalentes se pueden presentar como sólidos, líquidos o gases.
- Los compuestos covalentes no muestran conductividad eléctrica cuando son disueltos en agua. Cuando se disuelven estos compuestos las moléculas se separan y permanecen independientes, a diferencia de los compuestos iónicos, que se descomponen en sus iones positivos y negativos.
- Los compuestos covalentes tienen puntos de fusión y ebullición menores que los compuestos iónicos. La fuerza de atracción entre las moléculas es menor que en el enlace iónico, por eso se requiere menos energía para separarlas. Por ejemplo, el punto de fusión del cloruro de sodio NaCl (compuesto iónico) es 801 °C y el de ebullición es 1465 °C; el punto de fusión del agua (compuesto covalente) es 0 °C y el de ebullición es 100 °C.
- Los compuestos covalentes tienden a ser más combustibles.
- Muchos compuestos covalentes no son fácilmente solubles en agua. Aquellos compuestos covalentes polares, como el etanol y la glucosa se disuelven bien hasta cierto grado. En cambio, aceites y gasolina no son solubles en agua debido a que son compuestos covalentes no polares. **“Lo semejante disuelve lo semejante”.**

## Tipos de enlace covalente

Dependiendo de la afinidad por los electrones que tenga cada átomo, podemos tener tres tipos de enlace: polar, no polar y coordinado.

- **Enlace covalente no polar:** Esta unión se establece entre átomos con igual electronegatividad. Este tipo de enlace también se puede mantener entre átomos con una diferencia de electronegatividad menor que 0,4.

**Ejemplos de enlace covalente no polar:** La molécula de cloro Cl<sub>2</sub> está conformada por dos átomos de cloro con la misma electronegatividad, que comparten un par de electrones en un enlace covalente no polar. Igual sucede en el caso de los dos átomos de oxígeno para formar la molécula de oxígeno O<sub>2</sub>.

*-Entre los átomos de carbono en las moléculas orgánicas el enlace covalente es de tipo no polar.*

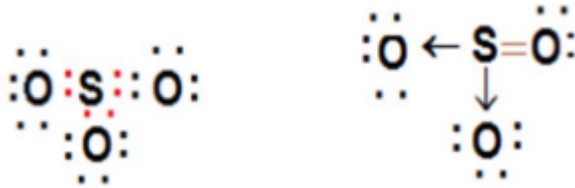
- **Enlace covalente polar:** El enlace covalente polar se forma entre dos átomos no metálicos que tienen una diferencia de electronegatividad entre 0,5 y 1,7 aproximadamente. Cuando estos interactúan, los electrones compartidos se mantienen más próximo a aquel átomo más electronegativo.

**Ejemplos de moléculas con enlaces covalentes polares:** En la molécula de agua H<sub>2</sub>O los electrones de los hidrógenos permanecen más cerca y por mayor tiempo alrededor del oxígeno, que es más electronegativo.

*-El flúor F es el elemento más electronegativo (4,0) y tiene siete electrones de valencia. Cuando se combina con el hidrógeno, se forma el fluoruro de hidrógeno HF, a través de un enlace covalente polar.*

*-La molécula de amoníaco NH<sub>3</sub> tiene enlaces covalentes polares entre el nitrógeno y los hidrógenos.*

- **Enlace covalente coordinado o dativo:** Es un tipo especial de enlace covalente en el cual, en lugar de aportar un electrón cada átomo del enlace, los dos electrones son aportados por el mismo átomo. El átomo que aporta el par de electrones se denomina dador, y el que lo recibe, receptor.  
**Ejemplo de moléculas con enlaces coordinados o dativos:** El  $\text{SO}_3$  presenta un enlace doble y dos enlaces coordinados o dativos:



### Ejemplos de los distintos tipos de enlaces covalentes:

	$\Delta = \text{cero}$ (covalente no polar)	El carácter polar del enlace covalente aumenta a medida que se incrementa la diferencia de electronegatividades. En el último ejemplo, como la diferencia es mayor que 2, se originan iones.
	$\Delta = 3,0 - 2,1 = 0,9$ (covalente polar)	
	$\Delta = 3,0 - 0,9 = 2,1$ (iónica)	

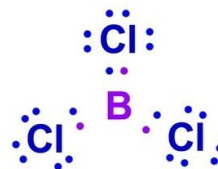
### Regla del octeto

Los átomos transfieren, aceptan o comparten electrones con la finalidad de completar su nivel de valencia con ocho electrones. Esto es debido a que los átomos buscan su configuración electrónica más estable. Los electrones de valencia son aquellos que se encuentran en la última capa de energía externa. Estos son los electrones disponibles para interactuar con otros átomos.

### Algunas excepciones a la regla del octeto:



Cloruro de Berilio



Tricloruro de Boro

La excepción a esta regla la tenemos en el hidrógeno y el helio cuya última valencia sólo admite un máximo de 2 electrones. También, los elementos berilio Be y boro B tienen pocos electrones para formar un octeto. El Be tiene solo dos electrones de valencia y el B tiene tres.

## Fórmulas de Lewis

La fórmula de Lewis o también denominada fórmula electrónica muestra cuáles son los pares de electrones compartidos y cuáles son los pares no compartidos o no enlazantes de la molécula.

Por ejemplo, la fórmula de Lewis para la molécula de agua (H<sub>2</sub>O) es la siguiente:



Gilbert Newton Lewis



Existen algunas reglas que ayudan a escribir las fórmulas de Lewis para las diferentes moléculas. Para ver cuáles son, se toma como ejemplo el dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>).

1.º Se suman los electrones de valencia de cada uno de los átomos que forman la molécula.

$$C = 4 \quad O = 6 \text{ (x2)} = 12$$

$$\text{Total} = 16 \text{ electrones de valencia}$$

2.º Se elige el átomo central, se dibuja y se colocan los otros átomos alrededor. En general, el átomo central es el menos electronegativo, ¿te acordás? La electronegatividad es la mayor o menor capacidad que tiene un átomo para atraer electrones. La única excepción es el hidrógeno, que nunca se coloca en el centro.



3.º Se conectan los pares de átomos con un par de puntos o una línea.

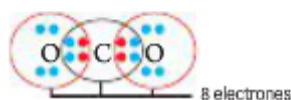


4.º Se ubican los electrones en los átomos externos de modo que cada uno tenga ocho, incluyendo los del enlace.



5.º Se resta el número de electrones asignados al total calculado en el paso 1. El valor obtenido será el número de electrones no enlazantes que se colocarán en el átomo central. En este caso, la diferencia es cero (16 - 16 = 0).

6.º Si el átomo central tiene menos de ocho electrones, como en este caso, es probable que haya un doble o un triple enlace. Si es así, hay que desplazar uno o más pares de electrones no enlazantes de un átomo externo y formar otro enlace con el átomo central. En el caso del CO<sub>2</sub>, hay que desplazar un par de electrones de cada uno de los átomos de oxígeno.





## La geometría de las moléculas

Ya aprendiste qué relación existe entre la forma de una molécula y su carácter polar o no polar. Además viste las distintas maneras de representar una molécula en un plano. Ahora vamos a estudiar cuál es la disposición que adoptan las moléculas en el espacio.

En el enlace covalente, tanto los pares de electrones compartidos como los no enlazantes se ubican en la molécula de manera tal que estén lo más lejos posible unos de otros. Así, la disposición que los átomos de una molécula adopten en el espacio será el resultado de la repulsión entre los pares de electrones que se encuentran en torno a un átomo central.

Los químicos denominan **geometría electrónica** a la ubicación que tienen los pares de electrones alrededor de un átomo central, y **geometría molecular** a la disposición de los átomos en torno a ese átomo central.

### Teoría de repulsión de pares electrónicos de valencia

En 1940, los químicos ingleses Nevil Sidgwick y Herbert Powell trabajaron sobre las fórmulas de Lewis de distintas moléculas, y elaboraron un modelo al que denominaron **teoría de repulsión de pares electrónicos de valencia (TRePEV)**.

Para determinar la geometría de una molécula, como la del dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ), podemos seguir los pasos que nos propone la TRePEV.

1.º Escribir la fórmula de Lewis:

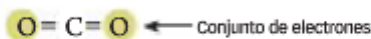


2.º Indicar con una línea los pares de electrones compartidos y mediante puntos los pares no enlazantes del átomo central. En este caso, el átomo central no posee electrones no enlazantes.



3.º Los pares de electrones compartidos y los no compartidos del átomo central constituyen "conjuntos de electrones" distintos. Entonces, el átomo de carbono del  $\text{CO}_2$  tiene dos "conjuntos de electrones".

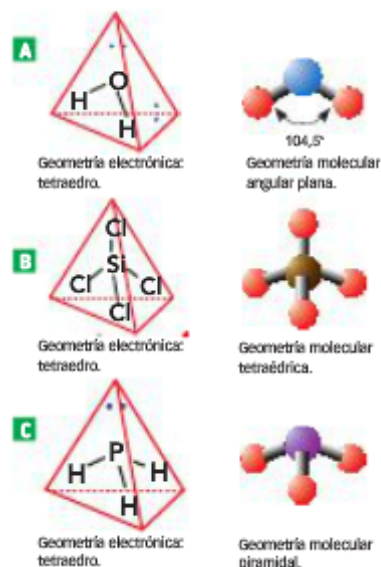
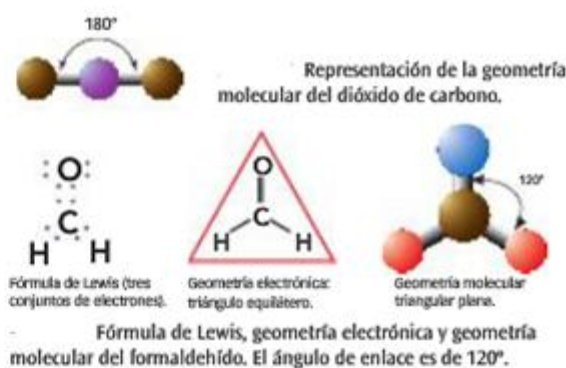
4.º Acomodar estos "conjuntos" de manera tal que la distancia entre ellos sea la máxima posible.



La disposición más adecuada para estos átomos, en la cual la distancia entre los "conjuntos de electrones" es

máxima, es la **geometría electrónica lineal**. Esta disposición de los electrones alrededor del átomo central hace que los átomos de oxígeno y carbono también queden ubicados en línea recta y que, por lo tanto, la **geometría molecular** también sea **lineal** (figura 3-17).

De acuerdo con la configuración electrónica externa de los elementos que se combinan y con la cantidad de pares electrónicos compartidos, la geometría molecular varía. En el formaldehído (figura 3-18), los tres "conjuntos de electrones" se disponen en los vértices de un **triángulo equilátero** (geometría electrónica). Su geometría molecular se denomina **triangular plana**. En la molécula de agua (figura 3-19A), los conjuntos de electrones se disponen en los vértices de un **tetraedro**, pero hay dos pares de electrones que no intervienen en ningún enlace. El ángulo de enlace debería ser de  $109^\circ 28'$  pero es de  $104^\circ 30'$  debido a la gran repulsión que ejercen los dos pares de electrones sin compartir. Su geometría molecular se denomina **angular plana**.



