

“CÓMO DIBUJAR ESTRUCTURAS DE LEWIS DE MOLÉCULAS SENCILLAS”

En la actualidad, se sabe que las estructuras de Lewis en combinación con la teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia, son un método efectivo para predecir la estructura geométrica de las moléculas de cualquier compuesto. Por lo anterior, es de primordial importancia saber dibujar la estructura de Lewis correcta para una molécula. En los libros de texto, generalmente se da una metodología para establecer estructuras de Lewis basándose principalmente en que todos los átomos deben de completar ocho electrones en su capa de valencia; sin embargo, con ese método se pueden presentar ciertas dificultades cuando se tienen átomos hipervalentes; es decir, átomos que pueden tener más de ocho electrones en su última capa. Otros métodos se basan en determinar el número total de electrones de valencia para posteriormente calcular el número de electrones de enlace. Sin embargo, también se presentan dificultades cuando se tiene un molécula que presenta carga formal (ion positivo o negativo); o bien, si la molécula tiene dobles o triples enlaces. Adicionalmente a lo anterior, para dibujar estructuras de Lewis, se requiere cierta experiencia en la formación de enlaces químicos. Por lo anterior, la metodología que se propone a continuación, es menos compleja que otras y comprende los puntos siguientes:

1. Se dibuja al átomo central con sus electrones de valencia. Para elegir al átomo central se deben tomar en cuenta los criterios siguientes:

- i)* El átomo central es el que se encuentra en menor cantidad, por lo general no se repite.
- ii)* Si dos o más átomos cumplen con lo anterior, el átomo central es aquel que tiene el mayor número de electrones de valencia.
- iii)* Si dos o más átomos cumplen con lo anterior, el átomo central será el menos electronegativo.

2. Se utilizan todos los átomos para formar enlaces sencillos. Al formar los enlaces, se considera lo siguiente:

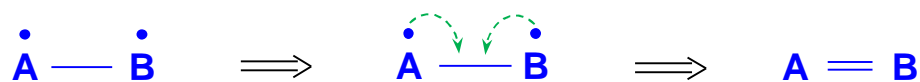
- i)* Primero, se forman enlaces entre el átomo central y los átomos más electronegativos.
- ii)* Después, se forman enlaces entre los átomos más electronegativos y los átomos restantes, evitando que los átomos más electronegativos excedan de ocho electrones.
- iii)* Si todavía quedan átomos por unir, éstos se unen al átomo central.

3. Si la molécula está cargada, se asignan las cargas formales a los átomos adecuados.

- i) Si la molécula tiene carga negativa, se adicionan electrones a los átomos más electronegativos, tantos electrones como cargas negativas tenga la molécula. Los átomos más electronegativos no deben exceder de ocho electrones.
- ii) Si la molécula tiene carga positiva, se quitan electrones libres a los átomos menos electronegativos, tantos electrones como cargas positivas tenga la molécula.

4. Se Forman dobles enlaces con los átomos que tengan un número impar de electrones.

- i) Si los electrones impares quedaron en átomos adyacentes, se emplean esos electrones para formar otro enlace entre ambos átomos.



- ii) Si los electrones impares quedaron en átomos enlazados a un mismo átomo, el cual a su vez tiene electrones libres; entonces, se forman dos enlaces más entre el átomo con electrones libres y los dos átomos con electrones impares.



5. Cuando la molécula tiene dobles enlaces, se presenta el fenómeno de resonancia.

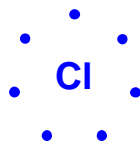
Dicho fenómeno, consiste en que el átomo más electronegativo de los que forman el doble enlace, se lleva consigo uno de los pares electrónicos de enlace, adquiriendo una carga formal negativa y dejando al otro átomo con una carga formal positiva. Cabe mencionar que en los ejemplos siguientes, no se aplicará el paso 5, ya que el fenómeno de resonancia queda fuera del alcance del temario de cualquiera de las asignaturas de Química de la FI, UNAM.

Esta metodología no es infalible para establecer la estructura de Lewis de cualquier molécula, ya que al igual que otras metodologías, es poco útil cuando se requiere determinar la estructura de Lewis de una molécula orgánica, debido a la gran cantidad de estructuras que se pueden tener para una misma fórmula molecular; así también existen moléculas inorgánicas poco comunes para las cuales ésta metodología no es aplicable.

