

PREPARATORIA ABIERTA PUEBLA

ENLACES QUIMICOS

Fuerzas Intermoleculares

Preparatoria

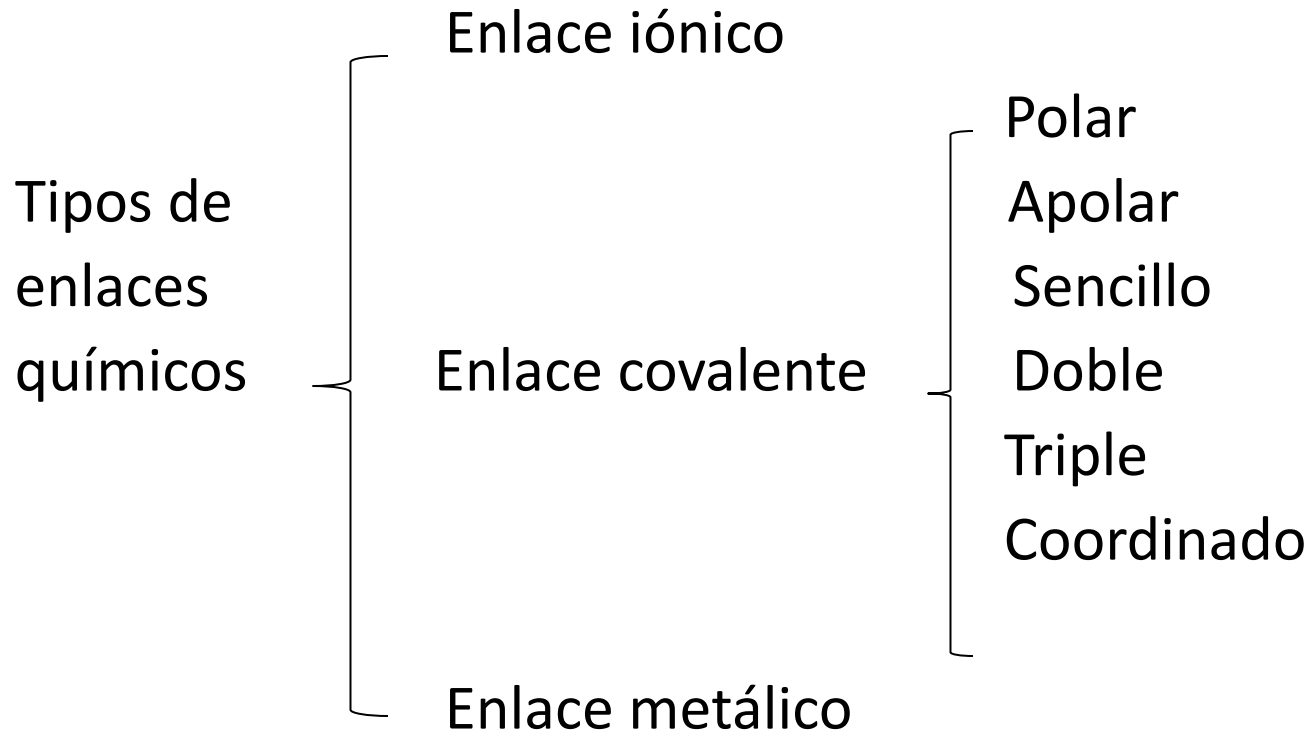
abierta

ELABORÓ

LUZ MARÍA ORTIZ CORTÉS

Enlaces Químicos

- Son las fuerzas que mantienen unidos a los átomos en los compuestos.



Electronegatividad

- Es una medida relativa del poder de atraer electrones que tiene un átomo cuando forma parte de un enlace químico.
- Linus Pauling (1901-1994) propuso una escala de electronegatividad en la que le asigna al flúor F el valor más alto con 4, seguido del oxígeno con 3.5
- Los no metales son los elementos más electronegativos. Esto se debe a que necesitan electrones para completar 8 en su último nivel de energía.
- El átomo de flúor es muy pequeño, la carga positiva del núcleo hace que atraiga fuertemente a los electrones. Es un no metal y requiere un electrón para completar 8 en su último nivel de energía Esto lo hace muy electronegativo.

