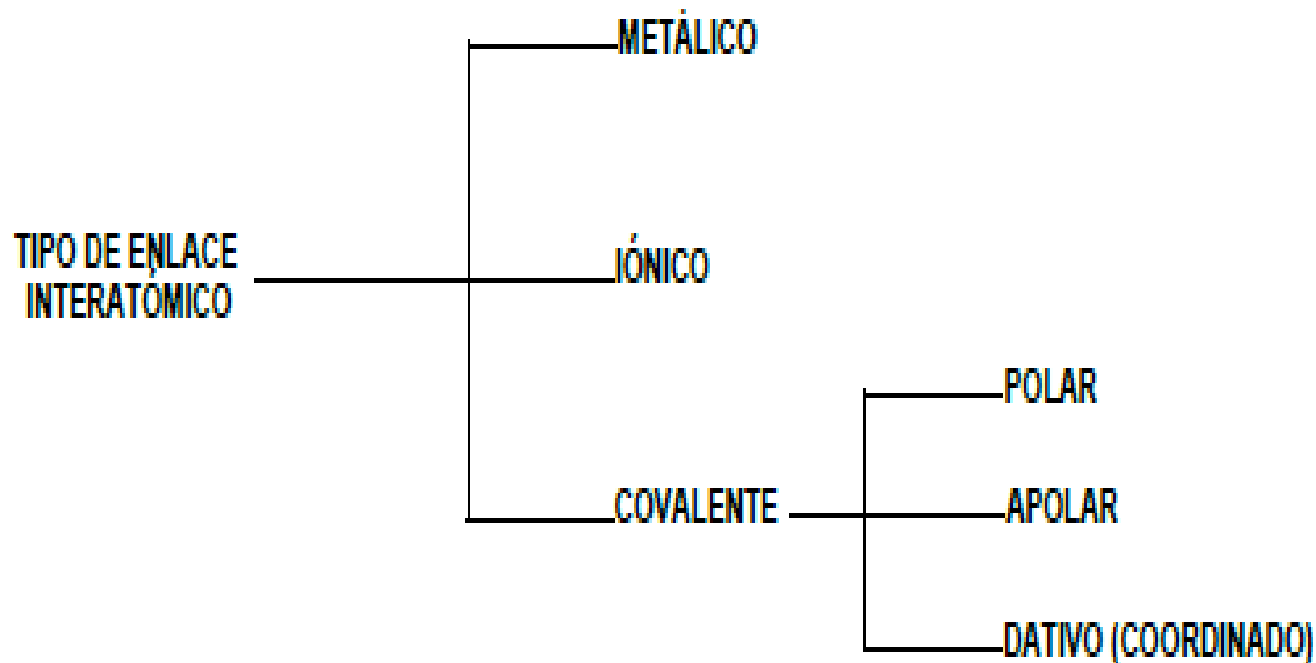


Enlace Químico

¿Por qué se unen los átomos?

- Los átomos se unen entre sí porque al estar unidos alcanzan una situación más estable (menos energética) que cuando estaban separados.



En adelante podremos hablar de sustancias metálicas (o metales), iónicas (sales) y covalentes (compuestos moleculares).

1 1AoIA	2 2AoIIA											13 3AoIIIA	14 4AoIVA	15 5AoVA	16 6AoVIA	17 7AoVIIA	18 8AoVIIIA
NO METALES													NO METALES			GASES NOBLES	
		3 3BoIIIB	4 4BoIVB	5 5BoVB	6 6BoVIB	7 7BoVIIB	8 8BoVIIIB	9 8BoVIIIB	10 8BoVIIIB	11 1BoIB	12 2BoIIB						
							METALES										

es que contienen
10 metálicos, me-
dentro de la tabla

METALES

Enlace metálico

- Es el enlace mediante el cual se combinan entre sí dos o más átomos metálicos, o sea, átomos de elementos de **electronegatividades bajas y con tendencia a ceder electrones.**

Modelo del mar de electrones

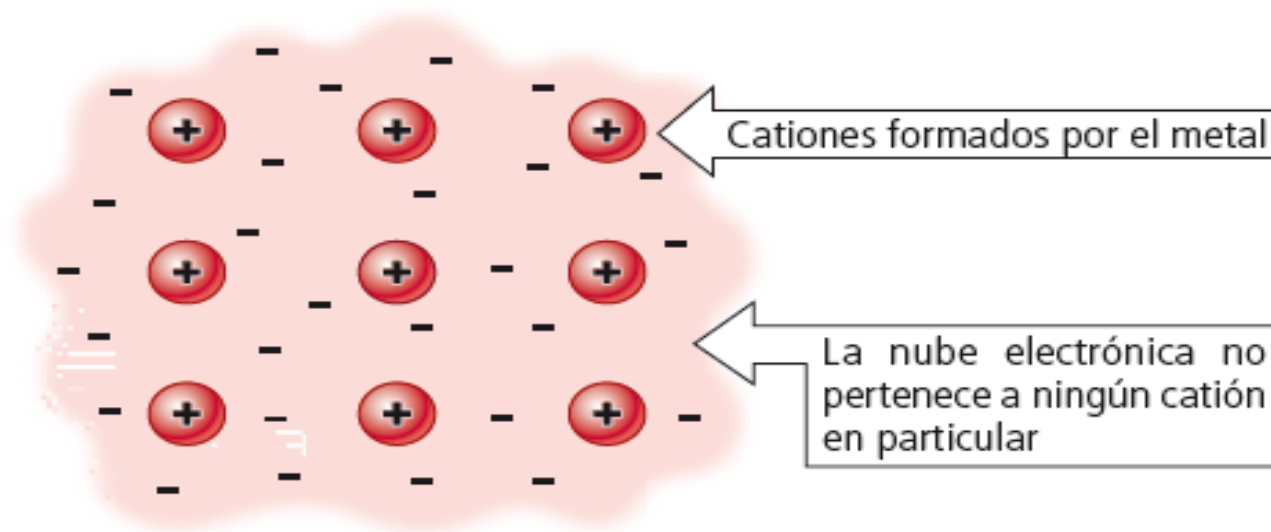


FIGURA 3.3. Modelo del mar de electrones. Las esferas rojas representan a los cationes que se formaron cuando los átomos donaron sus electrones de valencia; mientras que el fondo rosado corresponde a la nube de electrones formada por el giro de los electrones donados, alrededor de todos los iones positivos.

En el **enlace metálico** los electrones **no** pertenecen a ningún átomo determinado, lo **que origina un enlace que se extiende en todas direcciones.**

- Las sustancias que presentan enlace metálico tienen las **siguientes propiedades:**
- • Tienen brillo.
- • Son sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio (Hg) que es líquido.
- • Tienen altos puntos de fusión y ebullición, excepto el mercurio, el cesio y el galio.
- • Son buenos conductores del calor y la electricidad.
- • Resisten grandes tensiones sin romperse.

Es importante notar, que las aleaciones (mezclas de metales), también se mantienen unidas entre sí por medio de enlace metálico.

a)



b)



c)

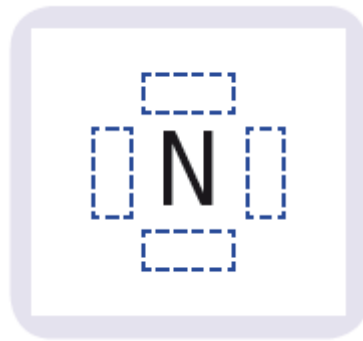


FIGURA 3.5. Algunas especies que tienen enlace metálico: a) alambre de cobre. b) tubos de hierro (Fe). c) calcio metálico.

Símbolos de puntos de Lewis

- *Cuando se representan los electrones de valencia de un elemento como puntos o cruces. Esta representación recibe el nombre de **símbolo de Lewis**.*

- Paso 1: Representar el elemento químico



‘Paso 2: Determinamos la cantidad de puntos (o cruces) que tenemos que dibujar alrededor del símbolo del elemento. En este caso, de acuerdo a la configuración electrónica más externa ($2s^2 2p^3$)

- Paso **3**: Dibujamos los cinco puntos alrededor del símbolo del nitrógeno.



- los elementos buscan parecerse al **gas noble** más cercano, pues al tener las subcapas llenas consiguen su anhelada estabilidad
- **a) Regla del octeto:** Dice que un elemento se combinará con otro con el fin de quedar rodeado de ocho electrones.
- **b) Regla del dueto:** Dice que un elemento se combinará con otro(s) con el fin de quedar rodeado de dos electrones.

