



Uniones y Enlaces Químicos

Semana 2

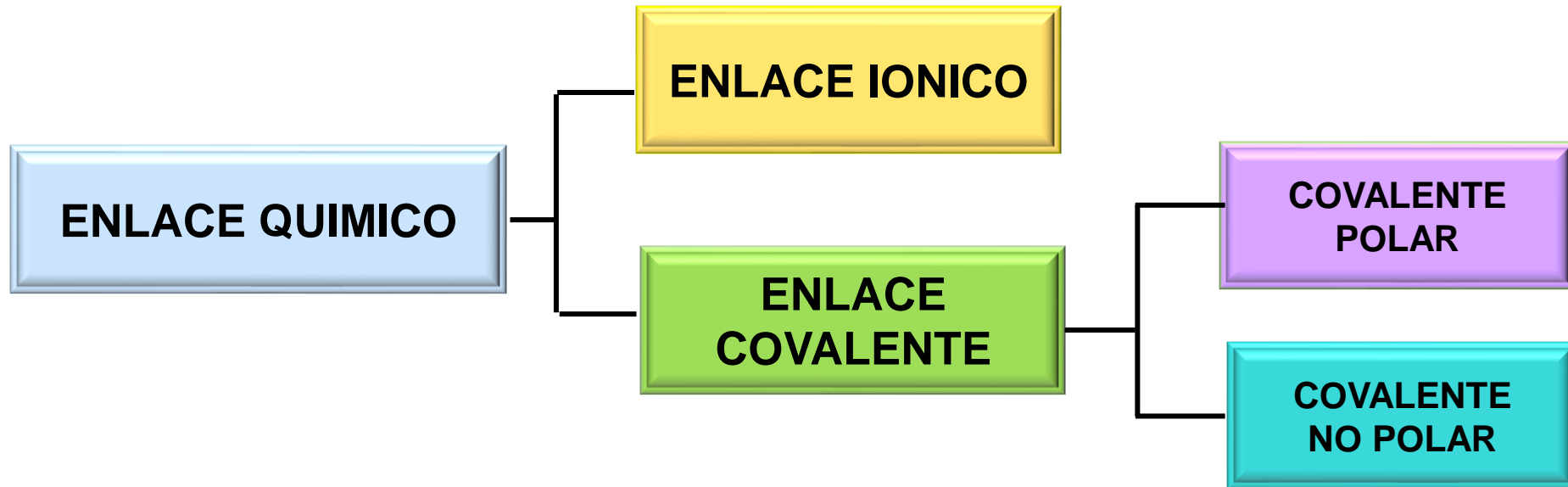
Licda. Lilian Judith Guzmán Melgar

Enlace Químico

Es la fuerza de atracción que mantiene unidos a los átomos en las moléculas y a los iones en los cristales.

A los tipos de enlaces presentes en una sustancia se deben las propiedades químicas y físicas de las sustancias.