Electronegatividad

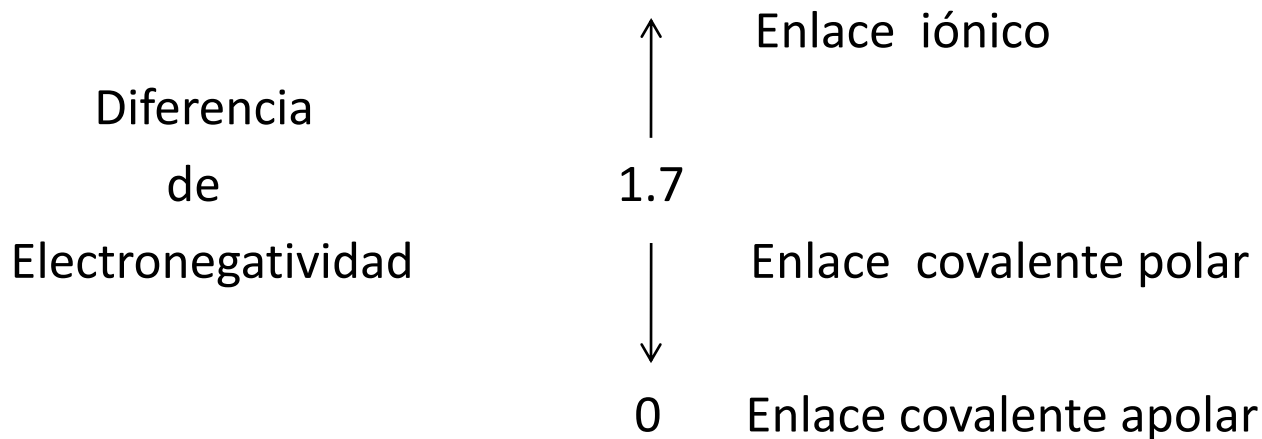
- Pauling basó su escala de electronegatividad a partir de un estudio de la cantidad de energía necesaria para romper un enlace entre pares de elementos. Observó que el enlace entre el cesio y el flúor en el fluoruro de cesio CsF requería más energía para romperlo.
- Los metales tienden a perder electrones de su último nivel de energía, por esta razón son los elementos con menor electronegatividad, es decir, no necesitan atraer electrones para completar ocho en su último nivel.
- Pauling asignó al cesio y al francio los valores más bajos de electronegatividad con 0.7
- La electronegatividad aumenta de izquierda a derecha en un periodo y disminuye de arriba hacia abajo en un grupo.

Electronegatividad de elementos representativos

| | | | | | | |
|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|
| H 2.1 | | | | | | |
| Li 1.0 | Be 1.5 | B 2.0 | C 2.5 | N 3.0 | O 3.5 | F 4 |
| Na 0.9 | Mg 1.2 | Al 1.5 | Si 1.8 | P 2.1 | S 2.5 | Cl 3.0 |
| K 0.8 | Ca 1.0 | Ga 1.6 | Ge 1.8 | As 2.0 | Se 2.4 | Br 2.8 |
| Rb 0.8 | Sr 1.0 | In 1.7 | Sn 1.8 | Sb 1.9 | Te 2.1 | I 2.5 |
| Cs 0.7 | Ba 0.9 | Tl 1.8 | Pb 1.9 | Bi 1.9 | Po 2.0 | At 2.2 |

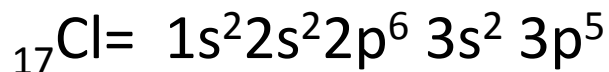
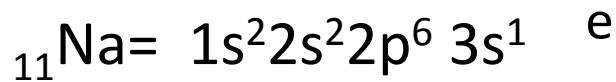
Enlaces químicos y electronegatividad

- La diferencia de electronegatividad influye en el tipo de enlace químico. En forma aproximada para dos átomos enlazados con una diferencia de electronegatividad mayor de 1.7 se produce un enlace iónico. Una diferencia de electronegatividad menor a 1.7 entre dos átomos produce un enlace covalente polar. Si la diferencia de electronegatividad entre dos átomos es cero se produce un enlace covalente apolar.



Enlaces químicos

- Enlace iónico: resulta de la transferencia de electrones entre átomos durante una reacción química.
- Se produce entre elementos metálicos y no metálicos. El metal le cede electrones al no metal. Por ejemplo: el metal sodio $_{11}\text{Na}$ le cede un electrón al no metal cloro $_{17}\text{Cl}$. Como resultado se forma un ión positivo (catión) Na^{+1} y uno negativo (anión) Cl^{-1} .



cede un electrón: queda con 8 en su último nivel de energía (el 2)

gana un electrón: completa 8 en su último nivel de energía (el 3)

Enlace iónico

Se forma el catión Na^{+1} ya que al perder un electrón queda con un protón de más:

$$\begin{array}{l} {}_{11}\text{Na}^0: \text{eléctricamente neutro} \\ 11 \text{ protones} = +11 \\ 11 \text{ electrones} = \underline{-11} \\ \phantom{11 \text{ electrones}} 0 \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \text{Na pierde un electrón} \\ 11 \text{ protones} = +11 \\ 10 \text{ electrones} = \underline{-10} \\ \phantom{10 \text{ electrones}} +1 \end{array}$$

