



Introducción

Hemos aprendido que el número y la disposición de los electrones de valencia de los átomos determinan las propiedades químicas y físicas de los elementos. Naturalmente, también describen los tipos de enlaces que forman.

En química usamos una simbología llamada «Estructura de Lewis» como un método conveniente para conocer la distribución de los electrones de valencia en cualquier material, sean átomos, moléculas o iones.

Problemas

1. Usa los símbolos de Lewis para representar a los átomos que se muestran a continuación.

- (a) H
- (b) O
- (c) Ne

➤ Solución

En los símbolos de Lewis, los electrones en los orbitales s y p de la capa de valencia se representan como puntos, uno por cada electrón de valencia, y se colocan en pares alrededor del átomo sin importar el orden.

El hidrógeno tiene un electrón de valencia, por lo que su símbolo de Lewis es $\dot{\text{H}}$; el oxígeno cuenta con seis electrones de valencia, de manera que su símbolo de Lewis es $:\ddot{\text{O}}:$; el neón, con ocho electrones de valencia, tiene el símbolo de Lewis $:\ddot{\text{Ne}}:$.

2. Traza la estructura de Lewis del agua (H_2O).

➤ Solución

Las estructuras de Lewis se basan en la idea de que en la mayoría de los compuestos, los elementos representativos logran configuraciones de gases nobles. Ésto se conoce como «regla del octeto», debido a que las configuraciones electrónicas de los gases nobles tienen 8 electrones en sus capas de valencia (excepto el He, que tiene 2 electrones).

Por ejemplo, en la molécula de agua hay 8 electrones en la capa de valencia del átomo de O, que tiene la configuración electrónica del neón, mientras que en la capa exterior de cada átomo de H, cada uno con la configuración electrónica del helio, hay 2 electrones.

La regla del octeto por sí sola no nos permite escribir fórmulas de Lewis. Aún debemos decidir cómo colocar los electrones alrededor de los átomos enlazados, es decir, cuántos de los electrones de valencia disponibles están presentes como pares enlazados (compartidos) y cuántos están como pares

libres (asociados con un solo átomo). Aquí es útil una relación matemática simple:

$$S = N - A \quad (1)$$

Donde S es el número total de electrones compartidos en la molécula o ion poliatómico, N es el número total de electrones de la capa de valencia que necesitan todos los átomos de la molécula o ión para lograr configuraciones de gas noble y A es el número total de electrones disponibles en las capas de valencia de todos los átomos (representativos).

Construyamos la estructura de Lewis del agua.

Paso 1. Cálculo de N (electrones de valencia necesarios para conseguir configuración de gas noble).

El H necesita 2 electrones de valencia para lograr una configuración electrónica de gas noble, mientras que el O necesita de 8 electrones de valencia. Multipliquemos estos valores por la cantidad de átomos que conforman a la molécula (2 átomos de H y 1 átomo de O) y sumemos los productos.

$$\begin{array}{r} e^- \text{ H} = 2 e^- \times 2 = 4 e^- \\ e^- \text{ O} = 8 e^- \times 1 = 8 e^- \\ \hline N = 12 e^- \end{array}$$

Paso 2. Cálculo de A (electrones de valencia disponibles).

El H cuenta con 1 electrón de valencia; el O, con 6 electrones de valencia. Como en el paso anterior, multipliquemos el número de electrones de valencia por la cantidad de átomos que conforman a la molécula y sumemos los productos.

$$\begin{array}{r} e^- \text{ H} = 1 e^- \times 2 = 2 e^- \\ e^- \text{ O} = 6 e^- \times 1 = 6 e^- \\ \hline A = 8 e^- \end{array}$$

Paso 3. Cálculo de S (electrones de valencia enlazados).

$$S = N - A = 12 e^- - 8 e^- = 4 e^-$$

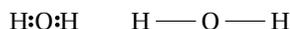
La estructura de Lewis del H_2O muestra un total de 8 electrones de valencia, con un total de $4 e^-$ compartidos ($2 e^-$ en cada enlace sencillo).

Paso 4. Construcción de la estructura de Lewis.

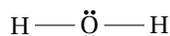
Esbozemos un «esqueleto» razonable para el agua de acuerdo con la guía del apéndice. Aún no estudiamos la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de Valencia (TRPEV), por lo que en este momento no importa la geometría con que tracemos el «esqueleto». Solo tomaremos en cuenta que el átomo central es el O.



Coloquemos en el esqueleto los electrones de valencia enlazados. Lo haremos por medio de puntos o guiones (un guiñón representa a un par de electrones enlazados).



El O necesita de 4 electrones de valencia para completar su octeto, mientras que el H no requiere de más electrones para completar su «octeto». Distribuyamos el resto de los electrones de valencia (como pares libres) alrededor del átomo de O hasta completar su octeto.



3. Traza la estructura de Lewis del ion nitrato (NO_3^-).

✍ Solución

Paso 1. Cálculo de N (electrones de valencia necesarios para conseguir configuración de gas noble).

