

Guía autoaprendizaje: Estructura de Lewis y Enlaces

Objetivo: Conocer y comprender como se desarrolla la estructura de Lewis.

Identificar los principales tipos de enlace químico.

Instrucciones: A continuación encontrarás contenidos complementarios a los abordados en clases, relacionados con el desarrollo de la estructura de Lewis y los tipos de enlace químico. Lee atentamente la información entregada y desarrolla las actividades que se plantean posteriormente.

Nombre: _____ **Curso:** _____ **Fecha:** _____

Estructura de Lewis

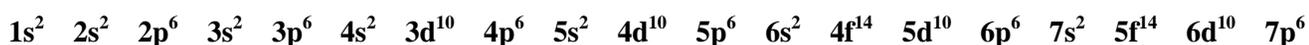
Para facilitar el estudio de los enlaces Gilbert Lewis ideó un sistema de notación de puntos o cruces para representar los electrones de valencia, conocidos como símbolos de Lewis. En este, se escribe el símbolo químico del elemento y un punto o una cruz para cada electrón de valencia.

Electrones de valencia:

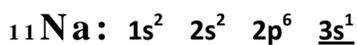
Son los electrones de mayor energía ubicados en la capa electrónica más externa. La semejanza que existe entre las configuraciones electrónicas de los elementos que pertenecen a un mismo grupo, es decir, el número de electrones de valencia, hace que las propiedades químicas sean parecidas.

Pasos para calcular los electrones de valencia:

1. Se escribe la configuración electrónica del elemento.
2. Se marca la capa más externa, es decir, el último nivel de energía.
3. Se suman los electrones del último nivel de energía, obteniendo los electrones de Valencia.



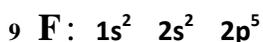
Ejemplos:



Último nivel de energía: 3

Electrones del último nivel de energía: 1

Electrones de valencia: 1



Ultimo nivel de energía: 2

Electrones del último nivel de energía: 7

Electrones de valencia: 7

Actividad:

I. Determina los electrones de Valencia de los siguientes elementos químicos:

Elemento	Configuración electrónica	Electrones de valencia
7N		
15P		
33As		
51Sb		
4Be		
12Mg		
20Ca		
38Sr		
56Ba		

Pasos para calcular la estructura de Lewis:

Fósforo Z =15

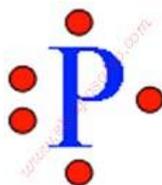
1. Primero se deben obtener los electrones de valencia:

Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

Ultimo nivel de energía: $3s^2 3p^3$

Electrones de valencia: 5

- 2. Luego, alrededor del símbolo químico, se anotan los electrones de valencia con puntos o cruces. La distribución correcta de los electrones corresponde a la aplicación de la regla de Hund.**
- 3. Los electrones apareados se anotan como dos puntos o cruces juntos y los electrones desapareados, como cruces o puntos independientes.**



Estructura de Lewis para iones:

Si un átomo gana o pierde electrones, el ión tomará la misma configuración del gas noble más cercano.

F	Z= 9	$1s^2 2s^2 2p^5$	Electrones de valencia: 7
F ⁻	Z= 9	$1s^2 2s^2 2p^6$	Electrones de valencia: 8
Ne	Z=10	$1s^2 2s^2 2p^6$	Electrones de valencia: 8
Na	Z=11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	Electrones de Valencia: 1
Na ⁺	Z=11	$1s^2 2s^2 2p^6$	Electrones de valencia: 8

En ambos casos, el flúor Z= 9 y el sodio Z=11, toman la configuración electrónica del Neón Z=10, que corresponde al gas noble más cercano.

Regla del Octeto:

La estabilidad de los gases nobles, es decir, el que no tiendan a formar compuestos sino que se encuentran en forma atómica en la naturaleza, se asocia con la estructura electrónica de su última capa que tiene todos sus niveles y subniveles completamente llenos con 8 electrones dando origen a la regla del octeto.

La regla del octeto indica que la formación de moléculas y compuestos se produce por la tendencia que tienen los átomos de adquirir la configuración electrónica del gas noble más cercano, completando 8 electrones en su última capa. Los átomos consiguen el octeto perdiendo, ganando o compartiendo electrones.

Regla del Dueto:

El hidrogeno y el berilio cuando forman enlaces, completan su último nivel energético solo con dos electrones, alcanzando la configuración electrónica del helio. En este caso cumplen con la regla del dueto.

Tipos de Enlaces

1. **Enlace metálico:** es el enlace mediante el cual dos o más átomos metálicos, es decir, átomos de electronegatividades bajas y con tendencia a ceder electrones.

Las sustancias que presentan enlace metálico tienen las siguientes propiedades:

- Tienen brillo
- Son sólidos a temperatura ambiente
- Son buenos conductores de calor y electricidad.
- Tienen altos puntos de fusión y ebullición
- Son maleables, es decir, forman láminas o planchas finas.
- Son dúctiles, es decir, pueden formar alambres o hilos delgados.
- Resisten grandes tensiones sin romperse

2. **Enlace iónico:** corresponde a la fuerza de atracción que se da entre cationes (positivos) y aniones (negativos).

Los electrones se transfieren de un átomo a otro, para que esto ocurra es necesario que uno de los elementos tenga baja electronegatividad y otro alta electronegatividad (metal- no metal).

3. **Enlace Covalente:** no hay marcada diferencia de electronegatividad para que haya transferencia de electrones, entonces los elementos comparten electrones. Debe haber una diferencia de electronegatividades menor o igual a 1.7. Los elementos deben tener una alta electroafinidad (no metales)

II. Completa la siguiente tabla:

Elemento	Z	Configuración electrónica	Electrones de valencia	Estructura de Lewis
F-				
Na +				
Al +3				
Cl -				

III. Completa la información solicitada en la siguiente tabla:

Elemento	Símbolo	Z	Configuración electrónica	Último nivel de energía	Electrones de valencia	Estructura electrónica	Estructura de Lewis
Hidrógeno	H	1					
Helio	He	2					
Litio	Li	3					
Berilio	Be	4					
Nitrógeno	N	7					
Oxígeno	O	8					
Sodio	Na	11					
Magnesio	Mg	12					
Argón	Ar	18					
Calcio	Ca	20					
Estroncio	Sr	38					
Bario	Ba	56					