Se forma el anión Cl^{-1} ya que al ganar un electrón queda con una carga negativa de más:

$$\begin{array}{l} \text{Cl}^0: \text{eléctricamente neutro} \\ 17 \text{ protones} = +17 \\ 17 \text{ electrones} = \underline{-17} \\ \phantom{17 \text{ electrones}} 0 \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \text{Cl gana un electrón} \\ 17 \text{ protones} = +17 \\ 18 \text{ electrones} = \underline{-18} \\ \phantom{18 \text{ electrones}} -1 \end{array}$$

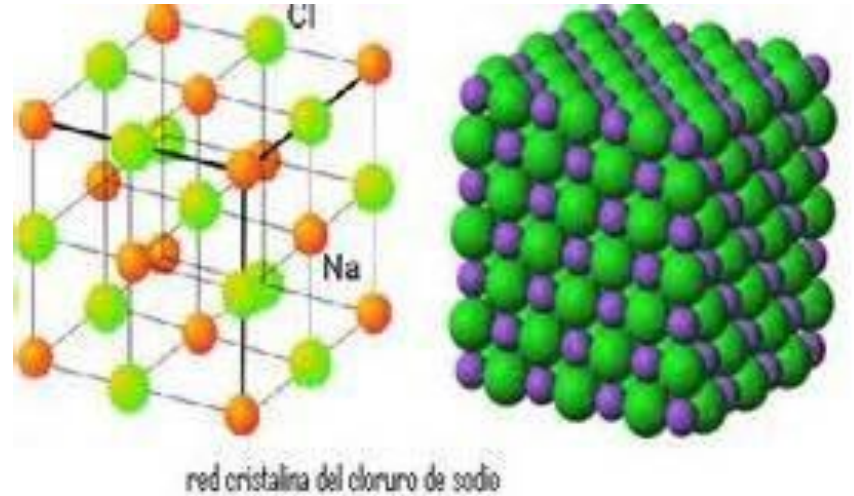
Enlace iónico

- De acuerdo a la regla del octeto un átomo gana o pierde electrones para completar 8 en su último nivel de energía y así tener una configuración estable semejante a la de un gas noble.
- El sodio al quedar con 10 electrones adquiere la configuración del gas noble Neón $_{10}\text{Ne}$.
- El cloro al ganar un electrón completa 8 en su último nivel de energía, en total tendrá 18 electrones y así adquiere la configuración electrónica del Argón $_{18}\text{Ar}$.

Los átomos se mantienen unidos mediante la atracción electrostática entre iones de carga opuesta.

Enlace iónico

- Los compuestos con enlace iónico no forman moléculas.
- En el cloruro de sodio cada ión sodio está rodeado de seis iones cloruro, a su vez, cada ión cloruro está rodeado de seis iones sodio en la estructura cristalina del cloruro de sodio que es cúbica.



Red cristalina de cloruro de sodio
NaCl

Enlace iónico

Electronegatividad

Cl = 3.0

Na = 0.9

2.1 Diferencia de electronegatividad: enlace iónico

Para el fluoruro de litio LiF :

Electronegatividad

F = 4.0

Li = 1.0

3.0 Diferencia de electronegatividad: enlace iónico

Enlace iónico

- Para el bromuro de potasio KBr:

Electronegatividad

$$\text{Br} = 2.8$$

$$\text{K} = \underline{0.8}$$

2.0 Diferencia de electronegatividad: enlace iónico

Para el óxido de calcio CaO

Electronegatividad

$$\text{O} = 3.5$$

$$\text{Ca} = \underline{1.0}$$

$$2.5$$

Enlace iónico

- En general, las sales y los óxidos tienen enlace iónico.
- Los compuestos con enlace iónico tienen las siguientes propiedades:
- Son sólidos a temperatura ambiente.
- Son solubles en agua.
- Tienen puntos de fusión altos.
- Disueltos en agua o fundidos conducen la corriente eléctrica.

Propiedades de compuestos iónicos



Óxido de calcio
Es sólido a temperatura ambiente



La sal NaCl disuelta en agua conduce la corriente eléctrica

Enlace covalente

- Resulta del compartimiento de electrones entre átomos durante una reacción química. El enlace covalente se produce entre dos no metales. Cada átomo aporta un electrón para el enlace.
- Si los dos elementos no metálicos son iguales, con la misma electronegatividad se produce un enlace covalente apolar, como en la molécula de hidrógeno H_2 .
- Gilbert N. Lewis (1875-1946) fue un químico norteamericano que propuso la estructura de puntos que lleva su nombre, muy utilizada para representar moléculas con enlace covalente. Para la molécula de H_2



Enlace covalente sencillo (comparten un par de electrones). Cada átomo aporta un electrón.