Tanto el N como el O necesitan de 8 electrones de valencia lograr una configuración electrónica de gas noble.

$$\begin{array}{r} e^- \text{ N} = 8 e^- \times 1 = 8 e^- \\ e^- \text{ O} = 8 e^- \times 3 = 24 e^- \\ \hline N = 32 e^- \end{array}$$

Paso 2. Cálculo de A (electrones de valencia disponibles).

El N cuenta con 5 electrones de valencia; el O, con 6 electrones de valencia. Sin embargo, cuando trabajamos con iones debemos ajustar el cálculo de A : si tratamos con un anión, sumaremos al valor de A un número de electrones equivalente a la carga negativa; si tratamos con un catión, el número de electrones se restará.

En este caso tenemos un anión con carga 1^- , por lo que sumaremos un electrón al valor de A .

$$\begin{array}{r} e^- \text{ N} = 5 e^- \times 1 = 5 e^- \\ e^- \text{ O} = 6 e^- \times 3 = 18 e^- \\ \hline A = 23 e^- + 1 e^- = 24 e^- \end{array}$$

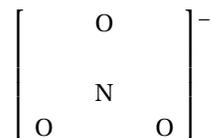
Paso 3. Cálculo de S (electrones de valencia enlazados).

$$S = N - A = 32 e^- - 24 e^- = 8 e^-$$

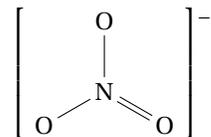
La estructura de Lewis del NO_3^- muestra un total de 32 electrones de valencia, con un total de $8 e^-$ compartidos ($2 e^-$ en cada enlace sencillo).

Paso 4. Construcción de la estructura de Lewis.

La estructura de Lewis de un ion, sin importar si se trata de un catión o un anión, siempre se traza entre corchetes y su carga se coloca en la parte superior del corchete derecho. Esbozemos un «esqueleto» razonable para el ion nitrato.

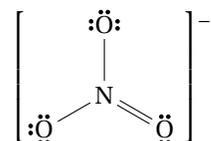


Coloquemos en el esqueleto los electrones de valencia enlazados. Aunque esta vez, para completar el octeto del N, usaremos un enlace doble, el cual se compone de dos enlaces sencillos (como aprendimos en el taller de «Enlace químico»).



Cabe mencionar que no importa con qué O se enlace el N para formar la doble ligadura ($\text{N}=\text{O}$).

El N tiene su octeto completo, mientras que los átomos de O requieren de más electrones para completarlo. Distribuyamos el resto de los electrones de valencia (como pares libres) alrededor de cada O hasta completar su octeto.



4. Traza la estructura de Lewis del cloruro de berilio (BeCl_2).

✍ Solución

Paso 1. Cálculo de N (electrones de valencia necesarios para conseguir configuración de gas noble).

El Cl necesita 8 electrones de valencia para lograr una configuración electrónica de gas noble. Por otro lado, usaremos 4 electrones como el número que necesita el Be en este paso, de acuerdo con las reglas sobre «octetos reducidos» que se mencionan en el apéndice.

$$\begin{array}{r} e^- \text{ B} = 4 e^- \times 1 = 4 e^- \\ e^- \text{ Cl} = 8 e^- \times 2 = 16 e^- \\ \hline N = 20 e^- \end{array}$$

Paso 2. Cálculo de A (electrones de valencia disponibles).

El Be cuenta con 2 electrones de valencia; el Cl, con 7 electrones de valencia.

$$\begin{array}{r} e^- \text{ B} = 2 e^- \times 1 = 2 e^- \\ e^- \text{ Cl} = 7 e^- \times 2 = 14 e^- \\ \hline A = 16 e^- \end{array}$$

Paso 3. Cálculo de S (electrones de valencia enlazados).

$$S = N - A = 20 e^- - 16 e^- = 4 e^-$$

La estructura de Lewis del BeCl_2 muestra un total de 20 electrones de valencia, con un total de $4 e^-$ compartidos ($2 e^-$ en cada enlace sencillo).

Paso 4. Construcción de la estructura de Lewis.

Esbozcamos un «esqueleto» razonable para el cloruro de berilio.



Coloquemos en el esqueleto los electrones de valencia enlazados.



El Be no puede completar un octeto con 8 electrones, debido a la naturaleza de su capa de valencia (está ocupada con 2 electrones). Por otro lado, los átomos de Cl requieren de más electrones para completar su octeto. Distribuyamos el resto de los electrones de valencia (como pares libres) alrededor de cada Cl hasta completar su octeto.



5. Traza la estructura de Lewis del ion triyoduro (I_3^-).

➤ Solución

Paso 1. Cálculo de N (electrones de valencia necesarios para conseguir configuración de gas noble).