Por ejemplo:

El cloro ($Z = 17$) de acuerdo a su configuración electrónica más externa $3s^2 3p^5$ pertenece al grupo VIIA, o sea, tiene siete electrones en su última capa, por lo que tenderá a ganar un electrón para quedar rodeado de ocho electrones (para parecerse al argón ($Z = 18$)), cumpliendo así la regla del octeto. En símbolos de Lewis:



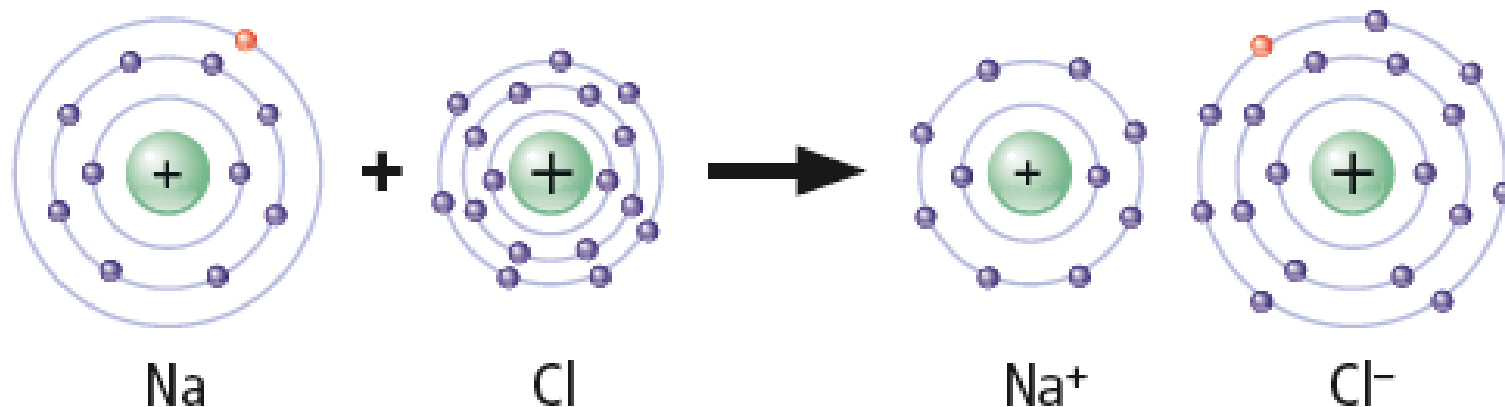
Enlace iónico

- En los enlaces iónicos, los electrones se **transfieren completamente de un átomo a otro**. Durante este proceso de perder o ganar electrones, los átomos que reaccionan forman iones de cargas opuestas que después se atraen entre sí por tener cargas opuestas.
- Para la formación de un enlace iónico es necesario que la diferencia de electronegatividad (Δ E.N.) entre los elementos que se mezclan deben ser igual o superior a **1,7**. En **símbolos: Δ E.N. > 1,7**

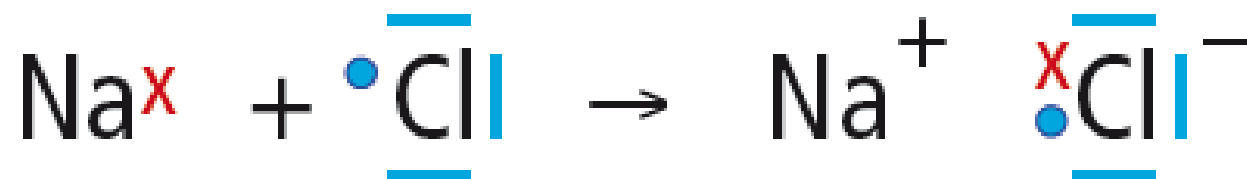
El sodio (metal, de símbolo Na) tiene una electronegatividad de 0,9 mientras que el cloro (no metal, de símbolo Cl) tiene una electronegatividad de 3,0. Al restar ambas electronegatividades para sacar la diferencia entre ellas (Δ E.N.) se tiene que:

$$\Delta \text{ E.N.} = \text{E.N. Cl} - \text{E.N. Na} = 3,0 - 0,9 = 2,1$$

Como el valor obtenido para la diferencia de electronegatividad (2,1) es mayor que 1,7, podemos asegurar que el enlace que se formará entre el sodio (Na) y el cloro (Cl) será iónico. Entonces, el metal (sodio) cederá un electrón al no metal (cloro), formándose un catión sodio (Na^+) y un anión cloruro (Cl^-), como se muestra a continuación.

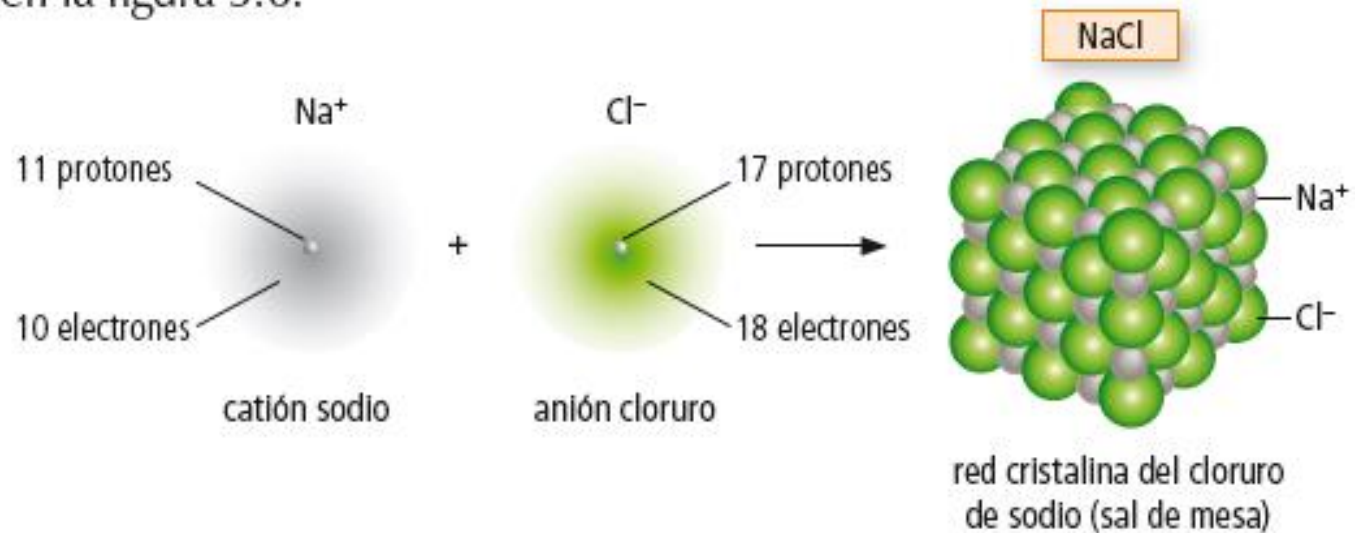


En símbolos de Lewis:

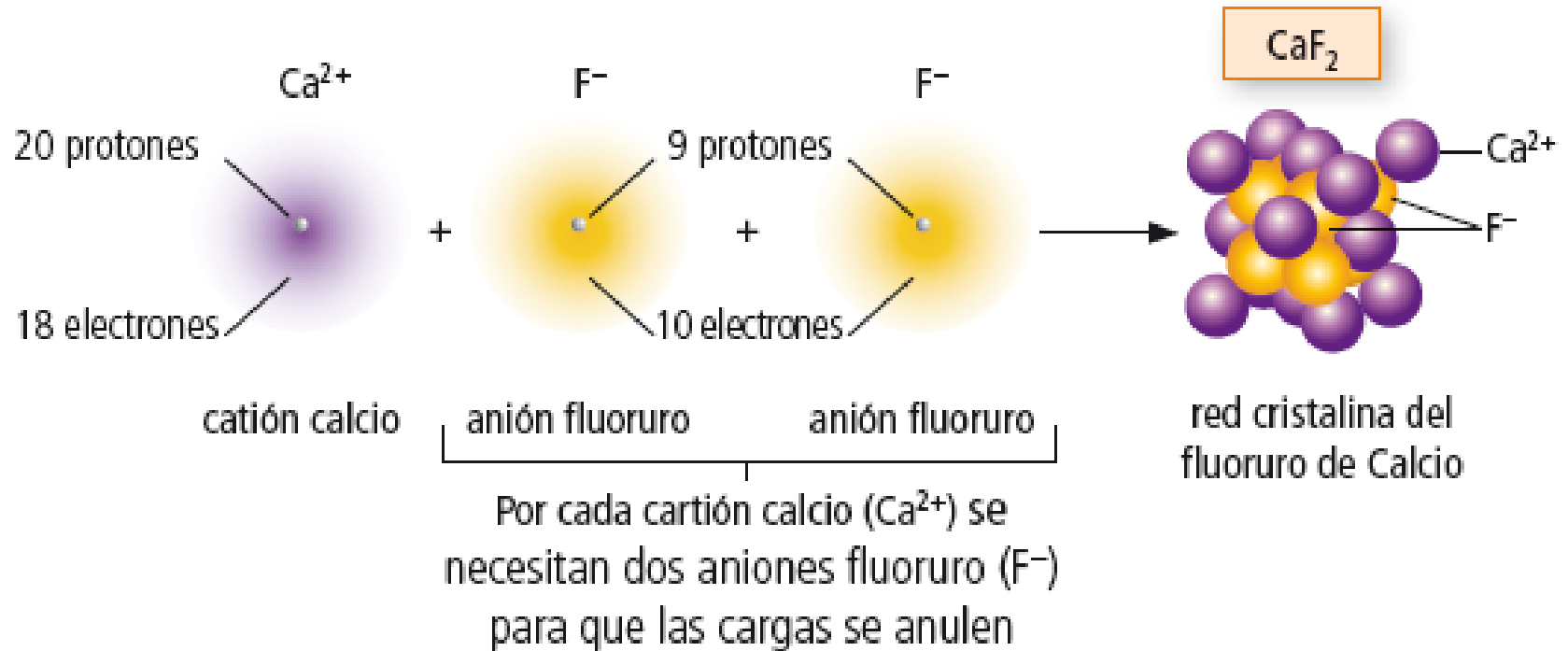


Red Cristalina

en la figura 3.10.



Otro ejemplo



Enlace Covalente

- 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 a 1,7. En símbolos: **$\Delta E.N. < 1,7$**
- **Se da entre átomos no metales.**

Enlace Covalente

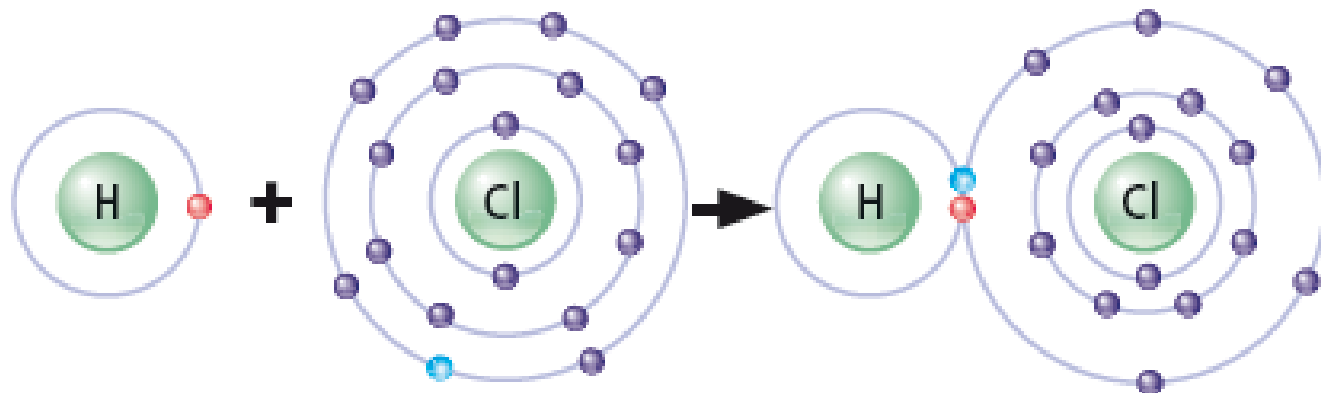
Es necesario que las especies que se mezclen tengan electronegatividades similares entre sí, además de una alta electroafinidad y potencial de ionización, en otras palabras, elementos que **“quieran electrones”** y que sean capaces de “pelear sus propios electrones

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 (Δ E.N.) se tiene que:

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

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, o sea, que ambos elementos compartirán electrones hasta cumplir la regla del octeto (Cl) o la del dueto (H), según corresponda, como se muestra a continuación.



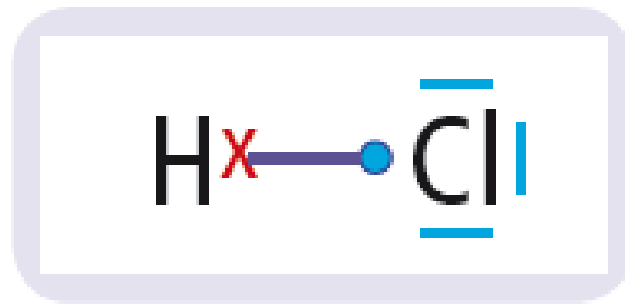
Usando símbolos de Lewis:



La línea lila representa al enlace covalente. De esta forma, el hidrógeno queda rodeado de dos electrones (el electrón rojo que era de él más el electrón que el cloro le está “prestando”) y el cloro queda rodeado de ocho electrones (los siete suyos más el que le “presta” el hidrógeno).

Estructura de Lewis

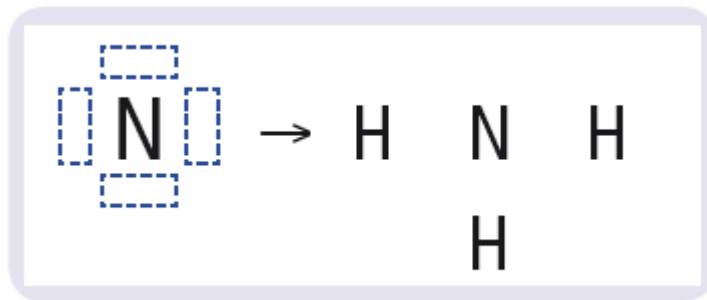
- Se conoce con el nombre de **estructura de Lewis** a la representación de los enlaces covalentes utilizando símbolos de Lewis.



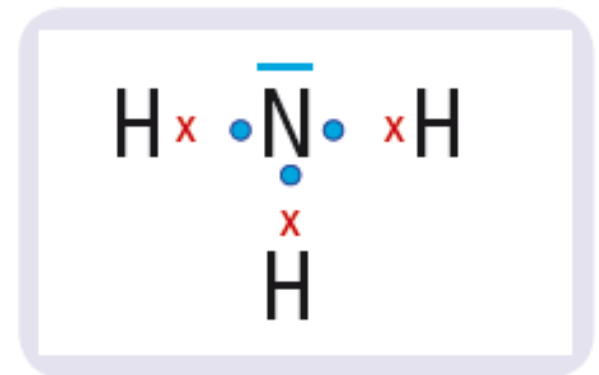
La existencia de una única línea entre los elementos participantes nos dice que el hidrógeno y el cloro comparten solo un par de electrones, o sea, dos electrones.

Pasos para estructura de Lewis

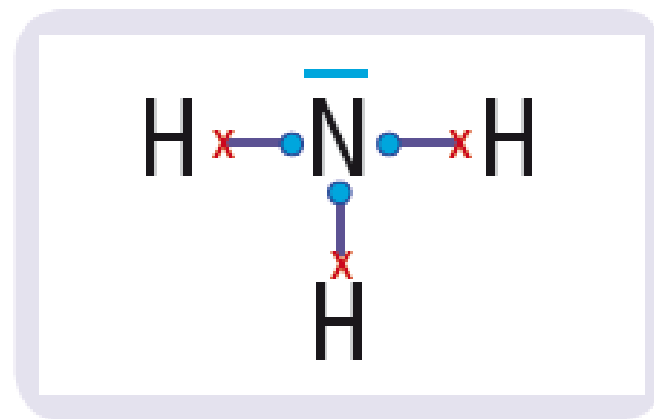
- Ejemplo para el Amoniac.



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 NH₃ 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).

Otro ejemplo...

