

FinEs III: Trayecto Secundario Completo

Escuela: CENS Ingeniero Domingo Krause

Docente: Lic. Paula Espejo

Área: Ciencias Naturales

Guía N° 2

Título: Moléculas y Enlaces Químicos

MOLÉCULA. Definición

La **molécula** es la **partícula más pequeña** que presenta **todas las propiedades físicas y químicas de una sustancia**, y se encuentra formada por dos o más **átomos**. Los átomos que forman las moléculas pueden ser iguales (como ocurre con la molécula de oxígeno, que cuenta con dos átomos de oxígeno) o distintos (la molécula de agua, por ejemplo, tiene dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno).

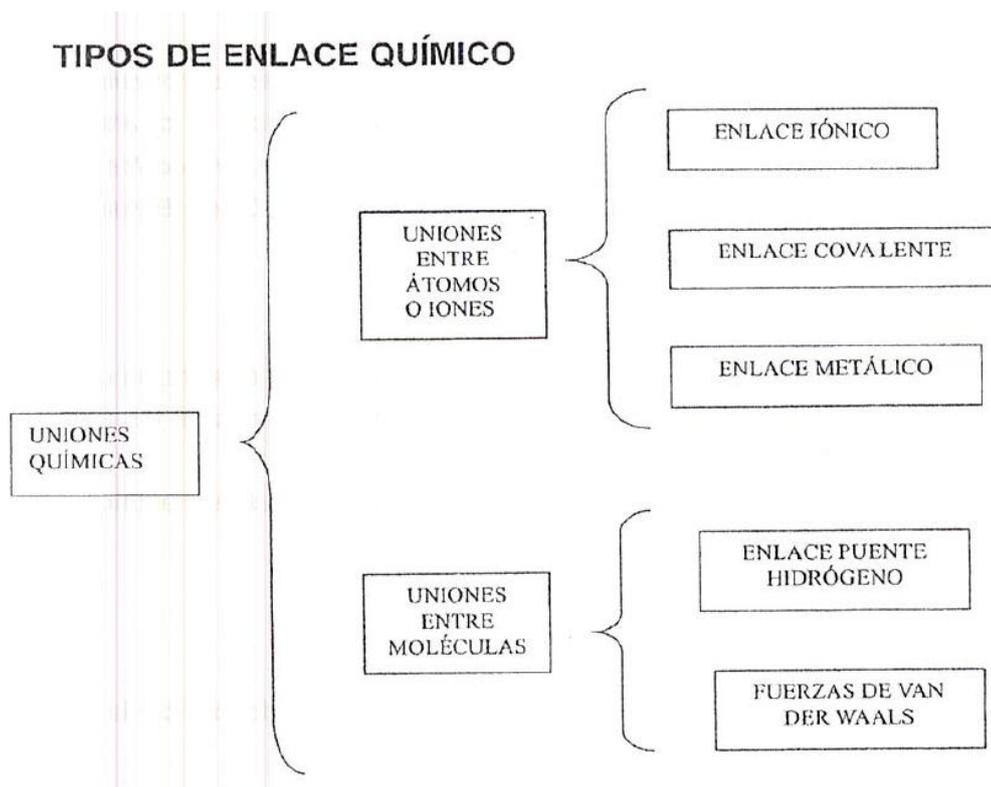
EL ENLACE QUÍMICO

¿Por qué los átomos se unen?

A principios del siglo XX Lewis y Kossel observaron que los gases nobles ubicados en el grupo VIII de la Tabla Periódica no se combinaban con otras sustancias. Este comportamiento se debía a que los gases inertes eran los únicos elementos que poseían el **último nivel completo**, es decir, con los **8 electrones**. Esto implicaría un estado de muy baja energía y de gran estabilidad química.

Los átomos se unen o se enlazan para alcanzar un **estado de mínima energía** intentando adquirir una **configuración semejante a la de los gases nobles**. De este modo todos los elementos tienden a parecerse a los gases nobles y para ello **gana, pierden o comparten electrones** hasta conseguir **8 electrones** en su **último nivel**.

Los electrones que intervienen en el enlace son los del **último nivel** que están débilmente unidos al átomo y se denominan **electrones de valencia**.



Existen tres tipos de enlace químico conocidos, dependiendo de la naturaleza de los átomos involucrados, así:

Enlace covalente. Ocurre cuando dos átomos comparten uno o más pares de electrones de su última órbita (la más externa), y así consiguen una forma eléctrica más estable. Se da entre átomos no metálicos de la tabla periódica. Los enlaces covalentes pueden ser:

Si comparten un par de electrones se llama **enlace covalente simple**.

Si comparten dos pares de electrones se llama **enlace covalente doble**.

Si comparten tres pares de electrones se llama **enlace covalente triple**.

Enlace iónico. Pueden formarse por la transferencia de uno o más electrones de un átomo o grupo de átomos a otro. Tiene lugar con más facilidad entre átomos metálicos y no metálicos, y consiste en una transferencia permanente de electrones desde el átomo metálico hacia el átomo no metálico.

Las características generales de este tipo de enlace son:

Es un enlace fuerte.

Suele producir sólidos.

Posee un alto punto de fusión.

Solubilidad en el agua.

FinEs III: Trayecto Secundario Completo

Área: Ciencias Naturales

Conducción eléctrica: en estado sólido son buenos conductores de la electricidad.

Selectividad. Los enlaces iónicos pueden darse únicamente entre metales de los grupos I y II de la Tabla periódica, y los no metales de los grupos VI y VII.

Enlace metálico. Se da únicamente entre átomos metálicos de un mismo elemento, que por lo general constituyen estructuras sólidas, sumamente compactas. Es un enlace fuerte, que junta los núcleos atómicos entre sí, rodeados de sus electrones como en una nube, y cuesta mucho esfuerzo separarlos.

También existen uniones intermoleculares (entre moléculas) como en el caso de las uniones puente de hidrógeno en el agua. Estas uniones son mucho más débiles que las existentes entre los átomos pero no por ello menos importantes ya que por ejemplo el enlace puente de hidrogeno está presente en muchos sistemas biológicos.

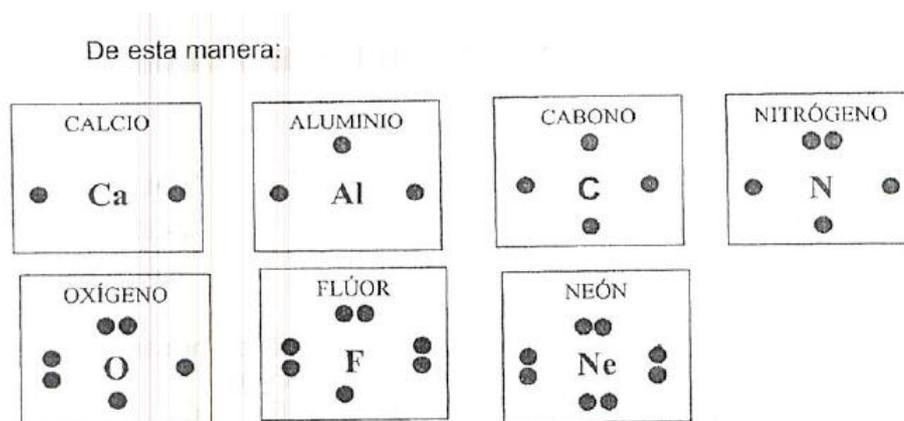
Antes de pasar al siguiente tema debemos ver este video para entender un poco más como son los átomos, sobre todo como se ordenan los electrones:
https://www.youtube.com/watch?v=alvZ_pCkKNI

ESTRUCTURA DE LEWIS

Se utiliza para representar enlaces del tipo covalente. Las estructuras de Lewis consiste en representar el átomo a partir de:

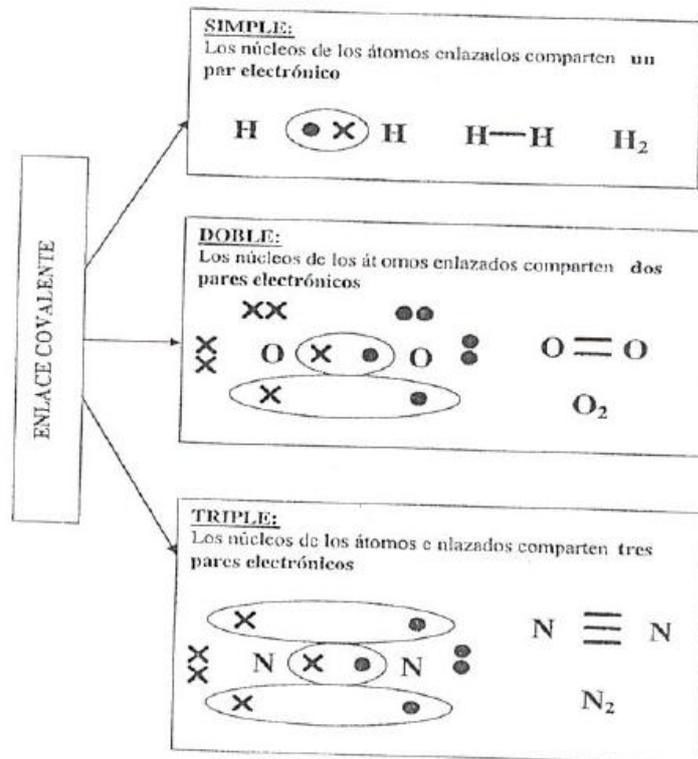
- El **símbolo del elemento** que incluiría el núcleo del mismo y los electrones de las capas de las capas anteriores de la valencia.
- Alrededor del símbolo los **electrones de la valencia**

Para entender un poco más nos ayudamos con un video
<https://www.youtube.com/watch?v=rk8UF6IIBJw>.

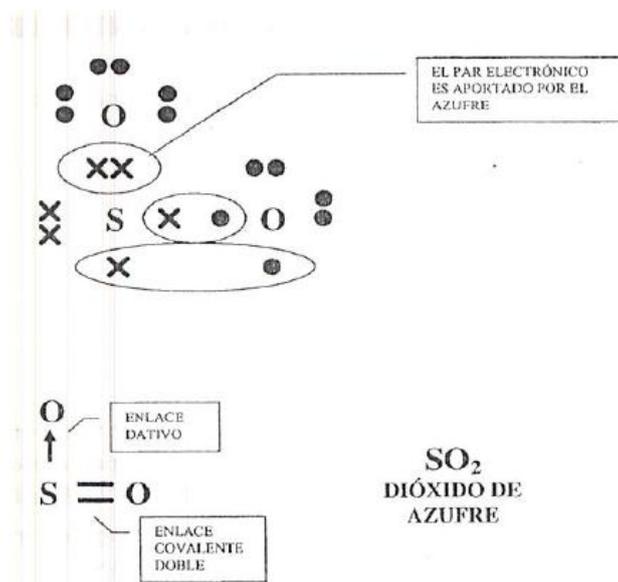


FinEs III: Trayecto Secundario Completo
Área: Ciencias Naturales

Recordemos los tipos de enlaces covalentes vistos en la página 2 (dos), ahora vamos a ver ejemplos de cómo se grafican esos enlaces según la estructura de Lewis:



Un ejemplo del enlace covalente dativo para la molécula de Dióxido de azufre



Lo que vemos primero es la estructura de Lewis para esta molécula, recordemos que la finalidad es que cada átomo tenga 8 electrones para su estabilidad. Así el azufre con 6

FinEs III: Trayecto Secundario Completo
Área: Ciencias Naturales

electrones necesita que cada oxígeno le “comparta” 1 electrón. A su vez cada oxígeno (con 6 electrones también) necesita que el azufre le “comparta” 2 electrones.

Te dejo un video explicativo: <https://www.youtube.com/watch?v=ymAh22Sni8c>

ACTIVIDADES

1. Representa las estructuras de Lewis para los átomos de:
 - a) Bromo
 - b) Fósforo
 - c) Calcio
 - d) Argón
2. Dibujar las estructuras de Lewis para los siguientes compuestos:
 - a) O₂ (oxígeno molecular)
 - b) CO₂ (dióxido de carbono)
 - c) CO (monóxido de carbono)
 - d) NO₂ (dióxido de nitrógeno)
 - e) NO (monóxido de nitrógeno)
 - f) H₂O (agua)
 - g) H₂O₂ (agua oxigenada)