

Química

UNIDAD 6:
UNIONES QUÍMICAS

¿Por qué se combinan los átomos para formar moléculas?

Los átomos tienden a combinarse entre sí formando moléculas, para adquirir la configuración electrónica del gas noble más cercano

Esta configuración electrónica (la de los gases nobles) es la de mayor estabilidad

REGLA DEL OCTETO DE LEWIS

Dado que la mayoría de los gases nobles posee 8 electrones en su último nivel energético, se dice que los átomos al combinarse químicamente tienden a llegar a tener 8 electrones en su último nivel. Esto se conoce como la **Regla del octeto de Lewis**

Los elementos que se encuentran cercanos al Helio (He) no llegan a tener 8 electrones en su último nivel, dado que el Helio (He) posee sólo dos electrones

Como toda regla general, la **regla del octeto de Lewis** posee excepciones, las que iremos viendo a lo largo de la unidad

**LOS ÁTOMOS SE COMBINAN QUÍMICAMENTE
GANANDO, PERDIENDO O COMPARTIENDO
ELECTRONES DE SU ÚLTIMO NIVEL
ENERGÉTICO**

TIPOS DE UNIONES QUÍMICAS

Para predecir el **tipo de unión química** que se va a formar entre dos átomos, debemos evaluar la **diferencia de electronegatividades** que hay entre los átomos involucrados en dicha unión química

Recordemos que la **electronegatividad** es la capacidad de un elemento de atraer hacia su núcleo los electrones que establecen la unión con otro átomo (concepto desarrollado en la unidad 5 pero que vamos a aplicar acá)

Teniendo en cuenta la diferencia de electronegatividades y el tipo de átomos que se van a unir, podemos diferenciar **3 tipos de uniones químicas**

Unión iónica o electrovalente

Este tipo de unión se presenta cuando la diferencia de electronegatividades entre los átomos es mayor o igual a 1,7

Generalmente se presenta en las uniones entre átomos metálicos y no metálicos

La unión se establece porque ocurre una **transferencia** real de electrones desde el átomo menos electronegativo al átomo más electronegativo

El átomo que **cede electrones** se transforma en un **CATIÓN**, especie con carga positiva

El átomo que **gana electrones** se transforma en un **ANIÓN**, especie con carga negativa

Ejemplo NaF

De la tabla periódica obtenemos los valores de la electronegatividad de cada uno de los átomos

Electronegatividad del Na : 0,9

Electronegatividad del F : 4,0

Diferencia de
electronegatividad : 3,1

Por lo tanto se formará una **UNIÓN IÓNICA**

Para representar las uniones químicas usamos los **símbolos de Lewis** que nos van a permitir desarrollar las **estructuras de Lewis**

Los **símbolos de Lewis** constan del símbolo del elemento, alrededor del cual se dibujan los electrones del último nivel energético mediante círculos, cruces, o alguna otra marca

El Na tiene 1 sólo electrón en su último nivel energético, por lo tanto sólo tendrá una marca (círculo violeta)



El F tiene 7 electrones en su último nivel energético, por lo tanto tendrá siete marcas (cruces negras)



El Na le cede un electrón al F, el Na se queda con los 8 electrones del nivel energético anterior (y con una carga positiva) y el F queda con 8 electrones en el último nivel (y con una carga negativa)



Propiedades de los compuestos iónicos

Los compuestos iónicos, dado que son especies cargadas interactuando mediante fuerzas eléctricas presentan las siguientes propiedades

- ★ En estado sólido presentan estructuras muy ordenadas llamadas **estructuras cristalinas o cristales iónicos**
- ★ Los sólidos iónicos son **duros** y poseen **alto punto de fusión**
- ★ Poseen **puntos de ebullición altos**
- ★ **No son capaces de conducir la corriente eléctrica en estado sólido**, dado que las especies cargadas (aniones y cationes) están ocupando posiciones fijas y sólo tienen movimientos de vibración
- ★ En **estado líquido** los cationes y aniones adquieren movilidad, por lo que en este estado **son capaces de conducir la corriente eléctrica**

Unión covalente

Este tipo de unión se presenta cuando la diferencia de electronegatividades entre los átomos es menor a 1,7

Generalmente se presenta en las uniones entre átomos no metálicos entre sí

En la **UNIÓN COVALENTE** se **COMPARTEN ELECTRONES**. Estos electrones se comparten de a pares (o sea de a dos)

Si entre los átomos que se unen se **comparte un par de electrones** (o sea 2 electrones) la unión que se establece es una **UNIÓN COVALENTE SIMPLE**

Si entre los átomos que se unen se **comparten dos pares de electrones** (o sea 4 electrones) la unión que se establece es una **UNIÓN COVALENTE DOBLE**

Si entre los átomos que se unen se **comparten tres pares de electrones** (o sea 6 electrones) la unión que se establece es una **UNIÓN COVALENTE TRIPLE**

UNIÓN COVALENTE SIMPLE

Se comparte un sólo par de electrones

Ejemplo Molécula de H₂

De la tabla periódica obtenemos la electronegatividad del H, que es 2,1

La diferencia de electronegatividad entre los dos H será de cero (0)

Por lo tanto, como esa diferencia es menor de 1,7 se formará una **unión covalente**

Hagamos la representación de Lewis para esta molécula teniendo en cuenta que el H debe llegar a la configuración electrónica del He que posee dos electrones en su último nivel energético

Los símbolos de Lewis para cada átomo de H son:



Los dos H tienen que llegar a tener 2 electrones, por lo que van a compartir 1 par de electrones



Esta es la **estructura de Lewis** para un compuesto que presenta una **unión covalente simple**

Esta estructura de Lewis también puede representarse



Donde **---**

representa el par de electrones compartidos

UNIÓN COVALENTE DOBLE

Se comparten dos pares de electrones

Ejemplo Molécula de O₂

De la tabla periódica obtenemos la electronegatividad del O, que es 3,5

La diferencia de electronegatividad entre los dos O será de cero (0)

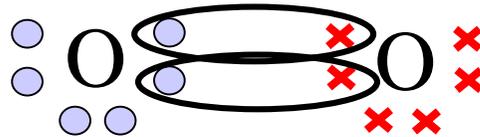
Por lo tanto, como esa diferencia es menor de 1,7 se formará una **unión covalente**

Hagamos la representación de Lewis para esta molécula teniendo en cuenta que el O debe llegar a la configuración electrónica del Ne que posee 8 electrones en su último nivel energético

Los símbolos de Lewis para cada átomo de O son:



Los dos O tienen que llegar a tener 8 electrones, por lo que van a compartir 2 pares de electrones



Esta es la **estructura de Lewis** para un compuesto que presenta una **unión covalente doble**

Esta estructura de Lewis también puede representarse



Donde **==**
representa los dos pares de electrones
compartidos Una **—** por cada par

UNIÓN COVALENTE TRIPLE

Se comparten tres pares de electrones

Ejemplo Molécula de N_2

De la tabla periódica obtenemos la electronegatividad del N, que es 3,0

La diferencia de electronegatividad entre los dos N será de cero (0)

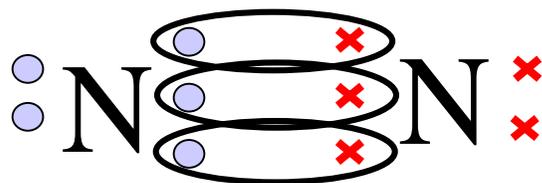
Por lo tanto, como esa diferencia es menor de 1,7 se formará una **unión covalente**

Hagamos la representación de Lewis para esta molécula teniendo en cuenta que el N debe llegar a la configuración electrónica del Ne que posee 8 electrones en su último nivel energético

Los símbolos de Lewis para cada átomo de N son:



Los dos N tienen que llegar a tener 8 electrones, por lo que van a compartir 3 pares de electrones



Esta es la **estructura de Lewis** para un compuesto que presenta una **unión covalente triple**

Esta estructura de Lewis también puede representarse

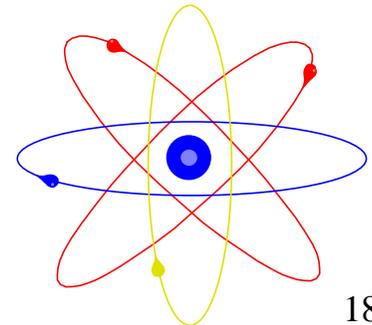


Donde \equiv representa los tres pares de electrones compartidos. Una — por cada par

UNIÓN COVALENTE DATIVA

En esta unión se comparte un sólo par de electrones, como en la unión covalente simple

Pero la diferencia es que en la unión covalente dativa, uno de los átomos aporta los dos electrones para que se forme la unión, mientras que en la unión covalente simple cada átomo aportaba un electrón para formar el par de electrones que se comparte en la unión



Ejemplo Molécula de SO_2

De la tabla periódica obtenemos la electronegatividad del S, que es 2,5 y la del O, que es 3,5

La diferencia de electronegatividad entre el O y el S es de 1,0 (3,5 - 2,5)

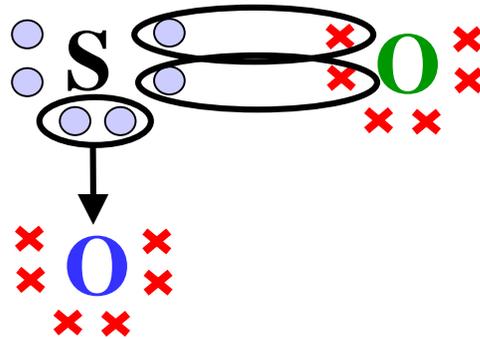
Por lo tanto, como esa diferencia es menor de 1,7 se formará una **unión covalente**

Hagamos la representación de Lewis para esta molécula teniendo en cuenta que el O debe llegar a la configuración electrónica del Ne que posee 8 electrones en su último nivel energético y que el S debe llegar a la configuración electrónica del Ar que también posee 8 electrones en su último nivel

Los símbolos de Lewis para el átomo de S y el de O son:



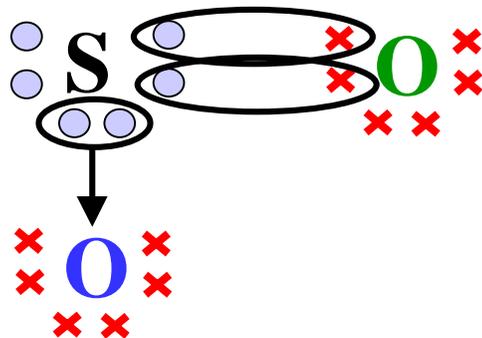
La molécula de SO₂ tiene un átomo de S y dos de O



El S se une primero con el O mediante una unión covalente doble, con esta unión tanto el S, como el O llegan a 8 electrones

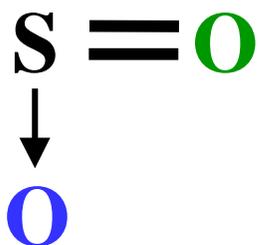
¿Cómo se une el S al O?