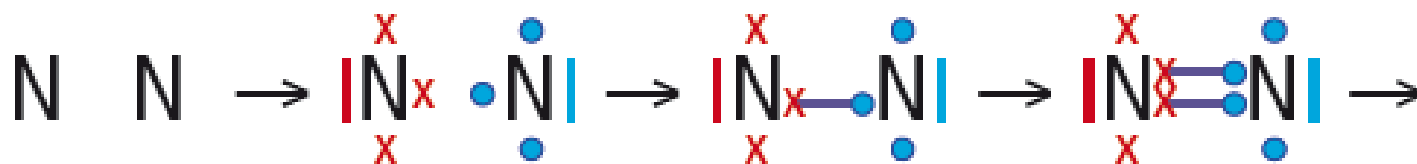


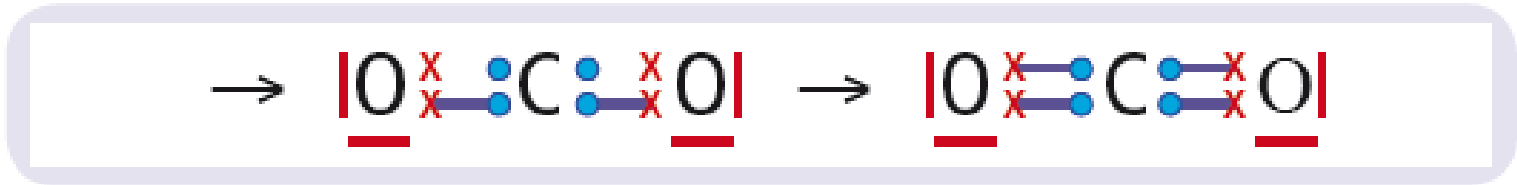
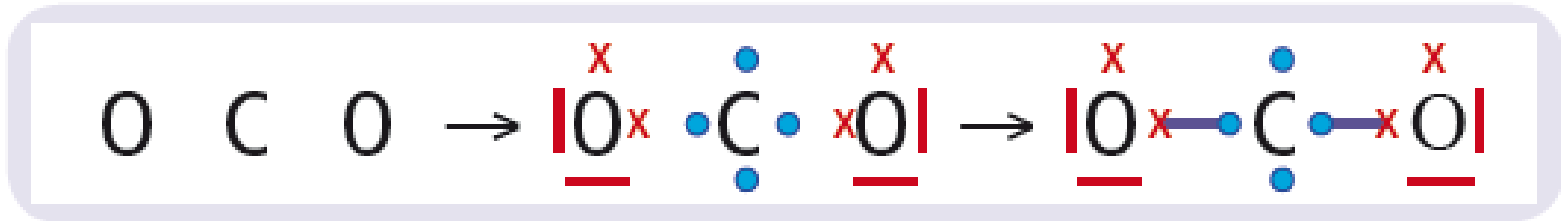
Si miramos con detención la estructura de Lewis, podemos notar que ambos átomos de flúor están cumpliendo con la regla del octeto, pues cada uno tiene siete electrones de valencia ($2s^2 2p^5$) y más el electrón que están compartiendo, se completan los ocho electrones alrededor. En este caso, los átomos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

Otro ejemplo...



Nitrógeno molecular: N₂





- **i) Enlace simple** a la compartición de dos electrones, vale decir, un par, como en el caso del F_2 o del NH_3 .
- **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 .

Enlace covalente polar

- Cuando se unen dos átomos **no metálicos diferentes**, los electrones se comparten en forma desigual, lo que significa que los **electrones girarán más tiempo cerca del núcleo del átomo más electronegativo que del otro núcleo**. Esto, provocará que dentro del enlace podamos distinguir una zona más negativa (**polo negativo**) y otra más positiva (**polo positivo**).

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

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:

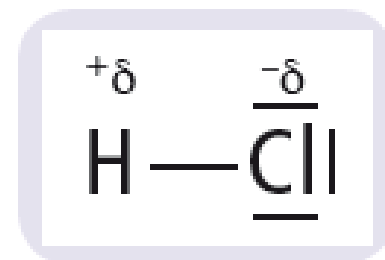
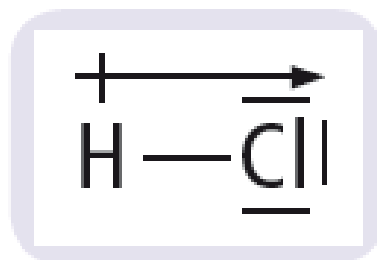
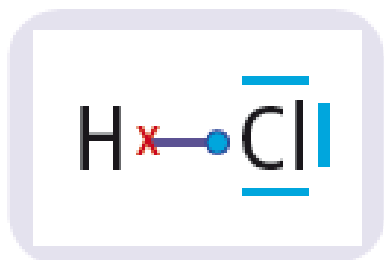




FIGURA 3.13. Distribución de la nube electrónica (malla gris) en el HCl. La esfera blanca representa al átomo de hidrógeno, mientras que la esfera naranja representa al átomo de cloro.

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:

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

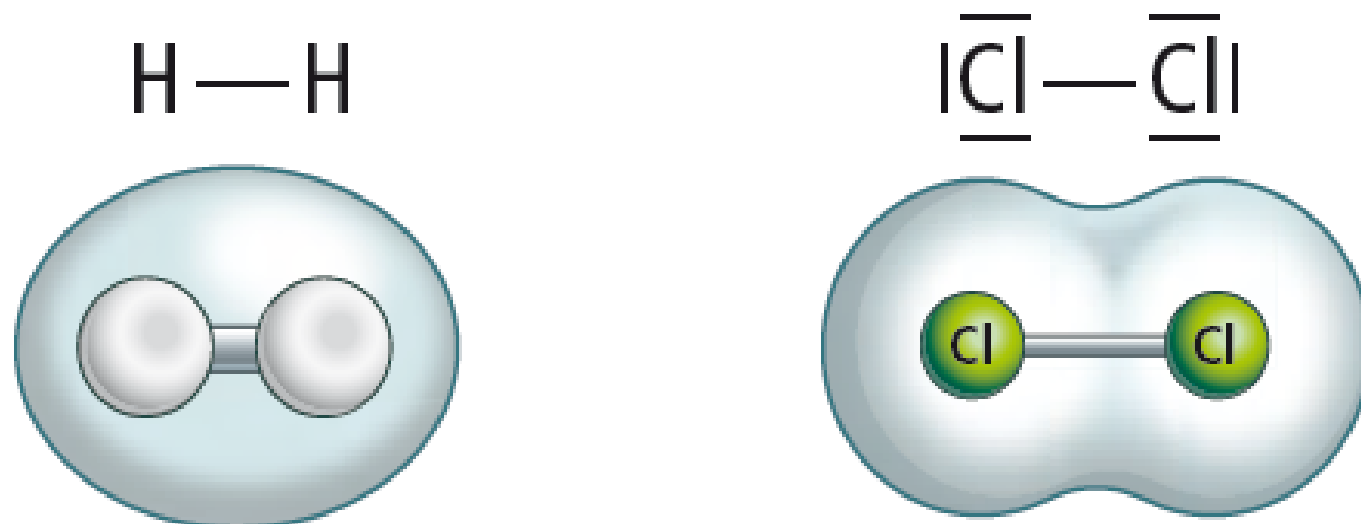
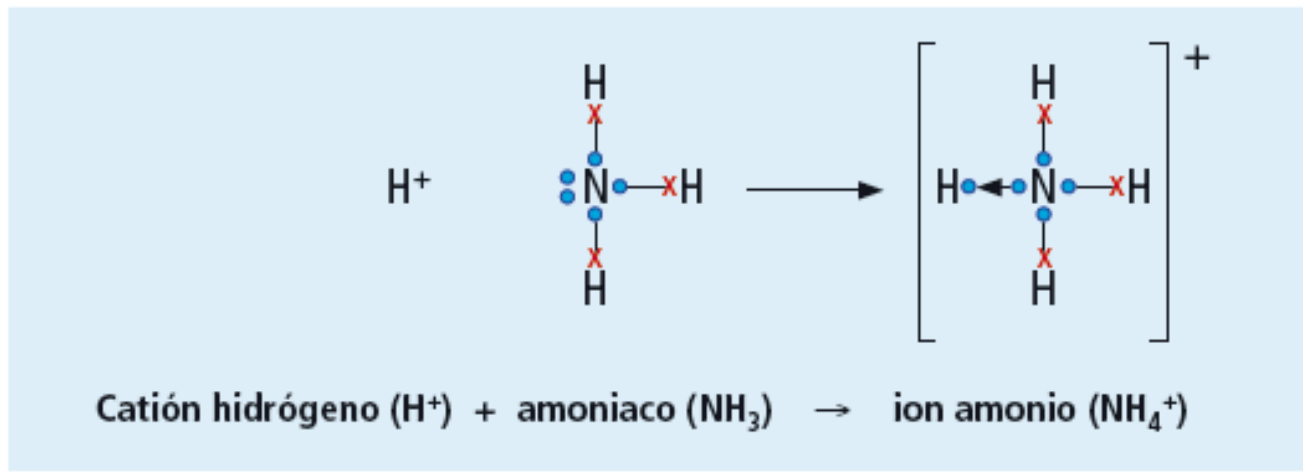


FIGURA 3.14. a) Representación de la distribución igualitaria de la nube electrónica (en gris) en una molécula de H_2 . Cada una de las esferas blancas representa a un átomo de hidrógeno (H). b) Representación de la distribución igualitaria de la nube electrónica (en gris) en una molécula de Cl_2 . Las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

Enlace covalente coordinado o enlace dativo

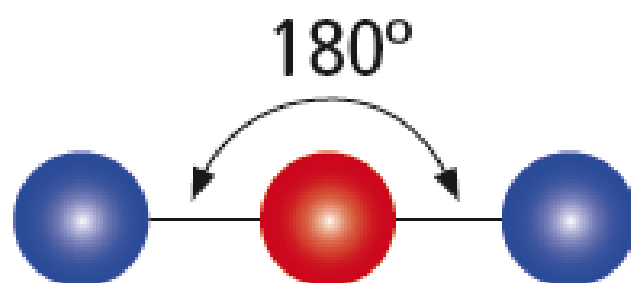
- El enlace entre los dos átomos se forma porque un átomo que tiene un par libre de electrones los presta al otro átomo que le falta ese par de electrones para formar octeto (tiene 6e⁻) o dueto. La unión resultante, se denomina enlace covalente coordinado o enlace dativo. Un ejemplo es el ion amonio (NH₄⁺):



