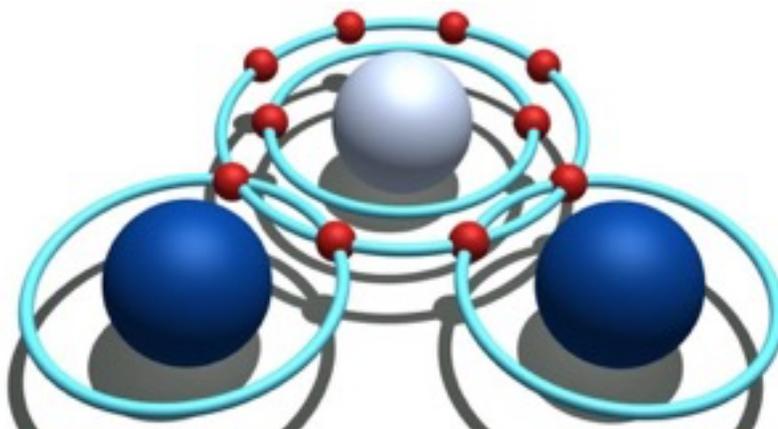


ESTRUCTURA DE LEWIS

Los átomos de los elementos de la tabla periódica tienden a completar sus últimos niveles de energía con una cantidad de electrones tal, que adquieran una configuración electrónica más estable. La estabilidad tiene un punto máximo cuando los átomos participantes adquieren una configuración electrónica similar a la de un gas noble. Los gases nobles también se llaman **gases inertes**.

- Helio: $1s^2$, [He] (2 electrones)
- Neón: $1s^2 2s^2 2p^6$, [Ne] (10 electrones)
- Argón: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, [Ar] (18 electrones)
- Kriptón: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$, [Kr] (36 electrones)
- Xenón: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6$, [Xe] (54 electrones)
- Radón: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6$, [Rn] (86 electrones)

A excepción del Helio, cuya configuración es $1s^2$, los electrones en todos los gases están distribuidos de tal manera que su nivel de valencia se encuentra ocupado con ocho electrones. Es decir, los gases nobles terminan su configuración electrónica en $s^2 p^6$ con un total de ocho electrones. En eso radica su estabilidad. Aquellos átomos que no están en esta situación se combinan con otros átomos perdiendo, ganando o compartiendo electrones hasta quedar con ocho electrones en su capa externa. A esta regla se le conoce como **regla del octeto**.



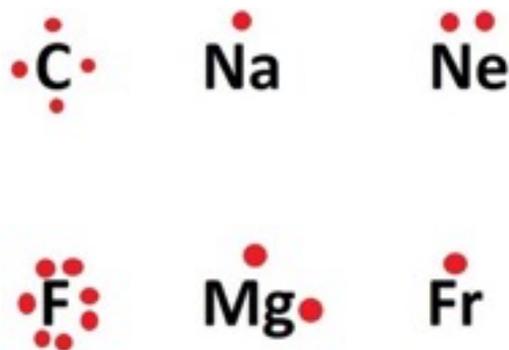
<https://images.app.goo.gl/g4wDnHpZX4xwEYsDA>

Existen algunas excepciones a la regla del octeto debido a que algunos elementos no completan los ocho electrones en la capa de valencia o superan esa cantidad. Por ejemplo:

- El hidrógeno y el Litio cumplen la regla del octeto sin tener 8 electrones, puesto que con dos electrones son estables. Modifican su configuración electrónica para parecerse al helio (He).
- Elementos con octeto incompleto, como el berilio (Be) y el boro (B), son estables con solo cuatro y seis electrones, respectivamente.
- Elementos con el octeto expandido, como el fósforo (P) y el azufre (S), pueden completar 10, 12 y hasta 14 electrones cuando se combinan con otros elementos.

Gilbert Newton Lewis (1875-1946) propuso una simbología para representar los electrones de la capa externa (capa de valencia) de un elemento, que consistía en escribir los símbolos de los elementos químicos rodeados de tantos puntos o cruces como electrones tenga el átomo en el nivel de valencia, un punto por cada electrón, a fin de visualizar la transferencia o compartimiento de electrones en un enlace químico, cuando los átomos se unen. A esta simbología se le conoce como: **diagramas de puntos o estructura de Lewis**. Los puntos o cruces se van acomodando uno a uno alrededor del símbolo, suponiendo que existen cuatro costados: uno arriba, otro a la derecha, uno abajo y uno a la izquierda. Algunos electrones pueden quedar desapareados o solitarios.

Ejemplos:



Referencias:

Ocampo, G. A. (2004) Fundamentos de química. México. Publicaciones culturales.
García, Ma. Lourdes. (2015) Química I. McGraw Hill. EUA.
Mora Víctor M. (2011) Química 1. México. Editorial ST