Mediante una unión covalente dativa, donde el S aporta los dos electrones para unirse y de esa forma sigue teniendo 8 electrones



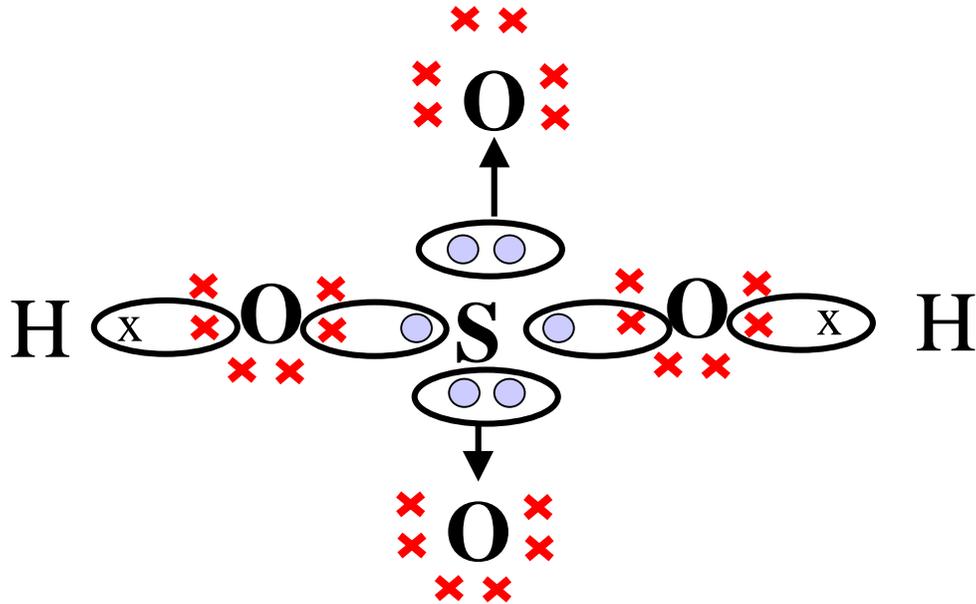
Esta es la **estructura de Lewis** para un compuesto que presenta una **unión covalente doble** y una **unión covalente dativa**

Esta estructura de Lewis también puede representarse

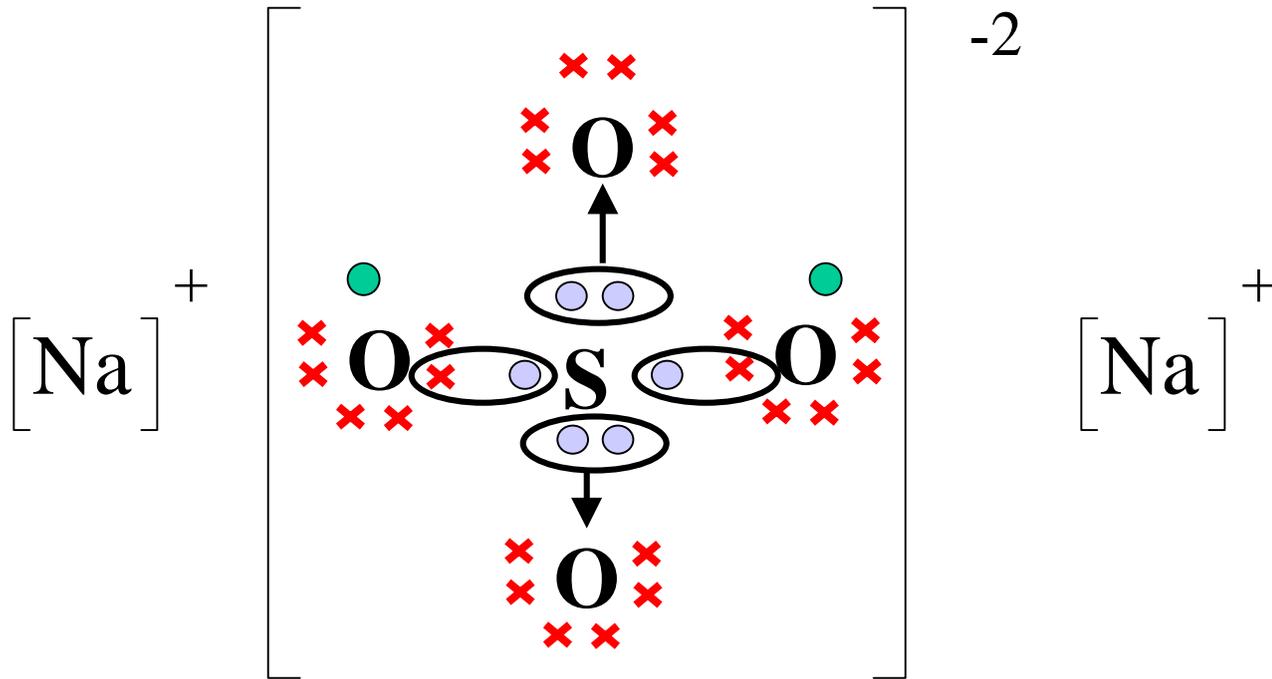


Donde $=$ representa los dos pares de electrones compartidos. Una $—$ por cada par. Y \downarrow representa la unión covalente dativa, indicando que el S aporta los dos electrones para unirse al O

Ejemplos de Estructuras de Lewis complicadas



Los átomos de H se unen en forma covalente a los O que están unidos al átomo de S



● Electrones cedidos por el Na

La unión entre el Na^+ y el SO_4^{2-} es iónica

UNIONES COVALENTES NO POLARES Y POLARES

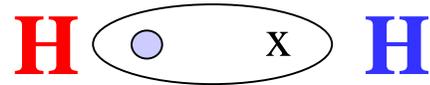
Las uniones covalentes se pueden dividir en polares y no polares, dependiendo de las electronegatividades de los átomos que las forman

UNIÓN COVALENTE NO POLAR

Se da cuando la diferencia de electronegatividad entre los átomos participantes es menor que 0,4

Un **ejemplo** de este tipo de unión es la molécula de H₂

Como vimos, la estructura de Lewis de la molécula es



La electronegatividad del **H** es igual que la electronegatividad de **H**, por lo tanto ambos H atraerán hacia sí el par de electrones compartidos con la misma fuerza.

El hecho de que ambos H atraigan los electrones con la misma fuerza, determina que el par de electrones compartido quede en el medio de los dos núcleos, o visto de otra manera que el par de electrones pase la misma cantidad de tiempo sobre el átomo de **H** que sobre el átomo de **H**

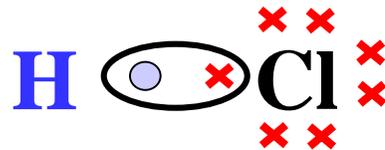
Este hecho determina que se forme una unión **covalente no polar**

UNIÓN COVALENTE POLAR

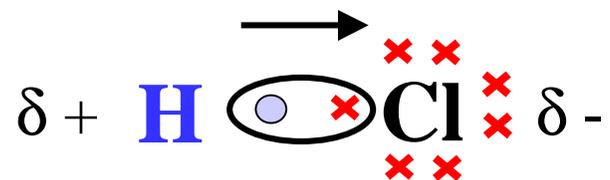
Se da cuando la diferencia de electronegatividad entre los átomos participantes se encuentra entre 0,4 y 1,7

Un **ejemplo** de este tipo de unión es la molécula de HCl

La estructura de Lewis de la molécula de HCl es



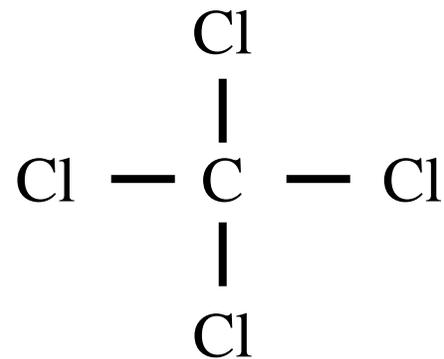
La polaridad del enlace covalente se puede representar mediante una flecha que apunta al átomo más electronegativo, en el caso de la molécula de HCl la representación sería:



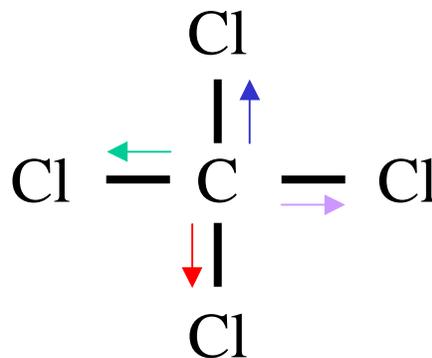
Para evaluar la polaridad de una molécula hay que ver si las polaridades de cada uno de los enlaces no se anulan, por ejemplo analicemos la molécula de CCl_4

La estructura de Lewis del CCl_4 es

Cuatro uniones covalentes simples entre el átomo de C y cada uno de los átomos de Cl



El Cl es más electronegativo que el C, por lo tanto sobre cada Cl habrá una δ^- y sobre cada enlace que forma el C habrá una δ^+ , que si lo representamos por flechas quedaría



Como la molécula es simétrica, las polaridades de cada uno de los enlaces se anulan, la flecha azul se anula con la roja y la violeta se anula con la verde, y por lo tanto la molécula resulta ser **NO POLAR**

Para evaluar la polaridad de una molécula debemos tener presente:

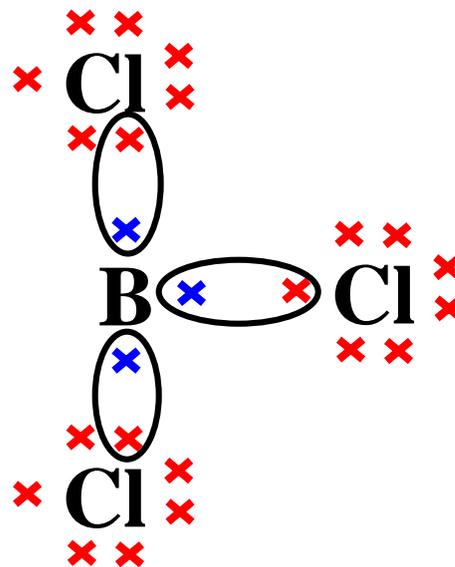
- ★ La diferencia de electronegatividades de los átomos participantes
- ★ La simetría de la molécula, de forma de determinar si se anulan (o no) las polaridades de los diferentes enlaces

EXCEPCIONES A LA REGLA DEL OCTETO DE LEWIS

Algunas moléculas no cumplen con la regla del octeto

Ejemplo: Molécula de BCl_3

La estructura de Lewis es



En esta molécula, el Cl cumple con la regla del octeto, pero el B no la cumple, dado que sólo llega a tener 6 electrones. Como toda regla general, la regla del octeto tiene excepciones

CARACTERÍSTICAS DEL ENLACE COVALENTE

Hay dos parámetros de importantes en el enlace covalente, uno es la energía del enlace y el otro es la longitud del enlace

Energía del enlace: La energía de un enlace, es la energía que se debe gastar para romper la unión entre los átomos participantes

Cuanto mayor es el número de enlaces covalentes mayor es la energía del enlace, por ejemplo el enlace triple tiene más energía que el doble y este tiene más energía que el simple. Y cuanto mayor es la polaridad del enlace, mayor es la energía.

