

# Plan de ciencias cuarto medio

## GUÍA DE APRENDIZAJE ENLACE QUÍMICO

Profesora Odilvia Aliaga Vergara

12 al 19 de octubre

### Objetivos:

1. Explicar la formación de compuestos mediante enlaces iónicos y covalentes
2. Relacionar la configuración electrónica de los elementos químicos con las estructuras de Lewis de átomos y moléculas.
3. Relacionar la electronegatividad con los tipos de enlaces que los átomos forman.

- **Complementar con videos en los siguientes links:**

<https://www.youtube.com/watch?v=C4mZpTEgdi0&t=>

### Enlace químico

En la tabla periódica aparecen 118 elementos químicos, sin embargo, estos elementos no los vemos como tal, los elementos de la tabla periódica reaccionan y se combinan unos con otros para formar sustancias nuevas, como es el caso del agua, la sal, el azúcar, etc. , llamados compuestos. La mayoría de los elementos son inestables en su estado fundamental. Kössel y Lewis plantearon que los átomos tienden a combinarse químicamente en el último nivel de energía (adquiriendo una configuración similar a la de un gas noble), para ello pierden , ganan o comparten electrones con otros átomos alcanzando la estabilidad.

Si observáramos las características del flúor (F), éste es el elemento más electronegativo y por lo tanto tiende a ganar electrones. (los necesarios para completar su último nivel). Al comparar la configuración electrónica del Flúor con el gas noble más cercano observamos que necesita ganar 1 e<sup>-</sup> para que su configuración electrónica sea igual a la del Neón

Flúor, Z= 9:  $1s^2 2s^2 2p^5$  y Neón, Z= 10:  $1s^2 2s^2 2p^6$

F<sup>-</sup> , Z= 10:  $1s^2 2s^2 2p^6$

En cambio si se compara la configuración electrónica del Sodio con el gas noble más cercano observamos que necesita perder 1 e<sup>-</sup> para que su configuración electrónica sea igual a la del Neón

Sodio, Z = 11:  $1s^2 2s^2 2p^6, 3s^1$  y Neón, Z= 10:  $1s^2 2s^2 2p^6$

Na<sup>+</sup>, 10=  $1s^2 2s^2 2p^6$

El enlace químico se define como la fuerza que mantiene unidos los átomos en un compuesto, y se clasifican en: enlace iónico, enlace covalente y enlace metálico.

## Símbolos de Lewis

En la notación de Lewis los electrones del último nivel de energía son representados a través de puntos alrededor del símbolo químico. Cada grupo representa una configuración electrónica.

Grupo	1	2	3	4	5	6	7
Notación de Lewis	X·	·X·	·X·	·X·	·X·	·X·	·X·

## La regla del octeto y el dueto

Esta regla establece que cuando se forma un enlace químico, los átomos reciben, ceden o comparten electrones, de modo que el último nivel de energía de cada átomo contenga 8 electrones. Los átomos de tamaño pequeño, como: hidrógeno, litio y berilio tienden a completar su último nivel de energía con 2 electrones.

Ejemplos:

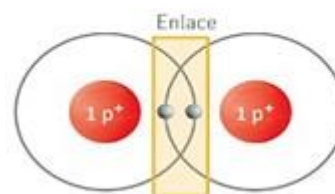


En la unión de estos átomos, el sodio (Na) transfiere su único electrón de valencia al cloro para que pueda completar su octeto



El cloro y azufre comparten sus electrones para completar su octeto (8 electrones de valencia)

Dos átomos de H se unen para formar la molécula H<sub>2</sub>



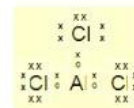
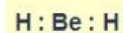
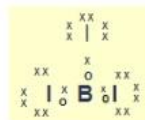
Excepciones a la regla:

**Moléculas con número impar de electrones:**

Ejemplo : NO y NO<sub>2</sub>

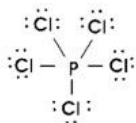


**Octeto Incompleto:** Se presentan cuando hay menos de 8 electrones de valencia alrededor de un átomo central. Es más frecuente en compuestos de Boro y Berilio. Ejemplo : BCl<sub>3</sub>, BeH<sub>2</sub>, AlCl<sub>3</sub>



**Octeto expandido:** Cuando hay mas de ocho electrones de valencia. Solo ocurre alrededor de los átomos del tercer periodo o superior.

Ejemplo: SF<sub>6</sub>, PCl<sub>5</sub>



La mejor estructura de Lewis nos permite determinar la geometría de la molécula y predecir su comportamiento.

**Los tipos de enlace químico:**

Los enlaces que se formen dependerán de las propiedades químicas que tengan cada uno de los átomos participantes.

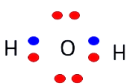
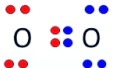

**Enlace iónico:** se forma cuando hay transferencia de electrones entre un metal y un no metal, el metal forma un catión y un no metal un anión. Los átomos participantes presentan una electronegatividad ( $\Delta EN$ ) igual o mayor a 1,7.

Propiedades:

- Son sólidos a temperatura ambiente
- Presentan altos puntos de fusión y ebullición
- No conducen la electricidad en estado sólido, pero si en disolución acuosa
- Son frágiles y quebradizos en estado sólido
- Muchos son solubles en agua
- Son malos conductores de calor.

**Enlace covalente:** son fuerza que mantienen unidos entre si los átomos **nometálicos** ( $Cl_2$ ), aquí no se forman iones, ya que los electrones no se transfieren, sino que se comparten. Los átomos participantes presentan una electronegatividad similar, siendo igual o superior a cero y menor a 1,7. Se clasifica en polar y apolar según su electronegatividad.