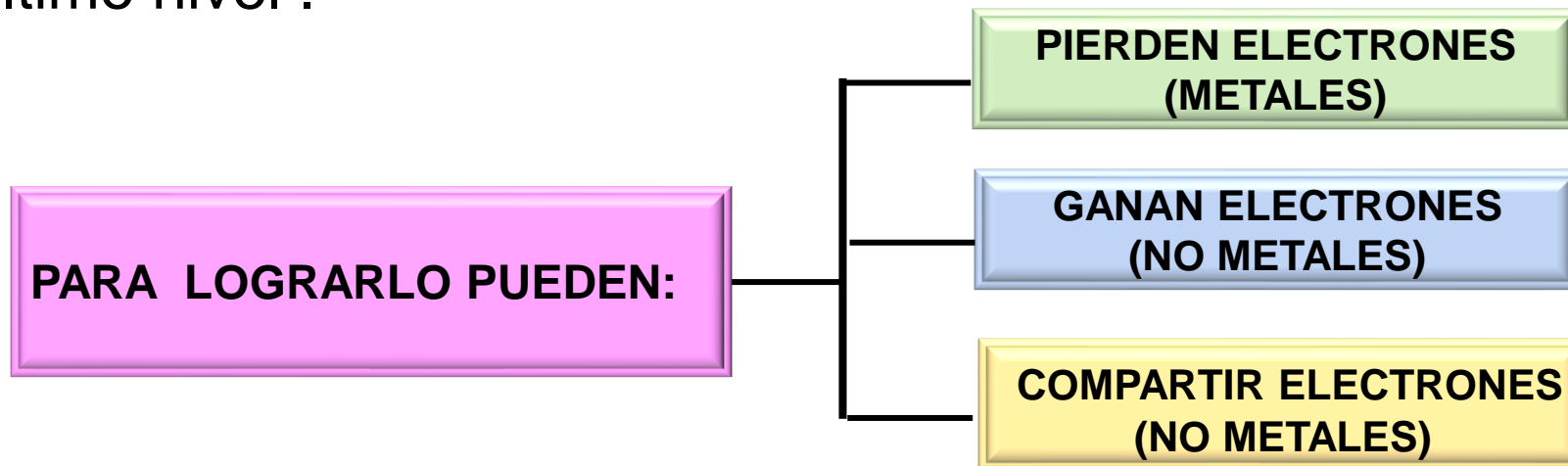
El enlace químico puede ser:



Regla del Octeto

“Los átomos interaccionan para modificar el número de electrones en sus niveles electrónicos externos en un intento de lograr una estructura electrónica similar a la de un gas noble”

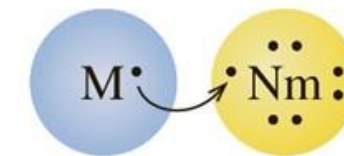
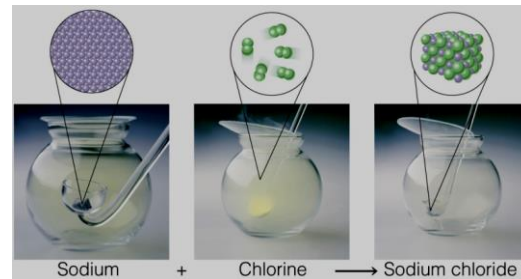
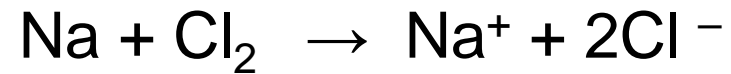
Los átomos alcanzan su estabilidad cuando tienen ocho electrones en su último nivel .



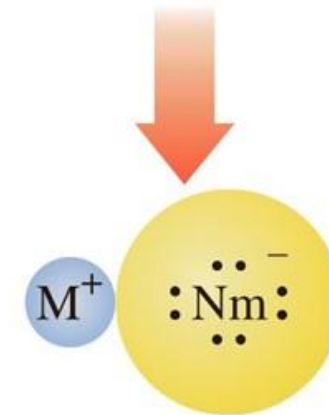
En el nivel mas externo, un gas noble tiene 8 electrones, excepto el **helio**, en donde el nivel completo consiste en sólo **2 electrones**.

Enlace Iónico

En los enlaces iónicos los electrones de valencia de un **METAL** se **TRANSFIEREN** a un **NO METAL**. Se origina así un ión positivo y uno negativo, los cuales se unen debido a una atracción electrostática.