Enlace covalente

- En el ejemplo anterior se formó un enlace covalente sencillo y apolar porque como los dos átomos son iguales, la diferencia de electronegatividad es cero:

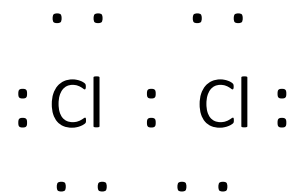
Electronegatividad

H = 2.1

H = 2.1

0 Diferencia de electronegatividad

La molécula de cloro Cl_2 también tiene enlace covalente sencillo y apolar: Cada átomo de cloro tiene 7 electrones de valencia en el último nivel, los cuales se representan en la estructura de puntos de Lewis:

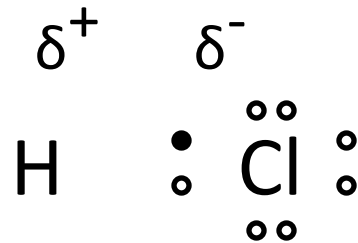


Estructura de puntos de Lewis

- Lewis propuso representar el símbolo del elemento rodeado de puntos que indican sus electrones de valencia. Cada punto representa un electrón.
- En la molécula de cloro, cada átomo de cloro al compartir un par de electrones, completa su octeto como se ve en la representación de puntos de Lewis.

Enlace covalente polar

- El enlace covalente polar se produce entre dos elementos no metálicos con diferente electronegatividad que comparten un par de electrones . El par electrónico se encuentra más cerca del elemento más electronegativo, por esta razón se forma un polo negativo o carga parcial negativa alrededor de él. Como el par electrónico se encuentra alejado del elemento menos electronegativo , se forma un polo positivo o carga parcial positiva alrededor de él. Como en la molécula de cloruro de hidrógeno.



δ = carga parcial

Electrón de Cl ◦

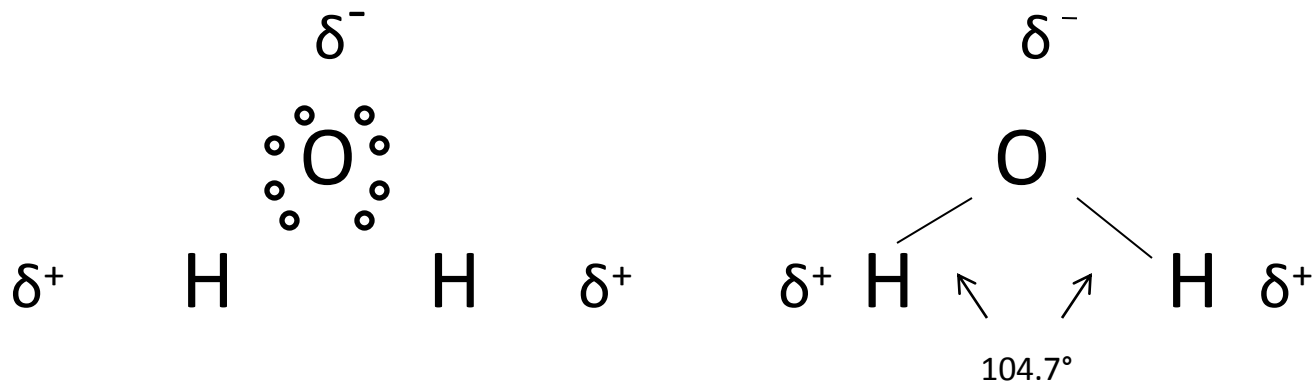
electrón de H ●

Enlace covalente polar

- En la molécula de cloruro de hidrógeno el cloro tiene la electronegatividad más alta, con 3.0, que el hidrógeno, que tiene electronegatividad 2.1 .
- La diferencia de electronegatividad ente los dos elementos es: 0.9 por lo que el compuesto es covalente polar.
- Se puede observar en la estructura de puntos de Lewis para la molécula de cloruro de hidrógeno que el átomo de cloro al compartir un par de electrones completa su octeto con electrones. El átomo de hidrógeno al compartir un par de electrones tendrá su configuración electrónica semejante a la del gas noble Helio.

Enlace covalente polar

- La molécula de agua es muy polar:



La molécula del agua no es lineal, el ángulo de enlace entre los átomos de hidrógeno encontrado por métodos de difracción de rayos X es de 104.7°

Estructura molecular del agua

- Los átomos de oxígeno tienen mayor electronegatividad que los átomos de hidrógeno y como resultado los electrones de enlace son atraídos hacia el oxígeno. El desequilibrio de cargas hace que el átomo de oxígeno sea un poco más negativo que los átomos de hidrógeno. La separación de cargas se representa por el signo delta negativa δ^- y delta positiva δ^+ para indicar que la separación de cargas es solamente parcial y que en la molécula no hay iones. La capacidad del agua para disolver otras sustancias, especialmente sales iónicas está relacionada con su polaridad.