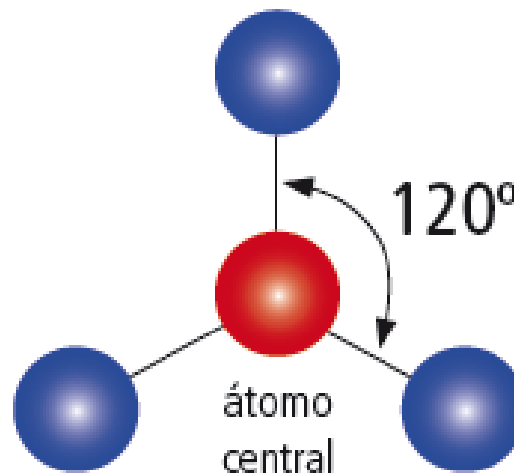
Geometría molecular

- Para predecir la geometría de una molécula se utiliza una teoría conocida como **“Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia”** (TRPECV), que en palabras simples explica que dentro de una molécula el par de electrones de un enlace químico **será repelido (rechazado) por los electrones de otros enlaces químicos o por pares libres de electrones.**

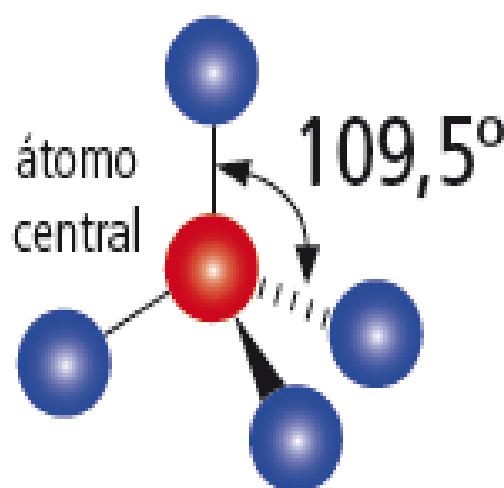
Si el átomo central está enlazado a otros dos átomos, la separación máxima que se puede lograr entre los dos enlaces es de 180° . Este valor de ángulo, provoca que la molécula sea **lineal**.



- Si el átomo central está enlazado a otros tres átomos, la separación máxima que se puede lograr entre los tres enlaces es de 120° . Este valor de ángulo hace que la molécula sea plana, y que al unir sus átomos exteriores se pueda formar un triángulo. Por esto, conocemos a esa forma con el nombre de **plana trigonal**.

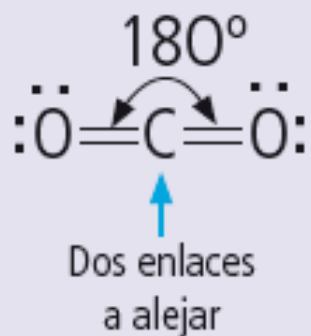


- Si el átomo central está enlazado a otros cuatro átomos, la separación máxima que se puede lograr entre los cuatro enlaces es de $109,5^\circ$. En este caso la molécula no es plana y al unir sus átomos exteriores se puede formar un tetraedro regular, por lo que dicha geometría se conoce como **tetraédrica**.



Algunos ejemplos:

a) CO_2

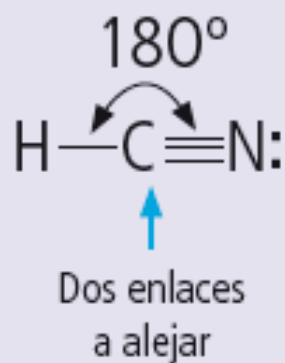


=



Geometría lineal

b) HCN

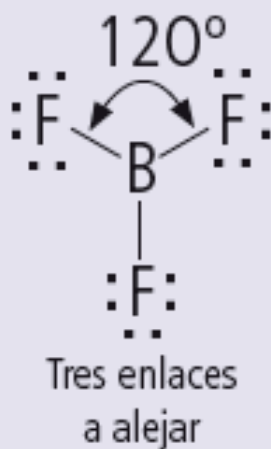


=

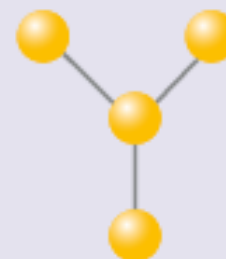


Geometría lineal

c) BF_3

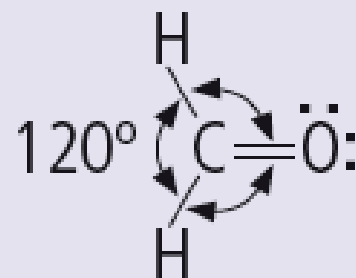


=



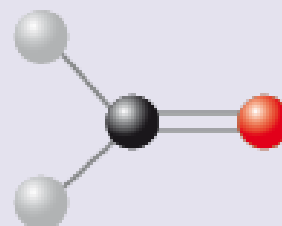
**Geometría plana
trigonal**

d) H_2CO



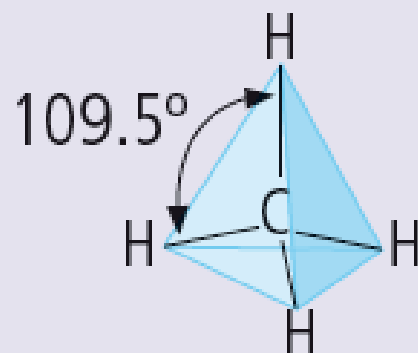
Tres enlaces
a alejar

=



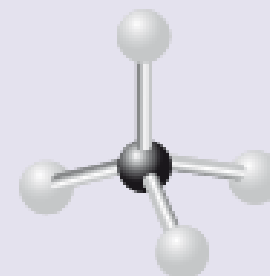
**Geometría plana
trigonal**

e) CH_4



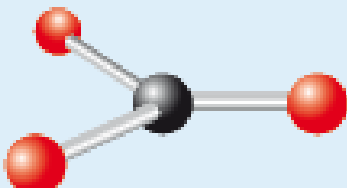
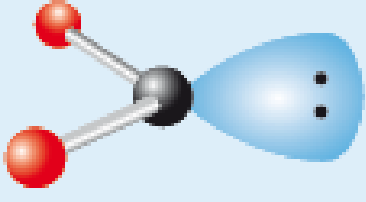
Cuatro enlaces
a alejar

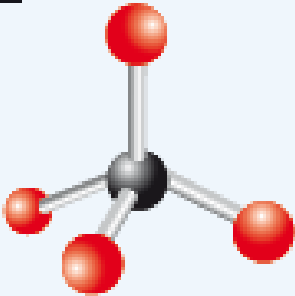
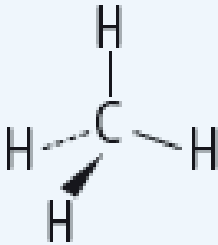
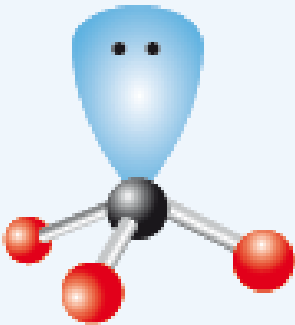
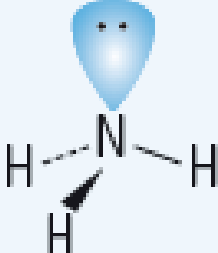
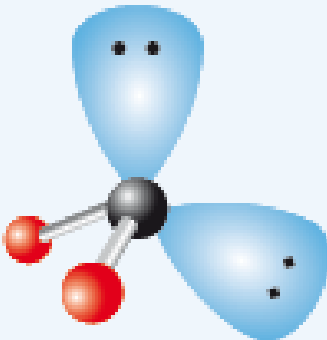
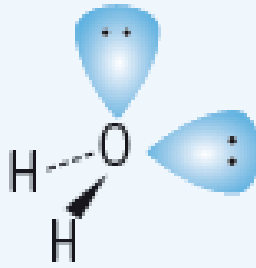
=



**Geometría
tetraédrica**

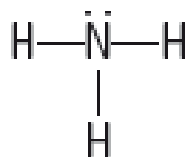
- Ahora, en caso que el átomo central sí tenga pares de electrones libres, estos ejercerán una repulsión levemente superior a la de un enlace químico, pero no son “visibles” en la geometría de la molécula. Por esta razón, cuando existen pares libres en el átomo central tendremos geometrías que derivan de las anteriores, pero **con “esquinas sin enlazar»**

Átomos unidos	Pares libres	Geometría		Ejemplo
2	0		Lineal	$ \overline{\text{O}}=\text{C}=\overline{\text{O}} $
3	0		Plana trigonal	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \diagdown \\ \text{C}=\overline{\text{O}} \\ \diagup \\ \text{H} \end{array}$
2	1		Angular	$\begin{array}{c} \overline{\text{O}} \\ \diagdown \\ \text{S} \\ \diagup \\ \overline{\text{O}} \end{array} \quad \text{blue lobe with } \text{:}$

Átomos unidos	Pares libres	Geometría	Ejemplo
4	0	 Tetraédrica	
3	1	 Piramidal	
2	2	 Angular	

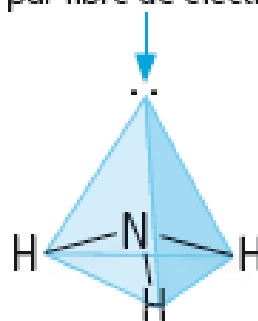
Dos ejemplos de la tabla 3.1. en detalle:

a) NH_3 (amoníaco)

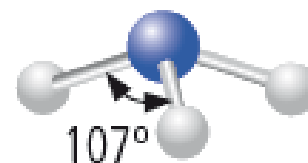


4 grupos a alejar
(3 átomos y un par
libre)

Una esquina del tetraedro es ocupada por el par libre de electrones.