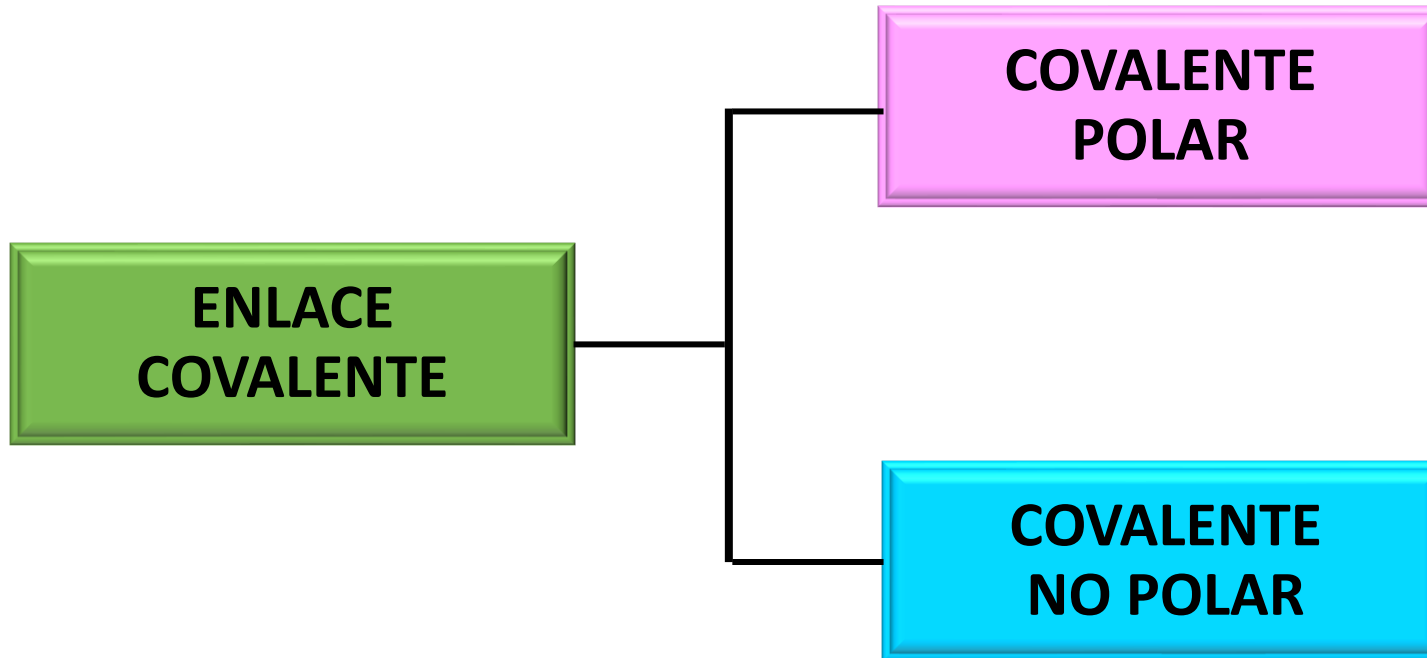
Transferencia
de electrones



Enlace iónico

Enlace Covalente

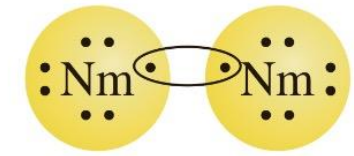
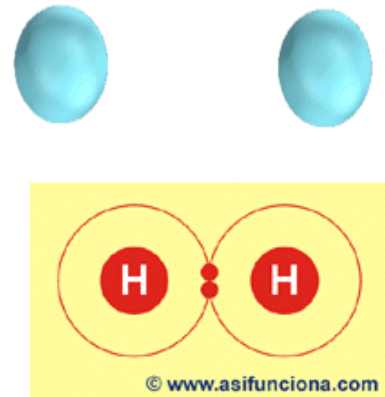
Al par **compartido** de electrones de la molécula se le llama enlace covalente. Cuando dos o mas átomos comparten electrones forman una **molécula**.



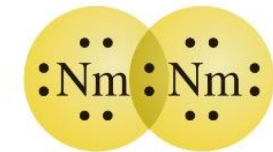
Enlace Covalente

Durante la formación de un enlace covalente se puede imaginar a dos átomos que se acercan el uno a otro entrelazándose sus orbitales, de tal manera que no se pueden separar con facilidad.

Ejemplo Cl_2 , H_2



Compartición
de electrones



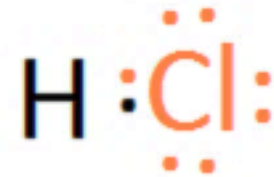
Enlace covalente


Enlaces covalentes simples, dobles y triples

En muchos compuestos covalentes los átomos comparten dos o tres pares de electrones para completar sus octetos.

