



**UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE
MÉXICO**

FACULTAD DE INGENIERÍA

**Enlaces químicos, fuerzas
intermoleculares y su relación
con Ciencias de la Tierra**

(Proyecto PAPIME PE103116)

MATERIAL DIDÁCTICO

Que para obtener el título de

Ingeniera Geóloga

P R E S E N T A

Mitzy Josefina López López

ASESORA DE MATERIAL DIDÁCTICO

Dra. Ana Laura Pérez Martínez



Ciudad Universitaria, Cd. Mx., noviembre 2017



Dirección General de Asuntos
del Personal Académico

Este trabajo fue realizado con el apoyo de la Dirección General de Asuntos del Personal Académico (DGAPA), dentro de las actividades para la elaboración del libro: “Química para Ciencias de la Tierra: Fundamentos y Aplicaciones” para el proyecto PAPIME No.- PE103116 y gracias a la Universidad Nacional Autónoma de México (UNAM) por el apoyo brindado por la beca adquirida a través de este proyecto PAPIME.

Índice

Resumen.	7
Abstract.	7
Introducción.	8
Objetivo.	8
Metas.	8
Metodología.	9
Material a desarrollar.	9
Antecedentes.	9
Capítulo 1. Teoría de Enlace Valencia (TEV). Enlaces Covalentes: Puro, Polar y Coordinado.	
Enlace Iónico.	10
1.1 Introducción.	10
1.2 Enlaces químicos y tipos de enlace.	11
1.3 Enlace iónico.	11
1.4 Enlaces covalentes: puro, polar y coordinado.	13
1.4.1 Teoría de Enlace Valencia (TEV):	14
1.4.2 Polaridad de los enlaces covalentes.	14
1.4.2.1 Polaridad en moléculas diatómicas.	14
1.4.2.2 Polaridad en moléculas poliatómicas.	15
1.5 Propiedades de las sustancias de acuerdo al tipo de enlace.	16
Capítulo 2. Fuerzas intermoleculares entre moléculas diatómicas.	18
2.1 Introducción.	18
2.2 Fuerzas intermoleculares.	18
2.2.1 Fuerzas electrostáticas ion-ion.	19
2.2.2 Fuerzas ion-dipolo.	20
2.2.3 Fuerzas de van der Waals.	20
2.2.4 Fuerzas dipolo-dipolo.	21
2.2.4.1 Puentes de hidrógeno.	21
2.2.5 Fuerzas de dispersión.	22
2.2.5.1 Fuerzas dipolo inducido-dipolo inducido.	22
2.2.5.2 Fuerzas ion-dipolo inducido.	23
2.2.5.3 Fuerzas dipolo-dipolo inducido.	23
Capítulo 3. Estructura de Lewis de moléculas sencillas.	24
3.1 Introducción.	24
3.2 Estructura de Lewis.	25
3.3 Regla del Octeto.	25

3.3.1 Excepciones de la regla del octeto.....	26
3.4 Reglas para escribir la estructura de Lewis.....	26
3.5 Metodología algebraica para escribir la estructura de Lewis.....	28
Capítulo 4. Teoría de Repulsión de los Pares Electrónicos de la Capa de Valencia (TRPECV).	29
4.1. Introducción.....	29
4.2 Teoría de Repulsión de los Pares Electrónicos de la Capa de Valencia.....	29
4.3 Interacciones repulsivas entre los pares de electrones en una molécula.....	31
4.4 Reglas para determinar la geometría de una molécula, basadas en la TRPECV.	32
Capítulo 5. Geometría Molecular y polaridad con respecto a átomos centrales.....	32
5.1 Introducción.....	32
5.2 Moléculas polares y su influencia de la geometría molecular.....	33
5.3 Geometría molecular.....	34
5.4 Clasificación de las geometrías moleculares.....	35
5.4.1. Geometría molecular lineal.....	35
5.4.2 Geometría molecular trigonal (triangular).....	36
5.4.3 Geometría molecular tetraédrica.....	38
5.4.4 Geometría molecular bipiramidal trigonal.....	41
5.4.5 Geometría molecular octaédrica.....	44
Capítulo 6. Fases: sólida, líquida y gaseosa. Fenómenos de superficie: tensión superficial, capilaridad.....	48
6.1 Introducción.....	48
6.2 Fase sólida.....	48
6.3 Fase líquida.....	49
6.4 Fase gaseosa.....	50
6.5 Teoría cinético-molecular.....	51
6.6. Fenómenos de Superficie: tensión superficial y capilaridad.....	52
Capítulo 7. Aplicaciones en las Ciencias de la Tierra.....	55
Enlaces químicos en Ciencias de la Tierra.....	55
Fuerzas intermoleculares en las Ciencias de la Tierra.....	56
Fuerzas de van der Waals.....	56
Capítulo 8. Cuestionarios de autoevaluación.....	58
Cuestionario de Autoevaluación tema 2.....	58
Cuestionario de Autoevaluación tema 3.....	60
Cuestionario de Autoevaluación tema 4.....	62
Cuestionario de Autoevaluación tema 5.....	65
Cuestionario de Autoevaluación tema 6.....	68

Cuestionario de Autoevaluación del tema 7.	70
Conclusiones.	74
Bibliografía.	75
Mesografía.	75

DEDICATORIA

En primer lugar, quiero agradecer a Dios, sin Él todo esto no podría ser posible, por permitirme llegar hasta este punto, por dejarme escribir esta parte de mi vida con todo lo que ella representa, por las personas que puso en mi camino, por dejar que estudiara en la mejor universidad de México y por poner este proyecto para que lograra mi más grande sueño, ser ingeniera.

A mis padres, que sin ellos no hubiera podido concluir mis estudios, porque, aunque hubo momentos en los que económicamente no estábamos del todo bien, jamás se negaron a que yo siguiera adelante con mi carrera, por todos los desvelos que les causé, porque son mi motor, mi fuerza, porque gracias a ellos soy la mujer que soy y porque nunca se han cansado de demostrarme lo mucho que me quieren y lo orgullosos que están de mí. Gracias Mario y Carmen por construir el hogar más hermoso que pudiera alguien soñar, sin duda soy muy afortunada de ser su hija, son mi ejemplo a seguir, los amo.

A mis hermanos porque sin ellos no podría haberlo logrado, porque a pesar de que a veces peleamos, siempre estaremos el uno para el otro y sé que no va a haber momento en el que no nos apoyemos, porque todos estamos orgullosos de cada uno y porque sus éxitos y mis éxitos siempre los vamos a compartir, así que Ivette, Mario y Liss, esto también es gracias a ustedes, los amo mucho hermanos.

A Daniel, porque estuviste conmigo en todo momento, porque me apoyaste desde el principio y me diste todo el amor que necesitaba cuando me sentía presionada o bloqueada, porque recompensabas mis avances con una rica comida o una tarde de películas o videojuegos, porque jamás dudaste de que pudiera lograrlo, por ser mi motivo y razón de querer ser una mejor persona, porque a pesar de que se me complica mantener mi computadora actualizada, siempre estuviste ahí para que no me quedará sin escribir y terminara este proyecto, pero sobre todo, por ser el ejemplo perfecto de quien persevera puede alcanzar todo lo que se proponga, gracias mi ingeniero, te amo.

Al ingeniero Javier Arellano Gil, primero por aceptarme en su clase de geología del petróleo porque fue ahí donde usted expuso el proyecto y me enganché de inmediato en este viaje maravilloso, por depositar en mí su confianza, por las horas de trabajo pero también de risas, por siempre estar al pendiente de mí y proporcionarme todos los espacios necesarios para poder trabajar, pero sobre todo, gracias por darme la oportunidad de participar en este proyecto y de conocerlo a usted, es una persona extraordinaria, un ingeniero intachable y un ser humano increíble.

A mi tutora, la Dra. Ana Laura Pérez Martínez, por aceptarme en el proyecto, porque sin su guía esto no hubiera sido posible, porque siempre que necesitaba un consejo o una aclaración estuvo ahí, porque además de ser parte del equipo se ha vuelto una persona muy importante para mí, por siempre estar en el momento en que la necesitaba, por dejarme trabajar en su cubículo y facilitarme todo el material necesario para llevar a cabo esta encomienda, pero sobre todo gracias por ser la maravillosa persona que es.

Al Dr. Rogelio Soto Ayala, porque desde que empecé con el proyecto siempre estuvo ahí para apoyarme, porque a pesar de todos los trámites que requerimos hacer nunca perdió la paciencia y siempre estuvo en la mejor disposición, porque siempre tenía una sonrisa, una broma o una forma de arreglar hasta los peores momentos, porque me dio la oportunidad de conocerlo, tratarlo y darme cuenta de la asombrosa persona que es, gracias también por

darme la oportunidad de estar en el proyecto y de formar parte del increíble equipo que somos.

Al Dr. Carlos E. Garza González Vélez, primero que nada por instruirme en el maravilloso mundo de la mineralogía, y años después, por otorgarme su confianza y dejarme hacer el servicio social con usted, porque usted ha sido una gran inspiración para mí a lo largo de la carrera y porque fue de los primeros profesores que conocí que de verdad aman lo que hacen y realmente hacen de la ingeniería y la geología uno, gracias doctor por siempre estar al pendiente de mí, por las horas de risas, trabajo, minerales, béisbol y comida deliciosa, gracias por dejarme ser parte del gran proyecto que es y ha sido el generar la colección mineralógica más grande de México, pero sobre todo, gracias por ser la maravillosa persona que es doctor.

A mis profesores favoritos por siempre y para siempre: Noé Santillán Piña, Alberto Arias Paz, Valerie Poma Mera, Virginio Salgado Terán, Miguel Ángel Ruvalcaba Sepúlveda, José Antonio Hernández Espriú, Juan José Medina Ávila y Jorge Nieto Obregón, por ser unos excelentes académicos, por su maravilloso desempeño en las aulas, por siempre tener una palabra de apoyo, por hacer mi estadía en la facultad una aventura maravillosa, por transmitirme tantos conocimientos, por hacer que me enamorara por completo de mi carrera y, sobre todo, dejarme conocerlos como los grandiosos seres humanos que son, gracias.

Gracias a todos mis amigos Eugenio, Etzy, Alexandra, Michh, Mariel, Valeria, Dane, Ale, Tannia y Thiare; a los Arellano's Kids: Fanny, Brenda, Laura, Manuel, Paola, Sandy, Alan y Paolo y a todas las maravillosas personas que conocí a lo largo de la carrera, gracias por siempre estar ahí y demostrarme todo ese cariño, apoyo y que siempre existirán personas buenas en la vida; amigos, de verdad, gracias por hacerme los días más ligeros y llenar de alegría cada etapa de mi carrera.

Por último, agradecer a mi alma máter, la Universidad Nacional Autónoma de México, por cobijarme bajo su ala y llevarme hacia un viaje lleno de experiencias fantásticas, darme la mejor educación, proporcionarme las mejores herramientas para defenderme en la vida y en el campo laboral, dejarme conocer personas maravillosas y porque desde el momento en el que leí que había acreditado el examen y hasta el día de hoy me han hecho sentir una puma más, porque la U.N.A.M. cambió mi vida y espero que mi aportación pueda generar un granito de arena para que las siguientes generaciones gocen de la maravillosa educación que a mí me ofreció. Gracias U.N.A.M., gracias Facultad de Ingeniería, soy lo que soy por y para ustedes.

“POR MI RAZA HABLARÁ EL ESPIRITÚ”

Mítzy J. López López.

Cd. Universitaria, noviembre de 2017.

Resumen

Este trabajo forma parte del material didáctico que se está generando para la elaboración del libro "Química para Ciencias de la Tierra: Fundamentos y Aplicaciones", correspondiente al proyecto PAPIME PE103116, con el fin de desarrollar un material de apoyo, que incluya los temas principales de química aplicados a las distintas ingenierías en Ciencias de la Tierra y generando una herramienta que brinde a los alumnos un panorama más amplio de los temas que los acompañarán en cada paso de su vida educativa y profesional.

Dentro de este apartado, se hablará de lo correspondiente a los enlaces químicos (iónicos y covalentes), las fuerzas intermoleculares y la relación que ambos temas tienen con las Ciencias de la Tierra. Este material didáctico busca orientar a los alumnos acerca de las particularidades que existen entre cada enlace, las características de las distintas fuerzas intermoleculares, la generación de las geometrías moleculares, las distintas fases de la materia y cómo cada subtema se relaciona entre sí y con las Ciencias de la Tierra.

Dichos temas son de suma importancia para cualquier alumno encaminado al estudio de las ciencias que envuelven a nuestro planeta, pues son la base para el entendimiento de la formación de los minerales y de las rocas, de los hidrocarburos e incluso del agua; pero, sobre todo, darle un punto de vista ingenieril a estos conocimientos con el fin de lograr un aprovechamiento racional de los recursos que la Tierra nos proporciona.

Abstract

This work is part of the didactic material for the elaboration of the book "Earth Sciences Chemistry: Fundamentals and Applications", corresponding to the project PAPIME PE103116, in order to develop a material of support that includes the main topics of chemistry applied to the different Earth Sciences engineering and generating a that gives the students a broader panorama of the themes that will accompany them in each step of their educational and professional life.

In this section, we will talk about all chemical bonds (ionic and covalent), intermolecular forces and the relationship that both have with Earth Sciences. This didactic material wants to guide students about the particularities that exist between each bond, the characteristics of the different intermolecular forces, the generation of molecular geometries, the different phases of the matter and how each sub-theme is related to each other and to the Earth sciences.

These subjects are of utmost importance for any disciple who is studying the sciences that envelop our planet because they are the basis for understanding the formation of minerals and of rocks, hydrocarbons and even water; but, above all, give an engineering point of view to this knowledge in order to achieve a rational use of the resources that the Earth provides.

Introducción

Un material didáctico es una forma de procurar conocimiento a través de una manera más simple que permita el aprendizaje del estudiante, mediante el desarrollo de sus habilidades, experiencias, aptitudes, fortalezas, entre otras. Incluso, busca generar un banco de información fidedigna en donde el alumno tenga la confianza de estudiar, aprender, profundizar y transmitir este conocimiento.

El trabajo busca transmitir, orientar, difundir y desarrollar ciertos tópicos de la Química que, como estudiantes de Ciencias de la Tierra, son de suma importancia, debido a que forman la base primordial para el entendimiento de los fenómenos que ocurren a nuestro alrededor, de cómo se generan y actúan las reacciones químicas en el medio, de los procesos que se generan en la industria minera, petrolera, de la construcción, etc. y, por su puesto, del racional aprovechamiento de los recursos que nos proporciona nuestro planeta.

Dentro de este trabajo se desarrollarán los aspectos más importantes de los enlaces químicos, iónico y covalente, fuerzas intermoleculares, así como la formación, características, importancia relación que tienen estas fuerzas con las Ciencias de la Tierra. Además, se hablará también de la formación de las geometrías moleculares y las fases en las que la materia se puede encontrar. Dichos temas son la base para algunas de las distintas asignaturas que se imparten en la división de ingeniería en Ciencias de la Tierra como son: Mineralogía, Petrologías, Hidrogeología, Geología del Petróleo, Geoquímica, Geología Ambiental, entre otras, en ellas se deben conocer todas las características, propiedades y aplicaciones que poseen las partículas para entender cómo funciona la materia y aprovecharla de una forma racional.

Objetivo

El objetivo principal de este trabajo es generar un material didáctico que abarque lo referente a los subtemas del capítulo 4: Enlaces químicos y fuerzas intermoleculares en las Ciencias de la Tierra, que formará parte del libro “Química para Ciencias de la Tierra: Fundamentos y Aplicaciones”, con el fin de integrar una fuente de información, sustento y aprendizaje para los alumnos de las carreras de ingeniería en Ciencias de la Tierra, y, de esta forma, lograr un estudio-aprendizaje más sencillo, asequible y significativo, que les servirá a lo largo de su vida académica y profesional. Además, generar y otorgar herramientas que sustenten lo aprendido a lo largo del curso, con las cuales el alumno pueda autoevaluar su desempeño, así como también, un apartado de aplicaciones de ciertos temas en las Ciencias de la Tierra, el que tiene como objetivo abrir el panorama de los estudiantes y con ello, puedan ver materializado lo aprendido teóricamente en su propio campo de estudio.

Metas

Elaborar un texto didáctico con información fehaciente, accesible y clara para los estudiantes de los primeros semestres de las carreras de ingeniería en Ciencias de la Tierra, mismo que formará parte de un capítulo del libro “Química para Ciencias de la Tierra: Fundamentos y Aplicaciones”.

Generar imágenes, ejemplos, ejercicios tipo y cuestionarios de autoevaluación para que los alumnos puedan entender de una forma más sencilla la parte teórica que se les presenta y, con ello, enriquecer el proceso de enseñanza-aprendizaje.

Incluir un apartado de aplicación de los temas que otorgan el nombre al capítulo, para que los alumnos comiencen a ver la integración de sus conocimientos teóricos en ejemplos reales de aplicación en Ciencias de la Tierra, y con ello, se den cuenta que realmente lo que aprenden lo usan y usarán a lo largo de su vida como estudiantes y profesionales.

Elaborar material electrónico que pueda estar disponible en la plataforma de la División de Ciencias Básicas (DCB) de la Facultad de Ingeniería y en la de la División de Ingeniería en Ciencias de la Tierra (DICT), de tal forma que tanto los alumnos como profesores puedan acceder a ellas en forma libre, cuando y donde deseen.

Metodología

1. Se realizó la búsqueda y recopilación de la información bibliográfica, de forma impresa y digital, acerca de los temas a desarrollar.
2. Se realizó el análisis y la síntesis de la información con el fin de seleccionar las fuentes que más enriquecieran el trabajo.
3. Se elaboraron los contenidos, basándose en la información recabada, pero a la vez generando textos en formato original.
4. Se elaboraron imágenes, problemas tipos, ejemplos y cuestionarios de autoevaluación, con el fin de enriquecer el proceso de enseñanza-aprendizaje.
5. Se elaboró el material didáctico en formato electrónico de cada tema correspondiente al capítulo 4, para que, de esta manera, esté disponible en las plataformas de la facultad de Ingeniería de la U.N.A.M. al alcance de todos.