Solvatación

- Los compuestos iónicos son solubles en agua, esto se debe a que como las moléculas de agua son muy polares sus polos positivos rodean a los iones negativos del compuesto iónico, a su vez, los polos negativos de las moléculas de agua rodean a los iones positivos del compuesto iónico, esto facilita la separación de sus iones. Este proceso se llama solvatación.



Enlace covalente sencillo

- La molécula de metano también tiene enlaces covalentes sencillos.



electrón de C

- electrón del H

El átomo de carbono tiene 4 electrones de valencia (los del último nivel de energía), que se representan con cuatro puntos en la estructura de puntos de Lewis, con los cuales forma cuatro enlaces covalentes sencillos con cuatro átomos de hidrógeno. Un guión es un enlace covalente sencillo.

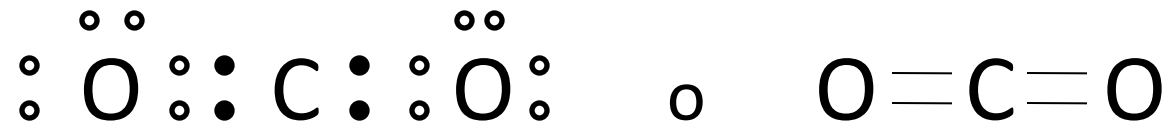
Enlace covalente doble

- El enlace covalente doble se produce cuando dos átomos comparten un par de electrones. Como en la molécula de oxígeno O_2 . Cada átomo de oxígeno tiene 6 electrones de valencia que se representan con la estructura de puntos de Lewis:



Enlace covalente doble

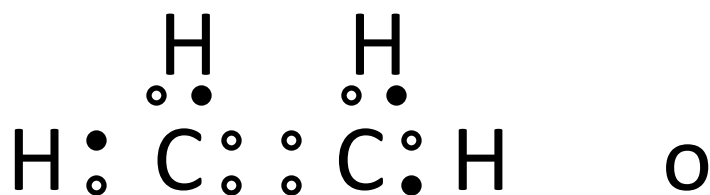
- En la molécula de dióxido de carbono CO_2 se forman enlaces covalentes dobles:



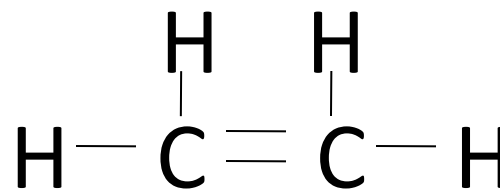
El oxígeno tiene 6 electrones de valencia y el carbono cuatro, colocados de esta manera cada átomo cumple con la regla del octeto y se forman enlaces covalentes dobles.

ENLACE COVALENTE

- En los alquenos también hay enlace covalente doble. Son hidrocarburos que tienen doble ligadura entre dos carbonos:



Eteno



Eteno

ENLACE COVALENTE TRIPLE

- El enlace covalente triple se produce entre dos átomos que comparten tres pares de electrones., como en la molécula de nitrógeno N_2 . Cada átomo de nitrógeno tiene cinco electrones de valencia :



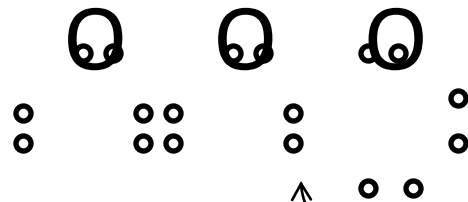
ENLACE COVALENTE TRIPLE

- El enlace covalente triple también se presenta en las moléculas de alquinos, que son hidrocarburos aromáticos que tienen triple ligadura, como el acetileno o etino:



Enlace covalente coordinado

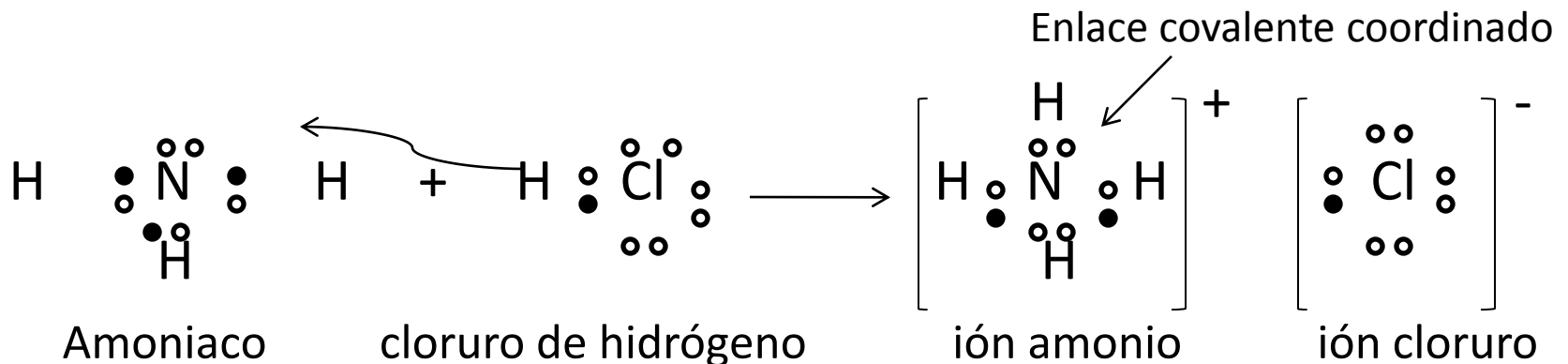
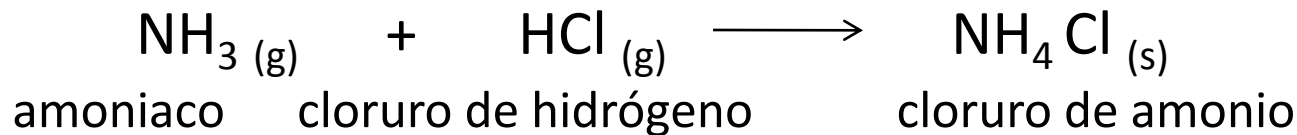
- El enlace covalente coordinado se produce entre dos átomos que comparten un par de electrones pero que uno de ellos es el que aporta el par electrónico. Como en el caso de la molécula de ozono O_3 .