Longitud del enlace: La longitud de un enlace, es la distancia que hay entre los núcleos de los átomos que participan del enlace

La longitud del enlace es **inversamente proporcional** a la **energía del enlace**, o sea que cuanto más energía tiene el enlace, menor es la longitud del mismo

Propiedades de los compuestos covalentes

Covalentes no polares

- ★ Dado que las fuerzas de interacción son muy débiles, a temperatura ambiente son gases o líquidos muy volátiles. Poseen bajos puntos de fusión y de ebullición.
- ★ No conducen la corriente eléctrica en ninguno de los estados de agregación

Covalentes polares

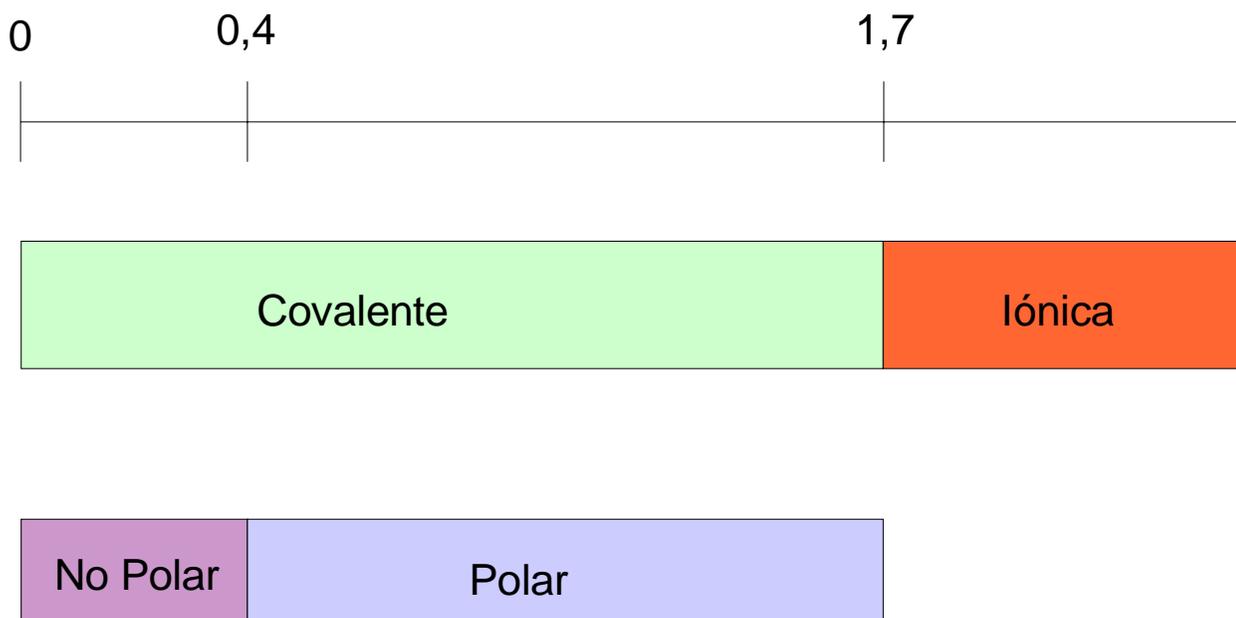
- ★ Poseen fuerzas de interacción más fuertes que los anteriores llamadas interacciones dipolo-dipolo, esto hace que puedan ser gases, líquidos o sólidos a temperatura ambiente
- ★ No conducen la corriente eléctrica en ninguno de los estados de agregación

Cristales macromoleculares

- ★ Algunos sólidos cristalinos poseen una estructura formada por millones de átomos unidos por enlaces covalentes, donde no existe una molécula determinada, tal es el caso del diamante, que está formado por millones de átomos de carbono unidos por enlaces covalentes en una red tridimensional
- ★ Estas sustancias presentan características tales como alta dureza, altos puntos de fusión y ebullición
- ★ No conducen la corriente eléctrica en ninguno de los estados de agregación

Resumiendo los tipos de uniones químicas que se van a presentar entre los átomos basandonos en la diferencias de electronegatividad, podemos hacer la siguiente escala:

Diferencia de electronegatividad



Unión metálica

Los sólidos metálicos forman una estructura cristalina, a la que puede imaginarse como una red de iones positivos y de electrones (estos con una gran movilidad), en una relación tal que forman una estructura neutra

Los enlaces están formados por los electrones externos, los que se mueven libremente por la red tridimensional

Propiedades de los compuestos metálicos

- ★ Presentan un alto grado de empaquetamiento
- ★ Presentan una alta densidad
- ★ Presentan un alto punto de fusión y ebullición
- ★ La movilidad de los electrones explica la alta conductividad eléctrica que presentan los metales

Geometría molecular

Las propiedades físicas y químicas de las moléculas dependen de la sustancia, de la energía y de la polaridad de sus enlaces

La forma de las moléculas depende de los ángulos de enlace

Para analizar el concepto de geometría molecular, vamos a desarrollar la **Teoría de Repulsión del Par Electrónico del nivel de Valencia, también conocida como TRePEV**

Teoría de Repulsión del Par Electrónico del nivel de Valencia (TRePEV)

Esta teoría se basa en un buen conocimiento de las Estructuras de Lewis y acomoda los pares de electrones compartidos entre los átomos de forma de minimizar las repulsiones entre ellos.

Pasos a seguir en el análisis de geometrías moleculares mediante TRePEV:

- 1- Primero hay que realizar la **estructura de Lewis** del compuesto
- 2- Hay que contar las **densidades electrónicas** que posee el átomo central del compuesto analizado

¿Pero qué son las **densidades electrónicas**?

Se consideran **densidades electrónicas**:

Un electrón solo

Un par de electrones

Un enlace simple

Un enlace dativo

Un enlace doble

Un enlace triple

Ejemplo Molécula de H₂O

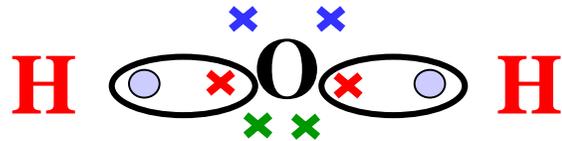
Hacemos la estructura de Lewis

Electronegatividad del O: 3,5

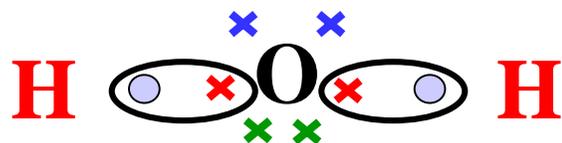
Electronegatividad del H: 2,1

**Diferencia de
electronegatividad = 1,4**

Se forma un enlace covalente

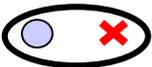
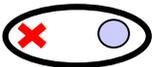


¿Cuántas densidades electrónicas tiene el átomo central de esta molécula?



Recordemos que densidades electrónicas son: un electrón solo, un par de electrones, un enlace simple, un enlace dativo, un enlace doble o un enlace triple

El átomo de O (el átomo central de esta molécula) posee 4 densidades electrónicas:

Posee 2 enlaces covalentes simples, uno con cada uno de los hidrógenos  y 

Posee 2 pares de electrones libres: azules y verdes



Esto hace en total 4 densidades electrónicas

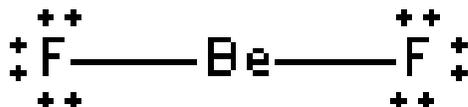
¿Cómo relacionamos las densidades electrónicas con la geometría de la molecular?

Dependiendo del número de densidades electrónicas que posea el átomo central de la molécula vamos a obtener la geometría de la misma

Densidades electrónicas

2

Estructura de Lewis



Geometría de la molécula



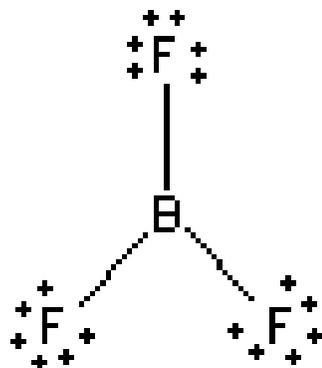
Linear

Densidades electrónicas

Estructura de Lewis

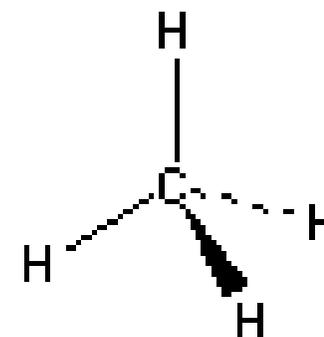
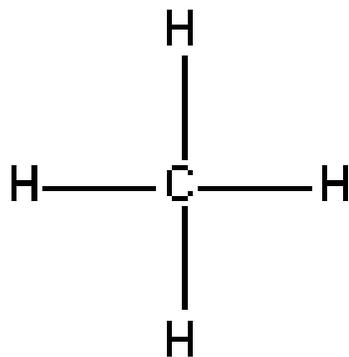
Geometría de la molécula

3



Trigonal Planar

4



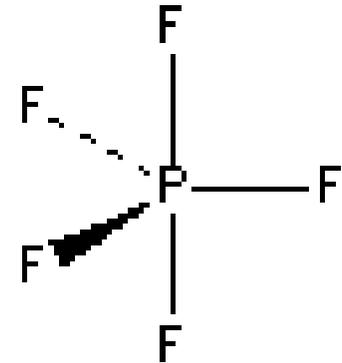
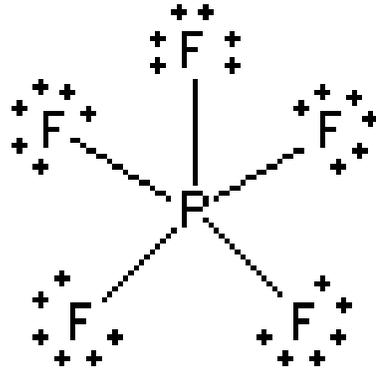
Tetraédrica

Densidades electrónicas

Estructura de Lewis

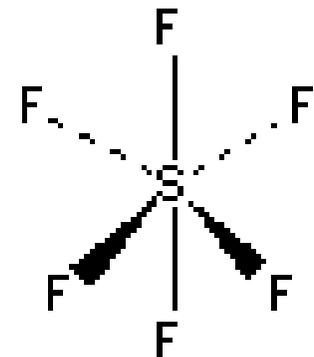
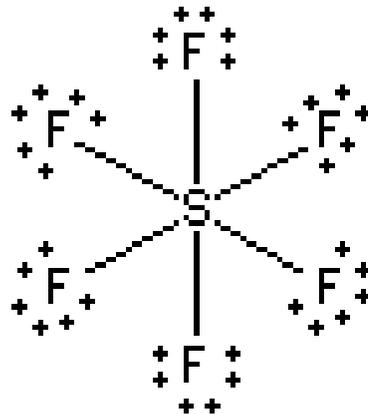
Geometría de la molécula

5 *



Bipirámide trigonal

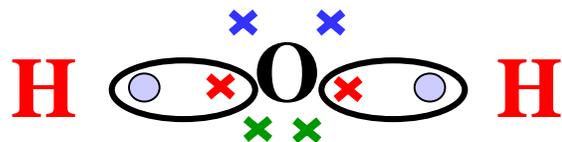
6 *



Octaédrica

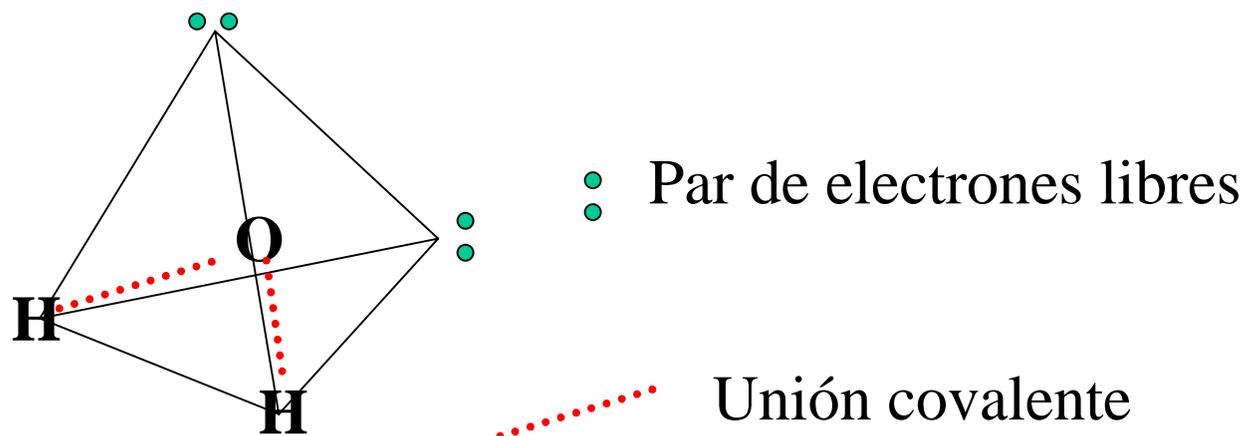
* elementos del tercer período o períodos superiores