Material a desarrollar

Se realizaron cuatro materiales didácticos principalmente, el primero consta del marco teórico que formará parte del capítulo 4: "Enlaces químicos y fuerzas intermoleculares en las Ciencias de la Tierra" del libro "Química para Ciencias de la Tierra: Fundamentos y Aplicaciones"; el segundo es el apartado de aplicaciones de los temas que le otorgan el nombre al capítulo en Ciencias de la Tierra (enlaces químicos y fuerzas intermoleculares); el tercer material consta de ejemplos, problemas tipo y cuestionarios de autoevaluación para los alumnos, los cuales también incluyen su apartado de respuestas. Por último, se anexan presentaciones realizadas en power point para su uso en las aulas y que, además, estará en las plataformas digitales de la División de Ciencias Básicas (DCB) y en la División de Ingeniería en Ciencias de la Tierra (DICT) para su consulta en línea.

Antecedentes

Antes de ser aceptado el modelo atómico de Thomson (1904), en el que se propone el modelo de un átomo con la forma de un pudín (átomo considerado como una esfera provista de carga positiva) con pasas (electrones con carga negativa); se creía que los átomos eran esferas rígidas que podía enlazarse unos con otros por medio de algo parecido a ganchos o broches permitiendo así la formación de las moléculas. No fue acaso hasta después de Thomson que empezaron a considerarse a los electrones como los intermediarios clave en la formación de los enlaces químicos.

A continuación, se presenta una cronología con los hechos históricos que marcaron el desarrollo de lo que hoy conocemos como los enlaces químicos.

Las primeras especulaciones que se conocen acerca de la naturaleza del enlace químico surgen en el siglo XII, en ese entonces se suponía que algunas de las especies químicas se unían entre sí gracias a un tipo de afinidad química.

1704: Issac Newton propone, en "Query 31" de su tratado *Opticks*, una teoría acerca del enlace atómico, en ella, establece que, "los átomos se unen unos a otros por alguna "fuerza", la cual en contacto inmediato es extremadamente grande, a distancias pequeñas desempeñan operaciones químicas y su efecto deja de sentirse no lejos de las partículas".

1819: como consecuencia de la invención de la pila voltaica, Jöns Jakob Berzelius, generó una teoría de combinación química, en la cual introduce, de manera indirecta, los caracteres electropositivo y electronegativo de los átomos en combinación.

A mediados del siglo XIX se desarrolla la teoría de valencia por Edward Frankland, F.A. Kekule, A. S. Couper, A.M. Butlerov y Hermann Kolbe, en ella se destaca que los compuestos se mantienen unidos debido a la atracción entre los polos negativo y positivo.

1916: Gilbert N. Lewis desarrolla el concepto de enlace de par de electrones (enlace covalente), en él destaca que dos átomos pueden compartir uno y seis electrones, generando así el enlace de un solo electrón, enlace simple, doble y triple. Ese mismo año, Walther Kossel, desarrolla una idea similar a la de Lewis, la diferencia radica en la transferencia de electrones entre átomos, esto dio paso al modelo de enlace iónico.

1927: Walter Heitler y Fritz London generan las bases de lo que ahora se conoce como la teoría de enlace valencia.

1929: John Lennard-Jones desarrolla el método de combinación lineal de orbitales atómicos (CLOA), dentro de la teoría de orbitales moleculares.

1930: se genera la primera descripción matemática cuántica del enlace químico simple, en la tesis de doctorado de Edward Teller.

1931: Linus Pauling publica uno de los textos más importantes en la historia de la química: "The Nature of Chemical Bond".

Capítulo 1. Teoría de Enlace Valencia (TEV). Enlaces Covalentes: Puro, Polar y Coordinado. Enlace Iónico

1.1 Introducción

El concepto valencia del latín *valentia*, vigor o capacidad, forma parte del arduo trabajo realizado por diversos científicos a lo largo de la historia, específicamente durante el siglo XIX, con él se buscaba, fundamentalmente, encontrar un modelo racional de explicar la combinación de los elementos químicos. Gracias al descubrimiento del electrón y su asociación con el enlace químico quedó confirmado que la valencia está relacionada con la cantidad de electrones externos, que se encuentran presentes en determinado átomo, al formar un enlace.

Linus Pauling, reflexionando acerca de este concepto indicó (Pauling, 1960):

"Si no existiese un orden en la manera de combinarse entre los diferentes elementos para formar las moléculas, sería necesario retener en la memoria todas las fórmulas de miles de sustancias. Afortunadamente, existe un gran orden en las fórmulas, como resultado de que

ciertos elementos tienen un poder de combinación definido o valencia, que determina el número de otros átomos que pueden combinarse con estos elementos.

Actualmente, el concepto de valencia se usa para describir la capacidad que tiene un elemento para combinarse con otro, en función de las fuerzas que actúan para mantener unidos a los átomos en combinación, dentro de un compuesto estable.

Por otro lado, un enlace químico se define como la unión de dos o más átomos con el fin de alcanzar estabilidad y tratar de presentar una configuración electrónica de gas noble, es así que existen tres tipos principales de enlaces, el covalente, el iónico y el metálico (este último sólo es mencionado de manera general en este trabajo, pues forma parte del contenido de otro capítulo del libro Química para Ciencias de la Tierra: Fundamentos y Aplicaciones).

1.2 Enlaces químicos y tipos de enlace

Como ya mencionamos, un enlace químico se define como la interacción que genera la unión entre dos o más átomos (ya sea de la misma especie o de especies diferentes), con el fin de alcanzar la estabilidad y adquirir una configuración electrónica de gas.

Existen dos clasificaciones principales de enlaces, la primera que corresponde a tres tipos: los iónicos, los covalentes y los metálicos; y la segunda que son consideradas interacciones electrostáticas y, que corresponden a las fuerzas intermoleculares, mismas que se tratarán más adelante.

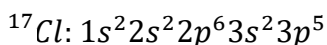
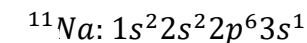
1.3 Enlace iónico

Este tipo de enlace se presenta cuando uno o más electrones se transfieren de un átomo a otro y se genera entre elementos metálicos y no metálicos.

Un enlace químico se define como la unión de dos o más átomos con el fin de alcanzar su estabilidad y adquirir una configuración electrónica parecida al gas noble más cercano, este tipo de enlace se da mediante la transferencia de electrones, es decir la ganancia o pérdida de e^- . Esta transferencia da lugar a la formación de especies con cargas opuestas, las cuales reciben el nombre de iones; entonces llamamos aniones a las especies cargadas negativamente, y cationes a aquellos que están cargados positivamente. Dentro del compuesto resultante, los iones se mantienen unidos gracias a fuerzas electrostáticas análogas a las fuerzas que actúan entre cargas eléctricas simples, de ahí que el enlace formado se conozca como *enlace electrovalente* o *enlace iónico*.

Un enlace iónico entonces, se define como la unión de átomos resultante de la atracción electrostática entre iones de signo distinto, es decir, uno que es fuertemente electropositivo (que tiene baja energía de ionización) y otro fuertemente electronegativo (con alta afinidad electrónica). Veamos el caso de la halita, que es un mineral compuesto por cloruro de sodio NaCl:

La configuración electrónica de cada átomo es la siguiente:



En el último nivel de energía correspondiente a cada uno se tiene:

$3s^1$



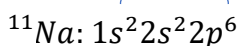
$3p^5$

Como se observa, es mucho más fácil que el electrón del sodio, que se encuentra en su último nivel de energía, se transfiera al último nivel de energía del cloro, de esta manera, se lograría que ambos quedaran

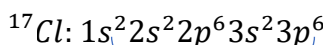


$3s^1$ $3p^5$

Ne



El Na con configuración electrónica del Ne y el Cl



con configuración electrónica de Ar.

Ar

PROBLEMA TIPO

La silvina es un mineral del grupo de los haluros y está compuesto por los elementos potasio (K) y cloro (Cl):

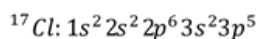
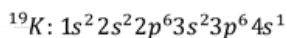
- Determine el tipo de enlace que se forma entre dichos átomos.
- Determine la configuración electrónica del gas noble que adquirirían los dos átomos al formar el enlace.

Solución:

a) Tomando en consideración que se trata de potasio y cloro, podemos observar que el potasio tiene un solo electrón en su capa de valencia y el cloro tiene siete, por lo tanto, es mucho más fácil que el potasio le ceda ese electrón al cloro para que la estructura de la silvina se mantenga estable. Ahora bien, se dijo que el potasio le cede el electrón al cloro, por lo tanto, se habla de una transferencia de electrones, entonces se trata de un enlace iónico.

b)

La configuración electrónica de cada átomo es la siguiente:



En el último nivel de energía correspondiente a cada uno tenemos:

$4s^1$



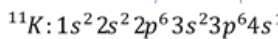
$3p^5$

Como se observa, es mucho más fácil que el electrón del potasio, que se encuentra en su último nivel de energía, se transfiera al último nivel de energía del cloro, de esta manera, se lograría que ambos quedaran estables.

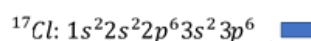


$4s^1$ $3p^5$

Ne



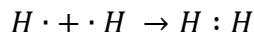
El K queda con configuración electrónica de Ar, al igual que el Cl.



Ar

1.4 Enlaces covalentes: puro, polar y coordinado

En 1916, Gilbert Lewis propuso que la formación de un enlace implica que cada uno de los átomos compartan un electrón y describió la formación de dicho enlace para dos átomos de hidrógeno:



Es así como se ejemplifica un enlace covalente y se observa cómo dos electrones son compartidos por dos átomos. Cabe destacar que la representación de los electrones a manera de puntos es una forma gráfica denominada Estructura de Lewis, de la cual se hablará más adelante.

Un *enlace covalente* es aquella unión que se forma cuando dos átomos, comparten los electrones que se encuentran en la capa más externa o de valencia, dichos átomos presentan electronegatividades similares para que se pueda generar el enlace; este tipo de enlace está respaldado en la teoría de enlace valencia (TEV), de la cual se hablará más adelante.

El *enlace covalente puro*, se genera cuando los átomos comparten, de manera equitativa, electrones para formar el enlace, siempre y cuando los átomos que participen pertenezcan al mismo elemento. En el enlace covalente puro la diferencia de electronegatividad es igual a cero.

Un *enlace covalente polar* se genera cuando los electrones enlazantes no se comparten de forma equitativa por los átomos, esto se debe a que uno de los átomos es más electronegativo que otro, deformando la nube electrónica en el enlace.

Por último, el *enlace covalente coordinado o dativo* se forma cuando dos átomos comparten electrones, pero sólo uno de ellos aporta el par electrónico de enlace. El átomo que aporta el par de electrones se denomina *dador*, y el que lo recibe, *receptor*. Para que se lleve a cabo su formación es necesario que el átomo “dador” contenga un par de electrones libres en su orbital más externo (capa de valencia), y que el átomo “receptor” posea la capacidad de contener ese par de electrones en su capa de valencia.

Para la representación de un compuesto en el que se emplean fórmulas desarrolladas, el enlace covalente coordinado se indica mediante el uso de una flecha (\rightarrow), la cual apuntará hacia quien recibe el par electrónico de enlace. Veamos el ejemplo del Ácido Sulfúrico (H_2SO_4), Figura 1:

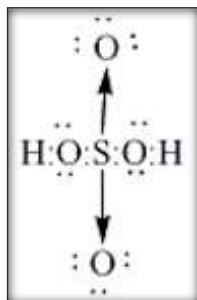


Figura 1 Representación del Enlace Covalente Coordinado con las respectivas flechas que indican a los átomos receptores. Se debe tomar en cuenta a los electrones de valencia totales para poder acomodarlos de tal forma que cumplan la regla del octeto y tengan configuración electrónica de gas noble.

1.4.1 Teoría de Enlace Valencia (TEV)

La Teoría de Enlace Valencia, describe la formación de un enlace entre dos átomos al superponer o traslapar orbitales atómicos (Figura 2), lo que origina una zona común de alta densidad electrónica con dos electrones de espines apareados. Para que el enlace se lleve a cabo se requiere que: los orbitales pertenezcan a la capa de valencia, la cual corresponde a la capa de electrones más externa ocupada en un átomo y, que contengan electrones desapareados y energía semejante.

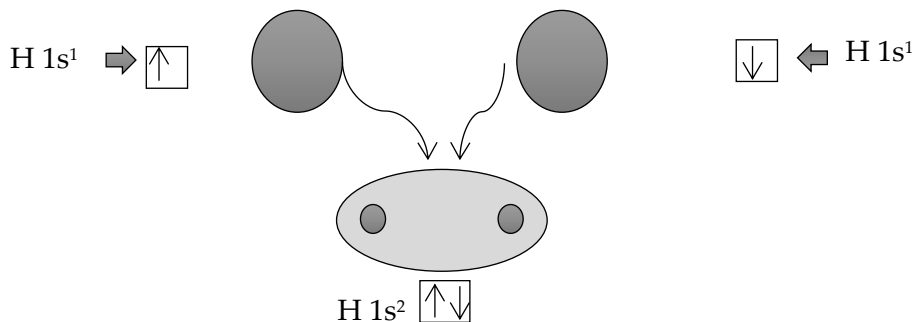


Figura 2. Representación del traslape de dos átomos de hidrógeno.

1.4.2 Polaridad de los enlaces covalentes

1.4.2.1 Polaridad en moléculas diatómicas

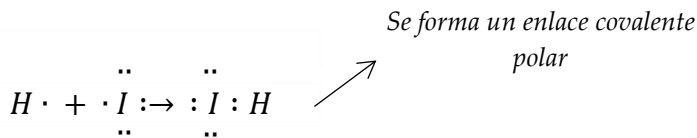
La polaridad se define como la capacidad que poseen las moléculas para ejercer interacciones electrostáticas. Esta característica está relacionada con las propiedades de solubilidad, punto de fusión y punto de ebullición de las sustancias.

Una molécula diatómica es aquella que está formada por dos átomos, sean del mismo elemento (homonucleares) o de elementos diferentes (heteronucleares). Dentro de las moléculas diatómicas la polaridad se origina debido a la diferencia de **electronegatividad** (es una propiedad periódica, que indica la capacidad, habilidad o tendencia que tiene un átomo, en una molécula, para atraer electrones hacia sí mismo), por ejemplo:

La electronegatividad del yodo es de 2.5 y la del hidrógeno de 2.1, entonces:

$$\Delta EN = X_I - X_H = 2.5 - 2.1 = 0.4$$

La diferencia de electronegatividad es igual a 0.4, por lo tanto se trata de un enlace covalente polar.

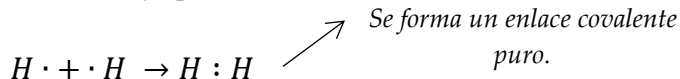


Veamos el ejemplo del hidrógeno diatómico:

La electronegatividad del hidrógeno es de 2.1, entonces tenemos que:

$$\Delta EN = X_H - X_H = 2.1 - 2.1 = 0$$

La diferencia de electronegatividad es cero y, por lo tanto, se trata de un enlace covalente puro.



Como se puede observar, en moléculas diatómicas es posible emplear la diferencia de electronegatividad como un parámetro para determinar la polaridad del enlace covalente. Es importante indicar que a mayor diferencia de electronegatividad será también el carácter iónico de la misma.

El carácter iónico consiste en una expresión matemática que permite calcular la interacción iónica de un enlace, pero considerando que su complemento es la porción covalente. Esto debido a que en la naturaleza no existen enlaces puramente iónicos o puramente covalentes. El análisis del carácter iónico está relacionado íntimamente con el concepto de electronegatividad. El tipo de enlace que se genere puede variar de acuerdo a su polaridad, dependiendo de la diferencia de electronegatividad que existe entre los átomos.

La expresión matemática para calcular el carácter iónico es la siguiente:

$$\text{Carácter Iónico Porcentual} = \left(1 - e^{-\left(\frac{\Delta EN}{4}\right)^2} \right) 100$$

En la siguiente tabla 1 se muestra cómo a mayor carácter iónico se incrementan algunas propiedades de los compuestos covalentes, de tal forma que se asemejan a los compuestos iónicos en sus propiedades, debido a que por las fuerzas electrostáticas presentes en las moléculas deben ordenarse y esto le aportará mayor estabilidad al compuesto.

Tabla 1. Tipos de Enlace por su diferencia de electronegatividad.

Diferencia de Electronegatividad (ΔEN)	Tipo de Enlace	Densidad	Punto de ebullición	Solubilidad en agua	Intervalo carácter iónico (%)
0.0	Covalente Puro.				0.0
0.1 – 0.7	Covalente Simple.	Aumenta	Aumenta	Aumenta	0.249 - 11.529
>0.7	Covalente Polar.				>11.529

1.4.2.2 Polaridad en moléculas poliatómicas

En las moléculas poliatómicas (moléculas compuestas por más de dos átomos), la polaridad se cuantifica mediante el *momento dipolar*, el cual se define como el producto de la magnitud de las cargas parciales, ya que éstas tienden a separarse a través del vector de desplazamiento que experimentan dichas cargas. Cada uno de los enlaces presentan un momento dipolar parcial y la suma de éstos pertenecerá al momento dipolar total de la

molécula, el cual corresponde a la suma vectorial de todos los momentos dipolares de sus enlaces.

Retomando el ejemplo del ácido clorhídrico, podemos indicar de la siguiente manera su polaridad (Figura 3):

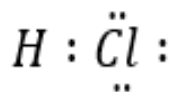


Figura 3 Estructura de Lewis de la molécula de HCl.