enlace covalente coordinado: el átomo central de O aporta el par electrónico

Enlace covalente coordinado

- Un enlace covalente coordinado se forma también en el cloruro de amonio. Reaccionan el amoníaco NH_3 y el cloruro de hidrógeno gaseosos. Se forma un sólido blanco muy fino, el cloruro de amonio:



Enlace covalente coordinado

- En la reacción, el hidrógeno le deja su electrón al cloro, éste queda con una carga negativa de más y forma el ión cloruro Cl^- . El hidrógeno, al ceder su electrón queda con carga positiva y forma el catión H^+ . Esta carga positiva la lleva al amoníaco para formar el ión amonio NH_4^+ .
- En el amoníaco el nitrógeno tiene un par de electrones sin compartir con los cuales forma un enlace covalente coordinado con el átomo de hidrógeno que no aporta electrón para el enlace.

Propiedades de compuestos covalentes

- Los compuestos con enlace covalente tienen las siguientes propiedades:
- Son gases, líquidos o sólidos.
- Si son sólidos tienen punto de fusión bajo.
- Son poco solubles en agua, solubles en benceno
- No conducen la corriente eléctrica.

Propiedades de compuestos iónicos y covalentes



Sal cloruro de sodio NaCl
Compuesto iónico
Sólido a temperatura ambiente, punto de fusión alto: 801 °C



Azúcar de mesa sacarosa
Compuesto covalente
Sólido con punto de fusión bajo 186 °C

Actividad 1

- De acuerdo a la diferencia de electronegatividad entre los átomos de los siguientes compuestos escribir el tipo de enlace:

a) Óxido de magnesio MgO

b) bromo B_2

c) Cloruro de litio LiCl

d) Bromuro de hidrógeno HBr

e) Fluoruro de sodio NaF

f) Óxido de berilio BeO

g) Bromuro de potasio KBr

Actividad

- Escribir la estructura de puntos de Lewis para las siguientes moléculas:

Bromuro de hidrógeno HBr

Propeno o propileno $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_3$

Monóxido de carbono CO

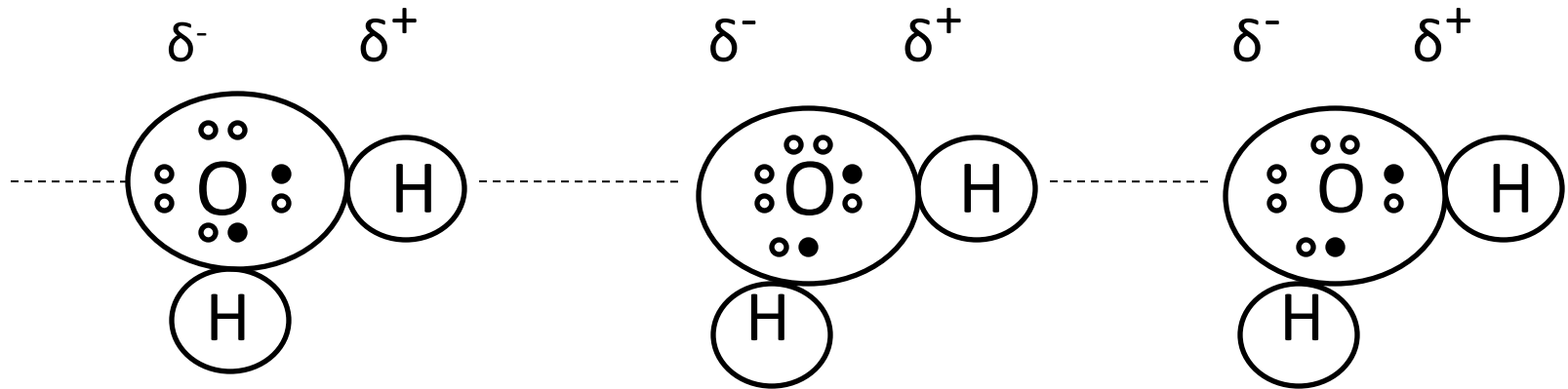
Tetracloruro de carbono CCl_4

Respuestas actividad 1

- a) iónico
- b) Covalente apolar
- c) iónico
- d) Covalente polar
- e) iónico
- f) iónico
- g) iónico.

Enlace por puente de hidrógeno

- En la molécula de agua, no todos los electrones de valencia del oxígeno forman enlaces covalentes. Esto hace que exista una atracción entre los electrones no enlazantes del átomo de oxígeno de una molécula de agua y los átomos de hidrógeno de otras moléculas de agua.



Enlaces de hidrógeno entre moléculas de agua

ENLACE DE HIDRÓGENO

- Los enlaces por puente de hidrógeno son fuerzas intermoleculares débiles en comparación con los enlaces iónicos y covalentes.
- Se produce entre átomos de hidrógeno y pequeños átomos muy electronegativos como oxígeno, flúor o nitrógeno. El puente de hidrógeno es en realidad una atracción dipolo-dipolo entre moléculas polares.
- Los enlaces por puente de hidrógeno influyen en las propiedades de las sustancias. En el caso de la molécula de agua, esas fuerzas intermoleculares determinan que sus puntos de fusión y ebullición, calor de fusión y de vaporización sean altos. A medida que el agua se calienta y absorbe energía, los puentes de hidrógeno se rompen hasta que a 100 °C el agua se separa formando moléculas individuales que pasan al estado gaseoso.

Enlace por puente de hidrógeno

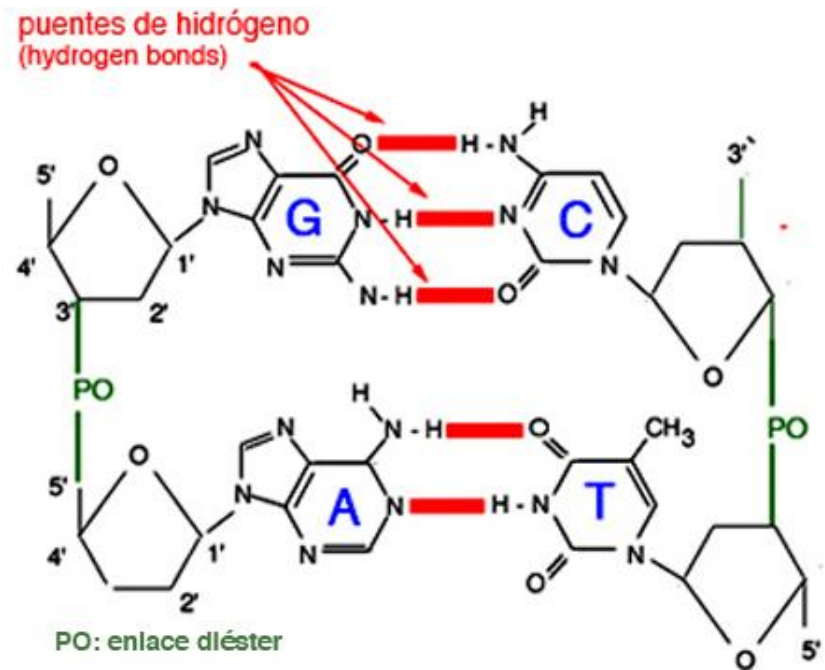
- El azufre y demás elementos del grupo del oxígeno son menos electronegativos y sus compuestos con hidrógeno no se comportan como el agua. El sulfuro de hidrógeno H_2S es gaseoso a temperatura ambiente debido a la falta de puentes de hidrógeno.



El punto de ebullición del agua es alto debido a los puentes de hidrógeno entre sus moléculas

Enlace por puente de hidrógeno

- En el DNA, ácido desoxirribonucleico, responsable de la transferencia de información genética, existen puentes de hidrógeno entre las bases nitrogenadas: adenina con timina y citosina con guanina.



