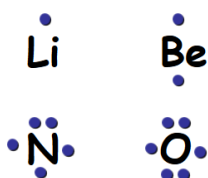


Tema 2: Uniones químicas

Cuando los átomos interactúan para formar un **enlace químico**, sólo entran en contacto sus regiones más externas. Por esta razón, cuando se estudian los enlaces químicos se consideran sobre todo los **electrones de valencia**.

Un “**símbolo de puntos de Lewis**” consta del **símbolo del elemento** y un **punto por cada electrón de valencia** de un átomo del elemento. En los elementos representativos y los gases nobles, con excepción del helio, el número de electrones de valencia de cada átomo es igual al número de grupo del elemento. Los metales de transición, lantánidos y actínidos tienen capas internas incompletas y en general no es posible escribir símbolos sencillos de puntos de Lewis para ellos. En esta representación deben cumplirse reglas que ya hemos estudiado, como la regla de Hund.

Ejemplo1: represente mediante símbolos de puntos de Lewis los elementos: Li, Be, N y O.



Enlace iónico:

- Característico de compuestos formados por átomos metálicos y no metálicos, de electronegatividades muy diferentes.
- Se transfieren electrones de valencia
- Forma compuestos.
- Existe atracción electrostática entre los iones resultantes.

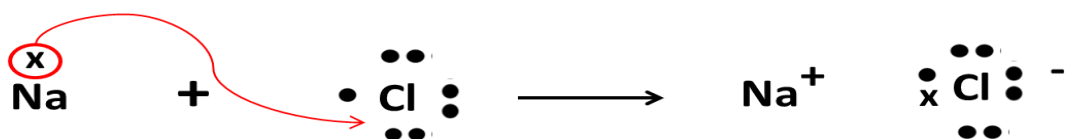
En general este tipo de compuesto es combinación de los grupos 1A y 2A con los halógenos (7A) y el Oxígeno. Y éste último con el Aluminio (Al).

Ejemplo 2: Utilice los símbolos de puntos de Lewis para representar la formación de un compuesto iónico como el NaCl.

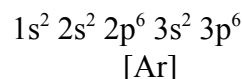
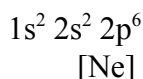
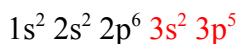
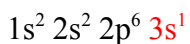
La reacción entre el Cloro y el Sodio produce Cloruro de Sodio (NaCl).

Na ($Z=11$; 1A), Cl ($Z=17$; 7A). Cuando ambos átomos entran en contacto el electrón de valencia del Na se transfiere al Cl.

Al usar los “símbolos de puntos de Lewis” la reacción se representa como sigue:



Química- Ing. de Sistemas 2020



En etapas:

El átomo que pierde electrones se oxida



El átomo que gana electrones se reduce



La suma de estas 2 etapas nos da la reacción anterior.

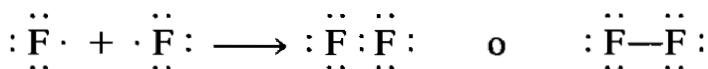
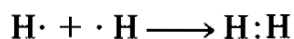
Ejercicio: Utilice los símbolos de puntos de Lewis para explicar la formación del óxido de aluminio (Al_2O_3).

Enlace covalente:

- Característico de uniones entre átomos no metálicos.
- Es un enlace en el que 2 electrones son compartidos por 2 átomos y se representa a menudo por una línea.
- Forma moléculas.
- Se forman orbitales moleculares.
- Participan electrones de valencia.

Estructura de Lewis: Es la representación de un enlace covalente, donde el par de electrones compartidos se indica con líneas o como pares de puntos entre dos átomos; y los pares no compartidos se indican como pares de puntos en los átomos individuales. Solo se representan los electrones de valencia.

Ejemplo 3: Escribir la estructura de Lewis para las siguientes moléculas, H_2 y F_2



Los compuestos covalentes son aquellos compuestos que solo contienen enlaces covalentes.

Regla del octeto: (propuesta por Lewis). **Un átomo diferente del hidrógeno tiende a formar enlaces hasta que se rodea de 8 electrones de valencia**, es decir, se forma un enlace covalente cuando no hay suficientes electrones para que cada átomo individual

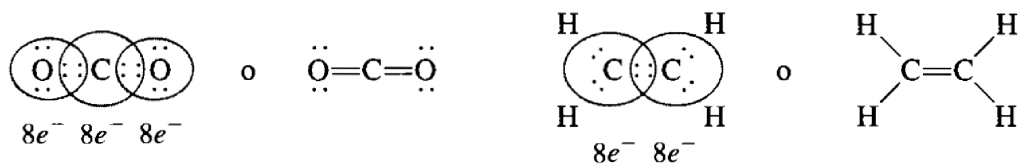
complete su octeto. Esta regla funciona principalmente en el segundo período de la tabla periódica, y cuando completan el octeto formando enlaces covalentes adquieren la configuración del gas noble Ne.

Los átomos pueden formar distintos tipos de enlace covalentes.

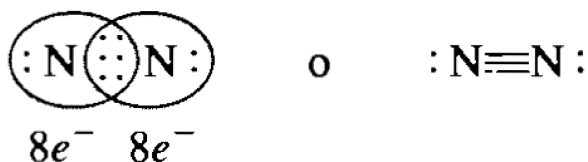
Enlace simple (o sencillo): dos átomos se unen por un par de electrones (Ej: H_2 y F_2).

Enlace múltiple: dos átomos comparten más de dos pares de electrones:

- enlace doble: comparten cuatro pares de electrones



- enlace triple: comparten 6 pares de electrones ..etc...



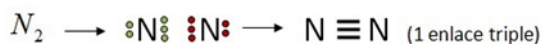
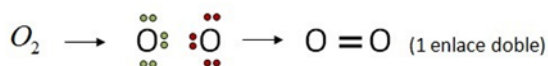
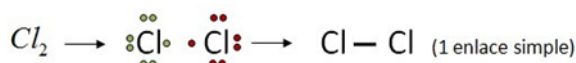
Los **pares de electrones libres** se denominan “**no enlazantes**”, es decir, pares de electrones de valencia que no participan en la formación del enlace covalente. Los **pares de electrones de valencia que forman el enlace covalente** se denominan “**enlazantes**”.

La “**longitud de enlace**” se define como la distancia entre el núcleo de dos átomos unidos por un enlace covalente, ya sea éste, simple, doble, triple etc. Los enlaces triples son más cortos y estables que los dobles, los dobles más cortos y estables que los simples....

Electronegatividad y tipos de enlace:

Un enlace covalente es aquel en el que dos átomos comparten electrones. Por ejemplo en una molécula como el H_2 donde los átomos son idénticos los electrones se comparten en forma equitativa, pero en el caso del HF esto no es así. La evidencia experimental indica que los electrones del enlace pasan más tiempo cerca del F. Este enlace se denomina enlace covalente polar o simplemente enlace polar porque los electrones pasan más tiempo en la vecindad de un átomo que del otro.

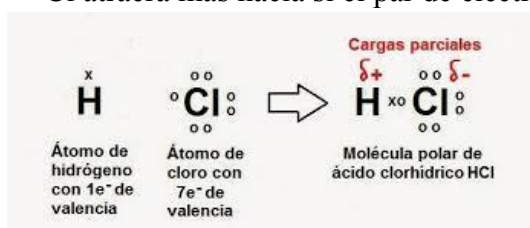
i) Covalente no polar: Los átomos unidos tienen igual electronegatividad, ninguno de ellos ejerce mayor atracción sobre el par o pares de electrones compartidos.



ii) Covalente polar: El mayor o menor carácter dipolar de un enlace depende de la diferencia de electronegatividades de los átomos unidos.

Ej: H y Cl H (1A) y Cl (7A) H tiene electronegatividad menor

Cl atraerá más hacia sí el par de electrones compartido con el H.



Una propiedad útil para definir si el enlace es covalente no polar o polar e incluso si el enlace es iónico es la **Electronegatividad**:

Medida de la habilidad de un átomo (enlazado a otro átomo) para atraer electrones compartidos.

Los elementos con electronegatividad alta tienen más tendencia a atraer electrones que los elementos con electronegatividad baja. La electronegatividad es un concepto relativo (no tienen unidades) es decir que siempre se mide respecto a otros elementos (Pauling).

Regla para formación del enlace iónico:

El enlace iónico se forma cuando la diferencia de electronegatividad (ΔX) entre dos átomos es de 2.0 o más.

Esta regla se es válida para la mayoría pero no para todos los compuesto iónicos.

Ejemplo 4:

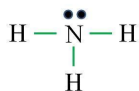
Clasifique los siguientes enlaces como iónicos, covalentes polares o covalentes puros calculando ΔX en cada caso a partir de las electronegatividades de cada elemento que se encuentran en la tabla periódica.

- El enlace en el HCl, $\Delta X=0,9$ por lo tanto enlace covalente polar.
- El enlace en el KF, $\Delta X=3,2$ por lo tanto enlace iónico.
- El enlace CC en el H₃CCH₃(etano), $\Delta X=0$, por lo tanto enlace covalente no polar.

Electronegatividad y número de oxidación:

El número de oxidación se refiere al número de cargas que tendría un átomo si los electrones fueran transferidos por completo al átomo más electronegativo de los que forman la molécula.

Ejemplo 5: Calcular el número de oxidación de cada átomo en la molécula de NH_3 (Amoníaco)



El N forma tres enlaces sencillos con los átomos de H, como el N es el más electronegativo de los dos, la densidad electrónica se desplazara desde el H al N. Si la transferencia fuera completa cada H donaría un electrón al N, que tendría una carga total -3 mientras que cada H tendría una carga +1.