Un **Enlace Sencillo** es cuando se comparte un par de electrones. Cada átomo aporta un electrón.

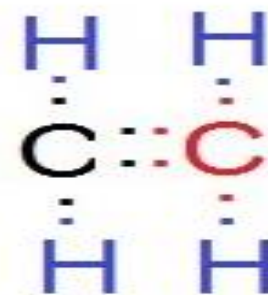
Ejemplo : HCl





Un **doble enlace** ocurre cuando se comparten dos pares de electrones. Cada átomo aporta 2 electrones.

Ejemplo $\text{CH}_2=\text{CH}_2$



Mientras que en un **triple enlace** se comparten 3 pares de electrones. Cada átomo aporta 3 electrones.

Ejemplo: $\text{N}\equiv\text{N}$

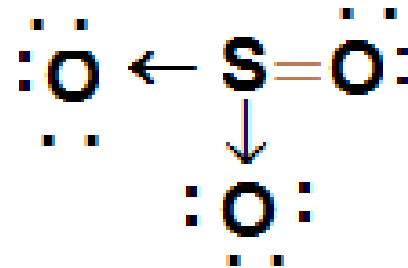
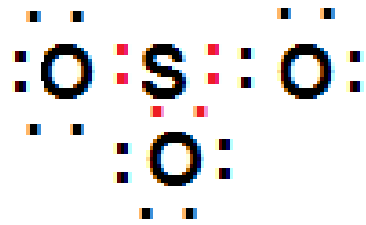


Enlace covalente coordinado

También llamado **DATIVO**.

Los átomos comparten un par de electrones, pero estos han sido aportados por un solo átomo.

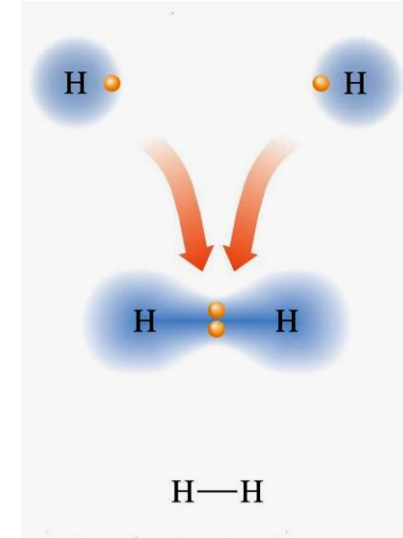
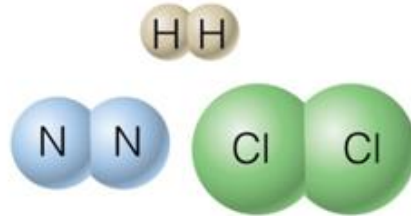
Ejemplo : SO_3



Enlace Covalente No Polar

Se dan entre átomos con valores de electronegatividad idénticas o muy similares. Los pares de electrones se comparten de manera equitativa, por lo tanto se observa una nube de electrones simétrica alrededor de los átomos. Se observa en las moléculas diatómicas.

Ejemplo : Cl_2



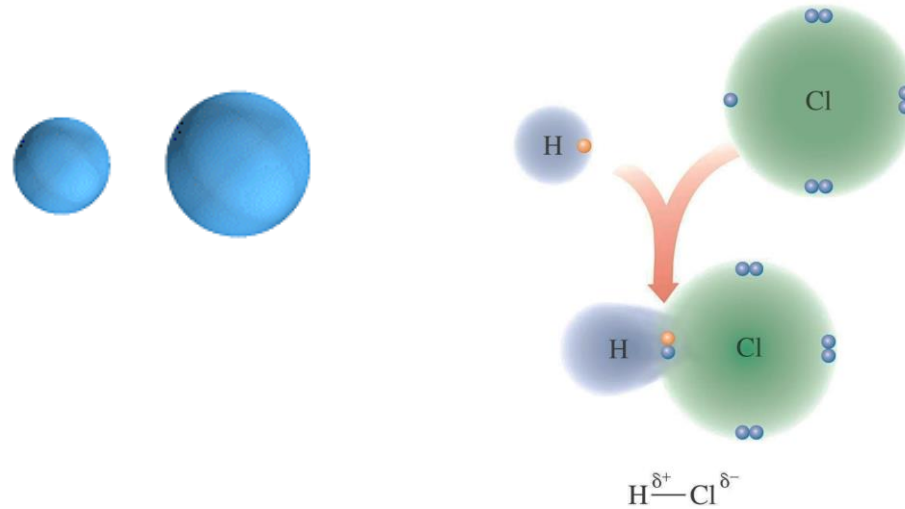
El **ENLACE COVALENTE PURO** es un enlace No polar donde, la diferencia de electronegatividad es 0.0.

Enlace Covalente Polar

Se observa da cuando los electrones se comparten de manera desigual entre átomos de elementos con valores de diferente electronegatividad.

La nube de electrones para un enlace covalente polar es asimétrica

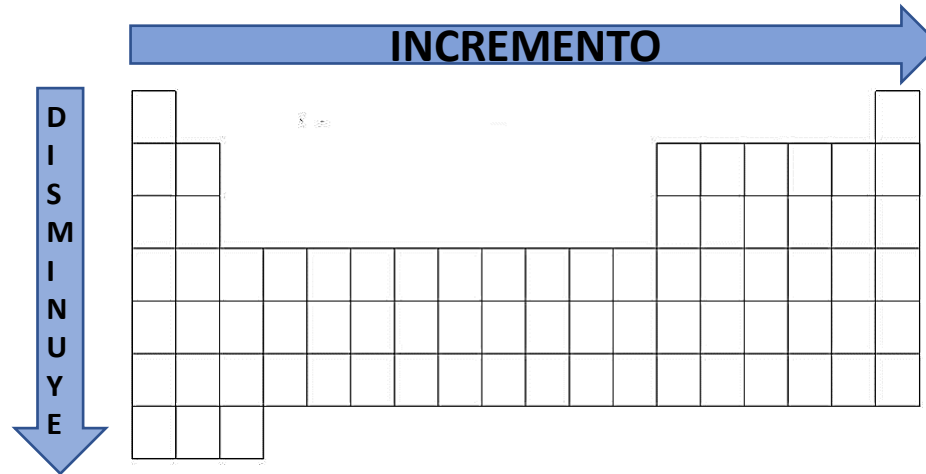
Ejemplo : HCl



Electronegatividad

Capacidad de un átomo para atraer los electrones de un enlace.
En un periodo de elementos, la electronegatividad aumenta con el número atómico.

Dentro de un grupo, la electronegatividad disminuye a medida que el número atómico aumenta.