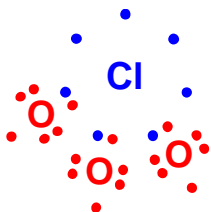
A continuación se dan ejemplos de cómo obtener las estructuras de Lewis para el ácido clórico (HClO_3), ion bicarbonato (HCO_3^-) y el ion AsF_4^+ .

Para la molécula de HClO_3 , se tendría:

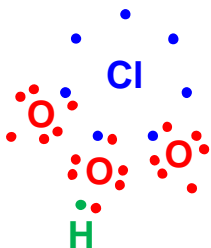
Paso 1. En este caso, el átomo central es el cloro, por ser uno de los que está en menor cantidad y por tener un mayor número de electrones de valencia.



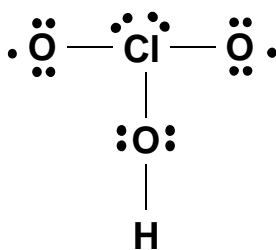
Paso 2. Se forman enlaces entre el átomo central (**Cl**) y los átomos más electronegativos (**O**), en este caso, son tres los enlaces que se deben formar, quedando la estructura siguiente:



Como solo resta un átomo de **H**, se forma un enlace entre éste y uno de los átomos de **O**, puede ser cualquiera de los átomos de oxígeno ya que se encuentran en la misma situación electrónica (en general, se intenta que la molécula quede lo más simétrica posible); de esta forma, quedaría la estructura siguiente:

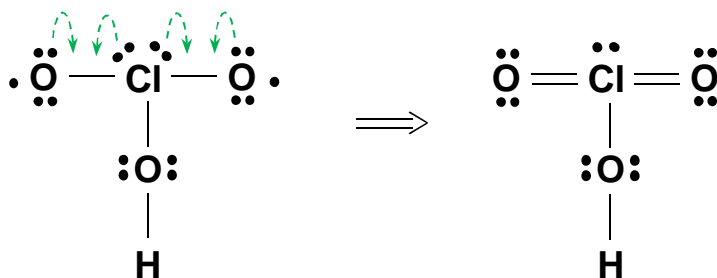


También se puede representar de la forma siguiente:



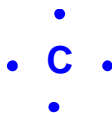
Paso 3. La molécula no está cargada, por lo que se puede omitir este paso.

Paso 4. Como se observa, queda un número impar de electrones en cada uno de los **O** laterales, los cuales a su vez están unidos al átomo de **Cl** que tiene electrones libres; por lo tanto, se forman dos dobles enlaces con el átomo de **Cl**, quedando éste solo con un par de electrones libres y cada uno de los átomos de **O** con dos pares de electrones libres, como se muestra en la estructura final.

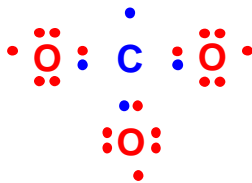


Para la molécula de HCO_3^- se tendría:

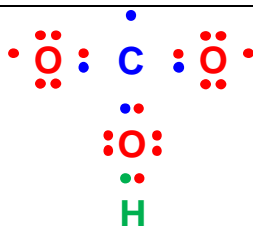
Paso 1. En este caso, el átomo central es el carbono, por ser uno de los que está en menor cantidad y por tener un mayor número de electrones de valencia.



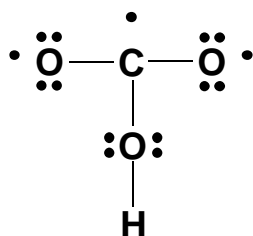
Paso 2. Se forman enlaces entre el átomo central (**C**) y los átomos más electronegativos (**O**), en este caso, son tres los enlaces que se deben formar, quedando la estructura siguiente:



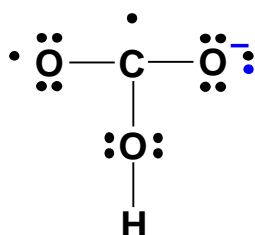
Como solo resta un átomo de **H**, se forma un enlace entre éste y cualquiera de los átomos de **O**, quedando la estructura siguiente:



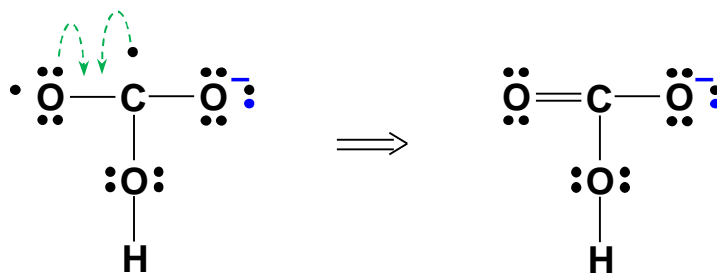
Esta estructura también se puede representar de la forma siguiente:



Paso 3. Como la molécula tiene una carga negativa, se tiene que colocar un electrón adicional a uno de los **O** (por ser los más electronegativos), el electrón no se puede adicionar al oxígeno que está unido al hidrógeno ya que excedería de ocho electrones; sin embargo, los oxígenos restantes tienen solo siete electrones, por lo tanto, a uno de estos átomos se le adiciona el electrón extra (en color rojo) y en ese momento, dicho átomo adquiere una carga formal negativa (se denota con un signo negativo), quedando la estructura siguiente:

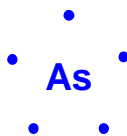


Paso 4. Como se observa, queda un número impar de electrones en uno de los **O** y en el **C**; por lo tanto, se forman un doble enlace entre estos átomos, quedando la estructura final siguiente:

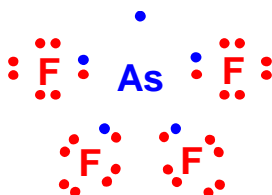


Para el ion AsF_4^+ , se tendría:

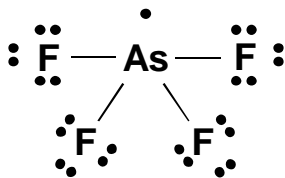
Paso 1. En este caso, el átomo central es el arsénico, por ser el que está en menor cantidad y como tiene cinco electrones de valencia su estructura sería la siguiente:



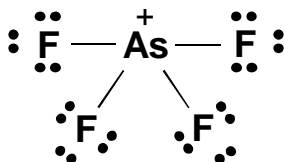
Paso 2. Se forman enlaces entre el átomo central (**As**) y los átomos más electronegativos (**F**), en este caso, son cuatro los enlaces que se deben formar, quedando la estructura siguiente:



Esta estructura también se puede representar de la forma siguiente:



Paso 3. Como la molécula tiene una carga positiva, se le debe quitar un electrón al átomo menos electronegativo, que en este caso es el arsénico, dicho átomo adquiere entonces una carga positiva (se denota con un signo positivo), quedando la estructura siguiente:



Paso 4. Este paso se omite porque ninguno de los átomos de la molécula presenta un número impar de electrones; por lo tanto, la estructura final de la molécula es la anterior.

A manera de repaso, se sugiere determinar las estructuras de Lewis de las moléculas siguientes:

AgNO_3	PCl_4^+	H_2O_2	HPO_4^{2-}
KH_2SO_4^+	PCl_5	H_2O_3	O_3

BIBLIOGRAFÍA:

- Miburo, Barnabe B. *Journal of Chemical Education*. **1998**, 75, 317.
- Purser, Gordon H. *Journal of Chemical Education*. **1999**, 76, 1013.
- Purser, Gordon H. *Journal of Chemical Education*. **1999**, 76, 1022.
- Brown, Theodore L.; LeMay, H. Eugene, Jr.; Bursten, Bruce E. *Química. La Ciencia Central*, 9ª edición; Pearson Prentice-Hall: México, 2004; p 207-209.
- Moore, John W.; Stanitski, Conrad L.; Wood, James L.; Kotz, John C.; Joesten, Melvin D. *El Mundo de la Química. Conceptos y Aplicaciones*, 2ª edición; Pearson Educación: México, 2000; p. 356-359.
- Garritz R., Andoni; Gasque S., Laura; Martínez V., Ana *Química Universitaria*, 1ª edición; Pearson Prentice-Hall: México, 2005; p. 117-124.