El I necesita 8 electrones de valencia para lograr una configuración electrónica de gas noble.

$$e^- \text{ I} = 8 e^- \times 3 = 24 e^-$$

$$N = 24 e^-$$

Paso 2. Cálculo de A (electrones de valencia disponibles).

El I cuenta con 7 electrones de valencia. Como tratamos con un ion con carga 1^- , sumaremos un electrón al valor de A .

$$e^- \text{ I} = 7 e^- \times 3 = 21 e^-$$

$$A = 21 e^- + 1 e^- = 22 e^-$$

Paso 3. Cálculo de S (electrones de valencia enlazados).

$$S = N - A = 24 e^- - 22 e^- = 2 e^-$$

La estructura de Lewis del I_3^- muestra un total de 22 electrones de valencia, con un total de $2 e^-$ compartidos; sin embargo, este ion necesita de al menos 4 electrones compartidos.

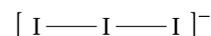
De acuerdo con la información del apéndice para «octetos expandidos», adicionaremos 2 electrones de valencia al valor de S para tener los electrones enlazados necesarios.

Paso 4. Construcción de la estructura de Lewis.

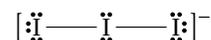
Esbozcamos un «esqueleto» razonable para el ion triyoduro.



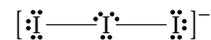
Coloquemos en el esqueleto los electrones de valencia enlazados.



Los átomos de I requieren de más electrones para completar su octeto. Distribuyamos el resto de los electrones de valencia (como pares libres) alrededor de cada I hasta completar su octeto.



Hasta aquí solo hemos colocado 20 electrones de valencia de los 22 disponibles (A). Los 2 electrones que sobran los colocaremos alrededor del átomo central, de acuerdo con las indicaciones del apéndice para «octetos expandidos».



Recursos adicionales

1. Física y Química. (s.f.). Excepciones a la regla del octeto [Web]. Disponible en www.edutics.mx/Gkb.
2. LibreTexts. (agosto, 2020). Lewis Structures [Web]. Disponible en www.edutics.mx/Gk2.
3. LibreTexts. (octubre, 2020). Símbolos y estructuras de Lewis [Web]. Disponible en www.edutics.mx/Gk6.
4. Puntaje Nacional Chile. (abril, 2013). Estructura de Lewis [Video]. Disponible en www.edutics.mx/GkB.
5. Quimitube. (octubre, 2012). Enlace covalente: excepciones a la regla del octeto [Web]. Disponible en www.edutics.mx/GkE.

APÉNDICE

Guía para trazar Estructuras de Lewis

- (a) El átomo menos electronegativo suele ser el átomo central, debido a que necesita más electrones para completar su octeto. El H nunca es el elemento central, porque solo forma un enlace sencillo.
- (b) El C se une a dos, tres o cuatro átomos, pero nunca a más de cuatro; el N a uno (rara vez), dos, tres (lo más común) o cuatro átomos; el O a uno, dos (más común) o tres átomos.
- (c) Los átomos de O no se unen entre sí, excepto en las moléculas de O_2 y O_3 ; de peróxido de hidrógeno, H_2O_2 ; de peróxidos, que contienen el grupo O_2^{2-} ; y de superóxidos raros, que contienen el grupo O_2^- .
- (d) En los oxoácidos ternarios, el H se une a un átomo de O, no al átomo central. Hay algunas excepciones a esta regla, como H_3PO_3 y H_3PO_2 .
- (e) Para iones o moléculas que tienen más de un átomo central, se usan los esqueletos más simétricos posibles.

Excepciones a la Regla del Octeto

Octeto reducido

- (a) La mayoría de los compuestos covalentes de berilio (Be).

Debido a que el Be contiene dos electrones de valencia, solo puede formar enlaces covalentes cuando se une a otros dos átomos. Por tanto, usamos cuatro electrones como el número que necesita el Be en el paso 1. En los pasos siguientes usamos solo dos pares de electrones para el Be.

- (b) La mayoría de los compuestos covalentes de los elementos del grupo 13, en especial el boro (B).

Los elementos del grupo 13 contienen solo tres electrones de valencia, por lo que a menudo forman tres enlaces covalentes cuando se unen a otros tres átomos. Por tanto, usamos seis electrones como el número que necesitan los elementos del grupo 13 en el paso 1. En los pasos siguientes usamos solo tres pares de electrones para los elementos del grupo 13.

Radicales

- (c) Compuestos o iones que contienen un número impar de electrones.

Octeto expandido

- (d) Compuestos o iones en los que el átomo central necesita más de ocho electrones de valencia para contener todos los electrones disponibles.

Si S , el número de electrones compartidos, es menor que el número necesario para unir todos los átomos al átomo central, entonces S aumenta al número de electrones necesarios.

Si S debe incrementarse, entonces los octetos de todos los átomos podrían satisfacerse antes de que se hayan agregado todos los electrones de valencia disponibles (A). Los electrones adicionales se colocan alrededor del elemento central.