Entonces, en el ejemplo que estamos analizando (molécula de H₂O)



Esto hace en total 4 densidades electrónicas

Si miramos el cuadro que acabamos de estudiar, para **4 densidades electrónicas**, tenemos una geometría **tetraédrica**



Pero la geometría real de la molécula, depende de los grupos que haya en cada una de las densidades electrónicas

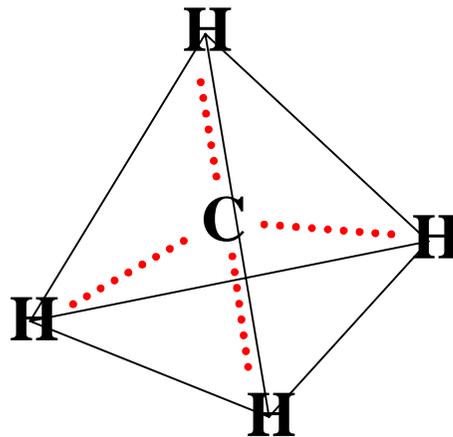
Analicemos los siguientes efectos:

1) Un par de electrones libre ejerce una repulsión con los enlaces covalentes, por lo tanto comprime los ángulos que se forman entre los diferentes enlaces

Ejemplo: CH_4 , NH_3 , H_2O

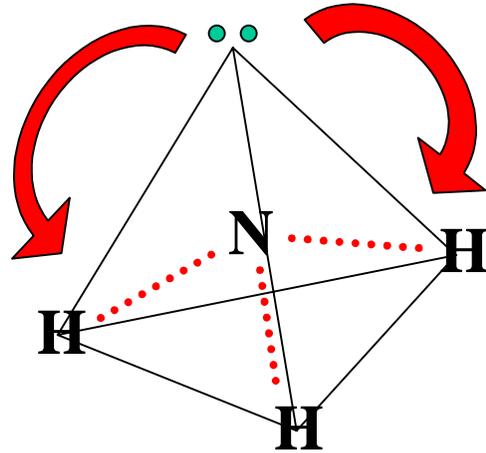
Las tres moléculas tienen 4 densidades electrónicas

CH_4

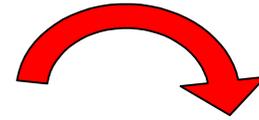


Unión covalente

La molécula es tetraédrica y en todos los vértices tiene átomos de H. Ángulos de $109,5^\circ$

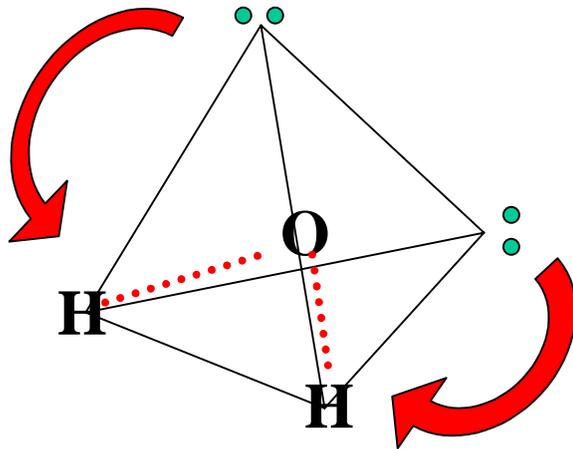


Unión covalente

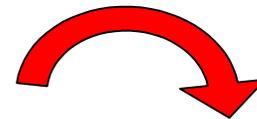


Efecto del par de electrones libres

La molécula es tetraédrica deformada (tipo paraguas) debido a la repulsión de los electrones libres. Los ángulos se achican a 107°



Unión covalente



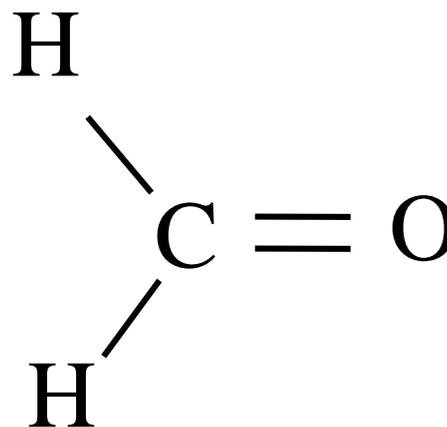
Efecto de los pares de electrones libres

La molécula de agua tiene un ángulo menor que en el NH₃, en el agua el ángulo es de 104,5°

2) Los enlaces múltiples (dobles y triples) poseen una densidad electrónica más elevada que los enlaces simples y por lo tanto ejercen una mayor repulsión

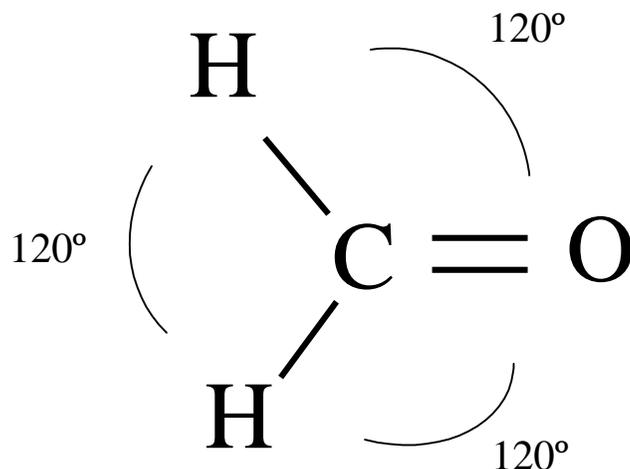
Ejemplo H_2CO

La estructura de Lewis es



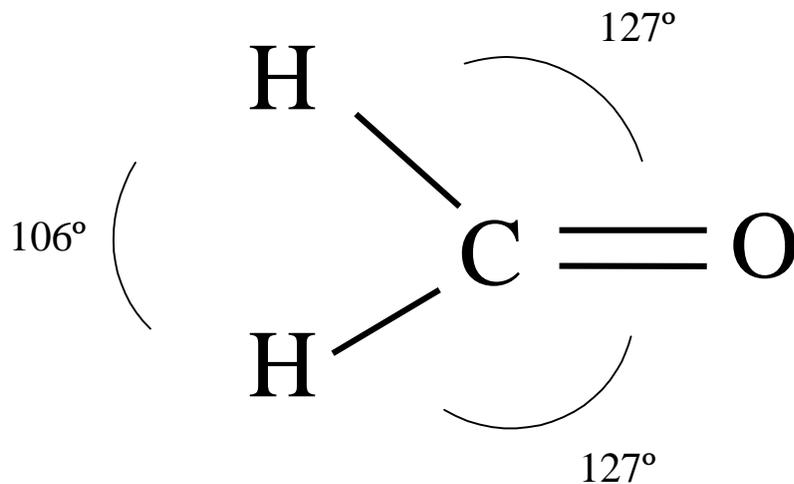
El átomo de C central posee 3 densidades electrónicas: 2 enlaces covalentes simples (uno con cada H) y un enlace covalente doble (con el O)

En teoría, la geometría de la molécula debería ser trigonal plana con los tres ángulos iguales y de 120°



Pero dado el efecto que estamos analizando, el enlace doble ejerce una gran repulsión y por lo tanto achica el ángulo entre los dos átomos de H (de 120° a 106°) y agranda el ángulo entre cada átomo de H y el átomo de O (de 120° a 127°)

Queda entonces una estructura trigonal plana pero deformada



Estas deformaciones a la geometría molecular son importantes cuando tenemos que analizar las polaridades de las moléculas.

Momento Dipolar (μ)

Cuando una molécula tiene sus centros de carga positiva y negativa separados, podemos calcular los momentos dipolares de cada uno de los enlaces

El momento dipolar es un vector que comienza en la densidad de carga positiva y termina en la densidad de carga negativa

$$\mu = \mathbf{D} \times \delta$$

Donde: \mathbf{D} es la distancia de separación entre las densidades de carga + y -

δ es la densidad de carga + o -

Los momentos dipolares (vectores) se pueden sumar como vectores y de esa forma obtener el momento dipolar de la molécula

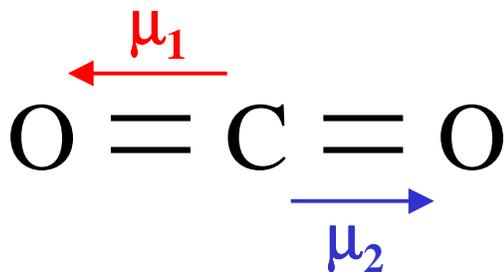
Ejemplo 1 Molécula de CO₂

La estructura de Lewis es $\text{O} = \text{C} = \text{O}$

El átomo central tiene 2 densidades electrónicas, por lo tanto presentará una geometría lineal con ángulo de 180°

El O es más electronegativo que el C, por lo que sobre los O se formarán densidades de carga negativa y sobre el C densidades de carga positiva

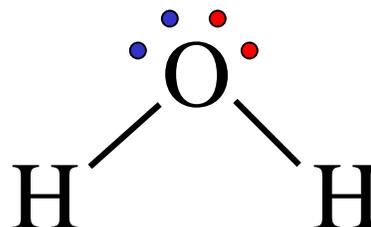
Podemos entonces dibujar los vectores de momento dipolar



Estos momentos dipolares se anulan y por lo tanto la molécula es no polar

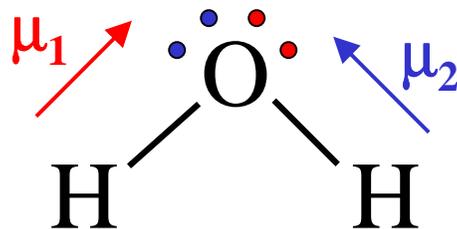
Ejemplo 2 Molécula de H₂O

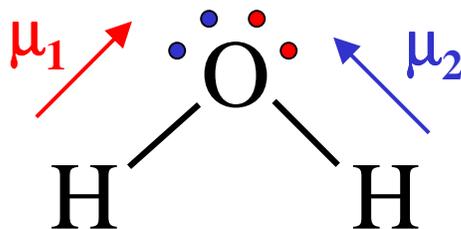
La estructura de Lewis es



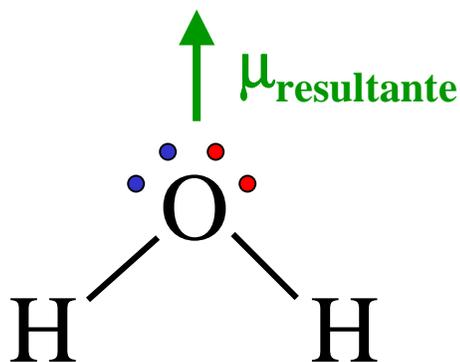
El átomo de O tiene 4 densidades electrónicas y la molécula tendrá una geometría tetraédrica deformada como ya vimos

El O es más electronegativo que el H, por lo que los momentos dipolares quedan





Al sumar estos momentos dipolares (flecha roja y flecha azul), obtenemos el momento dipolar de la molécula (flecha verde)



Esta flecha verde nos da el momento dipolar de la molécula de agua (H_2O)

El agua puede ser representada como un dipolo de la siguiente manera:



Fuerzas Intermoleculares

Son las fuerzas de atracción entre moléculas.