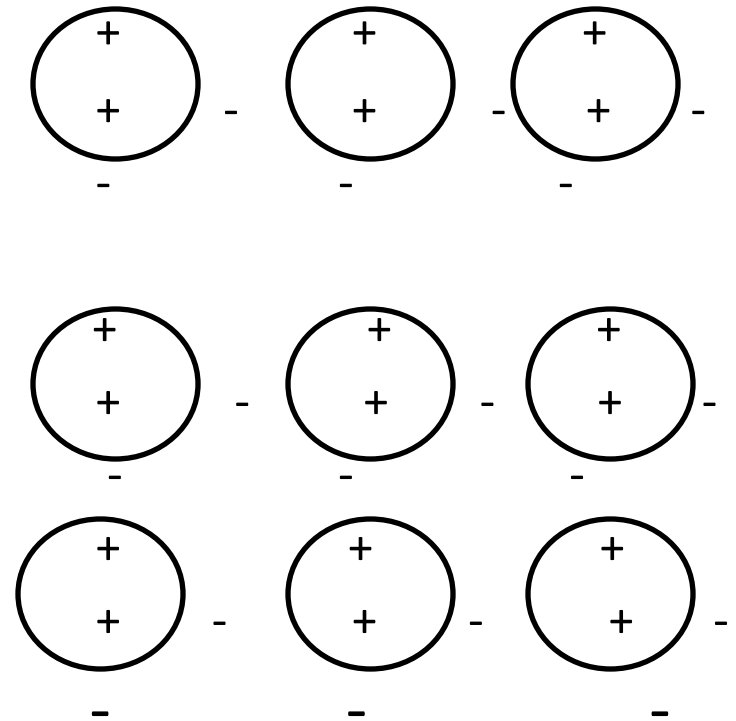
Puentes de hidrógeno en el DNA

ENLACE METÁLICO

- Se requiere otro tipo de enlace químico que explique la estructura y propiedades de sólidos metálicos.
- Los metales se distinguen por ser buenos conductores de la corriente eléctrica. Para ello, los electrones deben moverse libremente a través de la estructura del sólido metálico.
- Los electrones que pierden los átomos metálicos de sus capas externas moverse con libertad a través de la estructura del sólido metálico.
- El enlace metálico se describe como iones positivos unidos por un “mar de electrones”.

Enlace metálico

- El enlace metálico consiste de iones positivos unidos por un mar de electrones.
- Los electrones móviles de los metales también explica la maleabilidad y ductilidad. Un metal puede ser martillado, enrollado, estirado y trabajado mecánicamente sin destruir su integridad. Si el metal se somete a una tensión, puede deformarse por el movimiento de iones a nuevas posiciones.

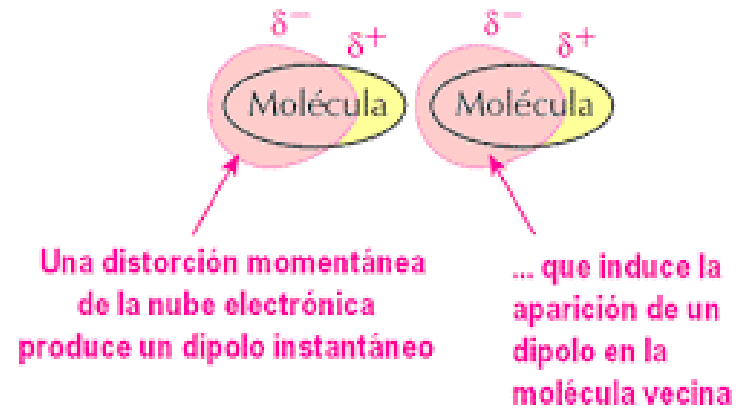


Fuerzas intermoleculares

- Son fuerzas que aunque no son verdaderos enlaces, interaccionan entre una y otra molécula, produciendo una fuerza de atracción entre ellas. Esas fuerzas intermoleculares son: puente de hidrógeno y fuerzas de Van der Waals.
- Fuerzas de Van der Waals son fuerzas de naturaleza electrostática que se producen como consecuencia de la atracción entre centros de carga eléctrica opuesta, próximos entre sí. Se llaman así en honor al físico holandés Johannes van der Waals, quien en 1873 introdujo sus efectos en las ecuaciones de estado de un gas.
- En moléculas no polares pueden aparecer dipolos inducidos al aproximarse unas con otras, por la acción de un agente externo como la temperatura, por eso también aparecen fuerzas de Van der Waals.

Fuerzas de Van der Waals

- La molécula de gas helio es no polar. Al disminuir la temperatura, el movimiento de las moléculas (energía cinética) disminuye y la distancia entre ellas es menor. Cuando se acercan se produce una repulsión debido a la nube electrónica por lo que se origina un dipolo instantáneo, el cual induce, a su vez, a otra molécula a formar un dipolo. Con ello se produce una atracción electrostática entre ambas (fuerza de Van der Waals). El proceso puede explicar la licuación y solidificación de los gases.



Bibliografía

Fundamentos de Química:
Hein, Morris. Arena, Susan.
Thomson Learning
1993

Química básica
Miller, Glenn.
Editorial Harla
1978

Fundamentos de Química General
Garzón G, Guillermo.
McGraw-Hill
1993