En la Figura 4, el símbolo δ^- sobre el Cl nos indica una “carga parcial negativa”, esto significa que el extremo Cl de la molécula es más negativo que el extremo de H, por otro lado, el símbolo δ^+ sobre el átomo de H indica una “carga parcial positiva”, o que el H es positivo con respecto al Cl. Otra forma de indicar la polaridad de la molécula es dibujar una flecha, de tal forma que la punta indica el extremo negativo del enlace (Cl) y la parte trasera cruzada de la flecha indique el extremo positivo (H). En conclusión, la separación de carga en un enlace covalente polar genera un dipolo eléctrico (dos polos), entre más grande sea la separación, más grande será el dipolo, es decir, entre mayor sea la diferencia de electronegatividad en una molécula, más grande será su dipolo, veamos lo que sucede entre el HF y el HCl:

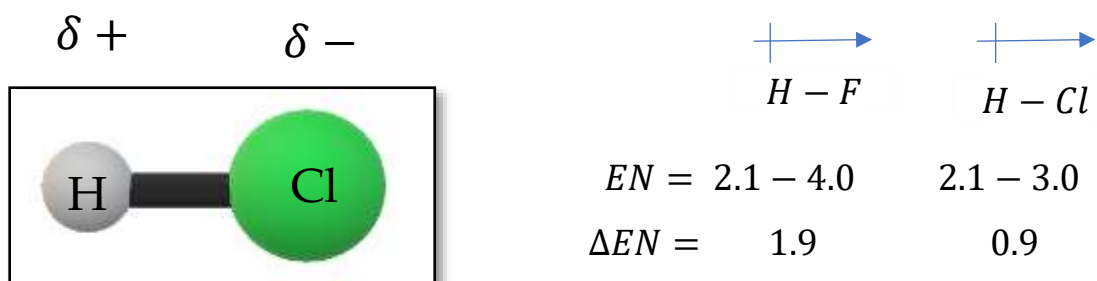


Figura 4 Polaridad del HCl.

Cabe mencionar que, aunque los enlaces de la molécula sean polares, la molécula puede resultar no polar, esto debido a su simetría, es decir, si al sumarse de forma vectorial los dipolos parciales de cada enlace el momento dipolar resulta ser cero, esto interviene de forma directa en la geometría de la molécula que se verá más adelante.

1.5 Propiedades de las sustancias de acuerdo al tipo de enlace

Existen ciertas propiedades de las sustancias que están íntimamente relacionadas con el tipo de enlace que se genera entre las moléculas que las componen, entre ellas destacan la densidad, los puntos de ebullición y/o de fusión, la solubilidad, la conducción de corriente eléctrica, entre otras.

Por ejemplo, para las sustancias que poseen *enlaces iónicos* se tiene que:

- ❖ Presentan una densidad alta en comparación a los covalentes, sin embargo, poseen menor densidad que los compuestos metálicos, esto debido a que presentan estructuras con bajos números de coordinación.

- ❖ Poseen altos puntos de fusión (entre 300°C y 1000°C) y de ebullición.
- ❖ Son solubles en agua y otros disolventes polares, pero poseen una baja solubilidad en disolventes orgánicos.
- ❖ Son capaces de conducir corriente eléctrica cuando se encuentran en fase líquida o en disolución, en el caso de las disoluciones tienden a formar electrolitos.
- ❖ Los cristales iónicos son frágiles y pueden experimentar fracturas.
- ❖ Generalmente son sólidos estables con diferentes estructuras cristalinas, esto como consecuencia de las atracciones electrostáticas que se generan entre los iones de cargas contrarias, por ejemplo, la halita (cloruro de sodio, NaCl, Figura 5), la cual es un mineral que cristaliza en el sistema cúbico, el sodio se localiza en los vértices del cubo, mientras que el cloro se sitúa a su alrededor, debido a la atracción entre sus cargas, esta disposición preferente de la estructura cristalina da lugar a las distintas propiedades del mineral, como su densidad (2.16 g/cm³), su solubilidad en consecuencia, como ya se vio, de la solvatación y la hidrólisis de la molécula de NaCl y sus puntos de fusión (~801°C) y ebullición (~1465°C).

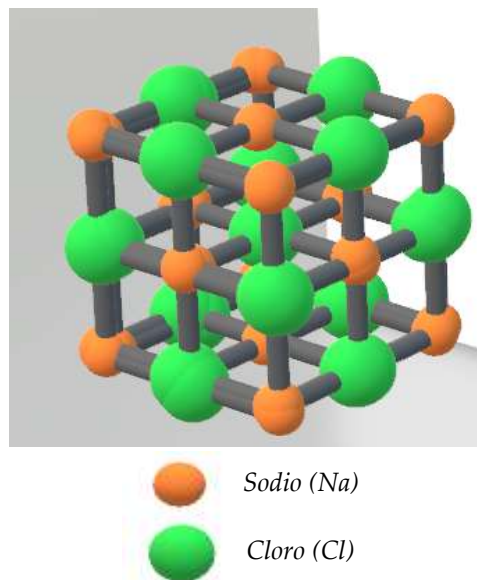


Figura 5. Formación de la estructura cristalina cúbica en la halita.

Por otro lado, las principales propiedades que se generan en las sustancias que presentan *enlaces covalentes* son:

- ❖ Generalmente poseen densidades bajas.
- ❖ En condiciones ambiente, pueden existir en fases gaseosa, sólida y líquida.
- ❖ En fase sólida poseen puntos de fusión y ebullición más bajos comparados con las sustancias iónicas.
- ❖ Presentan cierta solubilidad, algunas son solubles en agua, otras en disolventes orgánicos y otras más en ambas.

- ❖ De manera general no son buenas conductoras de electricidad, en ocasiones ni aún cuando son disueltas en agua, pero existe una excepción, los ácidos cuando están en solución pueden conducir la corriente eléctrica.



Figura 6. Ejemplo de un mineral de enlace covalente, cuarzo (SiO_2)

Capítulo 2. Fuerzas intermoleculares entre moléculas diatómicas

2.1 Introducción

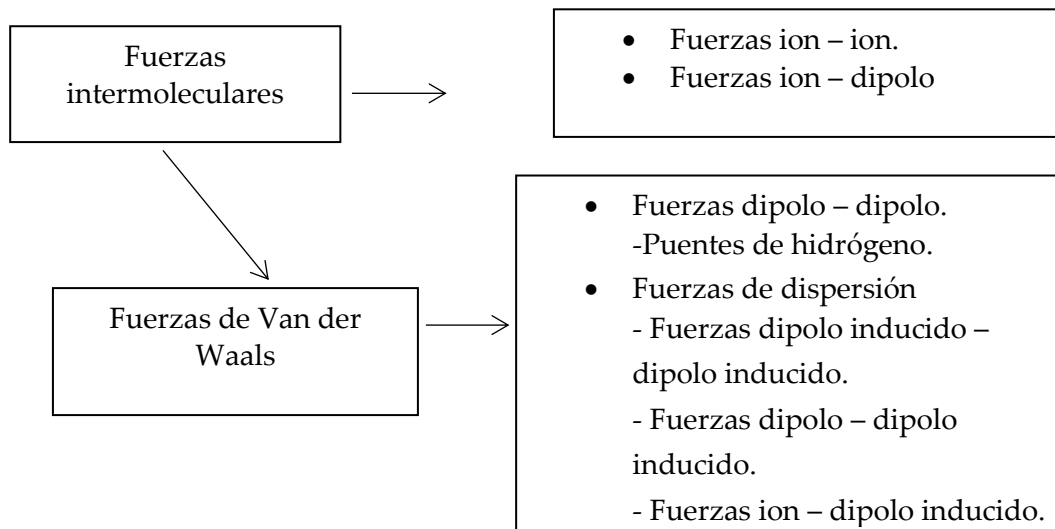
¿Qué es lo que mantiene unidos a las moléculas?, esta pregunta es clave en la formación, el desarrollo y entendimiento de los compuestos químicos, es por ello que este tema se centra en el estudio de las fuerzas intermoleculares y más específicamente entre moléculas diatómicas.

Iniciemos definiendo una *molécula diatómica*, es aquella molécula que está compuesta por dos átomos. Ahora bien, si un compuesto está formado exclusivamente por átomos del mismo elemento se le conoce como *homonuclear*, por ejemplo, el hidrógeno (H_2) o el oxígeno (O_2). En cambio, si un compuesto está formado por átomos de diferentes elementos se le conoce como *heteronuclear*, ejemplo de éste es el monóxido de carbono (CO).

2.2 Fuerzas intermoleculares.

Se conoce como *fuerzas intermoleculares* a las fuerzas entre las moléculas que integran a una sustancia, por lo general son de menor intensidad que las fuerzas de enlace y pueden ayudar a predecir o determinar algunas de las propiedades físicas de las sustancias, por ejemplo, la densidad, el estado de agregación, el punto de fusión, el punto de ebullición, la solubilidad, la tensión superficial, etc.

A continuación, hablaremos de la clasificación de las principales fuerzas intermoleculares.



2.2.1 Fuerzas electrostáticas ion-ion

La Ley de Coulomb, establece que la fuerza entre dos partículas cargadas es directamente proporcional a la magnitud de las cargas e inversamente proporcional al cuadrado de la distancia que las separa, como se observa en la figura 7, por lo que las fuerzas ion-ion se establecen entre especies iónicas de cargas iguales o diferentes, bajo las siguientes condiciones:

- Los iones que poseen cargas de signo contrario se atraen.
- Los iones que poseen cargas con signos iguales se repelen.
- Son fuerzas unidireccionales.

Es común encontrar a este tipo de interacción dentro de lo que se denomina puente salino, un ejemplo importante es el que se da frecuentemente entre una enzima y su sustrato, dentro de los aminoácidos de una proteína, o también, entre los ácidos nucleicos y las proteínas, Figura 8.

$$F = \frac{Z_1 Z_2 e^2}{4\pi\epsilon_0 r^2}$$

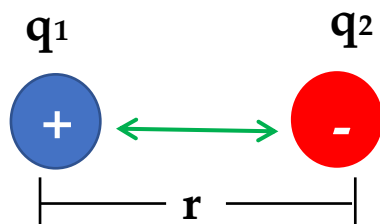


Figura 7. Ley de Coulomb aplicada a las fuerzas electrostáticas ion-ion.

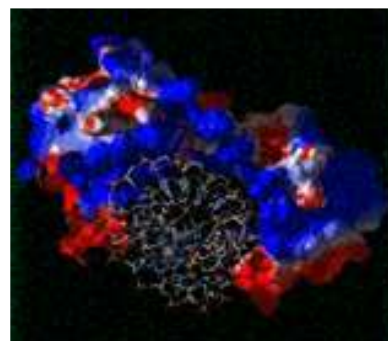


Figura 8. Se representa la disposición de una proteína con carga positiva (en azul) en torno a la hélice de ADN cuya carga es negativa.

2.2.2 Fuerzas ion-dipolo

Estas fuerzas son direccionales y se generan debido a la atracción electrostática entre un ion y una molécula polar. Este tipo de fuerzas son las responsables de la hidratación de los iones presentes cuando una sal es disuelta en agua, por ejemplo, si se toma a la halita (NaCl) y se coloca en una jarra de agua, lo que sucede es que la sal se disuelve debido a la atracción que existe entre los iones Na^+ y Cl^- y los polos con carga opuesta que posee la molécula de agua. A esto se le conoce como solvatación y se define como el proceso por el cual existe una atracción o asociación entre las moléculas de un disolvente y los iones de un soluto (Figura 9). Por otro lado, tenemos el caso de la hidrólisis (Figura 10), la cual se forma a partir de la interacción química que se genera entre una molécula de agua y una sal, la cual produce una reacción ácido-base.

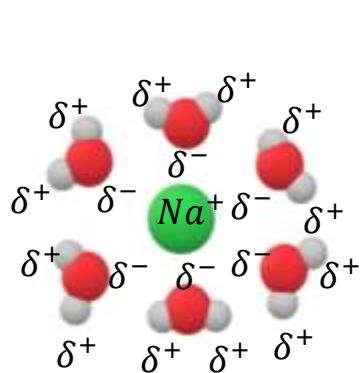


Figura 9. Representación de la solvatación (izquierda).

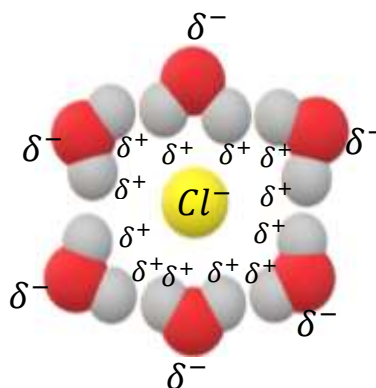


Figura 10. La hidrólisis (derecha) en el cloruro de sodio.

Otro ejemplo de estas fuerzas se observa cuando se generan estructuras hidratadas de naturaleza cristalina como lo es el yeso ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), (ver Figura 11).



Figura 11. Rosa del desierto, es una variedad del yeso, básicamente un cristal de sulfato de calcio dihidratado que tiene un aspecto de rosa, se forma principalmente por evaporación.

2.2.3 Fuerzas de van der Waals

Este término agrupa de forma colectiva a las fuerzas de atracción entre moléculas ya sea polares o no polares, se consideran generalmente débiles, pero juegan un papel muy importante debido a que se encuentran en múltiples procesos biológicos.

Las fuerzas de van der Waals incluyen a las:

- Fuerzas dipolo-dipolo y su caso específico los puentes de hidrógeno.
- Fuerzas de dispersión (dipolo inducido-dipolo inducido, ion-dipolo inducido y dipolo-dipolo inducido).

A continuación, hablaremos de cada una de ellas.

2.2.4 Fuerzas dipolo-dipolo

Estas fuerzas de naturaleza electrostática se generan cuando el extremo positivo de una molécula polar interacciona con la parte negativa de otra molécula polar. Son relativamente débiles, pero su intensidad de atracción depende de la carga de su dipolo. Se presentan entre moléculas de carácter polar. En la Figura 12 se muestra la disposición de las moléculas que interaccionan bajo fuerzas dipolo-dipolo.

2.2.4.1 Puentes de hidrógeno

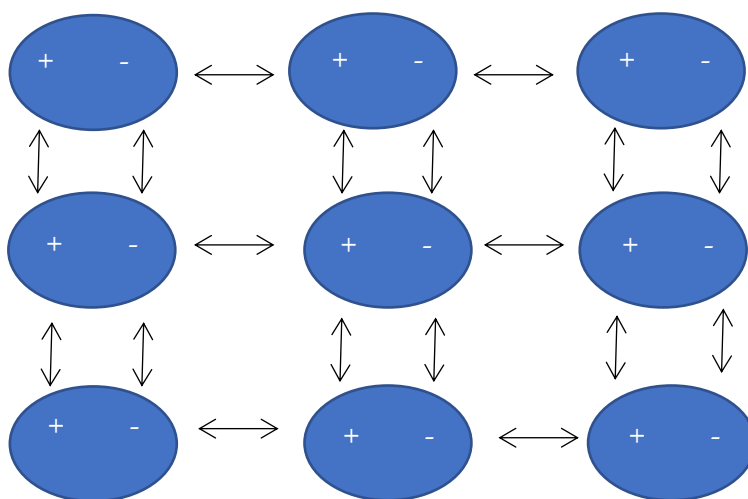


Figura 12. Disposición de las moléculas polares bajo fuerzas dipolo-dipolo.

Es un tipo especial de las fuerzas dipolo-dipolo, pero éste sólo se presenta entre moléculas que contienen enlaces covalentes O-H, N-H y F-H en su estructura (Figura 13). Se forma cuando un átomo de hidrógeno se encuentra unido mediante enlace covalente a un elemento con las siguientes características:

- Debe ser un elemento altamente electronegativo.
- De tamaño muy pequeño, capaz, por lo tanto, de aproximarse al núcleo del hidrógeno.

Dichas condiciones se cumplen para los átomos de F, O y N.

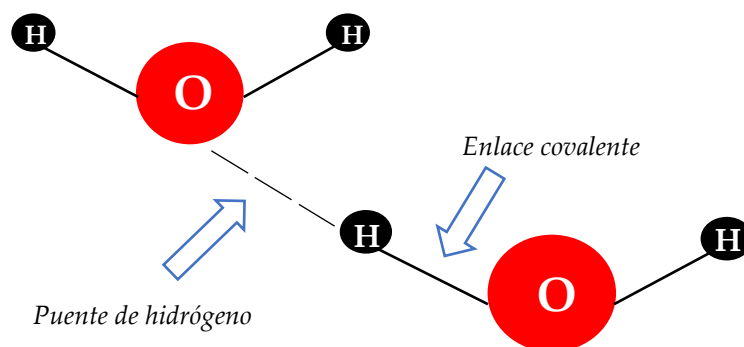


Figura 13. Representación de un puente de hidrógeno.

2.2.5 Fuerzas de dispersión

Dichas fuerzas se establecen cuando ya sea un ion o una molécula polar, se acerca a un átomo (o molécula no polar), debido a que la distribución electrónica de este último tiende a distorsionarse, gracias a la fuerza que ejerce el ion o la molécula polar, esto da lugar a una clase de dipolo; el dipolo que se genera es conocido como dipolo inducido porque la separación de sus cargas positiva y negativa se debe a la proximidad del ion o una molécula polar.

Entonces, la atracción que se genera entre un ion y el dipolo inducido es conocida como *interacción ion-dipolo inducido*, por otro lado, la atracción generada entre una molécula polar y el dipolo inducido se le conoce como *interacción dipolo-dipolo inducido*.

2.2.5.1 Fuerzas dipolo inducido-dipolo inducido

Este tipo de fuerzas se generan cuando interactúan entre sí, fundamentalmente, moléculas de tipo no polar, aunque también es posible que se presenten en sustancias polares. Dichas interacciones son relativamente débiles cuando actúan de forma separada, sin embargo, muy intensas al sumarse, en la Figura 14, se observa la interacción de esta fuerza.

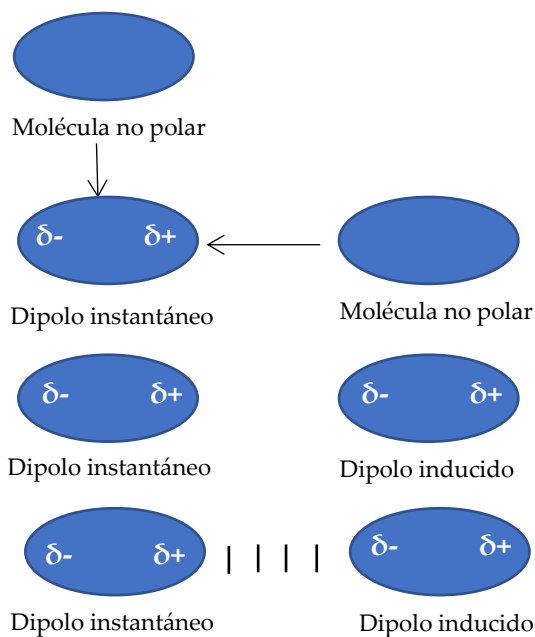


Figura 14. Interacción de la fuerza dipolo inducido-dipolo inducido, en la literatura también conocido como dipolo instantáneo-dipolo inducido.

