

Universidad Rafael Landívar
Facultad de Ingeniería.
Informática y sistemas.
Laboratorio de Química I - Sección: 06
Catedrático: Ingeniera Verónica Tobias
Alumno-Asistente: Stefanie Sagastume

PRÁCTICA No.09 (PARTE A)
“ENLACES QUÍMICOS Y ESTRUCTURAS DE LEWIS”

Silva Pérez, César Adrian
1184519

Guatemala, 22 de octubre del 2022.

ÍNDICE

I.	OBJETIVOS	3
	GENERALES:	3
	ESPECÍFICOS:	3
II.	ANTECEDENTES.....	4
	2. 1 Estructura de Lewis:	4
	2.2 Enlace covalente:	4
	2.3 Enlace iónico:	4
	2.4 Enlace Metálico:.....	5
	2.5 Regla del Octeto:	5
III.	REACCIONES	6
IV.	CALCULOS, ECUACIONES, CONSTANTES DE LA PRÁCTICA.....	6
V.	REFERENCIAS	6
VI.	ANEXO	6
VII.	TABLAS	6
VIII.	GRAFICOS	6

I. OBJETIVOS

GENERALES:

Determinar los 3 tipos de enlaces que existen en un enlace entre dos átomos de distintos elementos.

ESPECÍFICOS:

1. Determinar el enlace correcto entre 2 átomos cuando realizan un enlace entre ellos.
2. Lograr clasificar el tipo de enlace que se forma entre dos elementos por medio del análisis de electronegatividad.
3. Determinar la estructura de Lewis de un compuesto.

II. ANTECEDENTES

2.1 Estructura de Lewis:

La estructura de Lewis, también llamada diagrama de punto es una representación gráfica que muestra los pares de electrones de enlaces entre los átomos de una molécula y los pares de electrones solitarios que puedan existir.

Las estructuras de Lewis muestran los diferentes átomos de una determinada causa usando su símbolo químico y líneas que se trazan entre los átomos que se unen entre sí. Representan también si entre los átomos existen enlaces simples, dobles o triples. En ocasiones, para representar cada enlace, se usan pares de puntos en vez de líneas. Los electrones apartados (los que no participan en los enlaces) se representan mediante una línea o con un par de puntos, y se colocan alrededor de los átomos a los que pertenece. (Mineduc, 2019)

2.2 Enlace covalente:

Se llama enlace covalente a un tipo de enlace químico que ocurre cuando dos átomos se enlazan para formar una molécula, compartiendo electrones pertenecientes a su capa de valencia o último nivel de energía, alcanzando gracias a ello el conocido “octeto estable”, conforme a la “regla del octeto ” propuesto por Gilbert Newton Lewis sobre la estabilidad electrónica de los átomos.

La “regla del octeto” plantea que los iones de los elementos químicos ubicados en la Tabla Periódica tienden a completar sus últimos niveles de energía con 8 electrones, y esta configuración electrónica les confiere una gran estabilidad, que es muy similar a la de los gases nobles.

Los enlaces covalentes se forman por compartimiento de electrones entre los átomos que se enlazan, y se diferencian de los enlaces iónicos en que en estos últimos ocurre una transferencia de electrones entre los átomos involucrados en el enlace iónico (no se comparten electrones). (Etecé, 2022)

2.3 Enlace iónico:

Un enlace iónico (también llamado enlace electro Valente) es un tipo de enlace químico que ocurre cuando un átomo cede un electrón al otro, a fin de que ambos alcancen estabilidad electrónica.

Esta unión normalmente se produce entre elementos metales y no metales con diferente electronegatividad, lo que significa que los elementos tienen diferente capacidad para atraer electrones. En general, los elementos metales están dispuestos a donar un electrón mientras que los no metales están dispuestos a tomarlo.

Cuando un elemento metal y otro no metal se aproxima, buscan la estabilidad electrónica. El metal estará dispuesto a donar un electrón de valencia de su capa más externa, mientras que el no metal estará dispuesto a recibir dicho electrón en su capa más externa. (Holler, 2015)

2.4 Enlace Metálico:

Un enlace metálico es un enlace químico que mantiene unidos los átomos (unión entre cationes y los electrones de valencia) de los metales entre sí. Estos átomos se agrupan de forma muy cercana unos a otros, lo que produce estructuras muy compactas.

Se trata de redes tridimensionales que adquieren la estructura típica de empaquetamiento compacto de esferas. En este tipo de estructura cada átomo metálico está rodeado por otros doce átomos (seis en el mismo plano, tres por encima y tres por debajo). Además, debido a la baja electronegatividad que poseen los metales, los electrones de valencia son extraídos de sus orbitales y tiene la capacidad de moverse libremente a través del compuesto metálico, lo que otorga las propiedades eléctricas y térmicas de los metales. (Chang, 2013)

El enlace metálico es característico de los elementos metálicos, es un enlace fuerte, primario, que se forma entre elementos de la misma especie.

Los átomos, al estar tan cercanos uno de otro, interaccionan los núcleos junto con sus nubes electrónicas empaquetándose en las tres dimensiones, por lo que quedan rodeados de tales nubes. Estos electrones libres son los responsables que los metales presenten una elevada conductividad eléctrica y térmica, ya que estos se pueden mover con facilidad si se ponen en contacto con una fuente eléctrica. Presentan brillo y son maleables. (Chang, 2013)

2.5 Regla del Octeto:

La regla del octeto propuesta por Lewis en 1916 afirma que la capa de valencia de un átomo en una molécula siempre tiene ocho electrones, donde cada par de electrones compartidos es contado como contribución completa e igual a la capa de valencia de ambos átomos enlazados independiente de la polaridad de los enlaces. Sin embargo, algunas moléculas presentan más de ocho electrones en la capa de valencia del átomo central en sus estructuras de Lewis a estas moléculas se les ha llamado moléculas hipervalentes; dichas moléculas no obedecen la regla del octeto.

En el presente seminario, se tratará como los cálculos de Orbital Molecular de moléculas hipervalentes con ligandos fuertes, tal como el SF₆, han sido interpretados para demostrar que hay menos de ocho electrones en la capa de valencia del átomo central. Lo que ha llevado a considerar una modificación de la regla del octeto para dichas moléculas. (Restrepo, 2009)

III. REACCIONES

N/A

IV. CALCULOS, ECUACIONES, CONSTANTES DE LA PRÁCTICA

N/A

V. REFERENCIAS

Chang, R. (2013). *Química*. McGrawHill.

Etecé, E. (2022). *concepto*. Obtenido de <https://concepto.de/enlace-covalente/>

Holler, F. J. (2015). *Fundamentos de Química Analítica*. Cengage learning.

Mineduc. (21 de agosto de 2019). *mineduc*. Obtenido de <https://www.mineduc.gob.gt/DIGECADE/documents/Telesecundaria/Recursos%20Digitales/3o%20Recursos%20Digitales%20TS%20BY-SA%203.0/CIENCIAS%20NATURALES/U7%20pp%20158%20estructura%20de%20lewis.pdf>

Restrepo, C. M. (09 de febrero de 2009). *hopelchen*. Obtenido de <https://hopelchen.tecnm.mx/principal/sylabus/fpdb/recursos/r71860.PDF>

VI. ANEXO

N/A

VII. TABLAS

N/A

VIII. GRAFICOS

N/A