Molécula	Estructura de Lewis	Pares enlazantes	Pares no enlazantes	Estructura	Geometría	Modelo molecular
<b>BeCl<sub>2</sub></b>		2	0		Lineal	
<b>BF<sub>3</sub></b>		3	0		Triangular	
<b>CH<sub>4</sub></b>		4	0		Tetraédrica	
<b>NH<sub>3</sub></b>		3	1		Pirámide trigonal	
<b>H<sub>2</sub>O</b>		2	2		Angular	

## Conceptos claves a recordar en enlaces químicos

**Electronegatividad:** la capacidad de un átomo de atraer electrones de valencia.

**Electrones de valencia:** los electrones que pueden formar el enlace son los electrones de valencia. Estos son los electrones que se encuentran en la capa más exterior de energía de un átomo.

## Científicos destacados en los enlaces químicos

En 1858, el químico alemán **Friedrich August Kekulé** (1829-1896) fue el primero en definir la capacidad del átomo de un elemento para unirse con átomos de otros elementos. Así predijo que el carbono era tetravalente, lo que significaba que podía unirse a otros cuatro átomos.

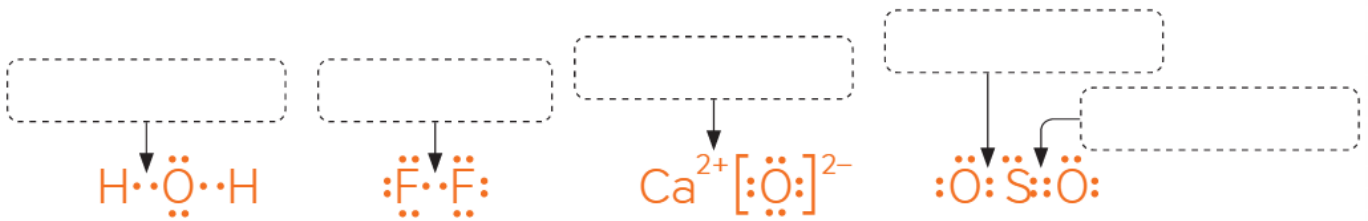
Otro químico alemán, **Richard Abegg** (1869-1910) descubrió que los gases nobles (que no se unen a otros átomos) poseían 8 electrones de valencia. Entonces sugirió que los átomos se unen para alcanzar la configuración de los gases nobles, esto es, con 8 electrones en su capa exterior.

Por su parte, el químico americano **Gilbert Newton Lewis** (1875-1946) descubrió que, en los enlaces covalentes, los electrones son compartidos entre los átomos. También se le atribuye a Lewis la forma de representar los electrones con puntos alrededor del símbolo químico del átomo.

# ACTIVIDADES

## Bloque 1

- ① Nombra qué tipo de enlace es cada uno de los indicados en los siguientes diagramas de Lewis. Luego, resolvé las consignas.



- a) ¿Qué ocurre con los electrones en cada caso?

---

---

- b) ¿A qué se refiere la expresión "fórmula desarrollada"? Ejemplificá.

---

---

- c) Escribí la fórmula de cada compuesto.

---

---

- ② Indicá, subrayando con dos colores diferentes, cuáles de los siguientes elementos podrían formar compuestos covalentes y cuáles no.

bromo – fósforo – potasio – oxígeno

- a) Escribí la fórmula molecular de dos de los compuestos covalentes.

---

---

- b) Representá el diagrama de Lewis y la fórmula desarrollada de ambos compuestos.

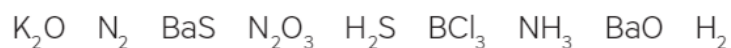
c) ¿Algunas de las moléculas que se formaron son no polares? ¿Por qué?

---

---

3) Con la ayuda de la tabla periódica...

a) ...escribí los diagramas de Lewis para los siguientes compuestos. Indicá los pares de electrones enlazantes y los pares de electrones solitarios de cada compuesto molecular.



b) ...escribí la fórmula desarrollada de los compuestos covalentes.

c) ¿Cuáles enlaces no cumplen la regla del octeto? ¿Cuáles presentan enlace doble o triple?

---

---

---







---

## Bloque 2

1) Escribí los diagramas de Lewis de los siguientes compuestos y luego resolvé:

$\text{SO}_2$	$\text{NH}_3$	$\text{H}_2\text{O}$
$\text{CH}_4$	$\text{CO}_2$	$\text{BF}_3$

a) Relacioná cada uno de los compuestos con su geometría molecular escribiendo su fórmula en el recuadro correspondiente. Para ello, considerá la teoría de repulsión de pares electrónicos (TRePEV).

	<input type="text"/>		<input type="text"/>
	<input type="text"/>		<input type="text"/>
	<input type="text"/>		<input type="text"/>

b) ¿Qué tipo de geometría presenta cada caso? ¿Cuál es el ángulo de enlace en cada una de las geometrías?

---

---

---

c) Dibujá la geometría molecular del ozono ( $\text{O}_3$ ) y del sulfuro de carbono ( $\text{CS}_2$ ).

## TRABAJAR CON PROBLEMAS

- 1) La electronegatividad mide la tendencia que tiene un átomo para atraer los electrones hacia sí en el enlace con otro átomo. En 1932, Linus Pauling desarrolló una escala que es utilizada para ordenar los elementos químicos de acuerdo con su electronegatividad. Él le dio un valor de 4,0 al flúor, el elemento con electronegatividad más alta, y un valor de 0,7 al francio, el de electronegatividad más baja. A todos los demás elementos les otorgó un valor entre estos dos extremos.

- a) ¿Qué tipo de enlace se establece en cada uno de los siguientes ejemplos? Consultá la tabla de electronegatividades.

ELEMENTO	Na	F	H	O	Cl	C	Ca	N
ELECTRONEGATIVIDAD (EN)	0,9	4,0	2,1	3,5	3,0	2,5	1,0	3,0

NaCl .....

O<sub>2</sub> .....

N<sub>2</sub> .....

CO<sub>2</sub> .....

HF .....

CaO .....

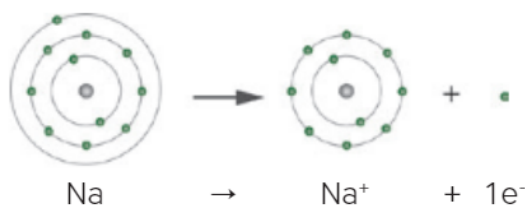
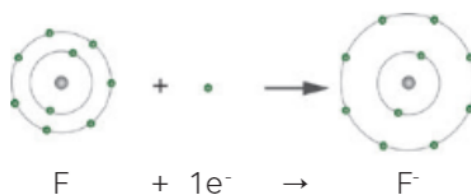
**ISABELO!**

Se consideran iónicas aquellas sustancias en las cuales el valor de  $\Delta E_n \geq 2,1$  y covalentes a las demás. Se excluyen de este criterio las sustancias metálicas.

- b) ¿Qué compuestos son polares y cuáles no polares?

## TRABAJAR CON MODELOS

- 2) Antes de explicar con tus palabras el proceso de formación de los iones representados, señalá en el modelo qué tenés que considerar y qué necesitás para hacerlo.



- 3) Dibujá, utilizando los mismos modelos, la ecuación de combinación de los iones de la actividad anterior. Luego, respondé las preguntas.



- a) Si un átomo cualquiera pierde dos electrones, ¿cuántos iones flúor serían necesarios para que se forme un compuesto y se cumpla la regla del octeto?

---

---

- b) ¿Qué elementos son la excepción a la regla del octeto y por qué?

---

---



## TRABAJAR CON PROBLEMAS

- 4) Completá la siguiente tabla con ejemplos de iones que respondan a la cantidad de electrones ganados o perdidos, según se indica. Luego, escribí cuatro posibles combinaciones de iones para formar compuestos estables.

CARGA DEL ION	+1	+2	-1	-2
ELECTRONES GANADOS O PERDIDOS				
ELEMENTO				

---

---

---