2.2.5.2 Fuerzas ion-dipolo inducido

Se presentan entre un ion y una molécula no polar, se forma debido a que el ion se aproxima a la molécula no polar provocando la distorsión de su nube electrónica, lo que da lugar a una molécula polarizada de manera transitoria.

Por lo general se trata de una fuerza de naturaleza débil, sin embargo, permite explicar la disolución de ciertas sales en disolventes orgánicos o sustancias no polares, por ejemplo, si disolvemos Cl_2 en hexano (Figura 15a) o la interacción del ion Fe^{2+} de la hemoglobina y la molécula de O_2 que es apolar (Figura 15b), esta interacción permite el transporte de oxígeno desde los pulmones hacia los tejidos.

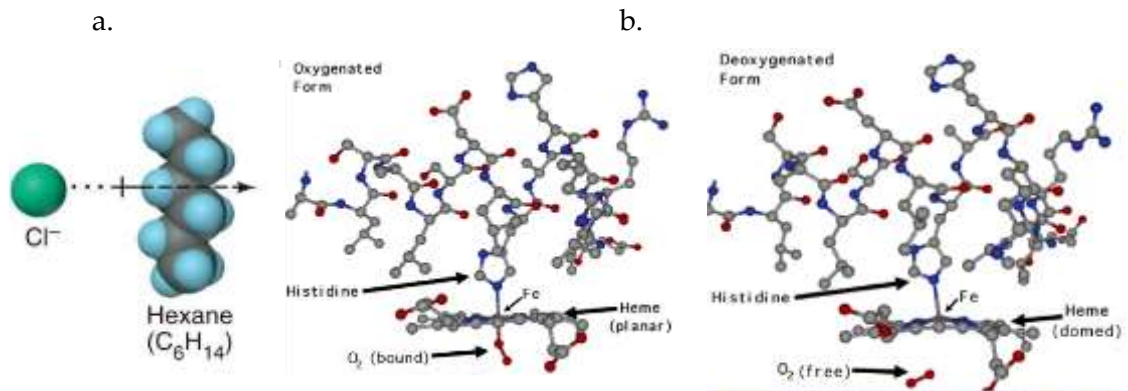


Figura 15a. Muestra la disolución del Cl_2 en disolventes orgánicos como el hexano y Figura 15b. Refleja el ejemplo del ion Fe^{2+} y la molécula de O_2 .

2.2.5.3 Fuerzas dipolo-dipolo inducido

Este tipo de fuerzas se generan en la interacción entre moléculas polares y moléculas no polares, se forma debido a que la carga de una molécula polar provoca una distorsión en la nube electrónica de la molécula no polar, convirtiéndola, de manera transitoria, en un dipolo y en ese momento se genera la atracción entre las moléculas.

La interacción es débil, pero permite explicar cómo es posible mezclar pequeñas cantidades de sustancias polares en sustancias no polares, por ejemplo, gases apolares como el O_2 , N_2 o el CO_2 se pueden disolver en agua, como se muestra en la Figura 16.

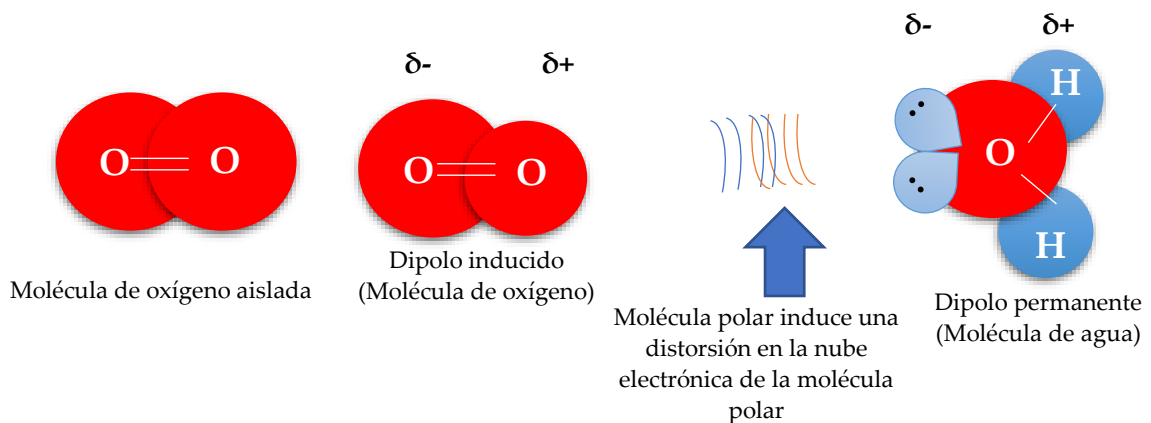


Figura 16. Representación de fuerzas dipolo-dipolo inducido entre la molécula de oxígeno y el agua.

En la tabla 2 podemos observar un resumen y comparación de los mecanismos de enlace y ciertas propiedades.

Tabla 2. Propiedades conferidas por el tipo o mecanismo de enlace.

Propiedad	Tipo o mecanismo de enlace			
	Iónico	Metálico	Covalente	van der Waals
Qué tan fuertes	Fuerte	Fuerte variable, generalmente moderado	Muy fuerte	Débil
Mecánica	Dureza moderada a alta, dependiendo de la distancia y la carga interiónica; frágil	Dureza baja a moderada; alta plasticidad; dúctil, maleable	Dureza alta; frágil	Cristales suaves y algo plásticos
Eléctrica	Pobres conductores en fase sólida; fundidos y en disoluciones conducen por transporte iónico	Buenos conductores; conducción por transporte de electrones	Aislantes en fase sólida y fundido	Aislantes en fase sólida y líquido
Solubilidad	Soluble en disolventes polares para producir disoluciones que contengan iones	Insolubles, excepto en los ácidos o álcalis por reacciones químicas	Muy baja solubilidad	Soluble en disolventes orgánicos para formar disoluciones
Ejemplos	Halita (NaCl); Fluorita (CaF ₂)	Cobre (Cu); Plata (Ag); Oro (Au)	Diamante (C); Esfalerita (ZnS)	Azufre (S); Grafito (C) (ambos en enlace débil)

Capítulo 3. Estructura de Lewis de moléculas sencillas

3.1 Introducción

El increíble trabajo de Gilbert Newton Lewis (1875-1946), físico y químico norteamericano, permitió explicar la formación del enlace covalente, a partir de la compartición de los electrones de las capas más externas ocupadas, siempre y cuando se cumpla la regla del octeto, de la cual se hablará más adelante en este apartado; con el fin de alcanzar su estabilidad y parecerse al gas noble más cercano.

3.2 Estructura de Lewis

En 1916, Lewis desarrolló un modelo muy sencillo que permitió explicar la formación del enlace covalente, basado en la compartición de los electrones de la capa más externa del átomo (capa de valencia), fundamentalmente los presentes en los orbitales s y p más externos ocupados.

Básicamente se trata de una representación bidimensional de forma sencilla que muestra los pares de electrones enlazantes (electrones que cada elemento posee para compartir con otro) y no enlazantes (par de electrones libres), como se observa en la Figura 17, su importancia radica en que nos ayuda a conocer la cantidad de electrones de valencia que interactúan, generando enlaces sencillos, dobles o triples, además se usa para entender la distribución de los electrones en la molécula y, de esta manera, predecir su geometría con la Teoría de Repulsión de los Pares de Electrones de la Capa de Valencia, de la cual se hablará más adelante.

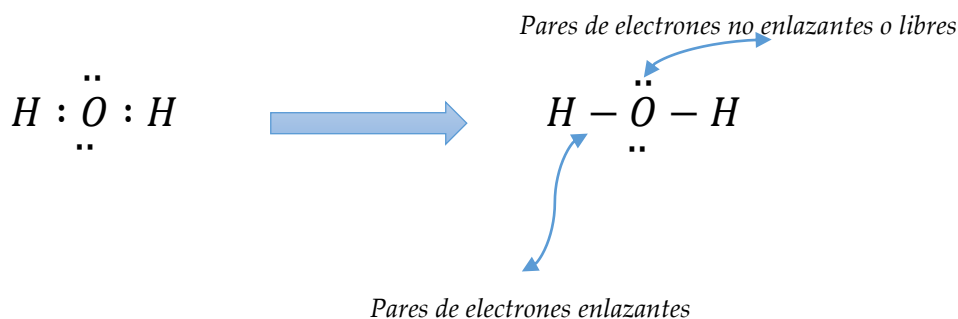


Figura 17. Representación de los pares de electrones enlazantes y no enlazantes.

3.3 Regla del Octeto

En 1917, Lewis postuló en su modelo, la llamada **regla del octeto**, la cual establece que los átomos de los elementos tienden a enlazarse con el fin de completar sus últimos niveles de energía con una cantidad establecida de electrones, de tal manera que su configuración sea estable y se asemeje a la del gas noble más cercano. Dicha cantidad de electrones es la que le proporciona su nombre a la regla, es decir, se requiere que el átomo posea ocho electrones en su capa de valencia para que genere estabilidad, esto se logra al momento de que los átomos compartan sus electrones, tal como se observa en la Figura 18.

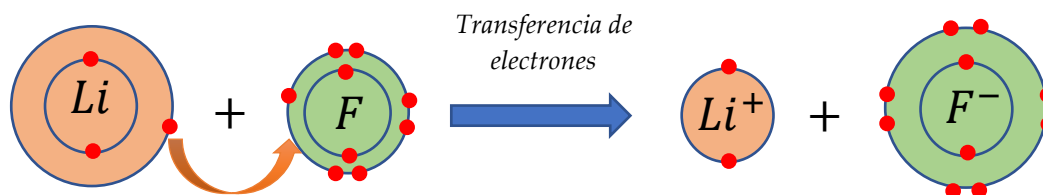


Figura 18. Se observa como el átomo de litio pierde un electrón que gana el átomo de flúor, convirtiéndose en Li^+ (catión litio) y F^- (anión fluoruro).

En la actualidad esta regla ha evolucionado debido a que existen compuestos estables que no cumplen la regla, en estas moléculas se maneja el concepto de el octeto expandido.

3.3.1 Excepciones de la regla del octeto

Existen algunos elementos en los cuales la regla del octeto no se cumple, por ejemplo, cuando se habla de moléculas impares, que son aquellas que poseen números impares de electrones; así también, cuando se habla de moléculas hipervalentes, estas moléculas se generan cuando se tienen dos o más elementos los cuales contienen más de ocho electrones en su capa de valencia; por último, en moléculas hipovalentes, las cuales comprenden aquellas moléculas en las cuales existe un déficit de electrones en su capa de valencia. Ejemplos de este tipo de excepciones son: el berilio, ya que este elemento es capaz de formar compuestos mediante dos enlaces simples, entonces logra su estabilidad con sólo cuatro electrones en su capa de valencia. Por otro lado, tenemos al aluminio, el cual alcanza su estabilidad con apenas seis electrones en su capa de valencia, básicamente el aluminio tiende a donar sus electrones y establecer, mediante enlaces simples, diferentes compuestos con otros elementos. También existe el caso del boro, el cual al igual que el aluminio, logra su estabilidad con sólo seis electrones en su capa de valencia.

Otros elementos tienden a no cumplir la regla del octeto cuando se enlazan con ciertos compuestos, en cambio forman enlaces dobles o triples, algunos de estos elementos son: carbono, nitrógeno, oxígeno y azufre, por lo cual se debe estar muy pendiente a la hora de escribir su estructura.

3.4 Reglas para escribir la estructura de Lewis

A continuación, se incluye una serie de reglas o pasos para la correcta representación de la estructura de Lewis, haciendo más fácil su comprensión contamos con los siguientes ejemplos de las moléculas: agua, H_2O ; trifluoruro de boro, BF_3 ; ion amonio, NH_4^+ .

- Como primer paso, se sugiere elegir el *átomo central*, éste generalmente es el menos electronegativo (con excepción del hidrógeno y el flúor, los cuales casi siempre se manejan como terminales, debido a que solo pueden generar un enlace). Si se trata de moléculas donde solo se observan dos elementos, se escribirá de forma lineal, colocando el más electronegativo hacia la derecha. Cabe recalcar que, en los compuestos orgánicos, el carbono se maneja como el átomo central, excepto en los éteres.
- Como siguiente paso, se recomienda ubicar las familias de cada uno de los átomos, con ello podremos saber la cantidad de electrones presentes en su capa de valencia. Por ejemplo, en la molécula del agua, el hidrógeno se encuentra en la familia uno, por lo tanto, posee un electrón en su capa de valencia y el oxígeno se encuentra en la familia seis, por lo tanto, posee seis electrones en su capa de valencia, como se observa en la Figura 19.

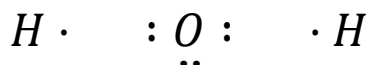


Figura 19. Representación de los electrones en la capa de valencia del oxígeno y del hidrógeno y cómo encontrarlos en la tabla periódica.

- Se deben contar los electrones, con el fin de obtener los ocho indispensables para cumplir la regla del octeto y preservar su estabilidad.
- Se debe escribir alrededor del átomo central, los ligandos (los demás elementos), de la manera más simétrica posible, como se observa en la Figura 20.



Figura 20. Representación de la simetría que debe existir entre los átomos.

- A continuación, se debe dibujar un enlace (representado por un guion) para cada par de átomos conectados, tal como se observa en la Figura 21.

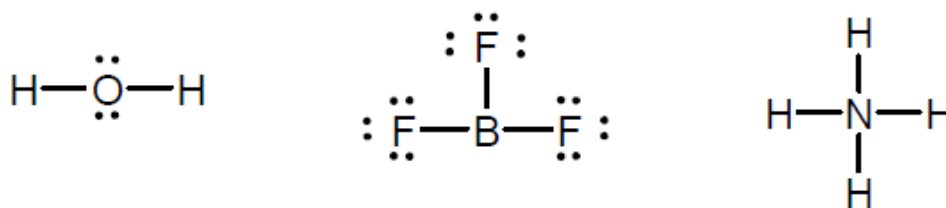


Figura 21. Electrones libres representados por un par de puntos.

- Después se deben dibujar los electrones libres (representados por un par de puntos) con el fin de cumplir la regla del octeto para cada uno, como se observa en la Figura 22.

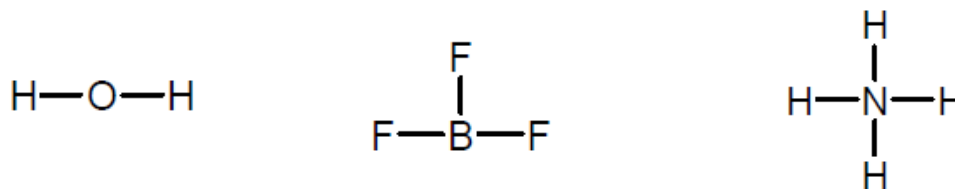


Figura 22. Representación de los enlaces por medio de guiones.

Si llegase a quedar algún átomo o átomos con su octeto incompleto, se sugiere escribir enlaces múltiples, con el fin de completarlo.

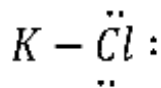
PROBLEMA TIPO

La silvina es un mineral del grupo de los haluros, básicamente se trata de KCl (cloruro de potasio) y es una importante mena de potasio, su uso principal radica en la elaboración de fertilizantes, aunque también es útil en la fabricación de explosivos.

La silvina es de gran utilidad para el ser humano, razón suficiente para conocer su estructura con el fin de entender, de una mejor forma, el comportamiento que puede desarrollar y aprovecharlo al máximo. Escriba la estructura de Lewis de la silvina.

Solución:

Para comenzar, se debe elegir el átomo central, en este caso por tratarse de una molécula sencilla, se puede desarrollar de manera lineal colocando el elemento más electronegativo a la derecha, quedando de la siguiente forma:



Como siguiente paso, se requiere localizar cada elemento en la tabla periódica, con el fin de establecer el número de electrones que posee cada uno en su respectiva capa de valencia. En este caso, el potasio pertenece a la familia uno, por lo que posee un electrón en su capa de valencia y el cloro se encuentra en la familia siete, por lo que posee siete electrones en su capa de valencia:



El cloro, necesita de un electrón para completar su octeto, electrón que el potasio va a cederle con el fin de generar la estabilidad del compuesto.

Como siguiente paso, se coloca el guion que representa los pares de electrones enlazantes entre ambos átomos para formar la silvina, así como los electrones libres, por último, se observa cómo se cumple la regla del octeto.

Observaciones:

Como se indicó con anterioridad, el potasio le transfiere un electrón al cloro, por lo tanto, está perdiendo un electrón, mismo que el cloro gana, si se recuerda, en el tema uno, se habló de que cuando se genera una transferencia de electrones se forma a un enlace iónico.

3.5 Metodología algebraica para escribir la estructura de Lewis

Esta metodología se usa únicamente para moléculas poliatómicas heteronucleares sencillas, que cumplan con la regla del octeto.