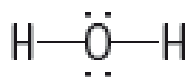


=



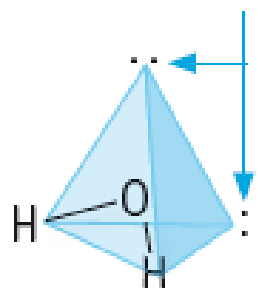
Geometría piramidal

b) H_2O (agua)



4 grupos a alejar
(2 átomos y dos
pares libre)

Dos esquinas del tetraedro son ocupadas por pares libres de electrones.



=



Geometría angular

Momento dipolar

- Un enlace covalente polar implica que **la distribución de los electrones al interior del enlace es desigual**, como resultado de combinar dos elementos con diferente electronegatividad.

- Para mostrar hacia donde estaban desplazados los electrones, y con ello
- la polaridad del enlace, utilizábamos una flecha cruzada () sobre
- la estructura de Lewis, que recibe el nombre de **momento de enlace**. Ahora, la polaridad del enlace también se puede medir con números y dicha medida recibe el nombre de **momento dipolar**.

Polaridad de moléculas

- Las moléculas diatómicas (de dos átomos) que contienen elementos diferentes (y por tanto con diferente electronegatividad), presentarán siempre una distribución no equitativa de la carga y por tanto podremos distinguir una zona negativa y una positiva dentro de ella. Por esto dichas moléculas serán llamadas **moléculas polares**

a)



b)



FIGURA 3.17. a) Estructura de Lewis del HF, con la flecha cruzada (momento de enlace) que muestra la dirección en la que son atraídos los electrones. b) Muestra de la distribución de los electrones dentro de una molécula de HF. El color rojo muestra la zona más rica en electrones (la zona cercana al flúor, F), mientras que el color azul muestra la zona con menos electrones (zona cercana al hidrógeno, H).

- Por su parte, las moléculas diatómicas formadas por átomos iguales tendrán **enlaces covalentes apolares y la distribución de la nube electrónica será equitativa**, por tanto no tienen momento dipolar y serán **moléculas apolares**. Por ejemplo: la molécula de N₂ (nitrógeno diatómico).

¿qué pasa si tenemos moléculas de más de dos átomos?

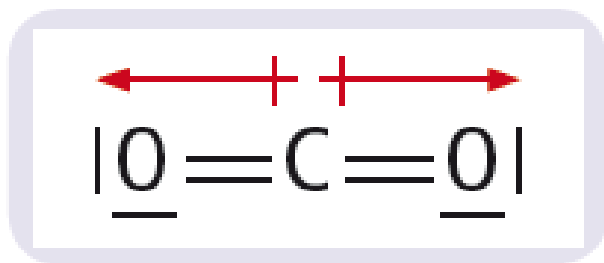
- Es necesario ver hacia dónde son **atraídos los electrones** en cada uno de los enlaces y ver **si se pueden cancelar entre sí**. De esta forma, la polaridad de moléculas de tres o más átomos depende del tipo de enlace existente dentro de ella y de la geometría de la molécula.

Un ejemplo...CO₂ ¿Una **molecular** **Apolar?**

A continuación, se presentan tres ejemplos explicativos:

a) CO₂ (dióxido de carbono)

Esta molécula tiene una estructura lineal, como se mostró en la lección anterior, y además, un par de enlaces covalentes polares entre el carbono y cada uno de los oxígenos. En resumen:



En esta molécula podemos ver que los electrones están siendo atraídos hacia lados opuestos de la molécula, pero con la misma fuerza (porque los dos átomos de los extremos son de oxígeno). **Producto de esto, ambas flechas (momentos de enlace) se cancelan entre sí y la molécula no tiene momento dipolar neto, por tanto, es una molécula apolar. ES APOLAR POR SU GEOMETRIA MOLECULAR, AMBOS VECTORES SE ANULAN POR IR A DIRECCIONES OPUESTAS CALIFICANDOSE COMO UNA MOLÉCULAR APOLAR!!!**

Otras

Situaciones similares se dan en las moléculas de BF_3 , BCl_3 , CH_4 , CCl_4 y SiH_4 , entre muchas otras. ¿Puedes explicar por qué las moléculas recién nombradas son también apolares?

CO₂ ..UNA MOLÉCULA **APOLAR**

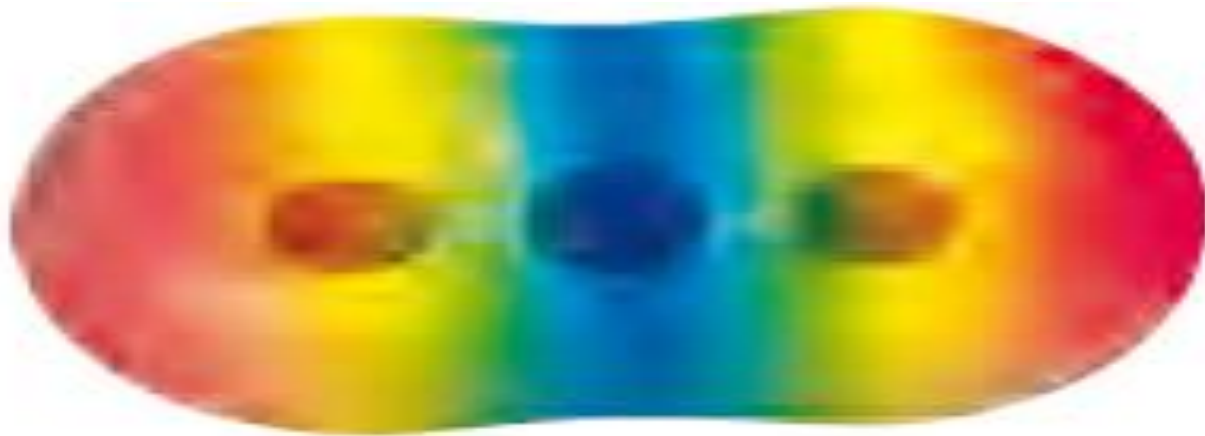
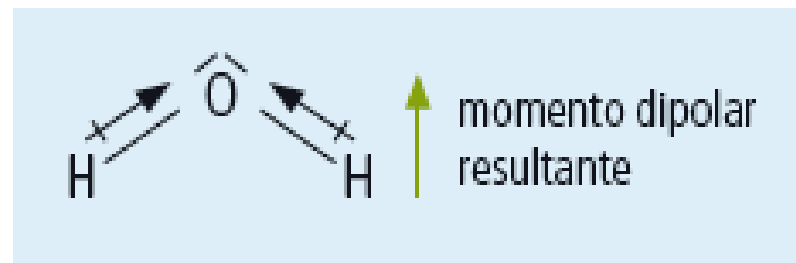


FIGURA 3.18. Distribución electrónica en una molécula de CO₂. Cada enlace doble carbono-oxígeno es polar, con la densidad electrónica desplazada hacia el átomo de oxígeno, que es el más electronegativo (zonas rojas). Sin embargo, la geometría lineal de la molécula hace que se cancelen los momentos de enlace de ambos enlaces, resultando una molécula apolar.