Estas fuerzas intermoleculares determinan si una sustancia existirá en forma gaseosa, líquida o sólida a cierta temperatura.

Dentro de estas fuerzas intermoleculares encontramos:

Fuerzas dipolo - dipolo

Enlace por puente de hidrógeno

Fuerzas de London (dipolo instantáneo - dipolo inducido)

Fuerzas ión - dipolo

Fuerzas ión - dipolo inducido

Fuerzas dipolo - dipolo

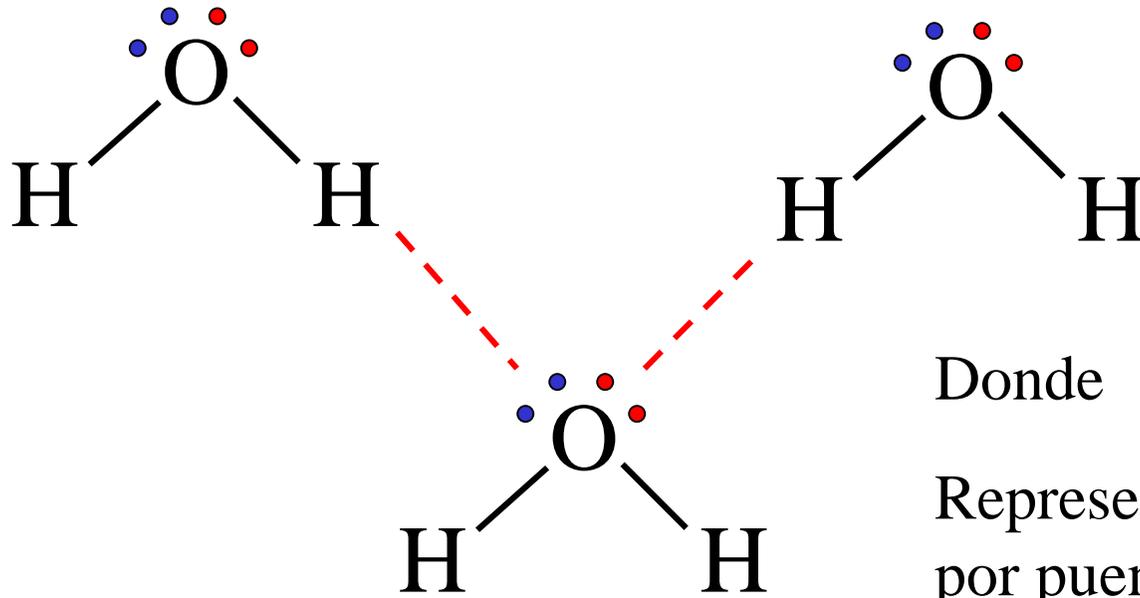
Se presenta entre moléculas polares

Las moléculas se pueden orientar de forma de favorecer esta interacción

Enlace por puente de hidrógeno

Se da entre las moléculas que presentan átomos pequeños y muy electronegativos (F, O, N) unidos covalentemente al H

Sobre el átomo más electronegativo se forma una densidad de carga - y sobre el H se forma una densidad de carga +. Entre estas densidades se establece el puente de H



La interacción por puente de hidrógeno determina una gran fuerza de atracción entre las moléculas

Por lo general los compuestos cuyas moléculas presentan interacciones por puente de hidrógeno, son líquidos a temperatura ambiente

Fuerzas de London (dipolo instantáneo - dipolo inducido)

En un átomo, el centro de carga positivo está en el centro del núcleo.

Los electrones que se mueven alrededor del núcleo, generan un centro de carga negativa que en general coincide en su posición con el centro de carga positiva.

En ciertas oportunidades, el centro de carga negativa, no coincide con el centro de carga positiva, esto hace que se forme un dipolo instantáneo.

Este dipolo instantáneo puede inducir la formación de otros dipolos similares en los átomos vecinos.

Las fuerzas de atracción entre estos dipolos se llaman fuerzas de London y son las responsables de que los gases no polares se puedan licuar a temperaturas muy bajas.

Fuerzas ión - dipolo

Es la fuerza que se genera entre un ión (anión o catión) con una molécula polar.

La molécula polar orientará hacia el ión, la parte del dipolo que posea una densidad de carga opuesta a la carga del ión

Fuerzas ión - dipolo inducido

Todo ión, por ser una especie cargada genera un campo eléctrico en su cercanía

Este campo eléctrico, puede generar a partir de una molécula no polar un dipolo, esto se llama dipolo inducido

La atracción que se genera entre el ión y este dipolo inducido es similar a las fuerzas ión - dipolo

Propiedades de los líquidos

Los líquidos presentarán diferentes propiedades relacionadas a las interacciones que se presenten entre las moléculas que lo componen

Evaporación

Es el pasaje de moléculas del líquido al estado gaseoso a una temperatura inferior a la temperatura de ebullición

Cuanto mayores sean las fuerzas entre las moléculas más difícil será pasar una molécula del estado líquido al gaseoso

Temperatura de ebullición

Cuanto mayores sean las fuerzas entre las moléculas, mayor será la temperatura de ebullición

Viscosidad

Es la capacidad que posee un líquido para fluir

La miel es mucho más densa que el agua, dado a que fluye con mayor dificultad

La dificultad a fluir (viscosidad) está relacionada con las fuerzas de atracción entre las moléculas y con ciertas características estructurales de las moléculas que determinan que estas se enreden al fluir

Al aumentar la temperatura, la viscosidad de los líquidos disminuye, porque las moléculas poseen mayor energía cinética y son capaces de vencer las fuerzas de atracción más fácilmente

Tensión superficial

Los líquidos tienden a ocupar una superficie mínima y esta se logra cuando adquieren una forma esférica

Al colocar una gota de agua sobre una superficie encerada, esta adquiere una forma esférica

La energía que se necesita para aumentar la superficie por unidad de área se llama **tensión superficial**

El origen de la tensión superficial es el desequilibrio de fuerzas en la superficie del líquido. Cuanto mayor sea el desequilibrio de fuerzas mayor será la tensión superficial

Propiedades de los sólidos

Los sólidos son rígidos, no pueden fluir como los líquidos o ser comprimidos como los gases.

Algunos sólidos poseen formas cristalinas altamente regulares, como por ejemplo el cuarzo, el diamante.

Los sólidos se pueden dividir en dos grupos:

Sólidos cristalinos, poseen una distribución tridimensional regular de las partículas que lo forman. Ejemplo: cloruro de sodio, cuarzo, etc.

Sólidos amorfos, carecen de una organización regular de las partículas que lo componen. Ejemplo: caucho, vidrio.

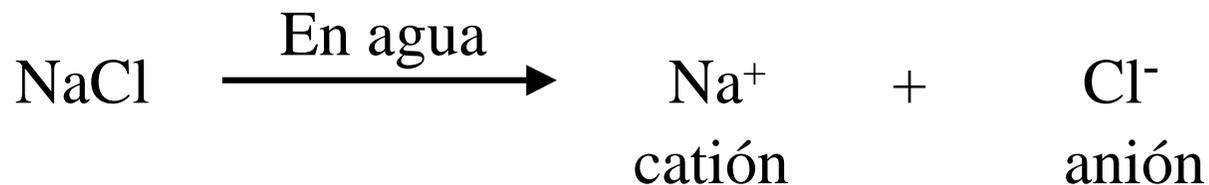
Iones en solución acuosa

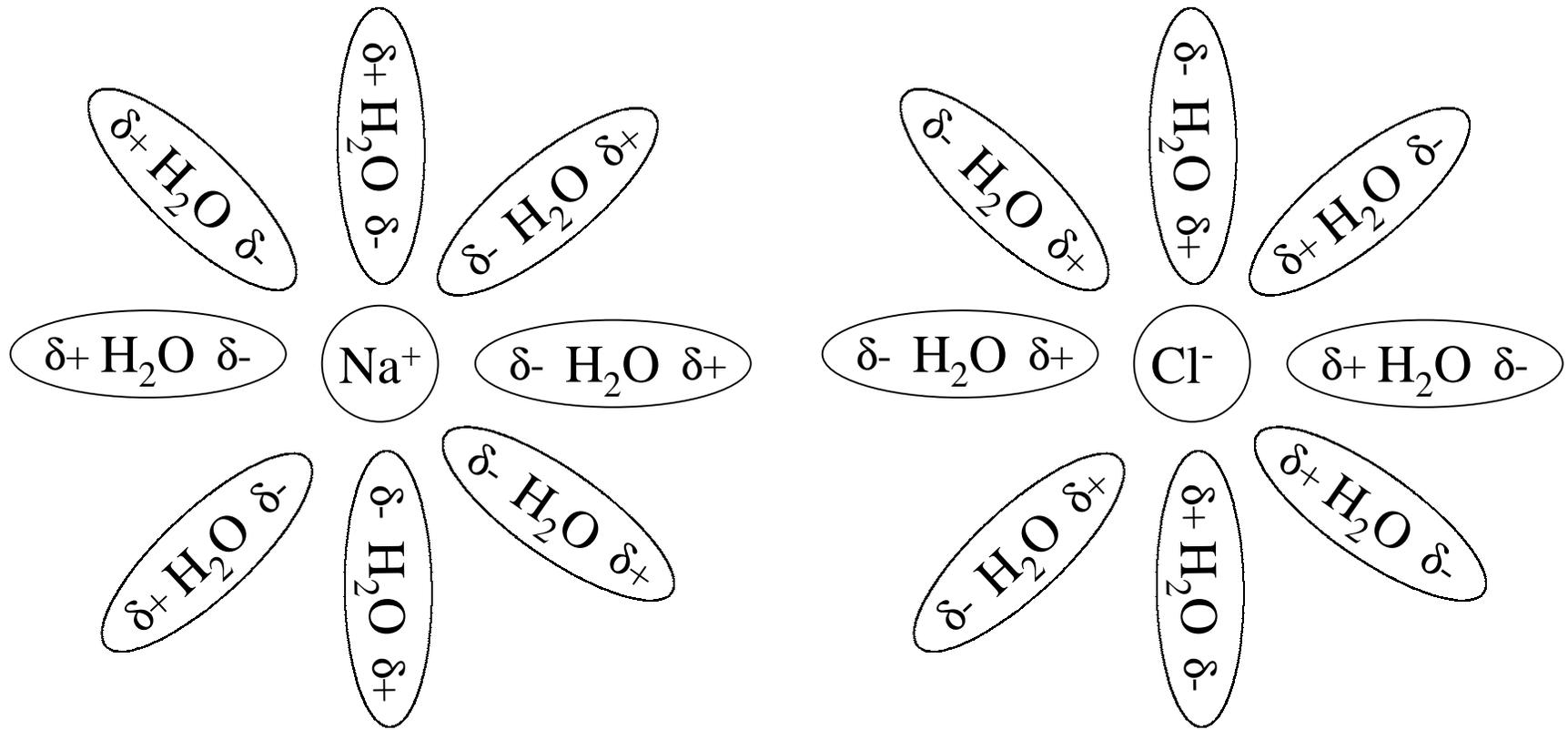
Al colocar un compuesto iónico en agua, el compuesto iónico se disocia

Esto quiere decir que quedan libres los aniones y cationes y que ambos interaccionan con las moléculas de agua.