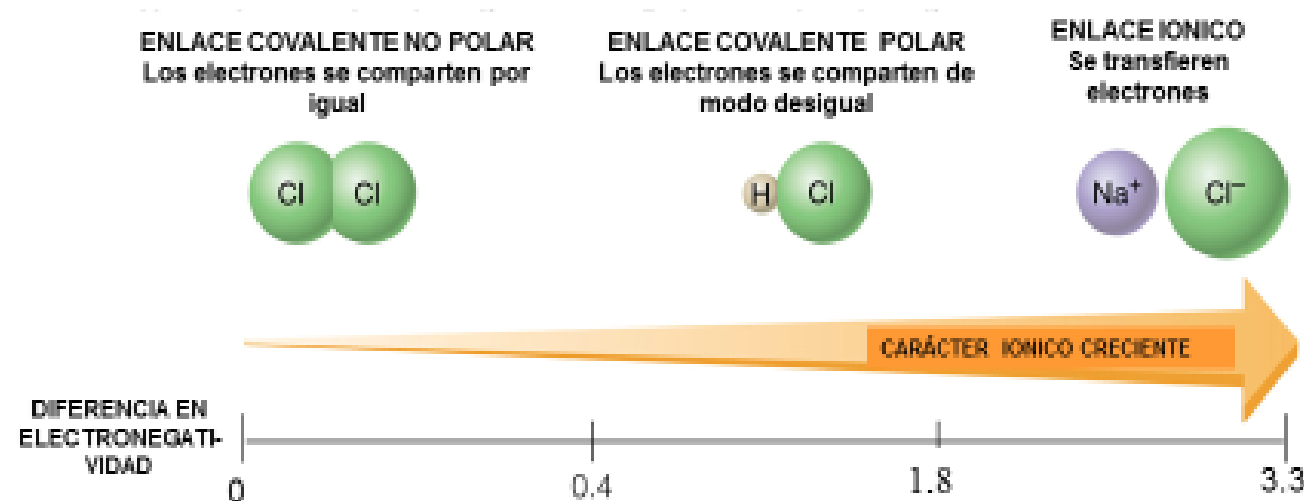
Electronegatividad

Existe una escala de electronegatividad , uno de los usos es la predicción del tipo de enlace químico formado entre átomos.

VALOR	TIPO DE ENLACE
0 - 0.4	COVALENTE NO POLAR
0.4 -1.8	COVALENTE POLAR
MAYOR DE 1.8	IONICO

Clasificación del enlace en base a la diferencia de electronegatividad

- Busque el valor de la electronegatividad en su tabla periódica.
- Se resta siempre la electronegatividad mayor de la menor, no importando el orden en que se encuentren los átomos en el compuesto.
- Nunca debe multiplicar la electronegatividad por el número de veces que aparece el átomo en la fórmula.





Ejercicio:

Calcular la diferencia de electronegatividad entre cada uno de los pares de átomos siguientes, e indique si es iónico, covalente polar o covalente no polar :

- a. Br y Na
- b. HCl
- c. SO_3
- d. SeS_3

Propiedades generales que presentan los compuestos iónicos y los covalentes

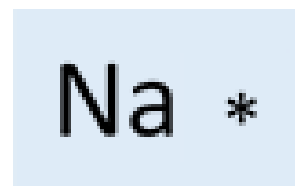
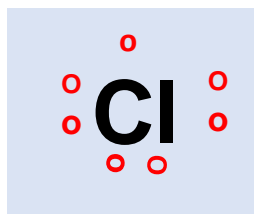
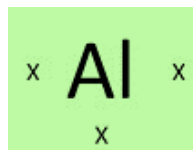
PROPIEDADES O CARACTERISTICA	COMPUESTOS IONICOS	COMPUESTOS COVALENTES
Tipo de partícula	Iones (cationes y aniones)	Moléculas
Estado Físico	Sólidos	Gases, líquidos y sólidos
Solubilidad en agua	Alta	Baja (covalente no polar) Mayor (covalente polar)
Punto de Fusión	Altos	Bajo
Punto de ebullición	Altos	Bajo
Solubilidad en solventes no polares	Muy baja	Alta (covalente No polar) Muy baja (covalente polar)
Conductividad eléctrica	Alta (fundidos ó en solución)	Muy Baja



Estructura de Lewis

Es la representación de un elemento o compuesto con sus electrones de valencia.

El símbolo de cada elemento se utiliza para representar el núcleo y todos los electrones internos. Los electrones de valencia son luego representados como puntos alrededor del símbolo. Ejemplos:



Los electrones de valencia para los elementos representativos corresponden al número de grupo

GRUPO		EJEMPLO
IA	Tiene 1 electrón de valencia, entonces se dibuja 1 punto	H ·
IIA	Tienen 2 electrones de valencia, entonces se dibuja 2 puntos	· Mg ·
IIIA	Tienen 3 electrones de valencia, entonces se dibujan 3 puntos	· B ·
IVA	Tienen 4 electrones de valencia, entonces se dibujan 4 puntos	· Si ·

GRUPO		EJEMPLO
V A	Tienen 5 electrones de valencia, entonces se dibujan 5 puntos	· N ·
VI A	Tienen 6 electrones de valencia, entonces se dibujan 6 puntos	· S ·
VII A	Tienen 7 electrones de valencia, entonces se dibujan 7 puntos	· F ·
VIII A	Tienen 8 electrones de valencia, entonces se dibujan 8 puntos	· Kr ·



FIN