1. Obtener el número de electrones de valencia, éste se obtiene sumando el total de electrones presentes en la molécula:

$$\text{No. } e^- \text{ valencia} = \sum e^- / \text{átomo}$$

2. Obtener el número de electrones individuales. Éste se obtiene multiplicando por ocho los electrones diferentes del hidrógeno, que son aquellos que necesitan completar el octeto, y sumarlos al número de hidrógenos, si lo hay, multiplicados por dos, es decir:

$$\text{No. } e^- \text{ individuales} = (\text{no. } X)8 + (\text{no. } H)2;$$

donde X , representa cualquier átomo diferente de H

3. Obtener el número de electrones compartidos, el cual se obtiene de la diferencia entre el número de electrones individuales y el número de electrones de valencia.

$$\text{No. } e^- \text{ compartidos} = \text{No. de } e^- \text{ individuales} - \text{No. de } e^- \text{ de valencia}$$

4. Obtener el número de enlaces, éste se obtiene de dividir el número de electrones compartidos entre dos, es decir:

$$\text{No. de enlaces} = \frac{\text{No. } e^- \text{ compartidos}}{2}$$

5. Por último, obtener el número de electrones libres, éste se obtiene de la diferencia entre el número de electrones de valencia y el número de electrones compartidos, es así que:

$$\text{No. } e^- \text{ libres} = \text{No. } e^- \text{ valencia} - \text{No. } e^- \text{ compartidos}$$

Veamos el ejemplo del ácido nítrico (HNO_3):

1. Número de electrones de valencia:

$$\text{H: } 1 \times 1 = 1$$

$$\text{N: } 5 \times 1 = 5$$

$$\text{O: } 6 \times 3 = 18$$

$$1 + 5 + 18 = 24 e^-$$

2. Número de electrones individuales:

$$(4)8 + (1)2 = 34e^-$$

3. Número de e^- compartidos:

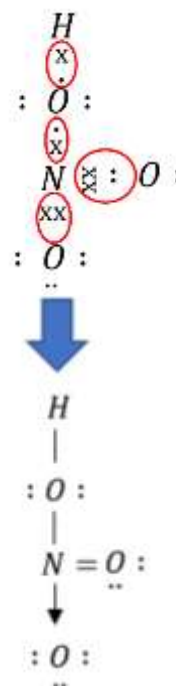
$$34 - 24 = 10e^-$$

4. Número de enlaces:

$$\frac{10}{2} = 5 \text{ enlaces}$$

5. Número de electrones libres:

$$24 - 10 = 14 e^-$$



Capítulo 4. Teoría de Repulsión de los Pares Electrónicos de la Capa de Valencia (TRPECV)

4.1. Introducción

En el tema anterior se habló acerca de las estructuras de Lewis que, básicamente, son representaciones bidimensionales que muestran, de manera sencilla, la disposición de los electrones tanto enlazantes como no enlazantes. La teoría de repulsión de los pares electrónicos nos permite predecir, para los electrones de valencia, qué tanta distancia de separación existe entre ellos, con el fin de minimizar las repulsiones en la molécula y, con ello, predecir la geometría que ésta puede tener.

4.2 Teoría de Repulsión de los Pares Electrónicos de la Capa de Valencia

Esta teoría fue propuesta en primer lugar por Sidgwick y Powell en los años 40, sin embargo, fueron Gillespie y Nyholm sus principales desarrolladores, extendiéndola posteriormente, por lo que también es conocida con el nombre de estos dos personajes.

Se basa fundamentalmente en el grado de repulsión electrostática que existe entre los pares de electrones de valencia que se encuentran alrededor del átomo ya que éstos, se repelen entre sí, esto genera que adopten una disposición espacial determinada, la cual tratará de minimizar dicha repulsión, determinando así, la geometría molecular.

Es importante que se consideren las siguientes observaciones:

- Dentro de una molécula, los átomos están enlazados mediante pares electrónicos; es posible que exista más de un par involucrado en el enlace.
- Algunos átomos poseen pares de electrones que no están involucrados en el enlace (electrones libres o no enlazantes).
- Tanto los pares de electrones enlazantes como los libres tienden a tomar posiciones espaciales donde la interacción entre ellos sea mínima, debido a que están cargados negativamente.
- Los pares de electrones libres suelen ocupar un espacio o volumen mayor que los enlazantes.

En síntesis, si tenemos una molécula o ion poliatómico de tipo AB_n , donde A es el átomo central y B los átomos ligandos, podemos predecir su geometría, la cual estará condicionada por la repulsión electrostática existente entre los pares de electrones de la capa de valencia alrededor del átomo central. El ordenamiento de grupos de electrones alrededor del átomo central se denomina *grupos de electrones de valencia*.

Según la TRPECV, la molécula o ion será más estable cuando los grupos de electrones del átomo central (enlazados o libres), estén lo más separados posible. La distribución de estos grupos de electrones alrededor del átomo central se conoce como *geometría electrónica del átomo central*. Veamos un ejemplo, si tenemos dos grupos de electrones alrededor del átomo central, tendremos la mayor estabilidad cuando éstos se dispongan en lados opuestos al átomo central (esto se conoce como distribución lineal), ya que es aquí donde se repelen entre sí lo menos posible, tal como se observa en la Figura 23.

CO₂:

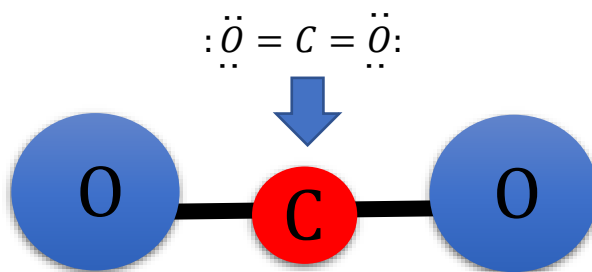



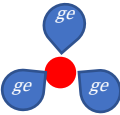
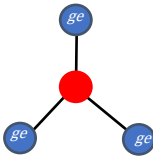
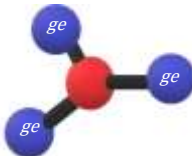
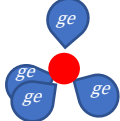
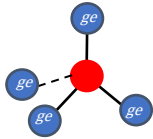
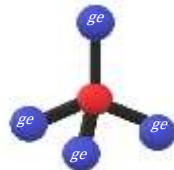
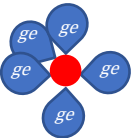
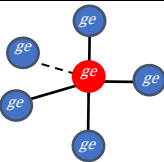
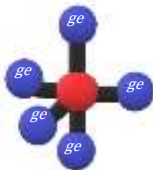

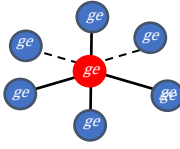



Figura 23. Representación de la geometría electrónica lineal de la molécula de dióxido de carbono.

A continuación, se presenta la tabla 3, en la que se ilustra la geometría electrónica en función del número de electrones del átomo central.

Tabla 3. Geometría electrónica

Grupo de e ⁻ del átomo central	Geometría electrónica			Modelos de barras y esferas
	Orientación de los grupos de e ⁻	Descripción de los ángulos	Dibujo Lineal	
2		Lineal; 180°		
3		Trigonal plana; 120°		
4		Tetraédrica; 109.5°		
5		Bipiramidal trigonal; 90°, 120°, 80°		
6		Octaédrica; 90°, 180°		

ge= grupo de electrones

4.3 Interacciones repulsivas entre los pares de electrones en una molécula

De acuerdo con el valor de la intensidad de repulsión entre los pares de electrones en una molécula, existen tres tipos de interacciones repulsivas, las cuales, ordenadas de mayor a menor valor de repulsión, se enuncian a continuación:

1. Repulsión par no enlazante - par no enlazante (**PNE-PNE**).
2. Repulsión par no enlazante - par enlazante (**PNE-PE**).
3. Repulsión par enlazante - par enlazante (**PE-PE**).

Es decir, **PNE-PNE > PNE-PE > PE-PE**

Al tener esta división en dos clases de pares (enlazantes y no enlazantes), cualquier molécula podrá expresarse como AB_nE_m , donde n es el número de pares enlazantes y m el de pares no enlazantes, ambos son números enteros.

Entonces, la repulsión par no enlazante - par no enlazante (**PNE-PNE**) es considerada más fuerte que la repulsión par no enlazante - par enlazante (**PNE-PE**), y ésta, a su vez, es más fuerte que la repulsión par enlazante - par enlazante (**PE-PE**). Por lo tanto, el ángulo que se forme entre dos pares enlazantes será más pequeño que el formado por los **PNE-PE** y éste, a su vez, más pequeño que el formado por los **PNE-PNE**.

Por último, el que la repulsión PNE-PNE, sea la interacción con mayor intensidad, y por lo mismo, la que conserva un ángulo de apertura mayor que el de las demás interacciones, se debe a que en los electrones no enlazantes se concentra la mayor dispersión de la nube electrónica.

4.4 Reglas para determinar la geometría de una molécula, basadas en la TRPECV

Se puede determinar la geometría de una molécula basándose en las siguientes reglas:

- 1) Apoyándonos en la estructura de Lewis, podemos deducir el número de pares de electrones presentes en el átomo central, los cuales pueden ser enlazantes o libres.
- 2) Al escribir los pares de electrones (sean enlazantes o libres), que rodean al átomo central, se deben orientar de tal forma que estén lo más alejados posibles, esto con el fin de que las repulsiones entre ellos sean mínimas.
- 3) Los pares de electrones no enlazantes o libres ocuparán más espacio sobre la superficie del átomo central que los pares enlazantes.
- 4) Los pares de electrones enlazantes múltiples (dobles o triples) ocupan más espacio que los sencillos.
- 5) Los pares de enlace que pertenecen a elementos electronegativos ocuparán menos espacio que los que pertenecen a los elementos electropositivos.
- 6) Por último, cabe recalcar que la geometría molecular es determinada por la posición que ocupan los átomos periféricos o ligandos, tal como se observa en la tabla 3.

Capítulo 5. Geometría Molecular y polaridad con respecto a átomos centrales

5.1 Introducción

Anteriormente se habló de la estructura de Lewis -representación bidimensional de forma sencilla que muestra los pares de electrones enlazantes y no enlazantes- y de la TRPECV- la cual se basa fundamentalmente, en el grado de repulsión electrostática que existe entre los pares de electrones de valencia que se encuentran alrededor del átomo ya que éstos, se repelen entre sí, adoptando una disposición espacial determinada, la cual tratará de minimizar dicha repulsión, determinando así, la geometría molecular-; la razón principal del por qué se exponen ambos temas secuencialmente se debe a que el conocerlos nos permite entender de manera más sencilla cómo es que las moléculas se disponen de forma tridimensional, en palabras simples, su importancia radica en la predicción de la geometría molecular y cómo ésta, a su vez, influye en algunas propiedades físicas y químicas que poseen las sustancias.

5.2 Moléculas polares y su influencia de la geometría molecular

Anteriormente, en el tema 1, se trató los enlaces covalentes polares, éstos se generan debido a la compartición desigual de electrones entre dos átomos con diferente electronegatividad ($\Delta EN > 0$). Ahora bien, cuando se habla de moléculas diatómicas heteronucleares, es decir, aquellas moléculas con dos átomos diferentes, la polaridad que se genera gracias al enlace da lugar a la formación de una molécula polar, de esta forma, toda la molécula actúa como un dipolo.

Cuando se tiene una molécula con más de dos átomos unidos por enlaces polares, es necesario tomar en cuenta la distribución de los dipolos de enlace resultantes, ya que con ello podremos deducir si la molécula es o no polar, esto se facilita al emplear la TRPECV, porque ésta nos ayuda a deducir la distribución de los átomos en la molécula; después, se procede a determinar si los dipolos de enlace se encuentran distribuidos de tal manera que se puedan cancelar (en este caso la molécula es no polar) o no (en este caso la molécula es polar).

Ilustremos lo anterior con un par de ejemplos, si tenemos una molécula triatómica heteronuclear de la forma AX_2 (Donde A es el átomo central y X los átomos periféricos), la cual puede tomar las geometrías ilustradas en la Figura 24:

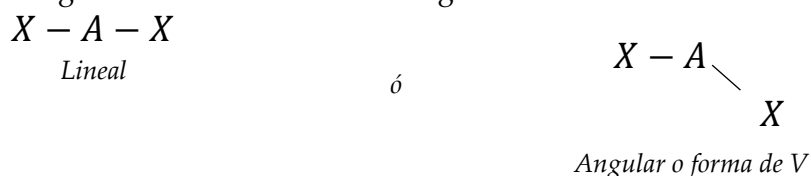


Figura 24. Geometría lineal (izquierda). Geometría angular o en forma de V (derecha).

Supongamos que el átomo X tiene mayor electronegatividad que el átomo A, esto generará que cada enlace A-X sea polar, entonces, el extremo negativo del dipolo de enlace deberá apuntar hacia X. Los dipolos se representan mediante un vector electrónico con magnitud y dirección. En el caso de la distribución lineal, la magnitud de los dipolos de enlace es igual, sin embargo, poseen dirección opuesta, de tal manera que se cancelan para dar lugar a una molécula no polar (Figura 25):

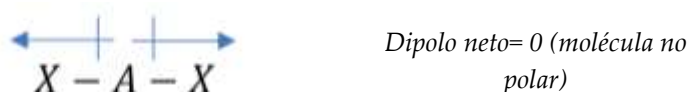


Figura 25. Molécula no polar.

Por otro lado, tenemos la distribución angular o en forma de V, en ella los dipolos iguales no se cancelarán, al contrario, se suman para producir un momento dipolar mayor a cero, es decir representará una molécula polar (Figura 26):

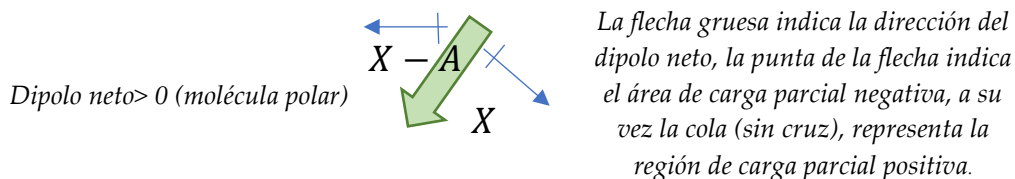


Figura 26. Molécula polar.

Para que una molécula sea polar se deben cumplir las siguientes dos condiciones:



1. Debe existir al menos un enlace polar o un par de electrones no enlazantes en el átomo central.
2. Los enlaces polares, si existiera más de uno, deben tener una distribución que no cancele su polaridad (dipolo de enlace) y, si hay dos o más pares de electrones no enlazantes en el átomo central, deben tener una distribución que no cancele su polaridad.

Es decir, si no existen enlaces polares o pares de electrones libres en el átomo central, la molécula no podrá ser polar.

5.3 Geometría molecular

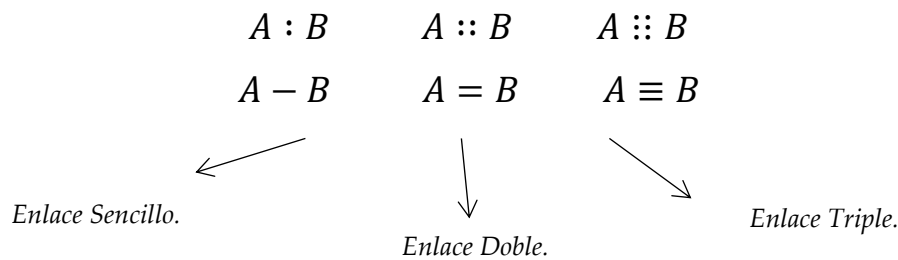
La geometría molecular o estructura molecular se refiere a la disposición espacial de los átomos que constituyen la molécula y está determinada por la orientación relativa de sus enlaces covalentes. Esta disposición influye en las propiedades físicas y químicas de la molécula, como, por ejemplo: color, fase, polaridad, magnetismo, etc. Entonces, ¿cuál es la diferencia entre geometría electrónica y geometría molecular? La diferencia radica en que la molecular excluye a los pares de electrones libres y sólo toma en cuenta la distribución de los átomos enlazados alrededor del átomo central, mientras que la electrónica, se refiere a la distribución geométrica de todos los grupos de electrones alrededor del átomo central.

Es así que la geometría molecular está determinada por:

- Distancia de enlace  distancia en línea recta, entre los núcleos de los átomos enlazados.
- Ángulo de enlace  ángulo formado entre dos enlaces que contienen un átomo en común.

Para poder explicar de una manera sencilla pero eficaz la geometría molecular, se puede recurrir a la *TRPECV*, la cual considera que, la disposición espacial de los átomos que constituyen a una molécula dependerá de la cantidad de pares electrónicos (enlazantes o libres) que existen alrededor de cada átomo central, así como también, de la repulsión existente entre éstos; además, del tipo de átomos que se encuentran en dicha molécula.

Es importante destacar que, los pares electrónicos de enlace (nubes electrónicas enlazantes) se forman por dos, cuatro o seis electrones compartidos por dos átomos; dependiendo de los electrones que se compartan el enlace será sencillo (dos electrones compartidos), doble (cuatro electrones compartidos) o triple (seis electrones compartidos), tal como se ilustra a continuación:



Por otro lado, se encuentran los pares electrónicos libres o no enlazantes, los cuales se forman por dos electrones no compartidos de un átomo en una molécula, también se le conoce como nube electrónica libre y se representa como se muestra en la figura 27:

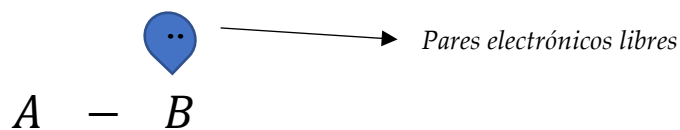


Figura 27. Representación de los pares electrónicos libres o no enlazantes.

5.4 Clasificación de las geometrías moleculares

Existen cinco tipos principales de geometrías moleculares (Figura 28):

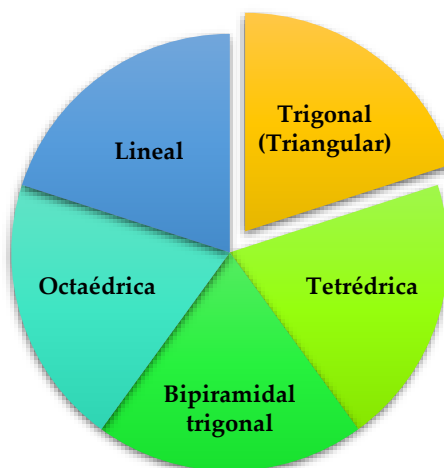


Figura 28. Los cinco tipos de geometrías moleculares.

A continuación, se expondrá la forma correcta de nombrar cada una de ellas, respecto a la configuración de sus nubes electrónicas.

Antes de comenzar a predecir la geometría de una molécula, se necesita conocer cuántos grupos de electrones se encuentran asociados al átomo central, es aquí donde la estructura de Lewis nos sirve de herramienta, ya que al escribirla es más sencillo ver el comportamiento de los pares electrónicos (de enlace y libres).

Después, debemos observar cómo se pueden distribuir los grupos de electrones, de tal forma que la repulsión entre ellos sea mínima (TRPECV).

Por último, cabe destacar que la geometría de la molécula estará determinada por la distribución espacial de los enlaces presentes en ella y no por la posición de los pares electrónicos no enlazantes o libres, sin embargo, éstos sí deberán tomarse en cuenta en el momento de determinar la disposición espacial de todos los grupos electrónicos, sean enlazantes o no.