Dado que el agua es un dipolo, se establecen interacciones ión-dipolo, donde las moléculas de agua se orientan según sea la carga del ión.

Ejemplo:





Entonces en solución acuosa quedan los iones rodeados de moléculas de agua orientadas según la carga del ión

El O del agua (con δ^-) quedará más cerca de los cationes

Los H del agua (con δ^+) quedarán más cerca de los aniones

La presencia de iones libres en agua explica el por que las soluciones de los compuestos iónicos son capaces de conducir la corriente eléctrica.

Esta propiedad, la capacidad de conducir la corriente eléctrica, determina que las soluciones de compuestos iónicos sean conocidas como **soluciones de electrolitos**

Ejemplos:



Números de oxidación

El número de oxidación surge de la asignación teórica de los electrones que forman los enlaces de un compuesto, entre los distintos átomos del compuesto, en función de las electronegatividades de cada uno de los átomos

Los átomos pueden actuar con diferentes estados de oxidación en diferentes compuestos

En la tabla periódica de los elementos, se listan los estados de oxidación más comunes con los que puede actuar cada uno de los elementos

Cálculo de los estados de oxidación

Los estados de oxidación pueden calcularse utilizando:

A) REGLAS

- 1-** El estado de oxidación de un elemento al estado libre, es decir que no está formando un compuesto, es cero. Ejemplo: Na, Cl₂, O₂, etc tienen estado de oxidación cero
- 2-** La suma algebraica de los estados de oxidación de los átomos de un compuesto es cero
- 3-** El estado de oxidación de un ión monoatómico es igual a su carga. Ejemplo: El Na⁺, tiene estado de oxidación +1, el O⁻², tiene estado de oxidación -2

4- La suma algebraica de los estados de oxidación de los átomos de un ión poliatómico, como NH_4^+ , SO_4^{-2} , es igual a la carga de ión poliatómico

5- El H (hidrógeno) combinado generalmente posee estado de oxidación +1, excepto en los hidruros (compuestos que forman con los metales de los grupos IA y IIA), en los que el estado de oxidación del H es -1

6- El O (oxígeno) combinado generalmente posee estado de oxidación -2, salvo en los peróxidos (como agua oxigenada H_2O_2) donde el estado de oxidación es -1

Ejemplo

Calcule el estado de oxidación de cada uno de los átomos que forman el H_2CO_3

El H actúa con estado de oxidación +1 (regla 5)

El O actúa con estado de oxidación -2 (regla 6)

Para calcular el estado de oxidación del C aplicamos la regla 2:

Est. Oxid. C + 3 x Est. Oxid. O + 2 x Est. Oxid. H = 0 (cero)

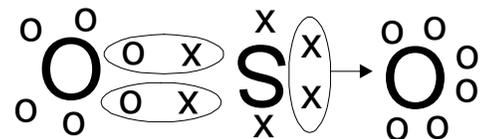
Est. Oxid. C + 3 x (-2) + 2 x (+1) = 0

Est. Oxid C = +4 El C actúa con estado de oxidación +4

B) A PARTIR DE LAS ESTRUCTURAS DE LEWIS

Ejemplo: Calcular los estados de oxidación de los átomos que forman la molécula SO_2

1- Hacer la estructura de Lewis del compuesto

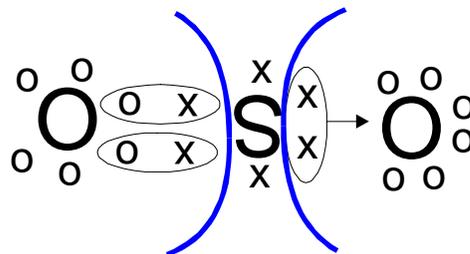


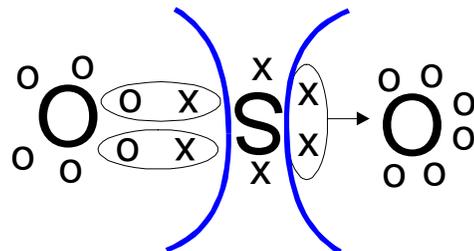
2- Contar los electrones que posee cada átomo

S: 6 electrones

O: 6 electrones

3- Asignar los electrones compartidos entre dos átomos al átomo más electronegativo





4- Contar los electrones que le quedaron a cada átomo luego de la asignación

S: 2 electrones

O: 8 electrones

5- El estado de oxidación se obtiene restando:

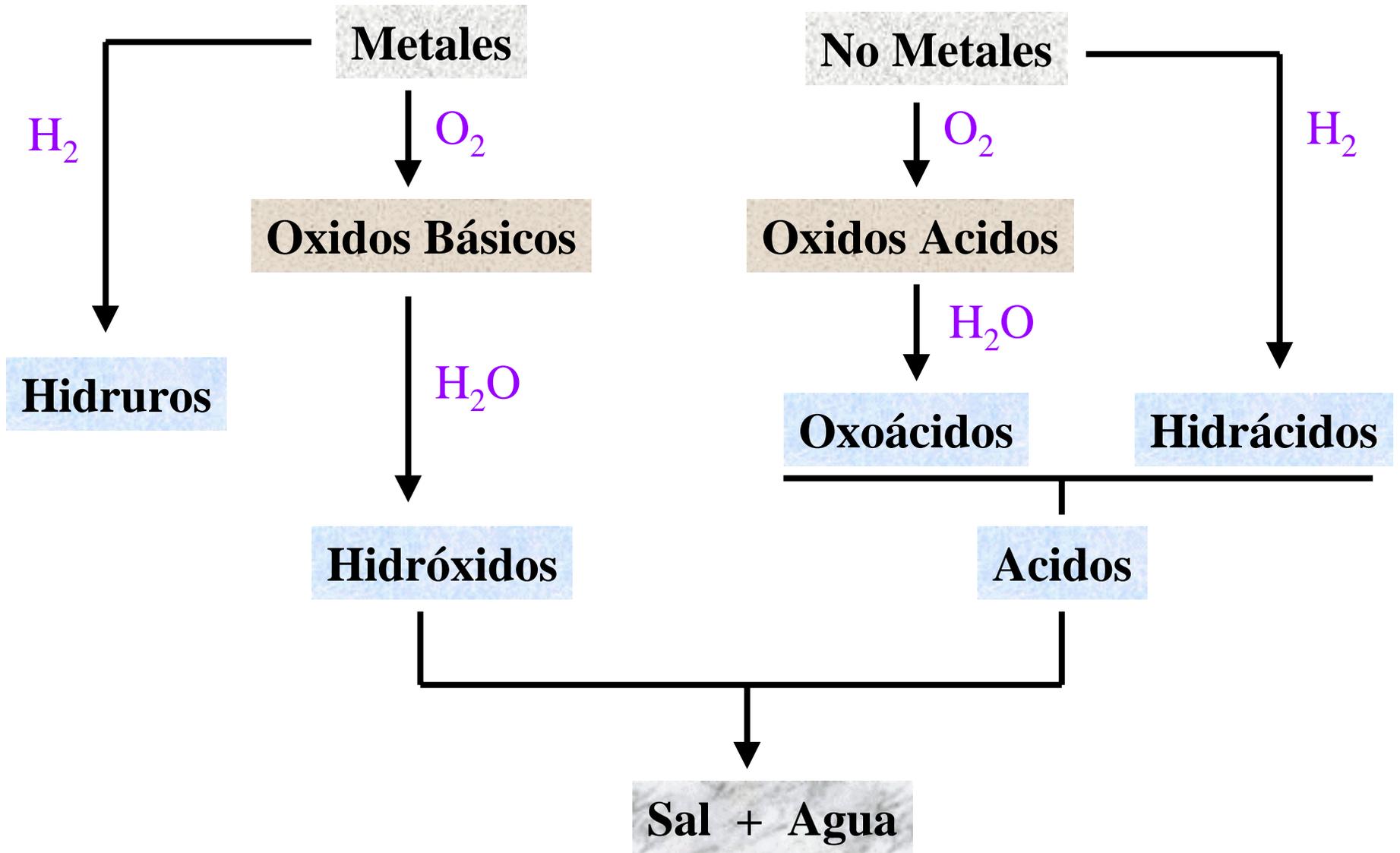
(Electrones antes de asignar) - (Electrones después de asignar)

Est. de oxid. S: $6 - 2 = +4$

Est. de Oxid. O: $6 - 8 = -2$



**Formulación
y
Nomenclatura**



Para nombrar los compuestos que hemos presentado en la tabla anterior podemos usar tres sistemas de nomenclatura diferentes

Los tres sistemas son los siguientes:

Sistema de **prefijos griegos**, sólo se usa para compuestos binarios, aquellos formados por 2 elementos (como hidruros, óxidos básicos y óxidos ácidos)

Sistema **clásico**, que se usa cuando los elementos involucrados tienen sólo 2 estados de oxidación, aunque en algunas excepciones como Cloro, Bromo e Yodo (que tienen 4 estados de oxidación), también se puede usar.

Sistema de **Stockes**, que es el recomendado por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC)

Prefijos Griegos

Es el más sencillo, se indica el número de átomos de cada elemento que hay presente en el compuesto. No es necesario conocer los números de oxidación posibles de los elementos involucrados

| | | | | | |
|-------------------|---|----------|--------|-----------|--------|
| Los prefijos son: | { | 1 | mono- | 2 | di- |
| | | 3 | tri- | 4 | tetra- |
| | | 5 | penta- | 6 | hexa- |
| | | 7 | hepta- | 8 | octa- |
| | | 9 | nona- | 10 | deca- |

Ejemplo

P₂O₅ Pentóxido de difósforo

Porque tiene 5 oxígenos
y 2 fósforos

N₂O Monóxido de dinitrógeno

Porque tiene 2 nitrógenos
y 1 oxígeno

Sistema de Stockes

En este sistema se indica el estado de oxidación del elemento más electropositivo mediante un número romano colocado entre paréntesis a continuación de su nombre. Cuando el nombre es dicho oralmente el número romano se lee como cardinal

Ejemplo

CuCl Cloruro de cobre (I) Se lee como “óxido de cobre uno”

CuCl₂ Cloruro de cobre (II)

FeO Oxido de hierro (II)

Fe₂O₃ Oxido de hierro (III)

Sistema Clásico

En este sistema se le agrega al elemento más electropositivo la terminación “-oso” o la terminación “-ico”, según actúe con el menor o con el mayor estado de oxidación respectivamente

Ejemplo

| | | |
|-------------------------|-----------------|---|
| FeS | Sulfuro ferroso | Terminación en <u>oso</u> , pues el Fe actúa con su menor estado de oxidación que es +2 |
| Fe_2S_3 | Sulfuro ferrico | Terminación en <u>ico</u> , pues el Fe actúa con su mayor estado de oxidación que es +3 |
| SO_2 | Oxido sulfuroso | Terminación en <u>oso</u> , pues el S actúa con su menor estado de oxidación que es +4 |
| SO_3 | Oxido sulfurico | Terminación en <u>ico</u> , pues el S actúa con su mayor estado de oxidación que es +6 |

Hidruros (H⁻)

Se dan por reacción entre un **metal** e **hidrógeno**



Prefijos Griegos

Monohidruro de monosodio

Clásica

Hidruro de sodio

Stockes

Hidruro de sodio (I)

Óxidos básicos

Se dan por reacción entre un **metal** y **oxígeno**



Prefijos Griegos

monóxido de disodio

Clásica

óxido de sodio

Stockes

óxido de sodio (I)



Prefijos Griegos

monóxido de monohierro

Clásica

óxido ferroso

Stockes

óxido de hierro (II)



Prefijos Griegos

trióxido de dihierro

Clásica

óxido férrico

Stockes

óxido de hierro (III)

Óxidos ácidos

Se dan por reacción entre un **no metal** y **oxígeno**



Prefijos Griegos

monóxido de monocarbono

Clásica

óxido carbonoso

Stockes

óxido de carbono (II)



Prefijos Griegos

dióxido de monocarbono

Clásica

óxido carbónico

Stockes

óxido de carbono (IV)



Prefijos Griegos

monóxido de dicloro

Clásica

óxido hipocloroso

Stockes

óxido de cloro (I)

Para los compuestos binarios formados por el cloro, bromo e yodo la nomenclatura clásica se ha modificado.

Estos elementos pueden actuar con los estados de oxidación +1, +3, +5, y +7, por lo tanto se los nombra de la siguiente manera:



Prefijos Griegos
monóxido de dicloro

Clásica
óxido hipocloroso

Stockes
óxido de cloro (I)



Prefijos Griegos
trióxido de dicloro

Clásica
óxido cloroso

Stockes
óxido de cloro (III)



Prefijos Griegos
penóxido de dicloro

Clásica
óxido clórico

Stockes
óxido de cloro (V)



Prefijos Griegos
heptóxido de dicloro

Clásica
óxido perclórico

Stockes
óxido de cloro (VII)

Hidróxidos (OH⁻)

Se dan por reacción entre un **óxido básico** y **agua**



Prefijos Griegos

monóxido de sodio

Clásica

óxido de sodio

Stockes

óxido de sodio (I)

Prefijos Griegos

no se usa

Clásica

hidróxido de sodio

Stockes

hidróxido de sodio (I)



Prefijos Griegos

Monóxido de monohierro

Clásica

Óxido ferroso

Stockes

Óxido de hierro (II)

Prefijos Griegos

No se usa

Clásica

Hidróxido ferroso

Stockes

Hidróxido de hierro (II)



Prefijos Griegos

Trióxido de dihierro

Clásica

Óxido férrico

Stockes

Óxido de hierro (III)

Prefijos Griegos

No se usa

Clásica

Hidróxido férrico

Stockes

Hidróxido de hierro (III)

Oxoácidos (H⁺)

Se dan por reacción entre un **óxido ácido** y **agua**



Prefijos Griegos

Dióxido de monocarbono

Clásica

Óxido carbónico

Stockes

Óxido de carbono (IV)

Prefijos Griegos

No se usa

Clásica

Acido carbónico

Stockes

Acido trioxo carbónico (IV)

**Prefijos Griegos**

Monóxido de dicloro

Clásica

Óxido hipocloroso

Stockes

Óxido de cloro (I)

Prefijos Griegos

No se usa

Clásica

Acido hipocloroso

Stockes

Acido monoxoclórico (I)

**Prefijos Griegos**

No se usa

Clásica

Acido cloroso

Stockes

Acido dioxoclórico (III)

**Prefijos Griegos**

No se usa

Clásica

Acido clórico

Stockes

Acido trioxoclórico (V)

**Prefijos Griegos**

No se usa

Clásica

Acido perclórico

Stockes

Acido tetraoxoclórico (VII)

Hidrácidos (H+)

Se dan por reacción entre un **no metal** e **hidrógeno**



Prefijos Griegos

monosulfuro de dihidrógeno

Clásica

Sulfuro de hidrógeno (gas)

Ácido sulfhídrico (solución acuosa)

SALES

Se dan por reacción entre un **ácido** (oxoácido o hidrácido) y un **hidróxido**, se forma una **SAL** y **agua**

Para nombrarlos se realizan los siguientes cambios:

1) La **primera parte** del nombre se arma sacándole la palabra ácido al nombre del ácido y cambiándole la terminación según:

hidrico cambia por **uro**

oso cambia por **ito**

ico cambia por **ato**

2) La **segunda parte** del nombre se arma sacándole la palabra hidróxido al nombre del hidróxido



| | | | |
|------------------------------|---|--|------|
| Ácido sulf hídrico | Clásica Hidrxóxido de sodio Stockes Hidróxido de sodio (I) | Clásica Sulf uro de sodio Stockes Sulf uro de sodio (I) | agua |
|------------------------------|---|--|------|



| | | | |
|---|---|--|------|
| Clásica Ácido sulfúr ico | Clásica Hidróxido de calcio Stockes Hidróxido de calcio (II) | Clásica Sulf ato de calcio Stockes Tetraoxosulf ato (VI) de calcio (II) | agua |
|---|---|--|------|



Clásica

Ácido sulfú**oso**

Clásica

Hidróxido fer**roso**

Clásica

Sulf**ito** fer**roso**

agua

Stockes

Ácido trioxo-
sulfú**rico** (IV)

Stockes

Hidróxido de
hierro (II)

Stockes

Trioxosulf**ato** (IV)
de hierro (II)

Si en la formación de la sal el ácido no pierde todos los H, se forman sales hidrogenadas

Para nombrar las sales hidrogenadas, se debe anteponer al nombre del anión el número de hidrógenos que quedaron

Ejemplo



El ácido H_2SO_4 retiene un hidrógeno, por lo tanto el anión que genera se llama hidrógeno sulfato (**clásica**) o hidrógeno tetraoxosulfato (VI) (**Stockes**)

Y la sal se llama

Clásica: Hidrógeno sulfato de sodio

Stockes: Hidrógeno tetraoxosulfato (VI) de sodio (I)

Ejemplo



El ácido H_3PO_4 retiene dos hidrógenos, por lo tanto el anión que genera se llama dihidrógeno fosfato (**clásica**) o dihidrógeno tetraoxofosfato (V) (**Stockes**)

Y la sal se llama

Clásica: Hidrógeno fosfato de potasio

Stockes: Hidrógeno tetraoxofosfato (V) de potasio (I)

Ecuaciones de Oxidación y Reducción o Ecuaciones REDOX

En estas reacciones algunos de los elementos cambian su estado de oxidación



En esta reacción:

El estado de oxidación del Na es +1 tanto en el reactivo NaOH, como en el producto NaCl

El estado de oxidación del Cl es -1 tanto en el reactivo HCl, como en el producto NaCl

El estado de oxidación del O es -2 tanto en el reactivo NaOH, como en el producto H₂O

El estado de oxidación del H es +1 tanto en el reactivo NaOH, como en el producto H₂O

NINGÚN ELEMENTO CAMBIÓ SU ESTADO DE OXIDACIÓN EN LA REACCIÓN



En esta reacción:

El Zn en los reactivos, tiene estado de oxidación cero (0) y en el producto ZnCl_2 , tiene estado de oxidación +2

El H en el reactivo HCl, tiene estado de oxidación +1 y en el producto H_2 , tiene estado de oxidación cero (0)

El Cl no cambia su estado de oxidación, tiene estado de oxidación -1 tanto en el reactivo HCl como en el producto ZnCl_2

En esta reacción, el Zn aumenta su estado de oxidación (de 0 pasó a +2), o sea que se oxida. Al compuesto que se oxida se lo conoce como agente reductor.

En esta reacción, el H disminuye su estado de oxidación (de +1 pasó a 0), o sea que se reduce. Al compuesto que se reduce se lo conoce como agente oxidante.

Las reacciones en donde hay cambios en los estados de oxidación de algunos átomos, se llaman reacciones de oxidoreducción o simplemente reacciones REDOX

Algunas de estas reacciones REDOX son fáciles de balancear (ajustar o equilibrar)

Un ejemplo sencillo de balancear es:



Pero hay otras reacciones que son difíciles de balancear a simple vista

Para estas reacciones REDOX, se ha diseñado una metodología para que balancearlas sea más fácil

El método se llama MÉTODO DEL IÓN - ELECTRÓN

MÉTODO DEL IÓN - ELECTRÓN

Es un método útil para las reacciones que se llevan a cabo en soluciones acuosas

Los pasos a seguir son los siguientes:

- 1-** Plantear separadamente los procesos de reducción y de oxidación, generando dos hemi-reacciones
- 2-** Escribir sólo las especies que existen como tales en solución acuosa (recordar que los hidróxidos, ácidos y sales van a estar disociados)
- 3-** Equilibrar cada hemi-reacción en carga y masa, para ello pueden usarse, si es necesario, las especies presentes en la solución (H^+ , OH^- o H_2O) Se agregan electrones a la derecha si el proceso es de oxidación y se los agrega a la izquierda si el proceso es de reducción

4- Una vez balanceadas ambas hemi-reacciones, se procede a sumarlas previa verificación de que el número de electrones cedido en la oxidación sea igual que el número de electrones consumidos en la reducción. Si esto no se cumple, se deben multiplicar las ecuaciones de forma que se cumpla que el N° de electrones en la oxidación sea igual al N° de electrones en la reducción

5- La suma de ambas hemi-reacciones nos dará una ecuación iónica. Para balancear la ecuación química, debemos transferir los coeficientes de la ecuación iónica a la ecuación molecular.

Ejemplo 1:

Balancear la siguiente ecuación química por el método del ión - electrón



Todas las especies son sales, por lo tanto en solución acuosa estarán disociadas

¿Quiénes modifican sus estados de oxidación?

El Fe pasa de estar con estado de oxidación +3 en el FeCl_3 a +2 en el FeCl_2 . El Fe se reduce pasa de +3 a +2.

El Sn pasa de estar con estado de oxidación +2 en el SnCl_2 a +4 en el SnCl_4 . El Sn se oxida, pasa de +2 a +4.

El Cl no modifica su estado de oxidación, siempre tiene estado de oxidación -1

Escribamos las hemi-reacciones con las especies iónicas que son las que estarán presentes en solución acuosa:



Las dos hemi-reacciones están balanceadas en masa, hay el mismo N° de átomos de cada tipo a ambos lados de la flecha de reacción

Ahora tenemos que balancear las cargas y para ello usaremos electrones



El Fe^{+3} para pasar a Fe^{+2} debe ganar un electrón (que en la ecuación lo representamos como e^{-})

Ahora esta hemi-reacción de reducción esta balanceada en masa y en carga

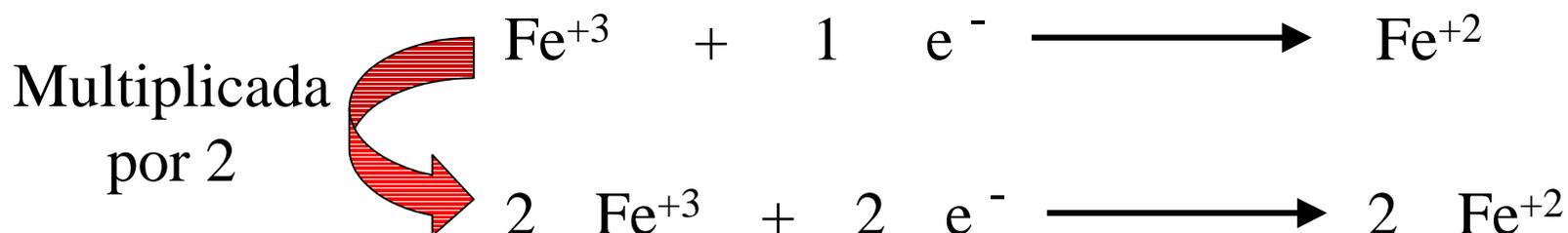


El Sn^{+2} para pasar a Sn^{+4} debe perder dos electrones

Ahora esta hemi-reacción de oxidación esta balanceada en masa y en carga

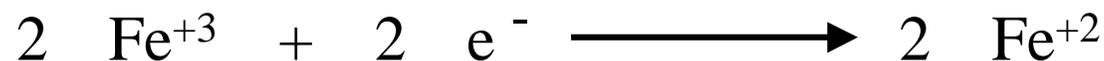
Notemos que en la hemi-reacción de reducción participa 1 electrón, mientras que en la hemi-reacción de oxidación participan 2 electrones

De esta manera no podemos sumar las hemi-reacciones. Previo a sumarlas debemos multiplicar la hemi-reacción de reducción por 2, para que participen 2 electrones en ambas hemi-reacciones.

