

REGLA DEL OCTETO

Estructura de Lewis

- Profesor Efrén Giraldo T.

REGLA DEL OCTETO

- Los átomos se unen compartiendo electrones hasta conseguir completar la última capa con 8 e⁻ (4 pares de e⁻) es decir conseguir la configuración de gas noble: s^2p^6

TEORÍA DE LEWIS

- Se basa en las siguientes hipótesis:
- Los átomos para conseguir 8 e⁻ en su última capa comparten tantos electrones como le falten para completar su capa (regla del octeto).
- Cada pareja de e⁻ compartidos forma un enlace.
- Se pueden formar enlaces sencillos, dobles y triples con el mismo átomo.

Tipos de pares de electrones:

- 1- Pares de e- compartidos entre dos átomos se representan con una línea entre los átomos unidos.
- Enlaces sencillos dos electrones
- Enlaces dobles 4
- Enlaces triples 6

La estructura de Lewis

- También llamada *diagrama de punto*, *modelo de Lewis* o *representación de Lewis*, es una representación gráfica que muestra los enlaces entre los átomos de una molécula y los pares de electrones solitarios (no enlazados) que puedan existir

- Esta representación se usa para saber la cantidad de electrones de valencia de un elemento que interactúan con otros formando enlaces simples, dobles, o triples

- Las estructuras de Lewis muestran los diferentes átomos de una determinada molécula usando su **símbolo químico** y **líneas** que se trazan entre los átomos que se unen entre sí.
- En ocasiones, para representar cada enlace, se usan pares de puntos en vez de líneas.

- Los electrones solitarios (los que no participan en los enlaces) se representan mediante una línea o con un par de puntos, y se colocan alrededor de los átomos a los que pertenece

Átomos

Se dibujan los electrones externos en los grupos y se maximizan los electrones no apareados por ejemplo:



Iones simples

La estructura de puntos para Na^{+1} es $[\text{Na}^{+1}]$.

La estructura de puntos del O^{-2} es $[\text{O}^{-2}]$.

El grupo 1 pierde 1 electrón y el 6 puede ganar 2 electrones.

- La **valencia** que se toma como referencia y que se representa en el diagrama es la cantidad de **electrones** que se encuentran en el **último nivel** de energía de cada elemento al hacer su configuración electrónica

Reglas

- 1. *Elegir el átomo central, que será generalmente el menos electronegativo, exceptuando el H y generalmente el F que siempre son periféricos porque solo pueden formar un enlace.*
- En los compuestos orgánicos siempre es el C

- *2. Alrededor del átomo central se sitúan los demás átomos de la forma más simétrica posible.*



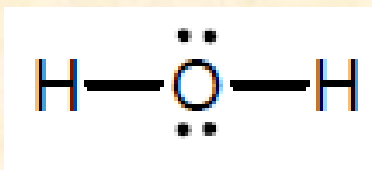
3. *Calcular el número total de electrones de valencia de todos los átomos o sea los de la última capa.*

Tendremos así el número total de electrones para asignar a enlaces y átomos

H O H los 2 H tienen $2e^-$ de valencia, el O tiene $6e^-$ por tanto hay 8 e^- de valencia totales

- 4. *Dibujar un enlace entre cada par de átomos conectados*, asignando a cada enlace un par de electrones que se irán restando del total
- H-O-H como se asignaron 2 enlaces, serán 4 e que se restan de los 8, o sea que quedan 4e

- 5. Comenzando por los átomos periféricos y terminando en el átomo central, se asignan los electrones restantes, en forma de pares, a cada átomo hasta completar 8 capa. El H sólo tiene 2.



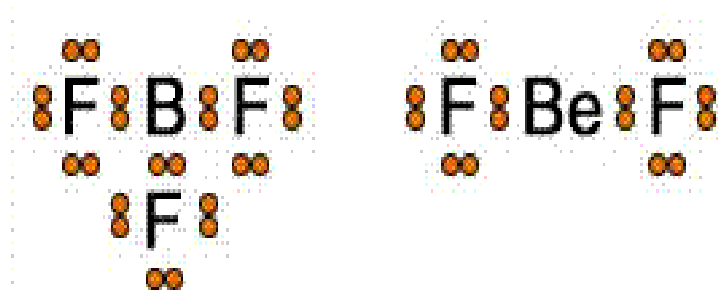
- Los H ya tienen sus dos e^-
- El O tiene 4, le faltan 4 que se colocan periféricamente