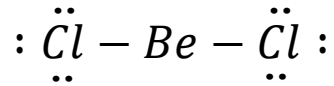
5.4.1. Geometría molecular lineal

Su notación es de la forma AX_2 (A: átomo central, X: átomos periféricos), es decir, consta de un átomo central más dos átomos de otro elemento, en general se trata de moléculas que forman un ángulo de enlace de 180° y que representa la mayor estabilidad, debido a que los grupos de electrones estarán lo más separados posibles entre sí, generando una mínima repulsión entre ellos, es decir:

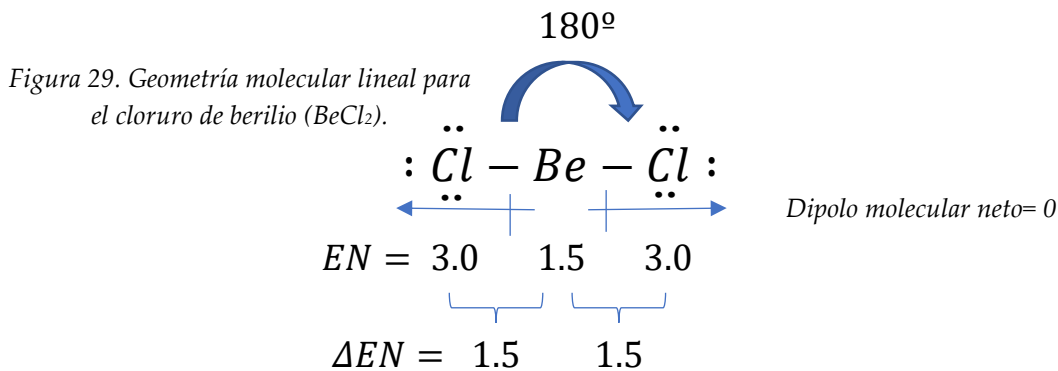
Si el átomo A presenta dos nubes electrónicas de enlace (pares electrónicos de enlace), su geometría molecular respecto a ese átomo será *lineal*, esto se debe a que ambas nubes se van a repeler hasta que queden lo más separadas posible, y se puede representar de la siguiente forma:



Tomemos como ejemplo el cloruro de berilio (BeCl_2), en él, tenemos que la estructura de Lewis se escribe de la siguiente forma:



Siguiendo la TRPECV, los dos pares de electrones del Be formarán un ángulo de 180° , además ambos pares son enlazantes, por lo que se predice una geometría molecular lineal y se representa tal como se muestra en la Figura 29:



En este caso se observa una diferencia de electronegatividad grande, además cada enlace es polar. Se observa que los dos dipolos son de igual magnitud, pero con dirección opuesta, por lo tanto, la suma vectorial es cero y entonces es no polar.

5.4.2 Geometría molecular trigonal (triangular)

Su notación es de la forma AX_3 (A: átomo central, X: átomos periféricos), es decir, consta de un átomo central más tres átomos de otro elemento, existen dos vertientes aunque generalmente los ángulos de enlace son de 120° , la primera posee los tres pares de electrones enlazados, formándose así la geometría molecular *trigonal plana* o también conocida como *triángulo equilátero* (AX_3), para la segunda hablamos de geometría electrónica ya que posee dos pares de electrones de enlace y un par de electrones libres, formándose así la geometría molecular *trigonal angular* o *en forma de V* (AX_2).

La geometría molecular *trigonal plana* se representa como se muestra en la figura 30:

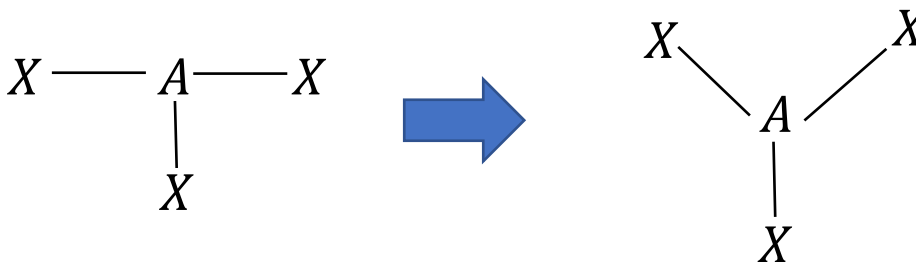


Figura 30. Representación de la geometría trigonal plana.

Mientras que la geometría *trigonal angular* o *en forma de V* se representa como se observa en la Figura 31:

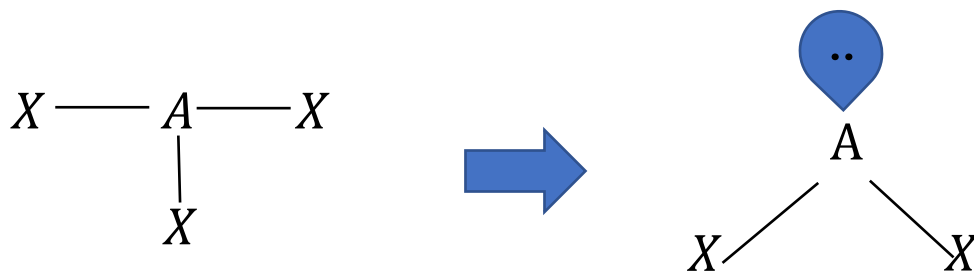


Figura 31. Representación de la geometría trigonal angular o en forma de V.

Veamos el caso del trifluoruro de boro (Figura 32):

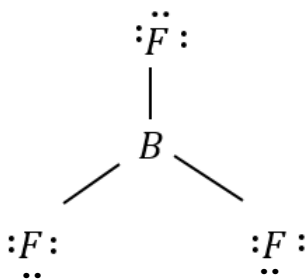


Figura 32. Estructura de Lewis del trifluoruro de boro.

En esta molécula el boro es el átomo central y posee tres grupos de electrones de enlace que son los tres átomos de flúor, siguiendo la TRPECV, se puede predecir la geometría electrónica trigonal plana, debido a que su estructura crea la separación máxima entre los tres grupos, generando un ángulo de enlace de 120° en un plano. Cabe mencionar que debido a que el átomo de boro no posee pares de electrones libres, cada átomo de flúor ocupará el vértice de un triángulo equilátero, obteniendo así la geometría molecular antes mencionada (Figura 33).

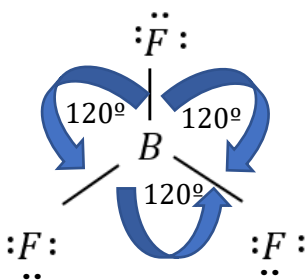


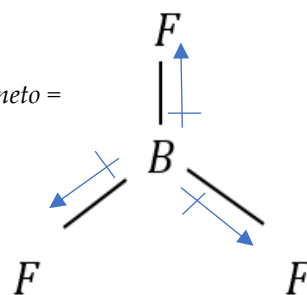
Figura 33. Geometría molecular trigonal plana para el trifluoruro de boro.

Como se observa en la Figura 34, la diferencia de electronegatividad es muy grande y los enlaces son muy polares. Sin embargo, los tres dipolos de enlace son simétricos, por lo mismo se cancelan para dar lugar a una molécula no polar.

$$\begin{array}{c}
 B - F \\
 EN = \begin{array}{cc} 2.0 & 4.0 \end{array} \\
 \underbrace{\hspace{2cm}} \\
 \Delta EN = 2.0
 \end{array}$$

Figura 34. Polaridad de la molécula de trifluoruro de boro.

Dipolo molecular neto =



5.4.3 Geometría molecular tetraédrica

Su notación es de la forma AX_4 (A: átomo central, X: átomos periféricos), es decir, consta de un átomo central más cuatro átomos de otro elemento, existen tres vertientes, aunque generalmente los ángulos de enlace son de 109.5° , la primera posee los cuatro pares de electrones enlazados, formándose así la geometría molecular **tetraédrica** (AX_4) (Figura 35a), a partir de la segunda y la tercera vertiente se habla de geometría electrónica. Entonces, la

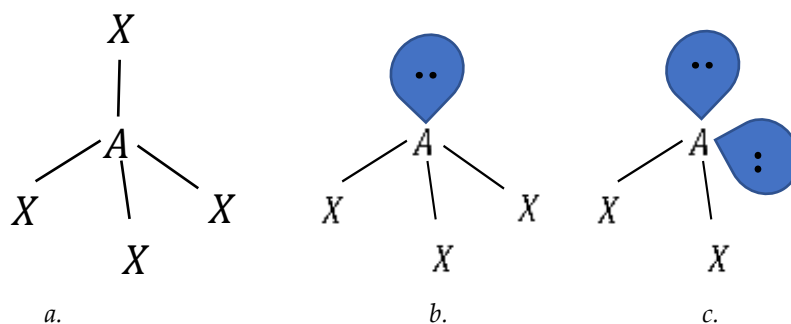


Figura 35a. Geometría molecular tetraédrica. Figura 35b. Geometría molecular piramidal trigonal. Figura 35c. Geometría molecular angular o en forma de V.

segunda posee tres pares de electrones de enlace y un par de electrones libres, formándose así la geometría molecular **pirámide trigonal** (AX_3) (Figura 35b), por último, tenemos a la geometría molecular **tetraédrica angular o en forma de V** (AX_2), la cual consta de dos pares de electrones de enlace y dos libres (Figura 35c).

Veamos el caso de AX_4 , tomemos como ejemplo el tetrafluoruro de carbono CF_4 , cuya estructura de Lewis se muestra en la Figura 36:

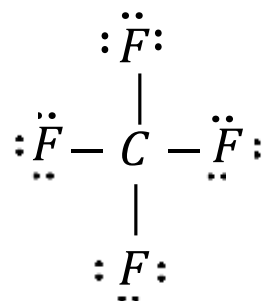


Figura 36. Estructura de Lewis del tetrafluoruro de carbono.

En esta molécula podemos observar al carbono como átomo central y a los cuatro átomos de flúor como átomos periféricos, los cuales se localizarán en los vértices de un tetraedro regular, y cuya disposición según la TRPECV se genera debido a la máxima separación entre los cuatro pares electrónicos y el átomo central, puede predecirse como una geometría electrónica tetraédrica, para una molécula tipo AX_4 , sin electrones no enlazantes en el átomo central y con un ángulo de enlace de 109.5° (Figura 37).

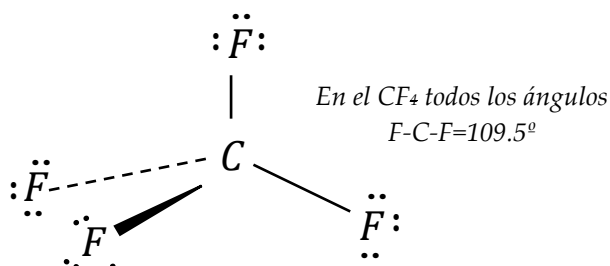


Figura 37. Geometría molecular tetraédrica de tetrafluoruro de carbono.

Como se observa en la Figura 38, los enlaces individuales son muy polares, además los dipolos de enlace están dirigidos hacia afuera del carbono, por otro lado, es una molécula muy simétrica, por lo tanto, los dipolos de enlace se cancelan, convirtiéndose en una molécula no polar, cabe destacar que esto se cumple para moléculas de tipo AX_4 en las que no hay pares de electrones libres en el elemento central y los cuatro átomos X son idénticos.

Si se tratara de una molécula tetraédrica en la cual, los átomos periféricos no son iguales,

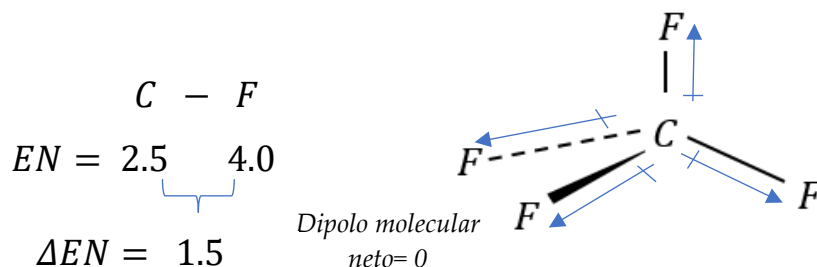


Figura 38. Polaridad de la molécula de tetrafluoruro de carbono.

ésta suelen ser polares y el grado de polaridad dependerá del tamaño relativo de los dipolos de enlace presentes, de esta forma, la presencia de dipolos desiguales producirá que la molécula sea polar.

Por otro lado, tenemos la geometría molecular tetraédrica *pirámide trigonal* (AX_3), en donde se tienen tres pares de electrones de enlace y un par de electrones libres, veamos el ejemplo del amoníaco NH_3 (Figura 39):

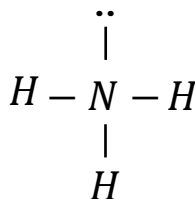


Figura 39. Estructura de Lewis del amoníaco.

Tomando como base la TRPECV, podemos predecir que los cuatro grupos de electrones alrededor del átomo central se dispondrán en los vértices del tetraedro, debido a que de esta forma se da la máxima separación, por lo que toma la geometría electrónica tetraédrica (Figura 40), recordemos que existe una diferencia entre geometría molecular y electrónica:

Ahora bien, en cuanto a la geometría molecular el átomo de nitrógeno ocupará la cima de

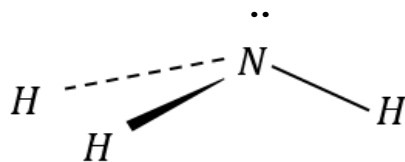


Figura 40. Geometría electrónica del amoníaco.

una distribución pirámide trigonal, de manera superficial, mientras que los átomos de hidrógeno ocupan los vértices de la pirámide, por lo tanto, la geometría de la molécula de amoníaco se describe como pirámide trigonal (Figura 41):

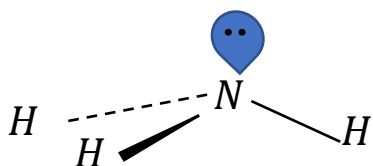


Figura 41. Geometría molecular trigonal del amoníaco.

En contraste con la geometría tetraédrica, en la pirámide trigonal los ángulos de enlace H-N-H son menores que el tetraédrico ideal con 107.3° , esto se debe a que se tiene un par de electrones no enlazante (no compartido o libre), ya que los pares electrónicos no compartidos ocupan más espacio que los pares enlazados, esto aunado a las fuerzas de repulsión existentes entre PNE-PE (par no enlazante-par enlazante) (Figura 42).

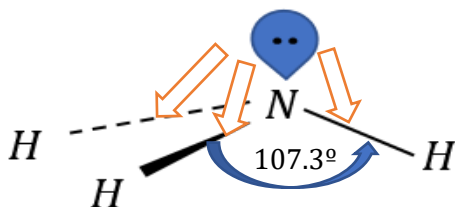


Figura 42. Repulsiones de la molécula de amoníaco, las flechas naranjas indican que la repulsión PNE-PE es más fuerte que la repulsión PE-PE

Debido a la dirección de los dipolos de enlace en NH_3 el extremo rico en electrones de cada enlace N-H, reside en el átomo central, por lo tanto, en la molécula de amoníaco, los dipolos de enlace refuerzan el efecto del par no compartido, por lo tanto, la molécula es muy polar (Figura 43).

Por último, dentro de la geometría tetraédrica tenemos la angular o en forma de V, la cual consta de dos pares de electrones de enlace y dos libres. Veamos el ejemplo del agua H_2O (Figura 44):

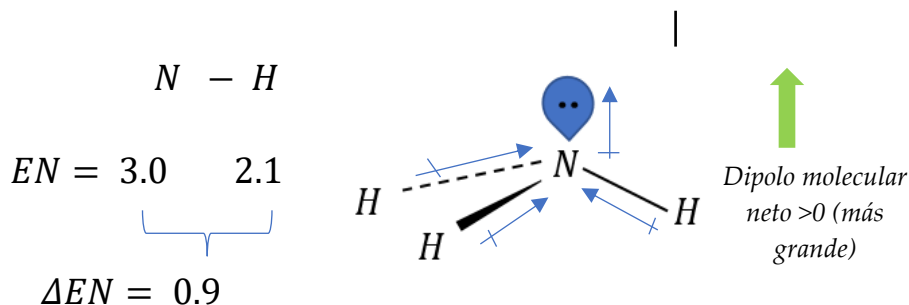
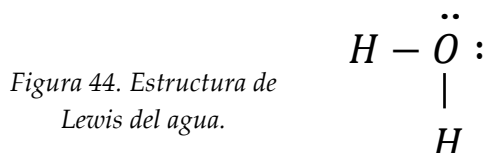


Figura 43. Polaridad de la molécula de amoníaco.



La molécula de agua tiene un ángulo de enlace de 104.5° y es muy polar. Mediante la TRPECV se puede predecir cómo los cuatro pares de electrones que se encuentran alrededor del átomo central de manera ideal deberían tener una separación de 109.5° en una distribución tetraédrica, sin embargo, el ángulo de enlace H-O-H es de 104.5° , esto se debe a que los dos pares no compartidos presentan mayor impedimento esférico entre sí y al mismo tiempo a los pares enlazantes, lo que genera que éstos últimos estén más cerca. Como resultado se obtiene una disminución en el ángulo de enlace.

Como se observa en la Figura 45, la diferencia de electronegatividad es grande, de tal forma que los enlaces O-H son muy polares y los dipolos de enlace refuerzan el efecto de los dos pares no enlazantes, por lo tanto, esta molécula es muy polar. Cabe destacar que la molécula de agua tiene ciertas propiedades inusuales, las cuales se explican, en gran parte, debido a esta gran polaridad.

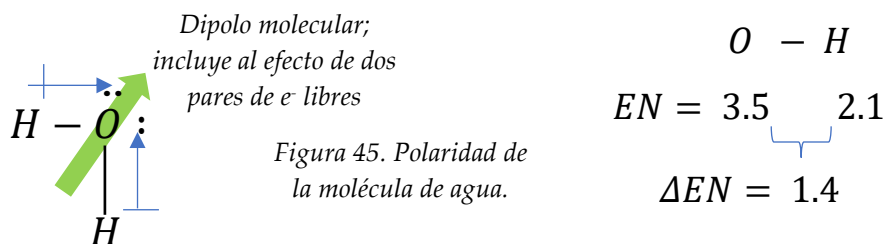


Figura 45. Polaridad de la molécula de agua.

5.4.4 Geometría molecular bipiramidal trigonal

Su notación es de la forma AX_5 (A: átomo central, X: átomos periféricos), es decir, consta de un átomo central más cinco átomos de otro elemento, existen cuatro vertientes, aunque generalmente los ángulos de enlace son de 120° y 90° , la primera posee los cinco pares de electrones enlazados, formándose así la geometría molecular **bipiramidal trigonal** (AX_5) (Figura 46A), la segunda, tercera y cuarta tienen al menos un par de electrones no enlazantes, en cuanto a la segunda posee cuatro pares enlazantes y un par libre, generando así la geometría **tetraedro irregular, también conocida como sube y baja** (AX_4) (Figura 46B), para la tercera vertiente, tenemos tres pares enlazantes y dos pares no compartidos, lo que genera la geometría **en forma de T** (AX_3) (Figura 46C), por último para la cuarta tenemos dos pares enlazantes y tres pares no enlazantes, obteniendo así la geometría **lineal** (AX_2) (Figura 46D).

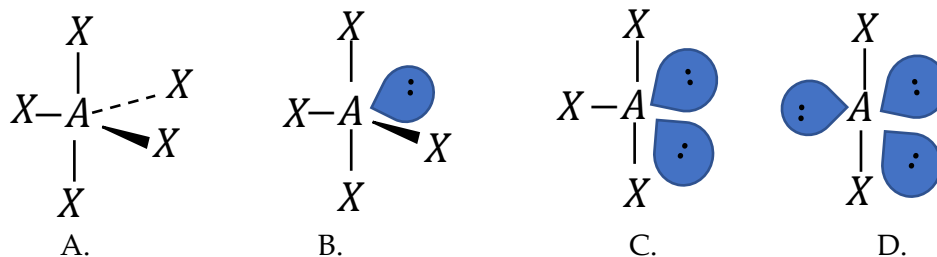


Figura 46A. Bipiramidal trigonal. Figura 46B. Tetraedro irregular o sube y baja. Figura 46C. En forma de T. Figura 46D. Lineal

Veamos el ejemplo del pentafluoruro de fósforo PF_5 (Figura 47):

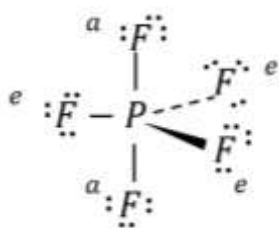


Figura 47. Estructura de Lewis de la molécula de pentafluoruro de fósforo.

Las moléculas que componen el PF_5 están dispuestas de forma tal que generan una bipirámide trigonal, dicho poliedro tiene seis caras compuestas por dos pirámides que se encuentran unidas mediante una base triangular o trigonal. Ahora bien, mediante el TRPECV, sabemos que los grupos de electrones que se encuentran alrededor del átomo central, en este caso del fósforo, deben estar lo más separados posibles; esta separación se logra cuando los cinco pares enlazantes, en este caso los de flúor, se colocan en los vértices alrededor del fósforo, el cual se dispone al centro de la pirámide.

Existen tres átomos de flúor marcados con una e de ecuatoriales, esto representa que dichos átomos se encuentran en los vértices de una base común, es decir, en el mismo plano que el átomo central, mientras que los que están marcados con una a, representan los átomos de flúor axiales, que se encuentran arriba y abajo del plano. Los ángulos de enlace F-P-F son de 90° (desde el flúor axial hasta el ecuatorial), de 120° (desde ecuatorial a ecuatorial) y de 180° (de axial a axial) (Figura 48).

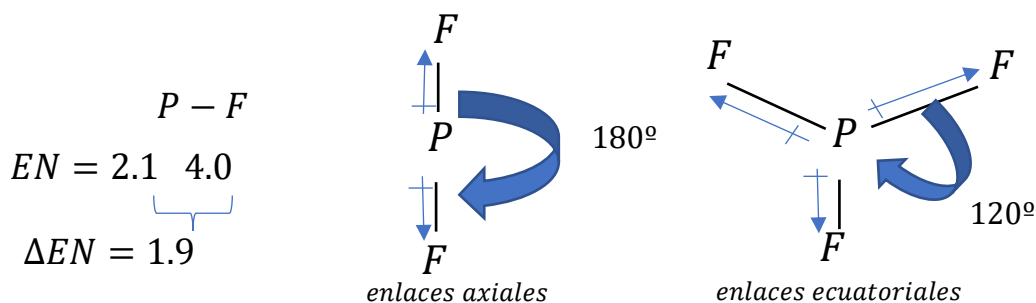


Figura 48. Disposición axial y ecuatorial de la molécula de pentafluoruro de fósforo.

Como se observa, existe una gran diferencia entre la electronegatividad del fósforo y la del flúor, por lo que se intuye que tienen enlaces muy polares, es por ello que se dividió a los dipolos de enlace en dos grupos, aunado a que existen dos tipos de enlace P-F diferentes, los ecuatoriales y los axiales. Es claro que los dipolos de enlaces axiales se cancelan entre sí, así mismo, los dipolos de enlaces ecuatoriales que también se cancelan, por lo tanto, las moléculas de PF_5 son no polares.

En cuanto a las otras cuatro vertientes, debemos tomar en cuenta que poseen al menos un par de electrones libres, por lo cual debemos recordar que, los pares de electrones no compartidos, no enlazantes o libres ocupan más espacio que los enlazantes, esto provoca un aumento en la repulsión de los pares no compartidos. A continuación, hablaremos de la vertiente tetraedro irregular o sube y baja, la cual posee cuatro pares enlazantes y un par de electrones libres.

Consideremos la molécula de SF_4 (Figura 49):

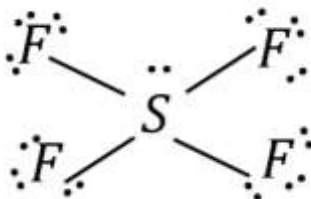


Figura 49. Estructura de Lewis de la molécula SF_4 .

Como se observa, el átomo central está representado por el azufre, a su alrededor tenemos cuatro átomos de flúor y un par de electrones libres, claro ejemplo para el tetraedro irregular. El azufre posee cinco grupos de electrones, por lo tanto, sabemos que pertenece a la geometría electrónica bipiramidal trigonal, y que, por esta misma distribución, contiene enlaces axiales y ecuatoriales, pero ¿cómo saber si el enlace libre es más estable en una posición axial o ecuatorial?

Analicemos lo siguiente, si el enlace libre estuviera en una posición axial, estaría a 90° de los otros tres pares enlazantes más cercanos los cuales ocupan posiciones ecuatoriales y a 180° del siguiente par axial, por otro lado, si ocupara una posición ecuatorial dos pares axiales estarían a 90° y los siguientes dos pares ecuatoriales estarían a 120° , por lo tanto, el par no enlazado estaría mejor distribuido en una posición ecuatorial (Figura 50).

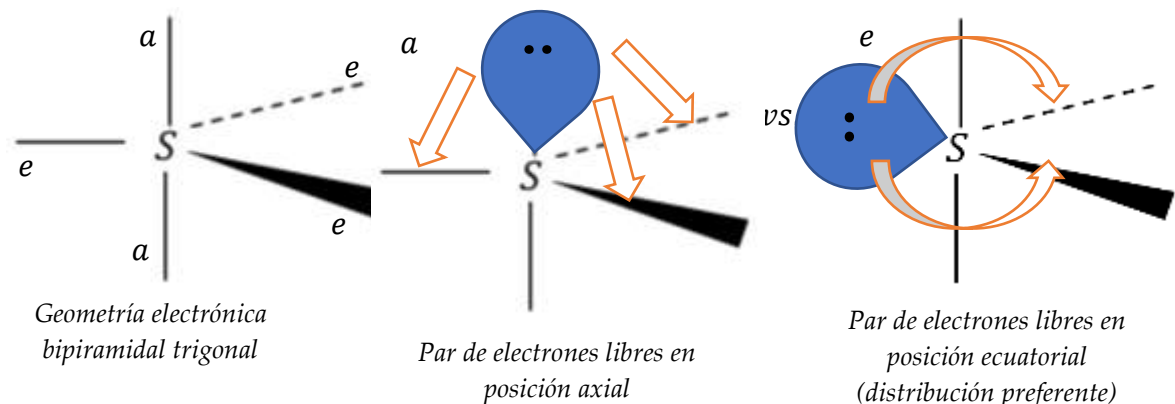


Figura 50. Representación de la distribución de los pares de electrones en posición axial y ecuatorial.

De esta forma, los átomos de flúor ocuparán las posiciones restantes. En el caso de la distribución tetraedro irregular o sube y baja, se sugiere imaginar a la distribución girando de tal manera que la línea que une a las posiciones axiales represente una tabla sobre la que dos personas se sientan y balancean en un “sube y baja” (Figura 51), al mismo tiempo que las posiciones ecuatoriales representan el pivote de balanceo.

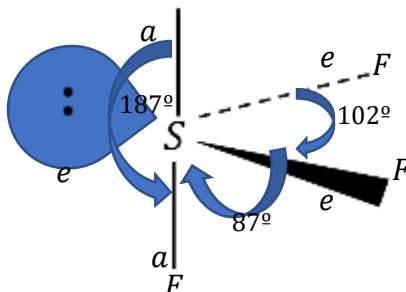


Figura 51. Tetraedro irregular o de sube y baja de baja energía, el más favorable.

Recordemos que los ángulos de enlace pueden variar con respecto a las repulsiones que intervienen de los valores idealizados, en el caso de SF_4 , la repulsión que interviene es la de par no enlazado-par enlazado (PNE-PE), dicha repulsión causa una distorsión tanto en los enlaces axiales como en los ecuatoriales S-F, lo cual genera una variación de los ángulos de enlace.

5.4.5 Geometría molecular octaédrica

Su notación es de la forma AX_6 (A: átomo central, X: átomos periféricos), es decir, consta de un átomo central más seis átomos de otro elemento, existen cuatro vertientes, aunque generalmente los ángulos de enlace son de 180° y 90° , la primera posee los seis pares de electrones enlazados, formándose así la geometría molecular *octaédrica* (AX_6) (Figura 52A), la segunda, tercera y cuarta tienen al menos un par de electrones no enlazantes, en cuanto a la segunda posee cinco pares enlazantes y un par no compartido, lo que genera la geometría *piramidal cuadrada* (AX_5) (Figura 52B), para la tercera vertiente, tenemos cuatro pares enlazantes y dos pares no enlazantes, obteniendo así la geometría *plana cuadrada* (AX_4) (Figura 52C), por último, para la cuarta tenemos dos pares enlazantes y tres pares libres, generando así la geometría *lineal* (AX_2) (Figura 52D).

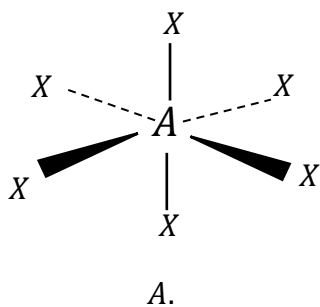


Figura 52A. Octaédrica

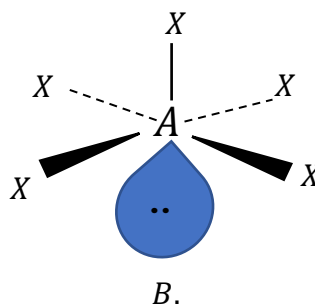


Figura 52B. Piramidal cuadrada

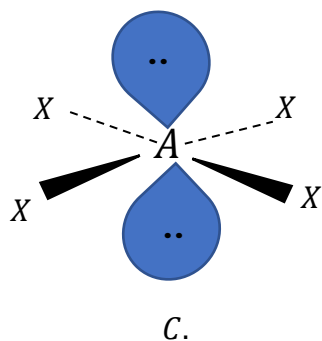


Figura 52C. Plana cuadrada

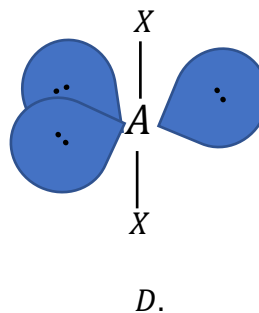


Figura 52D. Lineal

Veamos el ejemplo del hexafluoruro de azufre SF₆ (Figura 53):

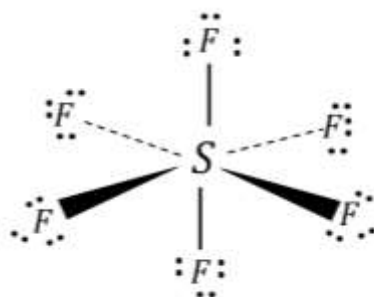


Figura 53. Estructura de Lewis de la molécula de hexafluoruro de azufre.

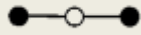
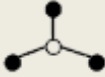








Se trata de una molécula con seis átomos de flúor alrededor de un átomo central de azufre, cuya disposición según la TRPECV se genera al alcanzar la máxima separación en el momento en el que los seis pares de electrones que se encuentran alrededor del átomo central ocupan los vértices de un octaedro regular, mientras que el azufre se coloca en la parte central del mismo.


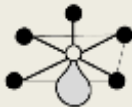

Siguiendo con nuestro ejemplo, los ángulos de enlace F-S-F son de 90° y 180°, al mismo tiempo, cada enlace S-F es muy polar, sin embargo, los dipolos de enlace se cancelan debido a la presencia de un dipolo igual a 180°, es decir, los dipolos de enlace grandes se cancelan, lo que provoca que la molécula de SF₆ sea no polar.

Por último, cabe destacar que la geometría octaédrica posee una gran simetría, es decir, las seis posiciones son equivalentes, por lo tanto, no importa en qué posición coloquemos al primer par de electrones libres, hablando claro del caso de la pirámide cuadrada, por otro lado, en la geometría cuadrada plana, para generar la mayor estabilidad en la distribución, se busca que los dos pares no compartidos estén a 180° entre sí.

A continuación, se presentan la tabla 4 que contiene, en resumen, todas las geometrías electrónicas y moleculares:

Tabla 4 Resumen de las geometrías electrónicas y moleculares, tomado del manual de química de la DCB FI UNAM, 2016.

Número total de pares de electrones en el	Forma molecular	Número de coordinación del	Tipos de pares de electrones del	Fórmula química	Geometría más estable		Ejemplos
					Nombre	Esquema	
2	Lineal	2	2 PE	AX ₂	Lineal		HgCl ₂ , CdI ₂ , [Ag(CN) ₂] ⁻¹
3	Triangular	3	3 PE	AX ₃	Triángulo equilátero		BF ₃ , BI ₃ , GaI ₃
		2	2 PE, 1 PL	AX ₂	Forma de V		SnCl ₂ , PbCl ₂
4	Tetraédrica	4	4 PE	AX ₄	Tetraédrica		CH ₄ , [BF ₄] ⁻¹ , SnX ₄
		3	3 PE, 1 PL	AX ₃	Piramidal trigonal		NH ₃ , H ₃ O ⁺¹ , PH ₃
		2	2 PE, 2 PL	AX ₂	Forma de V		H ₂ O, H ₂ S
5	Bipiramidal trigonal	5	5 PE	AX ₅	Bipiramidal trigonal		PCl ₅ , SbCl ₅ , VO ₃ ⁻¹
		4	4 PE, 1 PL	AX ₄	Tetraedro irregular		SF ₄ , TeCl ₄ , R ₂ SeCl ₂
		3	3 PE, 2 PL	AX ₃	En forma de T		ClF ₃ , BrF ₃
6	Octaédrica	2	2 PE, 3 PL	AX ₂	Lineal		[ICl ₂] ⁻¹ , I ₃ ⁻¹

		6	6 PE	AX6	Octaédrica		SF ₆ , [SiF ₆] ⁻² , [PbCl ₆] ⁻²
		5	5 PE, 1 PS	AX5	Piramidal cuadrada		BrF ₅ , IF ₅
		4	4 PE, 2 PS	AX4	Plana cuadrada		[ICl ₄] ⁻¹ , [BrF ₄] ⁻¹

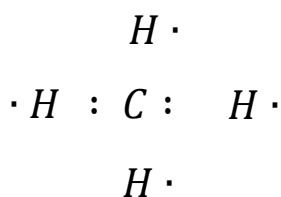
PE= par de electrones enlazados; PL=par de electrones libres

PROBLEMA TIPO

Durante la diagénesis, que es la primera etapa de transformación de la materia orgánica generada mediante un proceso de descomposición y ataques bacterianos, se produce metano CH₄ biogénico o biológico y corresponde con el gas seco, esto bajo las condiciones de temperatura 0° a 50°C y presión hasta 300 bares. Con ayuda de la TRPECV, prediga el tipo de geometría molecular que le corresponde al metano.

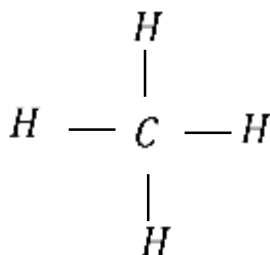
Solución:

En primer lugar, observemos que el carbono es tetravalente, es decir, tiende a unirse mediante cuatro enlaces covalentes, los cuales son ocupados por las cuatro moléculas de hidrógeno, veamos su estructura de Lewis:

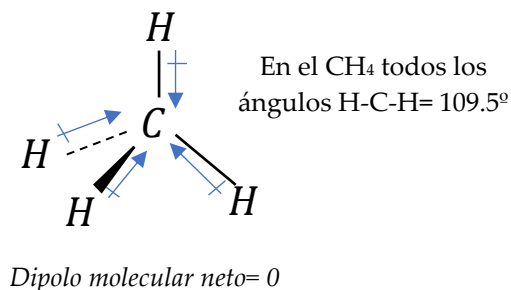
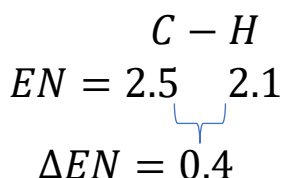


Debido a que el carbono posee cuatro electrones de valencia, requiere cuatro para cumplir con la regla del octeto y generar estabilidad, mismos que le proporciona el hidrógeno.