Clasificación según el número de enlaces

Clasificación	Característica	Ejemplo	
Simple o sencillo o saturado.	Se comparte un par de electrones.	Molécula de agua ( $H_2O$ )	
Doble	Se comparten cuatro electrones (dos pares).	Oxígeno molecular ( $O_2$ )	
triple	Los electrones compartidos son seis (tres pares).	Molécula de Nitrógeno ( $N_2$ )	

Enlace covalente apolar: se forma cuando la diferencia de electronegatividad es igual a cero ( $\Delta EN = 0$ ), los átomos presentan igual electronegatividad. Se forman moléculas homoatómicas, ejemplo ( $H_2$ )

Enlace covalente polar: se forma cuando la diferencia de electronegatividad es distinta de cero ( $\Delta EN \neq 0$ ), pero inferior a 1,7. Dando origen a moléculas diatómicas covalentes (HCl), y moléculas poliatómicas, formadas por la unión de tres o más átomos cuyo átomo central es el átomo más electronegativo ( $NH_3$ ). Un tipo de enlace covalente polar es:

Enlace covalente coordinado o dativo: este enlace se forma cuando uno de los átomos participantes aporta electrones, considerando la naturaleza polar. Ejemplo:  $HNO_3$

### Enlace metálico:

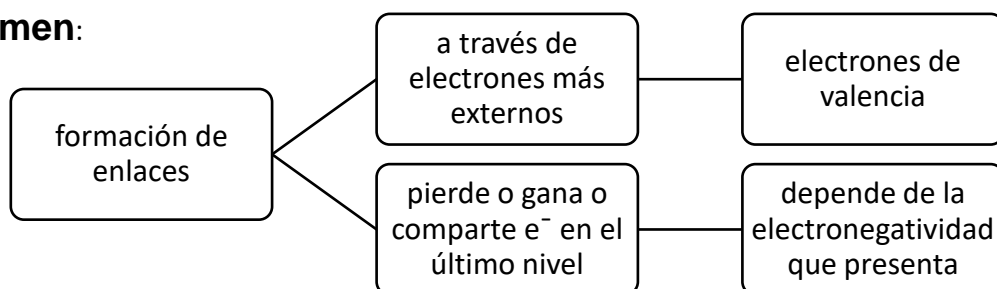
Se presenta en los átomos metálicos, los cationes forman una estructura cristalina y los electrones ocupan los intersticios que quedan libres en ellos sin estar fijados en ningún catión concreto (mar de electrones), los electrones se mantienen libres, pero estabilizan la estructura al tener carga contraria a los cationes.

Propiedades de los metales:

- En estado sólido son excelentes conductores de calor y electricidad
- Suelen ser sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio
- La mayoría son maleables y dúctiles
- Presentan temperaturas de fusión moderadamente altas
- Presentan brillo metálico, elevada tenacidad y son muy deformables

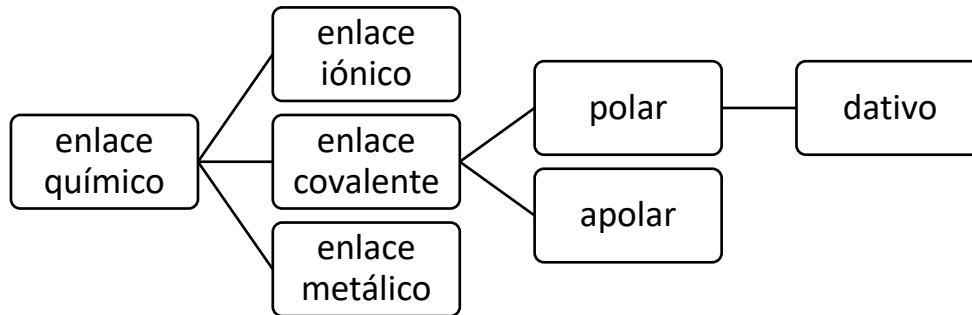


## Resumen:



## Estructura de Lewis:

1	2	13	14	15	16	17	18
H ·							·He·
Li ·	·Be ·	·B ·	·C ·	·N ·	·O ·	·F ·	·Ne ·
Na ·	·Mg ·	·Al ·	·Si ·	·P ·	·S ·	·Cl ·	·Ar ·
K ·	·Ca ·	·Ga ·	·Ge ·	·As ·	·Se ·	·Br ·	·Kr ·
Rb ·	·Sr ·	·In ·	·Sn ·	·Sb ·	·Te ·	·I ·	·Xe ·
Cs ·	·Ba ·	·Tl ·	·Pb ·	·Bi ·	·Po ·	·At ·	·Rn ·
Fr ·	·Ra ·						



**Ejercicios:**

I. Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos e identifica los electrones de valencia en cada caso.

- a. Be,  $Z = 4 : 1s^2 2s^2$                       Electrones de valencia 2
- b.  $O^-$ ,  $Z = 8$
- c. Ar,  $Z = 18$
- d.  $Ca^{2+}$ ,  $Z = 20 - 2e = 18$
- e.  $Br^-$

II. Dibuje la estructura de Lewis más correcta de los siguientes compuestos:

- a. NO
- b.  $HNO_3$
- c.  $NH_3$
- d.  $H_2O$
- e.  $HS^-$

III. Qué tipo de enlace presentan los siguientes compuestos, realiza la unión según la estructura de Lewis:

