

Aplicando la Regla del Octeto en la Estructura Molecular

Applying the Octet Rule in the Molecular Structure

Noemí Andrade-López^a, Oscar Muñoz-Granados^b, José Guadalupe-Alvarado-Rodríguez^c

Abstract:

The rule of eight, best known as the octet rule, proposed by Gilbert Newton Lewis in 1916, is a useful tool for drawing the lowest energy structures of covalent molecules. For Chemistry students is essential that they know how arises and recognize, the scope and its limitations due to helps them to do the correct representation of the molecular structure.

Keywords:

Lewis' structure, octet rule, covalent molecules

Resumen:

La regla del octeto propuesta por Gilbert Lewis en 1917 como la regla del ocho, es una herramienta útil para representar las estructuras de más baja energía de moléculas covalentes. Para los estudiantes de química, es indispensable que conozcan cómo surge y que reconozcan, sus alcances y limitaciones porque les ayuda a realizar la representación correcta de la estructura molecular.

Palabras Clave:

Estructuras de Lewis, regla del octeto, moléculas covalentes

Introducción

En 1916, Lewis propuso que la mayoría de las moléculas estables presentan átomos en un ambiente cúbico con un número par de electrones, en donde los electrones se encuentran como pares de enlace y pares de no enlace. A la compartición de dos electrones entre dos átomos ligeros unidos como hidrógeno y litio, le llamó la *regla del dos*, (Gillespie & Popelier, 2001). Esta unión química fue propuesta por Lagmuir en 1919 como *enlace covalente*.

Con el apareamiento electrónico, Lewis explicó la fórmula de las moléculas cuando presentan la unión de dos átomos de similar o igual electronegatividad (χ). Un ejemplo es una molécula del tipo: AX_3 como el amoníaco ($:NH_3$); los electrones alrededor del átomo central (A) están distribuidos en pares de electrones compartidos con

el sustituyente X (llamados pares de enlace) y en pares de no-enlace (denominados como pares libres). Así, el átomo A presenta ocho electrones o cuatro pares de electrones de valencia. A lo anterior le llamó la *regla del ocho*, (Gillespie & Popelier, 2001), figura 1.

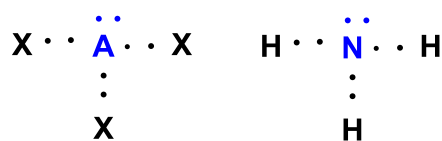


Figura 1. Representaciones de Lewis de una molécula del tipo $:AX_3$ como el amoníaco ($:NH_3$)

En 1919 Lagmuir concluye que ... "la segunda disposición más estable de electrones es el octeto, es decir, un grupo de ocho electrones como el de la segunda capa del átomo

^a Noemí Andrade López, Universidad Autónoma del Estado de Hidalgo, <https://orcid.org/0000-0002-3431-4839>, e-mail: nandrade@uaeh.edu.mx

^b Oscar Muñoz-Granados, Universidad Autónoma del Estado de Hidalgo, <https://orcid.org/0000-0002-2201-3334>, e-mail: oscar_munoz@uaeh.edu.mx

^c José Guadalupe Alvarado Rodríguez, Universidad Autónoma del Estado de Hidalgo, <https://orcid.org/0000-0001-5390-4255>, e-mail: jgar@uaeh.edu.mx

de neón" ... por lo que contribuye a que la *regla del ocho* se denomine *regla del octeto*, término actual y ampliamente utilizado.

Representaciones de Lewis

Las representaciones (o estructuras) de Lewis se utilizan para dibujar a las moléculas covalentes. En estas estructuras se representan solamente los electrones de valencia, en donde el enlace covalente entre dos átomos se representa con una línea mientras que los pares de no enlace (pares libres) como dos puntos en los átomos, figuras 1 y 2.

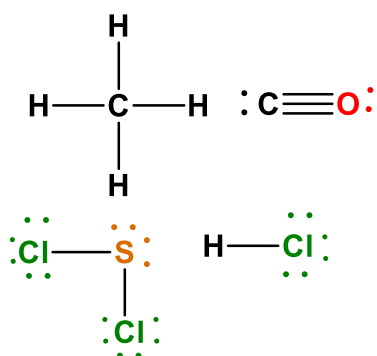


Figura 2. Estructuras de Lewis de moléculas covalentes

En la actualidad y de acuerdo con Joki & Aksela (2018), uno de los principales problemas para la escritura correcta de las estructuras de Lewis en los estudiantes pre-universitarios y de primeros semestres de educación superior, es su aplicación ilimitada que se origina por la forma en la que les fue transmitida esta regla en la enseñanza del enlace químico. Es fundamental resaltar que, para los estudiantes de química, la comprensión de los alcances y limitaciones de la *regla del octeto*, les permitirá de acuerdo con Keller & Hermanns (2022) más que justificar, argumentar su aplicación en la estructura molecular.

Por lo anterior, en este artículo se resumen las aplicaciones y limitaciones de la *regla del octeto*. Posteriormente, se utiliza como ejemplo, la aplicación de esta regla en la representación de la estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre (SO₂).

Regla del octeto. Aplicaciones y limitaciones

Los elementos del grupo principal (bloques **s** y **p**) (Vallee, 2022) cumplen la *regla del octeto* con excepción de hidrógeno (H), helio (He) y litio (Li), (Helmenstine, 2023) Las moléculas que contienen carbono (C), nitrógeno (N), oxígeno (O) y halógenos cumplen la *regla del octeto*.

Todos los demás elementos de la tabla periódica pueden cumplirla o no, en función del ambiente químico que presenten las moléculas.

¿Cómo aplicar la regla del octeto en las estructuras de Lewis?

Para escribir las estructuras de Lewis de moléculas covalentes, se sugieren los siguientes pasos, considerando el SO₂ como ejemplo.

a) Sume los electrones (e⁻) de valencia que tienen los átomos en la molécula:

Para el SO₂:

$$\begin{aligned} \text{S} &= 6 \text{ e}^- \text{ de valencia} \\ 2 \text{ O} &= \underline{12 \text{ e}^- \text{ de valencia}} \\ &18 \text{ e}^- \text{ de valencia} \end{aligned}$$

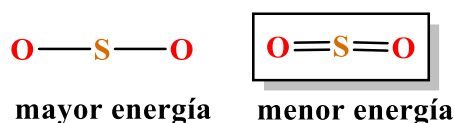
b) Divida los electrones de valencia de la molécula entre dos, considerando que se encuentran apareados los electrones de enlace y de no enlace:

$$\text{Pares de e}^- \text{ de valencia} = \frac{18 \text{ e}^-}{2} = 9$$

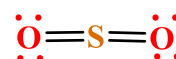
c) Posteriormente, seleccione el átomo central en la molécula (por lo general, es el que tiene el número atómico Z mayor). Dibuje los sustituyentes a su alrededor.



d) Dibuje los enlaces del átomo central con los átomos que actúan como sustituyentes. Considere que las estructuras de Lewis más estables (o con menor energía) son las que tienen un mayor número de pares de electrones compartidos.



e) En la estructura de menor energía, ponga pares de electrones libres a los átomos unidos al átomo central para completar su octeto.

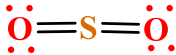



f) Determine el número de pares de e⁻ de enlace y de no enlace que tiene la estructura de Lewis del inciso anterior e):

En la estructura del inciso e) para SO₂:

4 pares de e⁻ de no enlace
 4 pares de e⁻ de enlace
 8 pares de e⁻ de valencia

g) Por último, compare los pares de e⁻ de valencia que determinó en el paso b) con los pares de e⁻ de valencia en total que determinó en el paso f). Si faltasen pares de e⁻ asígnelos al átomo central, ver tabla 1.

Tabla 1. Asignación de pares de e ⁻ de valencia para el SO ₂	
SO ₂	b) en total 9 pares de e ⁻ de valencia
	f) 8 pares de e ⁻ de valencia en la estructura de Lewis
Por lo tanto: falta 1 par de e ⁻ de valencia	
El par de e ⁻ faltante se asigna al átomo de azufre (S)	

Como puede observarse en la estructura de Lewis del SO₂, los átomos de oxígeno cumplen con la regla del octeto, mientras que el átomo de azufre es hipervalente (contiene 5 pares de e⁻ de valencia). Lo anterior es acorde al punto 3 que se menciona en las limitaciones a la regla del octeto.

Limitaciones a la regla del octeto

A continuación, se describen los casos en los que la *regla del octeto* no se debe aplicar:

1) moléculas que tienen un carácter parcial de enlace covalente y que contienen elementos de los grupos 1 (como LiCl), 2 (como BeCl₂) y 13 (como AlCl₃), en donde el número de electrones alrededor del átomo central es menor a ocho. Estos compuestos son llamados hipovalentes, figura 3, (Gillespie & Popelier, 2001; Taber, 2015; Helmenstine, 2023)

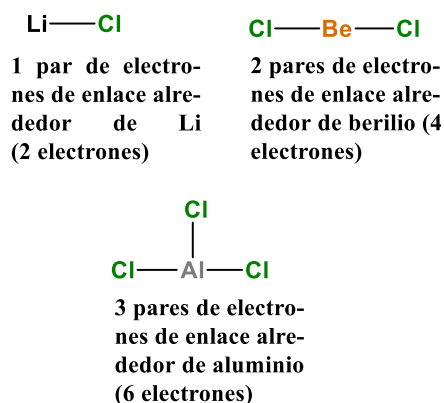


Figura 3. Estructuras de Lewis de compuestos hipovalentes

2) moléculas que contienen un número non de electrones, llamados radicales libres, como el monóxido de nitrógeno (NO) y dióxido de nitrógeno (NO₂), figura 4, (Langmuir, 1919; Gillespie & Popelier, 2001). Al tener electrones desapareados, los radicales libres son moléculas poco estables (Sears, 2019).

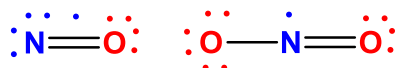


Figura 4. Estructura de Lewis de radicales libres

3) moléculas que tienen elementos del tercer periodo y contienen orbitales *d* en su capa de valencia. Estos compuestos tienen más de ocho electrones de valencia y son conocidos como moléculas hipervalentes, figura 5, (Helmenstine, 2023; Gillespie & Popelier, 2001)

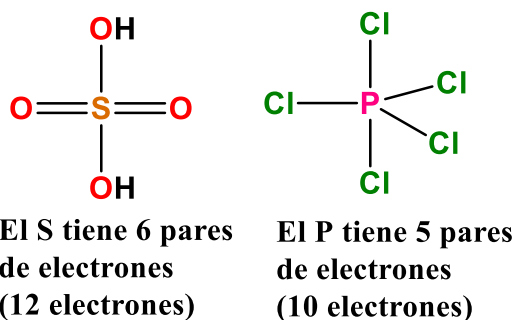


Figura 5. Estructuras de Lewis de moléculas hipervalentes

Conclusiones

La regla del octeto es una herramienta útil para escribir las estructuras de compuestos covalentes que contienen elementos del bloque *s* y *p* como carbono, nitrógeno, oxígeno y los halógenos. Es importante resaltar que surge como una explicación a la estabilidad de las moléculas y de la aparente relación con la no reactividad de los gases nobles. Lewis no consideró la *regla del ocho* tan importante como la *regla del dos* porque postuló que los electrones se encuentran en las moléculas formando pares de electrones libres o pares de electrones de enlace y reconoció, además, que hay muchas excepciones a la *regla del ocho* con respecto a la *regla del dos*.

Referencias

- [1] Gillespie, R. J., & Popelier, P. L. (2001). The Chemical Bond: Classical Concepts and Theories. In R. J. Gillespie, & P. L. Popelier, *Chemical Bonding and Molecular Geometry. From Lewis to Electron Densities* (pp. 10-23). New York: Oxford University Press
- [2] Helmenstine, A. (2023, June 27). Science Notes. Learn Sciences Do Science. Retrieved from Octect Rule Definition, Examples, and Exceptions: <https://sciencenotes.org/octect-rule-definition-examples-and-exceptions/>
- [3] Joki, J., & Aksela, M. (2018). The Challenges of Learning and Teaching Chemical Bonding at Different School Level Using Electrostatic Interactions Instead of the Octet Rule as a Teaching Model. *Chemistry Education Research and Practice*, 932-953
- [4] Keller, D., & Hermanns, J. (2022). How Do Students Apply the Octet Rule and How Do They Justify this Applications? *Chemistry Teacher International*, 1-14
- [5] Langmuir, I. (1919). The Arrangement of Electrons in Atoms and Molecules. *Journal of American Chemical Society*, 868-934
- [6] Lewis, G. N. (1916). The Atom and the Molecule. *Journal of American Chemical Society*, 762-785
- [7] Sears, E. (2019). expi. Retrieved from Octet Rule Exceptions — Overview & Examples: <https://www.expii.com/t/octet-rule-exceptions-overview-examples-11145>
- [8] Taber, K. S. (2015). Prior Learning as an Epistemological Block? The Rule Octect-An Example for Science Education. *European Conference on Educational Research* (pp. 1-28). London: British Educational Research Association
- [9] Vallee, R. (2022, 04 04). Exceptions to the Octet Rule in Chemistry | Summary, Structures, & Examples. Retrieved from <https://study.com/learn/lesson/exceptions-octet-rule-chemistry-summary-structures-examples.html>