- En general los átomos centrales del 2^o período cierran con 8 electrones, excepto **Be con 4** y **B con 6**.
- Si hay algún electrón desapareado se representa por un solo punto, que se situará lógicamente en el átomo central

Excepciones a la teoría de Lewis

- Moléculas tipo NO y NO₂ que tienen un número impar de electrones.
- Moléculas tipo BeCl₂ o BF₃ con marcado carácter covalente en las cuales el átomo de Be o de B no llegan a tener 8 electrones.
- Moléculas tipo PCl₅ o SF₆ en las que el átomo central puede tener 5 o 6 enlaces (10 o 12 e⁻). Sólo puede ocurrir en el caso de que el no-metal no esté en el segundo periodo, pues a partir del tercero existen orbitales “d” y puede haber más de cuatro enlaces.

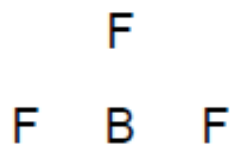
- INCUMPLIMIENTO DE LA REGLA DEL OCTETO



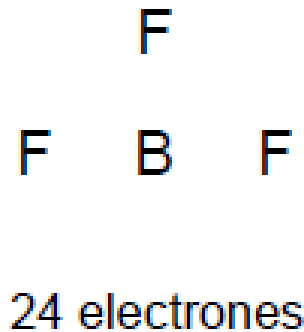
Elementos del tercer periodo como el fósforo (PCl₅) se rodean de 10 electrones

El boro se rodea de seis electrones

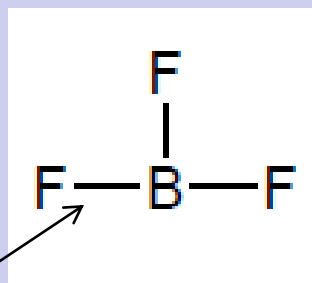
- Para: trifluoruro de boro, BF₃



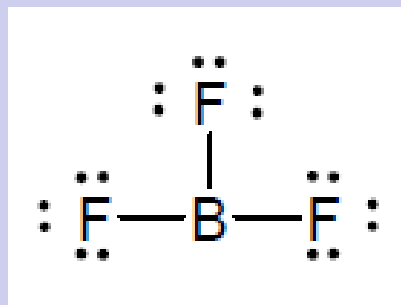
trifluoruro de boro, BF₃



- El Fluor F tiene 7 e en su última capa. O sea que aportará 21e y el Boro B tiene 3
- Por tanto son 24 e electrones totales a distribuir.



- El F tiene 2 le faltan 6.
- El B tiene 6 ya está completo (es un caso especial)



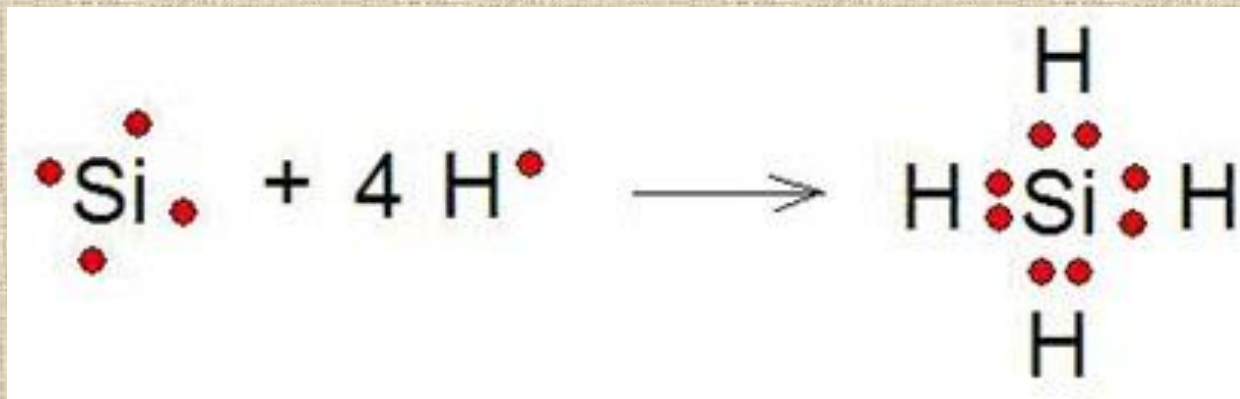
Regla del octeto.

