



## UNIONES QUÍMICAS.

### Enlace covalente

Cuando los elementos que se van a combinar no tienen entre sí una marcada diferencia de electronegatividad como para que suceda la transferencia de electrones, entonces los elementos tendrán que compartir los electrones (Observa la analogía presentada en la Figura 3.9).

La “compartición” de electrones es lo que define a un enlace covalente y para que exista, la diferencia de electronegatividad entre los elementos participantes ( $\Delta E.N.$ ) **debe ser menor o igual a 1,7**.

Para que la “compartición” de electrones suceda, o sea, que se forme un enlace covalente, será necesario que las especies que se mezclen tengan electronegatividades similares entre sí. Estas características nos llevan a los no metales, de ahí que los enlaces covalentes sucedan cuando se combinan entre sí elementos no metálicos.

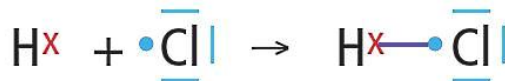
Un ejemplo:

El hidrógeno (H) es un no metal de electronegatividad 2,1 mientras que el cloro (Cl) es un no metal de electronegatividad 3,0. Al restar ambas electronegatividades para sacar la diferencia entre ellas ( $\Delta E.N.$ ) se tiene que:

$$\Delta E.N. = E.N. Cl - E.N. H = 3,0 - 2,1 = 0,9$$

Como el valor obtenido para la diferencia de electronegatividad (0,9) es menor que 1,7, podemos asegurar que el enlace que se formará entre ambos no metales (H y Cl) será de carácter covalente.

Usando símbolos de Lewis:



La línea lila representa al enlace covalente. De esta forma, el hidrógeno queda rodeado de dos electrones y el cloro queda rodeado de ocho electrones.



**FIGURA 3.9.** La electronegatividad es para los átomos lo mismo que es para nosotros el popular juego de “tirar la cuerda”, donde ganar el juego sería quedarse con el electrón. Así, mientras un enlace iónico significaría que alguien gana el juego, el enlace covalente corresponde al caso donde ningún equipo consigue vencer al otro.

#### Importante:

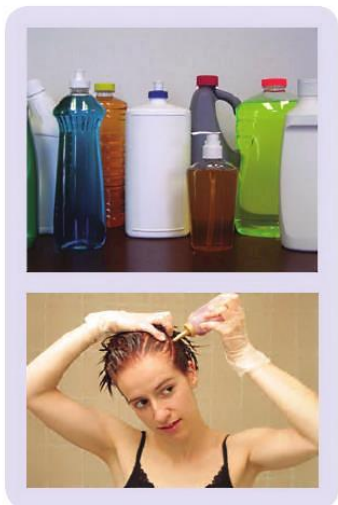
El valor de 1,7 como límite para separar al enlace covalente del iónico es solo referencial y el HF es una excepción a él (enlace covalente). Aún así, se considera este valor como el límite para incluir dentro de la categoría de “iónico” al mayor número posible de compuestos formados entre elementos del grupo IA-IIA y VIA-VIIA.

### Actividad 8: Aplica lo aprendido

**Objetivo:** Predecir la formación de enlaces covalentes a partir de la electronegatividad de algunos elementos.

Utilizando la tabla periódica de la figura 2.22 (página 109 de este texto) que contiene los valores de electronegatividad de muchos elementos, propón al menos 15 fórmulas químicas de compuestos covalentes que se pueden formar a partir de ellos.

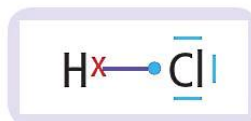




**FIGURA 3.10.** El amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) es un producto común dentro de nuestra vida cotidiana, aunque no lo sepas. Está presente, por ejemplo, en muchos productos de limpieza y en algunos productos para teñirse el cabello. Por esto último es común que al trabajar con amoníaco en el laboratorio los estudiantes comenten que hay "olor a peluquería".