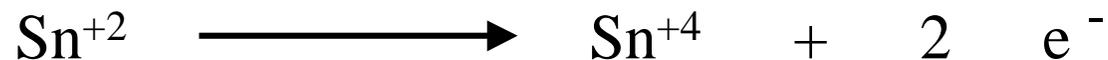


Ahora que tenemos el mismo número de electrones participando en ambas hemi-reacciones, las podemos sumar para obtener la ecuación iónica

Hemi-reacción
de reducción



Hemi-reacción
de oxidación



Ecuaciones

sumadas



Es importante destacar que tenemos 2 electrones en los reactivos y 2 electrones en los productos, por lo tanto los podemos cancelar. Entonces nos quedará:



Siendo esta la ecuación iónica

Con estos coeficientes balanceamos la ecuación molecular inicial



De esta forma nos queda la ecuación química original balanceada

Veamos ahora un ejemplo más complicado

Ejemplo 2:

Balancear la siguiente ecuación química por el método del ión - electrón



Los compuestos que cambian su estado de oxidación son:



Escribamos la hemi-reacción de reducción y recordemos que estamos en medio ácido (HNO_3) y para balancear podemos usar H^+



El N pasa de +5 a +2, para lo cual necesita ganar 3 electrones

Del lado de los reactivos tenemos 4 cargas negativas y del lado de los productos no hay ninguna carga, por lo tanto del lado de los reactivos hay que colocar 4 H^+

En el lado de los reactivos hay 3 átomos de O y 4 de H, mientras que del lado de los productos hay 1 átomo de O y ninguno de H, por lo tanto del lado de los productos tenemos que agregar 2 átomos de O y 4 de H, esto se balancea agregando 2 moléculas de H_2O del lado de los productos

Escribamos la hemi-reacción de oxidación y recordemos que estamos en medio ácido (HNO_3) y para balancear podemos usar H^+

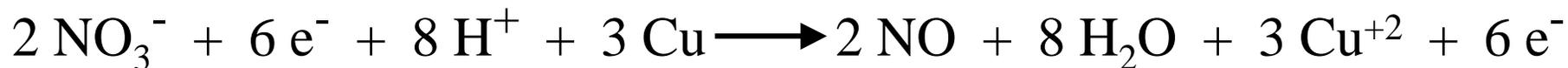


El Cu pasa de un estado de oxidación cero a +2, por lo tanto perdió 2 electrones

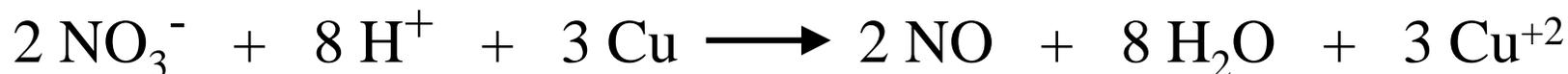
En la hemi-reacción de reducción participan 3 electrones y en la hemi-reacción de oxidación participan 2 electrones, para igualar el número de electrones participantes hay que multiplicar la primer reaccion por 2 y la segunda por 3.



Si ahora sumamos las dos hemi-reacciones obtenemos



Si eliminamos los 6 electrones que están tanto del lado de los reactivos como del lado de los productos



Con esta ecuación iónica transferimos los coeficientes a la ecuación molecular



Es importante destacar acá que en la ecuación iónica tenemos 2 NO_3^- y 8 H^+ . Ambas especies iónicas vienen del HNO_3 , en estos casos al pasar a la ecuación molecular hay que **COLOCAR EL COEFICIENTE ESTEQUIOMÉTRICO MÁS GRANDE**, por eso en el HNO_3 pusimos 8 y no 2 como coeficiente.

Ejemplo 3:

Balancear la siguiente ecuación química por el método del ión - electrón



Los compuestos que cambian su estado de oxidación son:



Escribamos la hemi-reacción de reducción y recordemos que estamos en medio alcalino (KOH) y para balancear podemos usar OH^-



El Mn en el MnO_4^- tiene estado de oxidación +7 y en el MnO_2 tiene estado de oxidación +4, por lo tanto para reducirse necesita 3 electrones

Ahora tenemos 4 cargas negativas del lado de los reactivos y ninguna del lado de los productos, como especie cargada para balancear disponemos de OH^- , dado que estamos en medio alcalino, entonces colocamos 4 OH^- del lado de los productos

Finalmente, del lado de los reactivos tengo 4 O y ningún H y del lado de los productos tengo 6 O y 4 H, para balancear estas diferencias debo colocar 2 moléculas de H_2O del lado de los reactivos

Escribamos la hemi-reacción de oxidación y recordemos que estamos en medio alcalino (KOH) y para balancear podemos usar OH^-

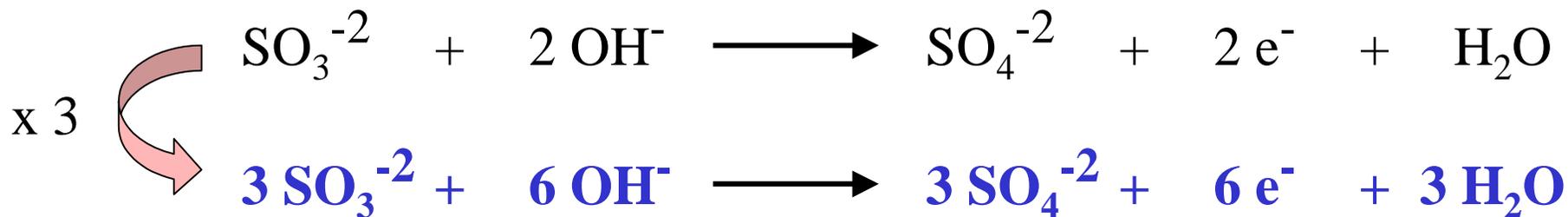
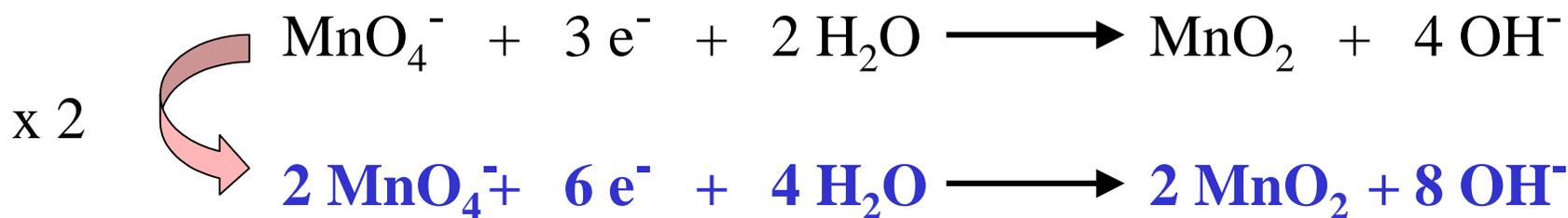


El S en el SO_3^{-2} tiene estado de oxidación +4 y en el SO_4^{-2} tiene estado de oxidación +6, por lo tanto para oxidarse pierde 2 electrones

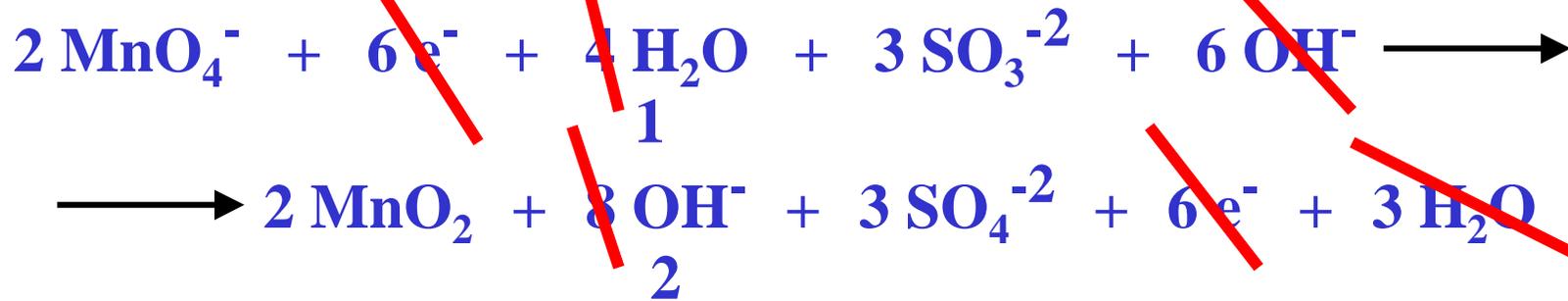
Ahora tenemos 4 cargas negativas del lado de los productos y 2 cargas negativas del lado de los reactivos, como especie cargada para balancear disponemos de OH^- , dado que estamos en medio alcalino, entonces colocamos 2 OH^- del lado de los reactivos

Finalmente, del lado de los reactivos tengo 5 O y 2 H y del lado de los productos tengo 4 O y ningún H, para balancear estas diferencias debo colocar 1 moléculas de H_2O del lado de los productos

En la primer hemi-reacción (HR) participan 3 electrones y en la segunda participan 2 electrones, por lo tanto para que en ambas haya el mismo N° de electrones debemos multiplicar la primera HR por 2 y la segunda HR por 3

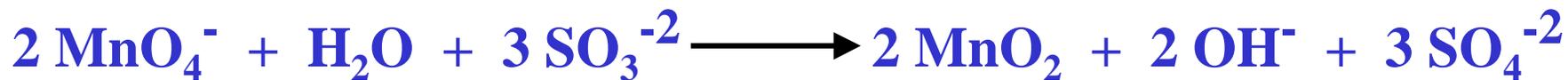


Para obtener la ecuación iónica sumemos las dos HR que están en azul

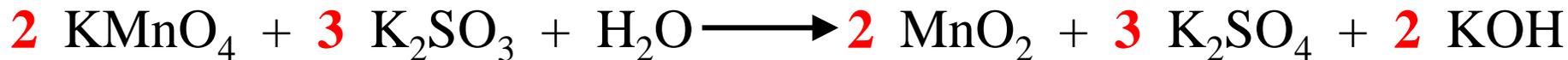


Ahora eliminemos las especies que se repiten en el lado de los reactivos y en el lado de los productos

La ecuación iónica final nos queda:



Pasando los coeficientes a la ecuación molecular obtenemos:



Hay ciertas sustancias que son muy características de las reacciones redox. Estas especies se listan a continuación con formula y nombre:

KMnO_4 Permanganato de potasio

K_2MnO_4 Manganato de potasio

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ Dicromato de potasio

K_2CrO_4 Cromato de potasio