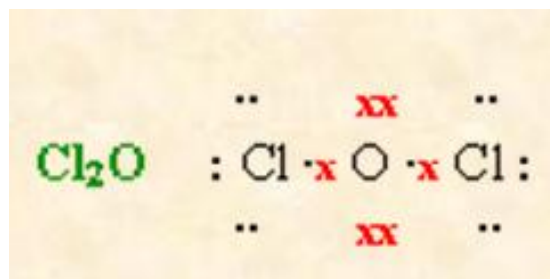
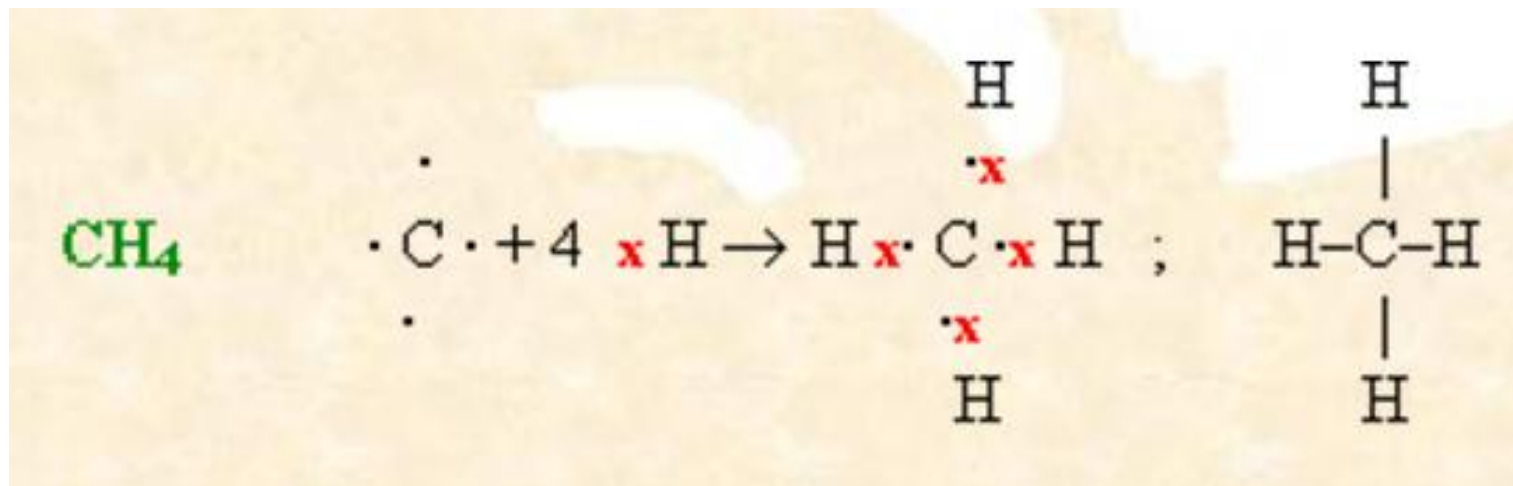
Cuando se comparten electrones cada uno de los átomos adquiere una configuración electrónica de gas noble (capa cerrada) con un octeto completo de electrones.



Estructura de Lewis para F_2



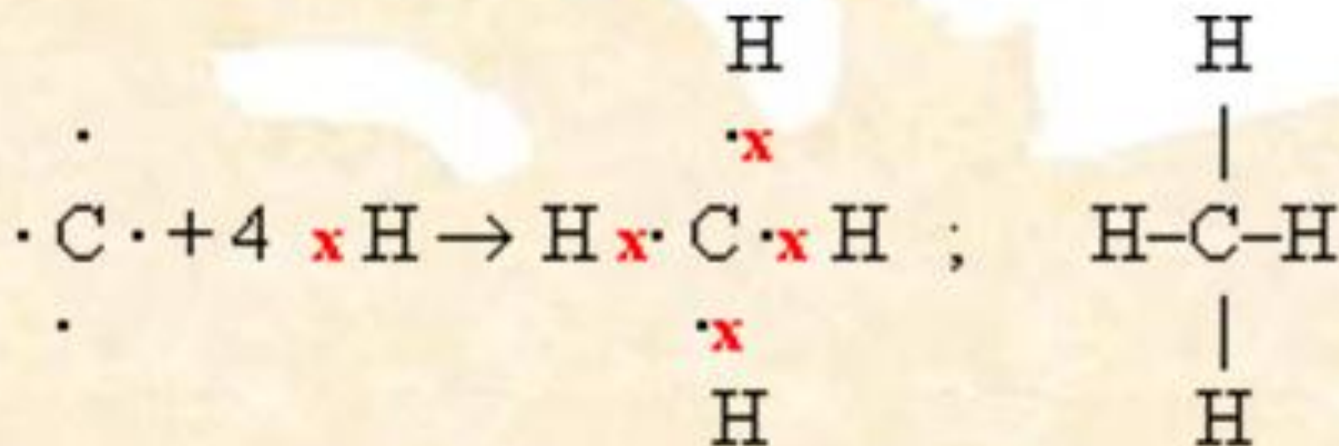
- En el caso del C ,Si y otros, se coloca el C o el Si en la parte central y alrededor átomos de H o de O u otros