### Estructura de Lewis

Se conoce con el nombre de **estructura de Lewis** a la representación de los enlaces covalentes utilizando símbolos de Lewis. En dichos dibujos, los pares de electrones que se comparten se representan mediante líneas entre los elementos. Por lo tanto, para el ejemplo anterior, la estructura de Lewis del cloruro de hidrógeno ( $\text{HCl}$ ) es:



Y la existencia de una única línea entre los elementos participantes nos dice que el hidrógeno y el cloro comparten solo un par de electrones, o sea, dos electrones.

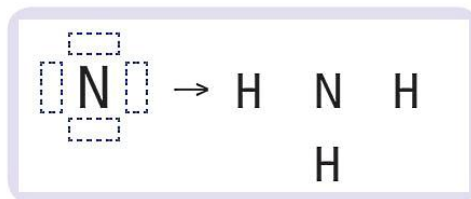
Para construir la estructura de Lewis de un compuesto covalente y con ello hacer seguimiento de los electrones de la molécula, se deben seguir una serie de pasos. Para hacer más explicativas estas instrucciones, iremos desarrollando paso a paso la estructura de Lewis del amoníaco ( $\text{NH}_3$ ).

Pasos para estructura de Lewis:

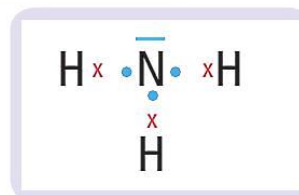
1. Organizar los átomos de los elementos que participan dentro de la molécula, escogiendo un átomo central si la especie tiene tres o más elementos.

Para el  $\text{NH}_3$ :

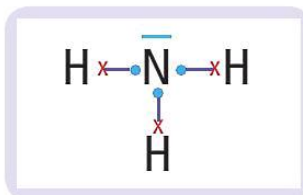
Como tenemos cuatro átomos en la molécula, escogemos un átomo central (que pondremos al medio del dibujo) y alrededor del cual se organizarán los otros átomos, en cuatro lugares posibles (arriba, abajo, a la derecha y a la izquierda). En este caso, el central sería el N y los H irían alrededor:



2. Escribir los símbolos de Lewis para cada uno de los átomos, intentando que los electrones desapareados de los átomos queden enfrentados entre sí:



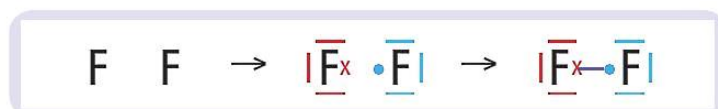
3. Trazar líneas que unan los electrones desapareados, intentando que los átomos cumplan la regla del octeto o del dueto, según corresponda.



Como se puede apreciar en el ejemplo, todos los hidrógenos presentes en la molécula de  $\text{NH}_3$  cumplen con la regla del dueto, mientras que el nitrógeno está cumpliendo con la del octeto (cinco electrones eran de él y tiene además tres "prestados", uno de cada hidrógeno).

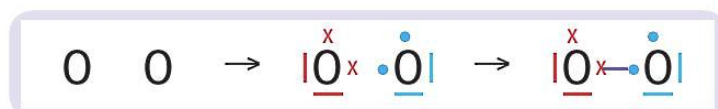
Revisemos ahora las estructuras de Lewis de las siguientes moléculas hechas paso a paso:

a) Flúor diatómico:  $\text{F}_2$

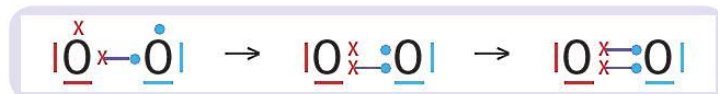


Si miramos con detención la estructura de Lewis, podemos notar que ambos átomos de flúor están cumpliendo con la regla del octeto, pues cada uno tiene siete electrones de valencia ( $2s^2 2p^5$ ) y más el electrón que están compartiendo, se completan los ocho electrones alrededor. En este caso, los átomos de flúor comparten un solo par de electrones.

b) Oxígeno molecular (respirable):  $\text{O}_2$



Como podemos notar en lo que va de la estructura de Lewis, ninguno de los oxígenos está cumpliendo con la regla del octeto, pues ambos están rodeados de siete electrones (los seis suyos más un electrón compartido), sin embargo cada uno de ellos tiene aún un electrón desapareado. Entonces, trasladamos dichos electrones para que queden uno frente al otro y luego los enlazamos. De esta forma tendremos a los dos átomos de oxígeno cumpliendo la regla del octeto (seis electrones propios y dos "prestados").



En este caso, los átomos de oxígeno comparten dos pares de electrones.



**Desafío**

**¡Ponte a prueba!**

Aplica lo aprendido y junto a un compañero (y la tabla periódica de la página 240), desarrolla la estructura de Lewis de las siguientes moléculas:  $\text{HF}$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{PH}_3$ ,  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ .

**Química en la web**

En el siguiente link puedes profundizar sobre cómo hacer estructuras de Lewis correctamente, además de conocer métodos alternativos:

[http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/Lewis\\_15330.pdf](http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/Lewis_15330.pdf)



- ii) **Enlace múltiple** a la compartición de más de un par de electrones. Específicamente:
- **Enlace doble** a la compartición de cuatro electrones, o sea, dos pares, como en el caso del  $O_2$ .
  - **Enlace triple** a la compartición de seis electrones o tres pares, como en el caso del  $N_2$ .



### Actividad 9: Aplica lo aprendido

**Objetivo:** Realizar estructuras de Lewis de sustancias químicas varias.

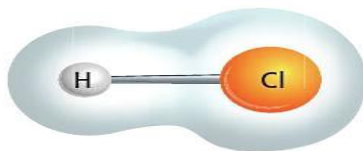
Utilizando una tabla periódica (pág. 240), en parejas, desarrollen la estructura de Lewis de los siguientes compuestos:

- |             |             |              |
|-------------|-------------|--------------|
| a) HCN      | c) $Cl_2O$  | e) $COF_2$   |
| b) $SbBr_3$ | d) $C_2H_2$ | f) $H_2CO_3$ |

### Enlace covalente polar

En la mayoría de los enlaces covalentes, los átomos tienen diferentes electronegatividades, y como resultado, uno de ellos tiene mayor fuerza de atracción por el par de electrones compartido que el otro.

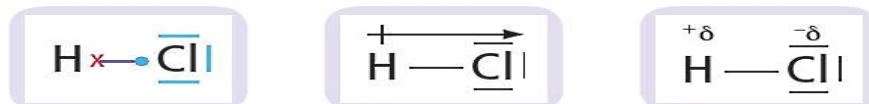
Un enlace covalente como el descrito anteriormente, donde los electrones se comparten de manera no igualitaria, generando polos, se denomina **enlace covalente polar**.



**FIGURA 3.13.** Distribución de la nube electrónica (malla gris) en el HCl. La esfera blanca representa al átomo de hidrógeno, mientras que la esfera naranja representa al átomo de cloro.

Un ejemplo es el HCl (cloruro de hidrógeno o ácido clorhídrico cuando se disuelve en agua). En esta molécula, la electronegatividad hace que la nube electrónica se abulte en la zona cercana al cloro, como se muestra en la figura 3.13.

Ahora, la distribución desigual de la nube electrónica se simboliza mediante una flecha cruzada ( $\rightarrow$ ) sobre la estructura de Lewis para indicar el desplazamiento de los electrones, lo que ocasiona a su vez la separación de cargas parciales positiva y negativa que se representarán, respectivamente, como  $+\delta$  y  $-\delta$ . En resumen:



Para que exista esta compartición desigual de los electrones, la diferencia de electronegatividad ( $\Delta E.N.$ ) entre los elementos participantes tiene que ser igual o superior a 0,5 unidades, pero sin sobrepasar las 1,7 unidades, para que el enlace siga siendo covalente. En símbolos:

$$0,5 \leq \Delta E.N. \leq 1,7$$

### Enlace covalente apolar

Es el tipo de enlace que se da cuando los elementos a combinar tienen la misma electronegatividad o su diferencia de electronegatividad ( $\Delta E.N.$ ) es inferior a 0,5 unidades.