¿Qué sucede con el Agua en su geometría molecular? (MOLÉCULA POLAR)

b) H_2O (agua)

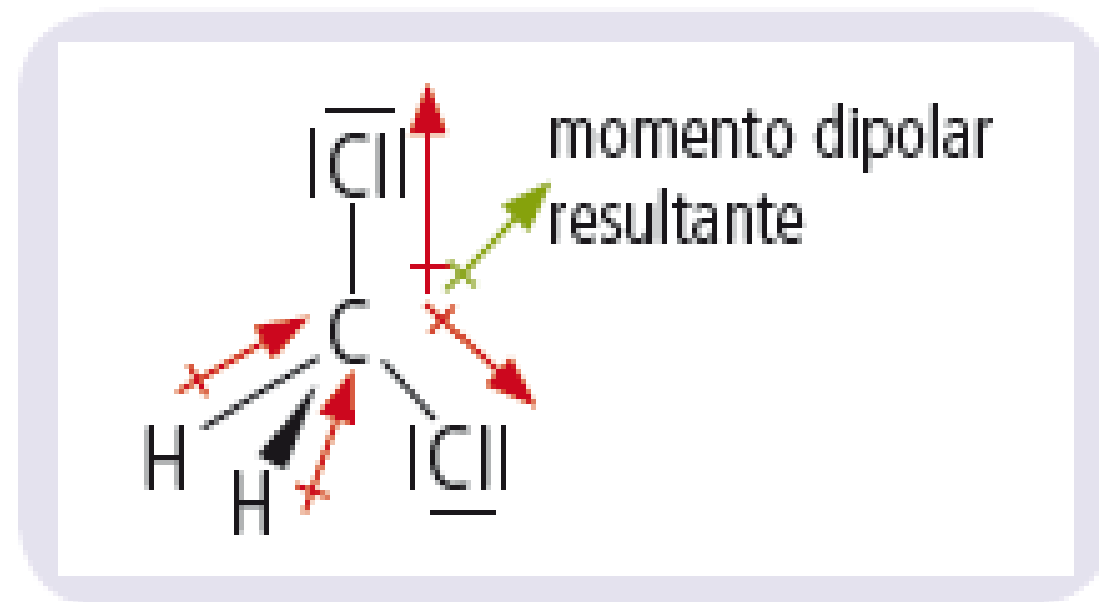
Esta molécula tiene una estructura angular, producto de una distribución tetraédrica donde el átomo central tiene dos pares de electrones libres. Además, cada enlace O—H es covalente polar. En resumen:



Producto de la geometría angular los dos momentos de enlace (flechas cruzadas) no son cancelables entre sí, por tanto la molécula tiene un momento dipolar diferente de cero, lo que implica que el agua es una **molécula polar**.

Otro ejemplo de molécula **POLAR** ¿Por qué apolar?

CH₂Cl₂ (diclorometano)



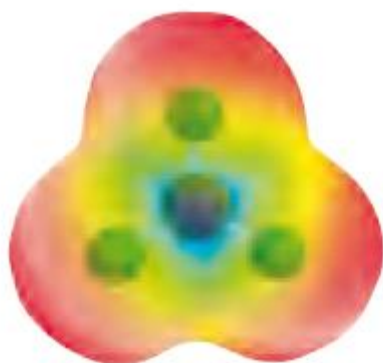


FIGURA 3.19. Distribución electrónica en el BF₃.

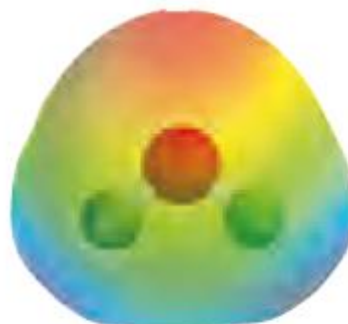


FIGURA 3.20. Distribución electrónica en una molécula de agua. La zona roja (donde se concentran los electrones) corresponde al oxígeno, mientras que las zonas azules son los hidrógenos.

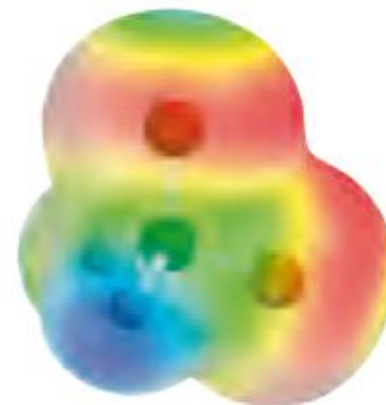


FIGURA 3.21. Distribución electrónica en una molécula de CH₂Cl₂. La densidad electrónica se desplaza hacia los átomos de cloro que son más electronegativos.

Fuerzas intermoleculares

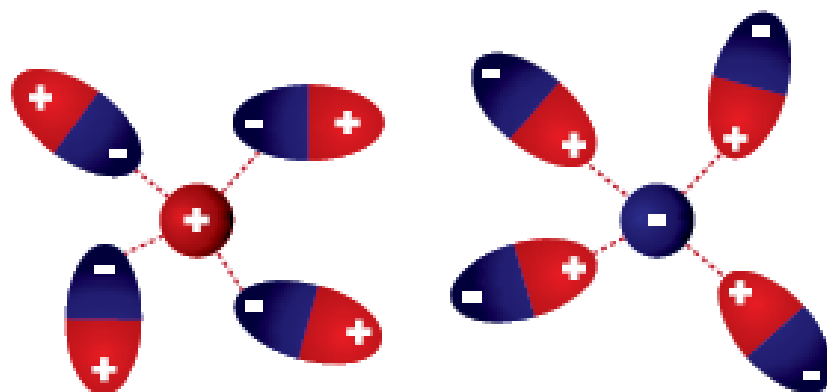
Las fuerzas intermoleculares son fuerzas de atracción que existen entre las moléculas y que permitirán la interacción entre ellas, ya sea para formar grandes agregados moleculares o para que una sustancia se disuelva en otra. Se reconocen cuatro tipos:

- i) Fuerzas ion-dipolo.
- ii) Fuerzas dipolo-dipolo.
- iii) Puentes de hidrógeno (un tipo especial de fuerza dipolo-dipolo).
- iv) Fuerzas de dispersión (también llamadas fuerzas de London).

Fuerzas ion-dipolo

Son fuerzas de atracción que se dan entre un ion y un dipolo. O sea, son interacciones que se establecen entre un ion (catión o anión) y el polo de carga opuesta del dipolo de una molécula polar.

En palabras sencillas, se trata de que cada uno de los polos de la molécula polar se acercarán a los iones de carga opuesta, como se muestra a continuación:



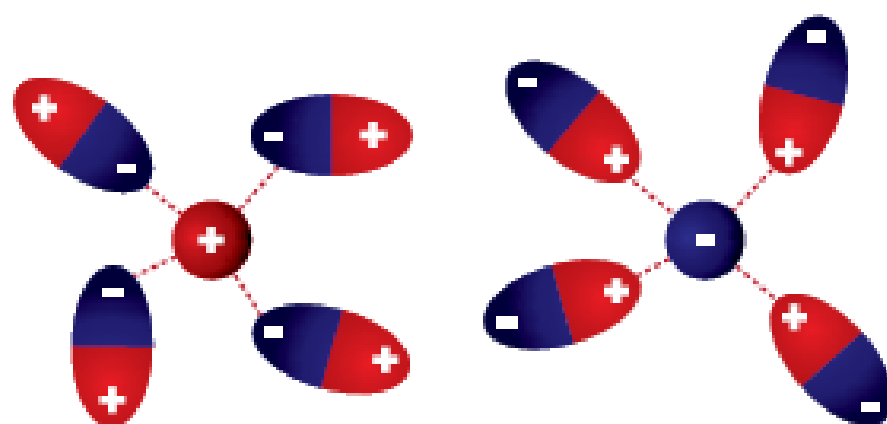


FIGURA 3.24. Fuerzas ion-dipolo. Los óvalos de dos colores representan al dipolo de una molécula polar, mientras que la esfera con carga positiva representa a un catión y la negativa a un anión. Los dipolos se orientan de tal manera que se acercan a los iones por su polo de carga opuesta. Por ejemplo, al anión se acercaron los polos positivos de la molécula polar.

A través de las fuerzas ion-dipolo podemos explicar un fenómeno muy conocido: la sal de mesa se disuelve en agua.