H ₂	CH ₃ CH ₂ CH ₂ OH	CF ₄
H:H		

CH₄





O_2	N_2	CO_2
$:\ddot{O}::\ddot{O}:$	$:\ddot{N}::\ddot{N}:$	$:\ddot{O}::C::\ddot{O}:$

- Enlace: Doble Triple Doble

Doble enlace – dos átomos comparten dos pares de electrones

Ejemplo: O₂

O: 6 e de valencia, debe adquirir 2 y compartirlos

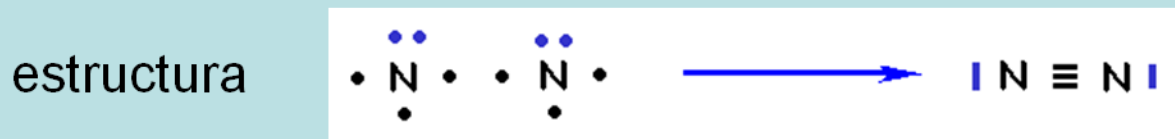


entre los dos átomos de O hay **un enlace doble**

Triple enlace – dos átomos comparten tres pares de electrones

Ejemplo: N₂

N: 5 e de valencia, debe adquirir 3 compartirlos



entre los dos átomos de N hay **un enlace triple**

Doble enlace – dos átomos comparten dos pares de electrones

Ejemplo: O₂

O: 6 e de valencia, debe adquirir 2 y compartirlos

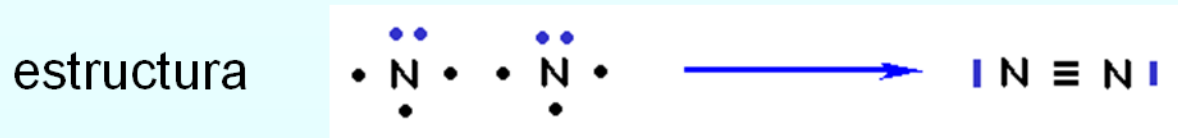


entre los dos átomos de O hay **un enlace doble**

Triple enlace – dos átomos comparten tres pares de electrones

Ejemplo: N₂

N: 5 e de valencia, debe adquirir 3 compartirlos



entre los dos átomos de N hay **un enlace triple**

Moléculas poliatómicas

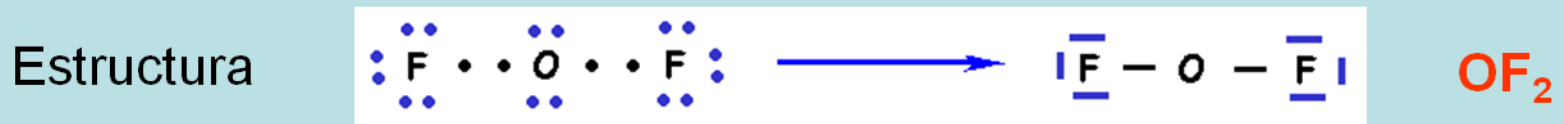
Ejemplo: Escribir las estructuras de Lewis de las moléculas formadas por la combinación binaria de F con H, O, N y C.

Electrones de valencia de F = 7 debe compartir 1 electrón, por lo tanto forma solo un enlace.

H: 1 e de valencia; debe compartir 1 electrón:



O: 6 e de valencia, debe compartir dos electrones:



N: 5 e de valencia, debe compartir tres electrones:



- Programa interactivo para calcular estructuras de Lewis (en inglés)
- http://treefrog.fullerton.edu/chem/LS/CO_LS.html

[PROGRAMA INTERACTIVO](http://treefrog.fullerton.edu/chem/LS/CO_LS.html)