Así en la molécula de NH_3 :

Nº de oxidación del N es (-3)

Nº de oxidación de cada H es (+1)

Escritura de la “Estructura de Lewis”

Aunque la regla del octeto y las estructuras de Lewis no dan una visión completa del enlace covalente son de gran utilidad para representar los enlaces en muchos compuestos y explica las propiedades y reacciones de las moléculas.

Pasos básicos para practicar la estructura de Lewis:

- 1) Escriba la estructura fundamental del compuesto mediante símbolos químicos para mostrar que átomos están unidos entre sí. Para compuestos complejos es necesario tener más información. En general el átomo menos electronegativo se coloca en la posición central. El H y el F suelen ocupar posiciones terminales en las estructuras de Lewis.
- 2) Cuente el número total de electrones de valencia presentes. En los aniones poliatómicos sume el número total de cargas negativas (ejemplo: CO_3^- se añaden dos electrones. En los cationes poliatómicos se resta el número de carga positivas al total (Ejemplo: NH_4^+ se resta un electrón).
- 3) Dibuje un enlace covalente sencillo entre el átomo central y cada uno de los átomos que lo rodean. Complete los octetos de los átomos enlazados al átomo central (Tenga presente que la capa de valencia del H se completa con solo 2 electrones) y luego agregue los electrones que quedan al átomo central. Los electrones pertenecientes al átomo central o a los que lo rodean deben quedar como pares libres sino participan del enlace.
- 4) Si no se cumple la regla del octeto para el átomo central agregue dobles y triples enlaces entre este átomo y los que lo rodean usando los pares libres de estos últimos.

Ejemplo 6: Escriba la estructura de Lewis del Trifluoruro de Nitrógeno (NF_3)

Electrones de valencia del Nitrogeno (5e-): $2s^2 2p^3$

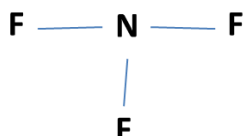
Electrones de valencia del Flúor (7e-): $2s^2 2p^5$

- 1) Escribo los símbolos y pongo como átomo central el menos electronegativo, el N:

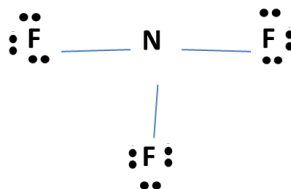
Química- Ing. de Sistemas 2020



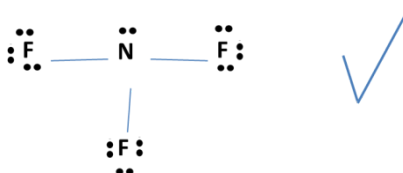
- 2) Calculo el número total de electrones de valencia: 5 electrones (de 1 átomo de N) + 3×7 electrones (de 3 átomos de F, cada uno con 7 electrones de valencia) = 26 electrones de valencia totales.
- 3) a) Dibujo los enlaces simples entre el N y los tres átomos de F



- b) Después de los enlaces simples (ya utilice 6 electrones), me quedan 20 electrones de los cuáles uso 18 para completar el octeto de los átomos de Flúor:



- c) Me sobran 2 electrones para completar el octeto del átomo central, el nitrógeno:



- 4) No fue necesario en este caso.

Ejemplo 7: Escriba la estructura de Lewis del Trióxido de Fósforo (P_2O_3)

Electrones de valencia del Fosforo ($5e^-$): $3s^2 3p^3$

Electrones de valencia del Oxígeno ($6e^-$): $2s^2 2p^4$

- 1) Escribo los símbolos y pongo en este caso los elementos intercalados con los oxígenos en los extremos:



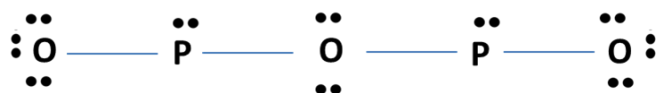
Química- Ing. de Sistemas 2020

- 2) Calculo el número total de electrones de valencia: 10 electrones (de los 2 P) + 18 electrones (de los 3 átomos de O, cada uno con 6 electrones de valencia)
=28 electrones de valencia totales.
- 3) a) Dibujo los enlaces simples entre los P y los átomos de Oxígeno

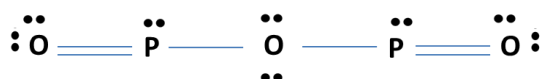
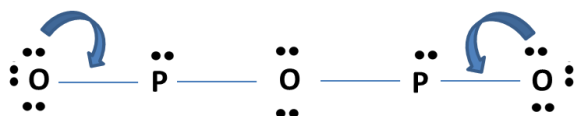


Ya use 8 electrones.

b) y c) Despues de los enlaces simples (ya utilice 8 electrones), me quedan 20 electrones para completar el octeto de los átomos de oxígeno primero y despues el octeto de los átomos de P:



- 4) En este caso ya use los 28 electrones de valencia y me falta que los P completen el octeto, por lo tanto necesito un par de los electrones libres de los oxígenos en los extremos y generar dobles enlaces.



Finalmenete obtenemos la estructura de Lewis correcta para el P_2O_3