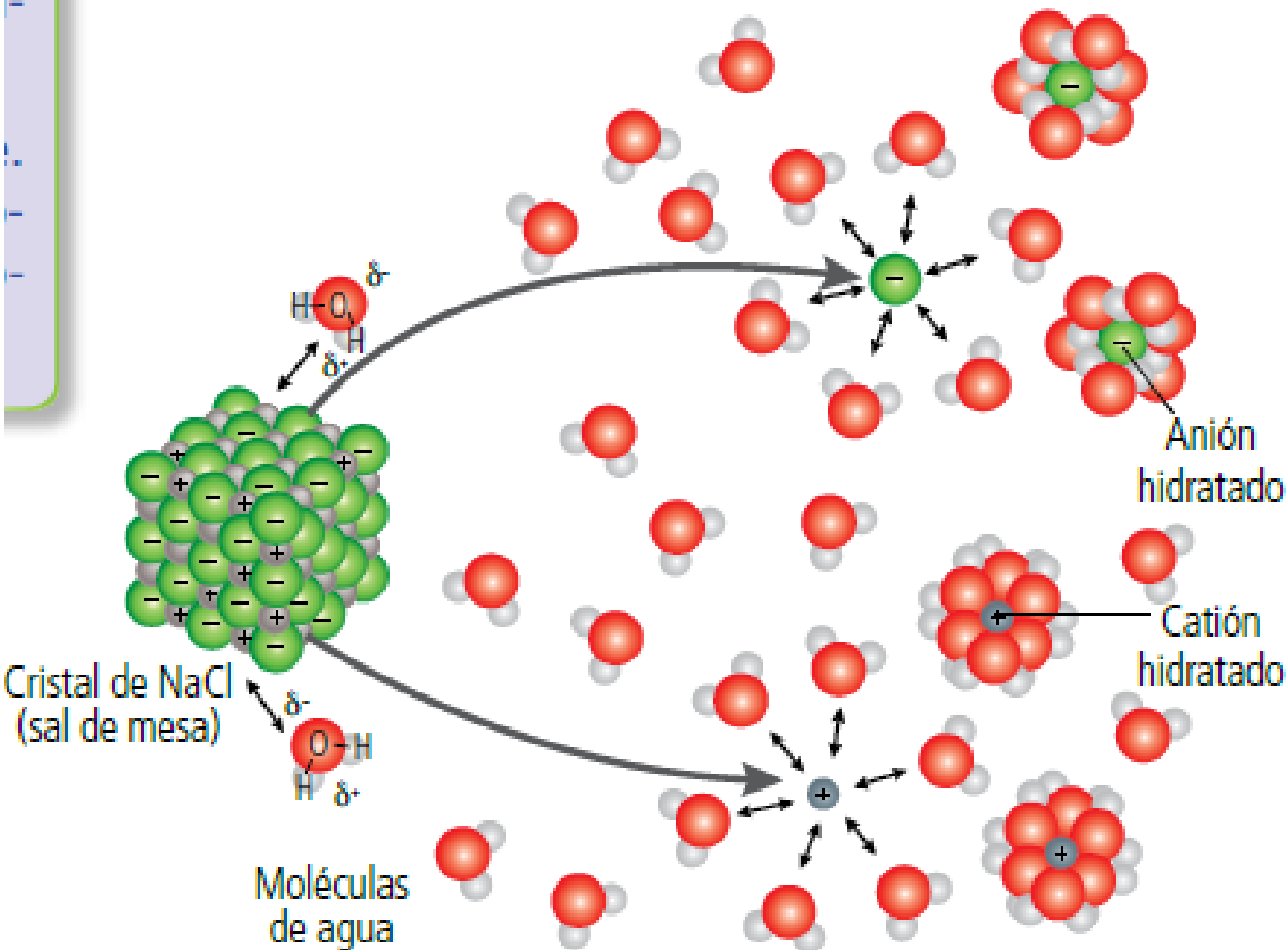


FIGURA 3.25. Disolución de sal en agua. Las moléculas de agua (moléculas polares) rodean tanto a los cationes como a los aniones de la sal, pero los primeros (cationes) son rodeados por el oxígeno (polo negativo del dipolo), mientras que los segundos (aniones) son rodeados por los hidrógenos (polo positivo del dipolo). En el caso de la sal de mesa, el catión es Na^+ y el anión Cl^- .

Fuerzas dipolo-dipolo

Son fuerzas de atracción que se dan entre moléculas polares. Estas interacciones se establecen entre los polos opuestos de dos moléculas polares.

En palabras sencillas, el polo positivo de una molécula polar atrae a otra molécula por el polo negativo de ésta, mientras que el polo negativo atrae al polo positivo de otra molécula polar. **¿Puedes pensar en un ejemplo donde exista este tipo de interacción?**

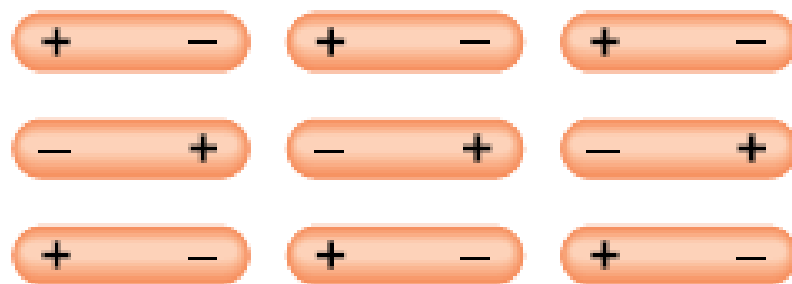
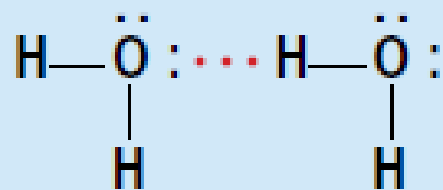


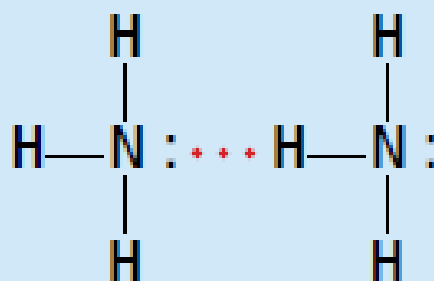
FIGURA 3.26. Las moléculas polares (o sea, que tienen un momento dipolar permanente) tienden a alinearse con las polaridades opuestas. Cuando están en estado sólido estas atracciones se hacen máximas y se dan estructuras como la de la imagen.

Puentes de hidrógeno

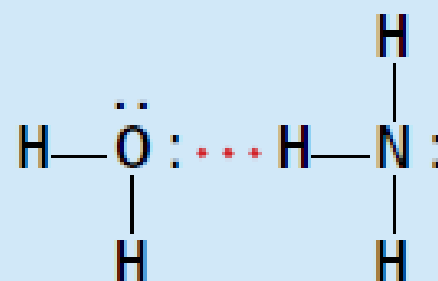
Los puentes de hidrógeno, conocidos también como “enlaces de hidrógeno” son un tipo especialmente fuerte de interacciones dipolo-dipolo que suceden entre moléculas polares que presentan los enlaces F-H, O-H y N-H. En estos casos, el H de una molécula (polo positivo) será atraído por el polo negativo (flúor, oxígeno o nitrógeno) de otra molécula, tal como muestra la figura 3.27.



a)



b)



c)

Fuerzas de dispersión o fuerzas de London

Si un ion o molécula polar (dipolo) se acerca a un átomo o a una molécula apolar, la distribución de los electrones de la especie sin carga se distorsionará, originando un dipolo. Al dipolo generado en la especie apolar por la cercanía del ion o dipolo permanente se le llamará **dipolo inducido**, pues solo existe por la cercanía del ion o dipolo y desaparecerá cuando quien lo perturbó se aleje (ver figura 3.29).

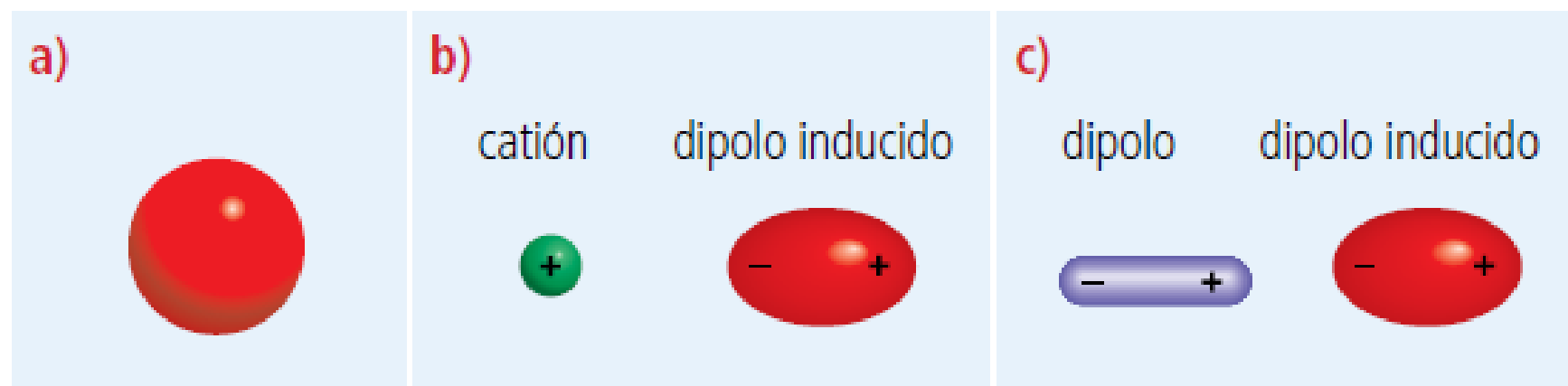


FIGURA 3.29. a) Distribución esférica de la carga de un átomo de helio (He). b) Distorsión ocasionada al átomo de helio por el acercamiento de un catión. c) Distorsión ocasionada al átomo de helio por el acercamiento de un dipolo.