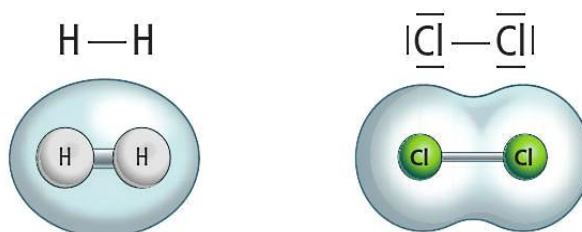
En símbolos:

$$\Delta E.N. < 0,5$$

Esta baja diferencia de electronegatividad asegura que la compartición de electrones será equitativa, vale decir, que los electrones giran alrededor de ambos núcleos por igual. Por esa razón, no se distinguen cargas ni polos al interior del enlace. De ahí su nombre.

Las moléculas formadas por átomos iguales son un ejemplo de enlace covalente apolar puro, o sea, sin diferencia de electronegatividad. Por ejemplo, la molécula de hidrógeno ( $H_2$ ) y la de cloro ( $Cl_2$ ) que se muestran en la figura 3.14.

Ten presente que:	
Diferencia de electronegatividad	Tipo de enlace
Menor a 0,5	Covalente apolar
De 0,5 a 1,7	Covalente polar
Mayor a 1,7	Iónico



**FIGURA 3.14.** a) Representación de la distribución igualitaria de la nube electrónica (en gris) en una molécula de  $H_2$ . Cada una de las esferas blancas representa a un átomo de hidrógeno (H). b) Representación de la distribución igualitaria de la nube electrónica (en gris) en una molécula de  $Cl_2$ . Las esferas verdes representan a los átomos de cloro (Cl).

### Actividad 11: Aplica lo aprendido



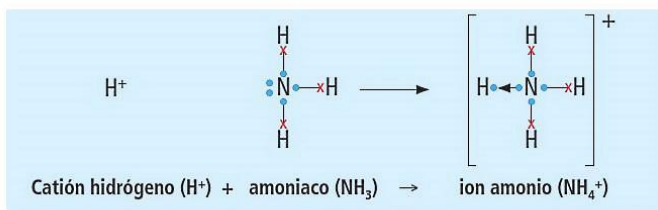
**Objetivo:** Predecir el tipo de enlace covalente a partir de las electronegatividades de los elementos que se combinan.

Utilizando la tabla periódica con valores de electronegatividad que aparece en la figura 2.22 de este texto (pág. 109), predice el tipo de enlace covalente –en cuanto a polaridad– que se forma dentro de los siguientes compuestos:

- Agua ( $H_2O$ )
- Nitrógeno molecular ( $N_2$ )
- Fluoruro de hidrógeno (HF)
- Tetracloruro de carbono ( $CCl_4$ )
- Fosfina ( $PH_3$ )
- Dióxido de carbono ( $CO_2$ )

### Enlace covalente coordinado o enlace dativo

En todas las sustancias covalentes consideradas hasta aquí, cada átomo que forma parte en el enlace, contribuía con un electrón, cosa que no sucede en el enlace dativo, donde los dos electrones provienen de un único átomo. La unión resultante, se denomina enlace covalente coordinado o enlace dativo. Un ejemplo es el ion amonio ( $\text{NH}_4^+$ ):



El enlace dativo se indica algunas veces en la estructura de Lewis como una flecha que se origina en el átomo que aporta los dos electrones del enlace.

### Propiedades de las sustancias con enlace covalente

Existen dos tipos de compuestos covalentes, aquellos que formarán moléculas y aquellos donde se unen átomos para formar grandes agregados tridimensionales. Los primeros (los que forman moléculas) reciben el nombre de sustancias moleculares y son los más comunes; mientras que los segundos reciben el nombre de sustancias reticulares y aunque son más escasos, también son importantes.

#### Propiedades de las sustancias moleculares

- Se pueden encontrar en estado sólido, líquido o gaseoso.
- Tienen puntos de fusión y ebullición relativamente bajos.
- Son solubles en solventes polares (como el agua) cuando presentan polaridad y en solventes apolares (como el benceno) cuando no la tienen.
- Son malos conductores del calor y la electricidad (aislantes térmicos y eléctricos).

Algunos ejemplos: el agua, el aceite, los plásticos, el alcohol, el oxígeno, el cloro, etc.

#### Actividad 12: Investiga y aplica lo aprendido

**Objetivo:** Investigar y escribir la estructura de Lewis de moléculas que tengan enlace covalente coordinado o dativo.

Investiga en fuentes confiables de información y escribe en tu cuaderno la fórmula, el nombre y estructura de Lewis de tres compuestos que contengan enlaces covalentes coordinados o dativos.

#### Importante:

Una vez formado el enlace dativo, no existe ninguna diferencia entre éste y un enlace covalente donde ambos elementos aportaron electrones.

#### Para pensar

¿Cuál será el "requisito mínimo" para que un átomo pueda formar un enlace dativo?



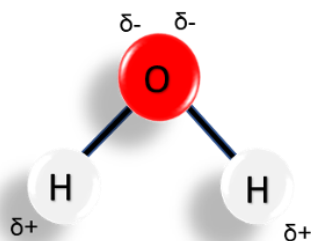
FIGURA 3.15. Aceite, un ejemplo de una sustancia molecular.

## Fuerzas de atracción intermolecular

Hemos interpretado los enlaces como fuerzas que se dan en el interior de las moléculas, es decir, intramoleculares. Pero también existen interacciones entre las moléculas: las fuerzas intermoleculares.

Las fuerzas intermoleculares son las fuerzas de atracción que existen entre las moléculas de las sustancias covalentes. Las fuerzas intermoleculares pueden ser de dos clases: fuerzas de Van der Waals y enlace de hidrógeno.

Puente de hidrógeno: Es un tipo especial de interacción electrostática; es decir, es un enlace intermolecular más intenso que las fuerzas de Vander Waals, lo que hace que las sustancias que lo presentan tengan puntos de fusión y de ebullición más elevados. Se da entre el hidrógeno y átomos pequeños y muy electronegativos.



### **Enlace de hidrógeno Enlace covalente polarizado**

En el caso del agua, se forma este enlace entre un átomo de hidrógeno y el átomo de oxígeno de otra molécula, de manera que cada molécula de agua puede estar unida con otras cuatro moléculas. Estos enlaces, relativamente fuertes, hacen que el agua, en condiciones ordinarias, sea un líquido. Su punto de fusión es más alto de lo que le correspondería por peso molecular.

Con el nombre de fuerzas de Van der Waals suelen agruparse distintas clases de interacciones intermoleculares de naturaleza electrostática: fuerzas dipolo-dipolo, fuerzas ion-dipolo y fuerzas de London.

Indica qué clase de fuerzas intermoleculares existen entre los siguientes pares de especies químicas cuando se hallan en estado líquido o sólido:

a) CO y CO

c) CH<sub>3</sub>OH y CH<sub>3</sub>OH

b) Cl<sub>2</sub> y CCl<sub>4</sub>

d) NH<sub>3</sub> y Ar.

a) Las moléculas de monóxido de carbono tienen un momento dipolar debido a la diferencia de electronegatividad entre C y O. Entre sus moléculas hay fuerzas dipolo-dipolo, además de fuerzas de dispersión presentes siempre entre moléculas.

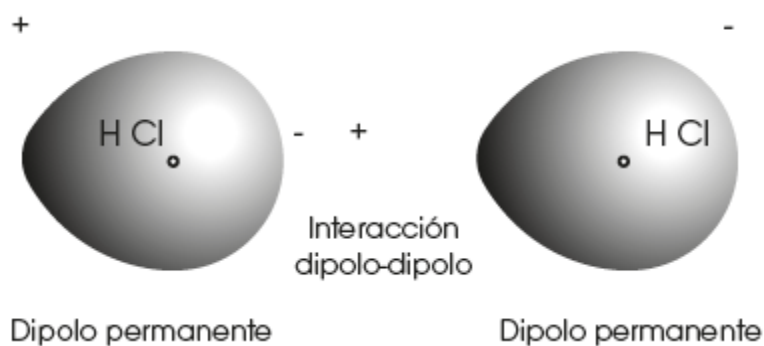
b) El NH<sub>3</sub> tiene moléculas polares. Entre las moléculas NH<sub>3</sub> y los iones nitrato aparecen fuerzas ion-dipolo.

c) Entre las moléculas de metanol se forman enlaces de hidrógeno en la siguiente forma:

d) Las moléculas de NH<sub>3</sub> son dipolos mientras que los átomos de argón son neutros. Entre estos dos tipos de partículas existen fuerzas dipolo-dipolo inducido, además de las fuerzas de dispersión.

### Fuerzas de Van der Waals

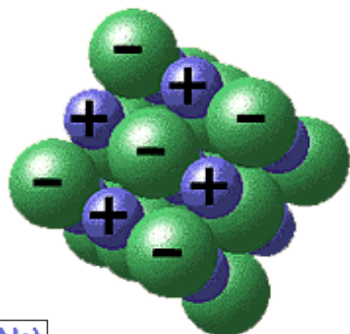
Dipolo-dipolo: Son fuerzas atractivas que aparecen entre dipolos eléctricos constituidos por moléculas polares. Cuanto mayor es el momento dipolar de las moléculas, mayor es la fuerza atractiva. Es el caso de las interacciones entre moléculas HCl en estado líquido o sólido.



Ion-dipolo: Existe una fuerza ion-dipolo entre un ion y la carga parcial de un extremo de una molécula polar. Los iones positivos son atraídos hacia el extremo negativo de un dipolo, mientras que los iones negativos son atraídos hacia el extremo positivo. La magnitud de la atracción aumenta al incrementarse la carga del ion o la magnitud del momento dipolar. Las fuerzas ion-dipolo tienen especial importancia en las disoluciones de sustancias iónicas en líquidos polares, como una disolución de NaCl en agua.

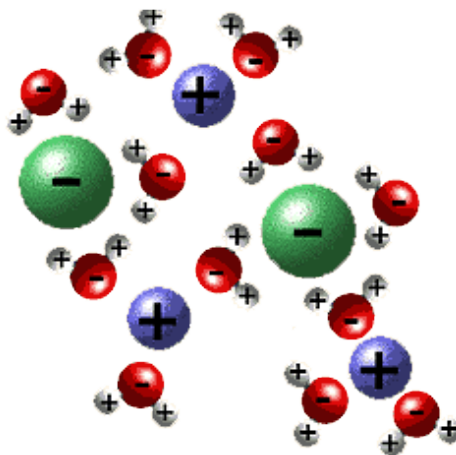
## El agua disuelve los compuestos iónicos

Estructura cristalina del NaCl



Sodio (Na)  
Cloro (Cl)

NaCl en agua



### Fuerzas de London

También llamadas fuerzas de dispersión, son fuerzas atractivas que aparecen entre moléculas no polarizadas. La existencia de estas fuerzas se explica admitiendo que en un momento dado la molécula no polar experimenta un ligero desplazamiento de la carga electrónica y crea un dipolo instantáneo. La distribución de la carga cambia rápidamente, de modo que el momento dipolar promedio es nulo. Pero el dipolo instantáneo puede polarizar otra molécula cercana y generar un dipolo inducido. A temperaturas bajas, la atracción entre dipolos mantiene las moléculas en estado líquido o sólido.

Por ejemplo, entre los átomos de He.