Mediante la TRPECV, podemos predecir la distribución de los cuatro electrones de valencia hacia los vértices de un tetraedro regular, debido a que, de esta forma, se logra la mayor separación entre los cuatro pares de electrones alrededor del átomo central, es decir, mediante la TRPECV, podemos predecir la geometría electrónica tetraédrica, sin electrones libres.



Los dipolos de enlace individuales son muy poco polares y, como se observa, están dirigidos hacia el carbono, por último, debido a su simetría los dipolos de enlace se cancelan y, por lo tanto, la molécula de CH₄ no es polar.



Capítulo 6. Fases: sólida, líquida y gaseosa. Fenómenos de superficie: tensión superficial, capilaridad

6.1 Introducción

El H₂O es una de las sustancias más interesantes en la naturaleza debido a sus propiedades, características, pero sobre todo porque puede estar en las tres fases o estados de agregación de la materia, el hielo es sólido, rígido y con forma definida; el vapor de agua es gaseoso, compresible, pero a la vez expansible y el agua es un líquido, puede fluir y adoptar cualquier forma del recipiente que lo contenga.

El agua obedece a la presión y a la temperatura, es así como puede pasar de una fase a otra en poco tiempo, sin embargo, no todas las sustancias pueden comportarse de esta manera, en algunos casos requieren de manipulaciones artificiales para obtener la fase deseada. Es por eso que, a lo largo del tiempo, el hombre ha entendido los procesos y procedimientos necesarios para "moldear" a las sustancias según sus necesidades, de este modo ha creado artefactos que licúan el aire, frigoríficos que solidifican el agua y calderas que vaporizan.

6.2 Fase sólida

En el estado o fase sólida las sustancias se caracterizan por tener una forma y volumen constantes, por ser rígidos o duros y a menudo, sus átomos se entrelazan de tal forma que le confieren cierta resistencia a la deformación, además poseen una fluidez muy baja o nula.

Por ejemplo, en los sistemas cristalinos, dichas propiedades se explican debido a la forma en cómo sus partículas se posicionan, ordenadamente, en lugares fijos en el espacio, dando lugar a redes cristalinas, estas redes cristalinas pueden observarse de manera macroscópica, por ejemplo, en un mineral de pirita FeS_2 (Figura 54), la disposición cúbica de sus caras es un reflejo del ordenamiento de sus partículas y, por lo tanto, de su red cristalina.

Por otro lado, a pesar de que las partículas ocupan lugares fijos en el espacio no se



Figura 54. Pirita cúbica, tomada de la colección mineralógica de la F.I.

encuentran inmóviles, al contrario, se mantienen vibrando de tal manera que son susceptibles a los cambios de temperatura, por ejemplo, al aumentar la temperatura se aumenta la oscilación de las partículas, por lo que aumentamos la distancia de separación entre ellas y así el sólido aumentará su volumen, dicho fenómeno es conocido como dilatación.

6.3 Fase líquida

Dentro de la fase líquida, las características más destacables son la capacidad de fluir y que pueden adoptar la forma del recipiente que los contiene. En un líquido las partículas que lo componen pueden moverse libremente, esto se debe a su energía cinética, aunque cabe destacar que ésta no es lo suficientemente grande como para vencer la fuerza de atracción que existe entre las partículas, es por ello que aún se mantienen relativamente juntas. Por ejemplo, si tomamos un vaso de vidrio y lo llenamos de agua (Figura 55), podemos observar que el líquido en cuestión adoptará la forma del recipiente, además fluye con facilidad.



Figura 55. Vaso de vidrio con agua.

6.4 Fase gaseosa

En la fase gaseosa, las fuerzas que mantienen unidas a las partículas son muy pequeñas, además, el número de partículas por unidad de volumen también es muy pequeño. Estas partículas se mueven de forma desordenada chocando unas contra otras y contra el recipiente que las contiene, esto explica por qué los gases no poseen una forma definida, el que sean capaces de expandirse indefinidamente o a lo largo del recipiente que los contiene y su alta compresibilidad.

Existen tres posibilidades dentro de los gases, la primera es si mantenemos la temperatura constante y ejercemos presión el volumen del gas disminuirá, esto se debe a la gran compresibilidad que tienen. La segunda es si mantenemos la presión constante y aumentamos la temperatura el volumen del gas aumentará, debido a que las partículas adquieren más energía cinética y por lo mismo generarán mayor choque entre las paredes del recipiente, incrementando la presión (Figura 56). Por último, si mantenemos el volumen constante, es decir el recipiente no se deforma, y aumentamos la temperatura, la presión aumentará, esto se debe al aumento de energía cinética de las partículas.



Figura 56. Fase gaseosa representada en las nubes.

A continuación, la tabla 5 resume las características principales de las tres fases o estados de agregación de la materia:

Tabla 5. Características principales de las tres fases o estados de la materia.

Sólido	Líquido	Gaseoso
Volumen fijo	Volumen fijo	No tienen volumen fijo, pero adquieren el volumen del recipiente que los contiene
Forma definida	Adopta la forma del recipiente que los contiene	No tiene forma definida
Las partículas que lo componen se encuentran cercanas entre sí	Las partículas que lo componen se encuentran relativamente cercanas entre sí	Las partículas se encuentran muy separadas entre sí
Poseen partículas ordenadas en lugares fijos en el espacio, generando redes cristalinas	Poseen partículas que pueden trasladarse libremente pero aún conservan interacciones unas con otras	Tienen total libertad de movimiento, se mueven desordenadamente y tienden a chocar entre ellas y con las paredes del recipiente que las contiene
No se comprimen	No se comprimen significativamente	Gran compresibilidad

No se expanden naturalmente, debe haber un cambio de temperatura (aumento)	No se expanden naturalmente, debe haber un cambio de temperatura (descenso)	Se expanden mucho naturalmente.
--	---	---------------------------------

6.5 Teoría cinético-molecular

El comportamiento de la materia se puede explicar actualmente mediante la teoría cinético-molecular la cual se basa en las siguientes observaciones:

- “La materia está compuesta por partículas muy pequeñas en continuo movimiento, entre ellas hay espacios vacíos. Las partículas pueden ser átomos, moléculas, iones...”
- La energía cinética de las partículas aumentará al incrementar la temperatura.
- Las partículas pueden moverse en cualquier dirección. En el caso de los gases éstas chocarán continuamente entre sí y con las paredes del recipiente que las contiene, estos choques están relacionados con la presión, entre más choques más presión.
- El estado de agregación de la materia puede ser modificado al cambiar la energía cinética de sus partículas.
- La teoría cinético-molecular trata de explicar los cambios de una fase a otra, como, por ejemplo: la fusión, evaporación, sublimación, condensación y solidificación.

6.5.1 Fusión

Se le llama fusión al proceso físico por el cual un sólido pasa a la fase líquida. Esto se genera al incrementar la temperatura del sólido en cuestión, debido a que las partículas que los constituyen aumentan su energía cinética, esto genera una separación cada vez más evidente, dicha separación logrará, en un momento determinado, debilitar las fuerzas que mantienen a las moléculas, generando la desaparición de su red cristalina, logrando así la formación del líquido.

Se le llama calor latente de fusión (L_f) al calor necesario para que un gramo de sólido pase a la fase líquida y se mide en J/kg.

6.5.2. Evaporación

Este cambio físico tiene lugar cuando un líquido pasa a la fase gaseosa, debido a que adquiere suficiente energía cinética para dispersarse. Esto se puede producir en la superficie del líquido (evaporación), o en el interior del líquido (ebullición).

La evaporación es un fenómeno superficial, es decir, sólo las partículas que se encuentran en la superficie del líquido son las que adquieren la energía cinética necesaria para dispersarse. La velocidad de evaporación depende de la temperatura, a mayor temperatura mayor velocidad de evaporación.

A la energía necesaria para que un gramo de líquido pase a la fase gaseosa se denomina calor latente de vaporización (L_v).

6.5.3. Sublimación

No es necesario que una sustancia sólida pase a la fase líquida para consecuentemente transformarse en un gas, ya que las partículas de la superficie de un sólido pueden adquirir

la energía cinética necesaria para romper las fuerzas que las mantienen unidas y pasar así, a la fase gaseosa, a este proceso se le conoce como sublimación.

A la energía necesaria para que un gramo de sólido pase a la fase gaseosa se llama energía de sublimación y coincide con la suma de los calores latentes de fusión (L_f) y de vaporización (L_v).

Del mismo modo, cuando un gas se enfría puede pasar directamente a la fase sólida, este proceso se conoce como *sublimación inversa*, *sublimación regresiva* o *deposición*.

6.5.4. Condensación

Se le conoce así al cambio físico en el cual se pasa de la fase gaseosa a la fase líquida, si se trata de vapor que cambia a la fase líquida se le llama condensación, por ejemplo, las lluvias al precipitarse en forma de lluvia. Por otro lado, si es un gas el que pasa a la fase líquida se le denomina licuefacción, por ejemplo, cuando el oxígeno es convertido en líquido con fines medicinales.

7.5.5 Solidificación

Representa el cambio físico que sucede cuando un líquido pasa a la fase sólida. Un claro ejemplo es cuando colocamos agua en un refrigerador y se congela, o cuando se elabora una vela con cera.

A continuación, se representa, en la figura 57, un resumen de todos los cambios de fases:

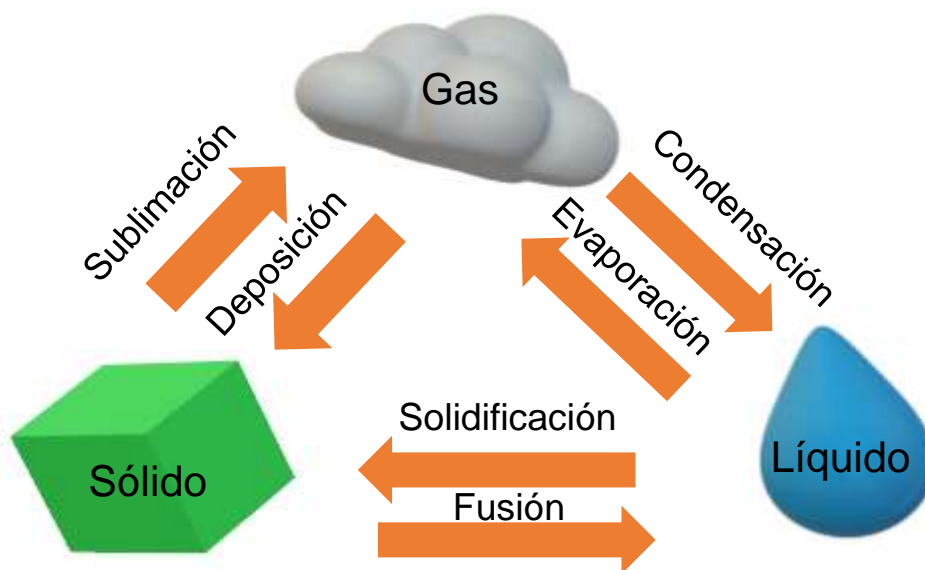


Figura 57. Representación de los cambios de fases o estados de agregación.

6.6. Fenómenos de Superficie: tensión superficial y capilaridad

Los líquidos poseen un volumen fijo, sin embargo, su forma puede variar, esto se refiere a que el área de la superficie que los envuelve tiende a cambiar, en palabras más sencillas se adaptan a la forma del recipiente que los contiene, aunque también pueden adoptar formas específicas, por ejemplo: gotas o burbujas, pero siempre dejando una superficie libre, la cual no necesariamente tiene que ser plana y no está determinada por la forma del recipiente.

Las fuerzas superficiales como la cohesión (líquido-líquido), que se define como la atracción que existe entre las moléculas la cual mantiene unidas a las partículas de una sustancia y la adhesión (líquido-sólido), que se define como la interacción entre las superficies de distintos cuerpos, son las responsables de distintos fenómenos de suma importancia como la tensión superficial y la capilaridad.

6.6.1 Tensión superficial

La superficie de un líquido suele comportarse como una membrana de tensión. Mediante la teoría de atracción molecular podemos decir que, las moléculas de un líquido dispuestas, de manera considerable, por debajo de esta superficie actúan una sobre otra mediante fuerzas iguales en todas direcciones. Por otro lado, las moléculas cercanas a la superficie generan mayor atracción entre sí en comparación a las que se encuentran debajo de ellas, esto se origina debido a las fuerzas de Van der Waals, las cuales producen que la superficie se comporte como una película o membrana con resistencia a la deformación, a esta mejora entre las fuerzas de atracción intermoleculares en la superficie se le conoce como *tensión superficial*, y ésta depende de la naturaleza del líquido, del medio que le rodea y de la temperatura.

La tensión superficial γ se define matemáticamente como la razón entre la fuerza de tensión por unidad de longitud:

$$\gamma = \frac{F}{2L}$$

El factor dos se considera debido a que existen dos superficies.

A continuación, se presenta la tabla 6 con valores de γ experimentales:

Tabla 6 Valores experimentales de tensión superficial para diferentes líquidos.

Líquido en contacto con el aire	Temperatura (°C)	Tensión superficial (mN/m)
Benceno	20	28.9
Tetracloruro de carbono	20	26.8
Etanol	20	22.3
Glicerina	20	63.1
Mercurio	20	465.0
Aceite de oliva	20	32.0
Disolución de jabón	20	25.0
Agua	0	75.6
Agua	20	72.8
Agua	60	66.2
Agua	100	58.9
Oxígeno	-193	15.7
Neón	-247	5.15
Helio	-269	0.12

6.6.2 Capilaridad

Se define como *capilaridad* a la elevación o depresión de un líquido en un tubo estrecho, causado por la tensión superficial de un líquido.

Como vimos anteriormente, las fuerzas de adhesión se generan por la interacción entre las superficies de distintos cuerpos, dependiendo si predominan las fuerzas adhesivas o cohesivas se generará un comportamiento distinto entre la superficie libre del líquido y las paredes del recipiente, puede curvarse hacia arriba o hacia abajo formando un menisco.

El ángulo de contacto entre la superficie líquida y la superficie sólida se conoce como θ , dependiendo de él pueden ocurrir tres fenómenos: que el líquido ascienda o moje (siempre y cuando $\theta < 90^\circ$), se mantenga ($\theta = 90^\circ$) o descienda o no moje (cuando $\theta > 90^\circ$) a través de un tubo estrecho, conocido también como capilar, una altura h determinada (Figura 57). A este fenómeno se le conoce como capilaridad o acción capilar.

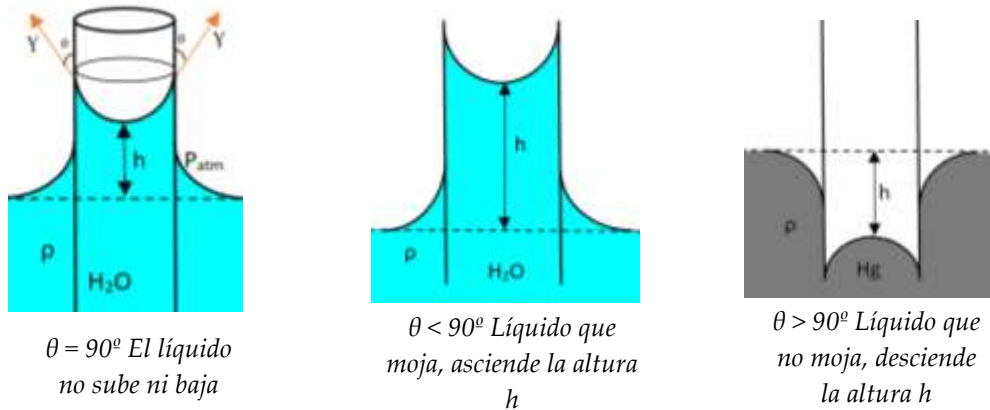


Figura 57. Formas en las que se puede representar la capilaridad.

Cabe destacar que cuando el ángulo de contacto se encuentra en equilibrio, el peso de la columna de líquido estará compensada por la componente vertical de las fuerzas de cohesión ya que las fuerzas de adhesión no intervienen y se pueden representar de la siguiente manera:

$$2\pi r \gamma \cos \theta = \rho g \pi r^2 h \quad \Rightarrow \quad h = \frac{2\gamma \cos \theta}{\rho g r}$$

PROBLEMA TIPO

Se sabe que el benceno es un tipo de hidrocarburo aromático y que tiene un coeficiente de tensión superficial de 28.9 mN/m, calcula la fuerza de tensión que se genera dentro de 0.25 m de longitud.

Solución:

$$\gamma = \frac{F}{2L} \rightarrow F = \gamma \cdot 2L$$

$$F = 28.9[mN/m] \cdot 2(0.25[m])$$

$$F = 14.45 [mN]$$

PROBLEMA TIPO

Se tiene un recipiente con petróleo pesado cuya densidad es de 100kg/m^3 con un coeficiente de tensión superficial $\gamma=26\text{ mN/m}$ y se introduce un tubo capilar abierto cuyo diámetro interior es de $r=0.015\text{ m}$, la altura entre los niveles de agua en el recipiente y el tubo capilar es de 0.25 m , calcula el radio de curvatura que se tendrá en el tubo capilar.

Solución:

$$2\pi r\gamma \cos \theta = \rho g \pi r^2 h \rightarrow \cos \theta = \frac{\rho g r h}{2\gamma}$$
$$\cos \theta = \frac{1000 \left[\frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \right] \cdot 9.81 \left[\frac{\text{m}}{\text{s}^2} \right] \cdot 0.015 \text{ [m]} \cdot 0.25 \text{ [m]}}{2(26 \left[\frac{\text{mN}}{\text{m}} \right])}$$

$$\cos \theta = \frac{36.7875}{52}$$

$$\theta = 45^\circ$$

Capítulo 7. Aplicaciones en las Ciencias de la Tierra

Enlaces químicos en Ciencias de la Tierra

Los electrones de valencia son aquellos que resultan alterados por el acercamiento de otros átomos. Esto implica que sean los electrones involucrados en la formación de los enlaces; es decir, la combinación de elementos químicos que formarán las estructuras de los minerales. Recordemos que un enlace químico resulta de la redistribución de electrones (compartición, ganancia o pérdida), la cual genera una configuración electrónica más estable entre dos o más átomos. Una vez que los electrones se reorganizaron y, si la configuración energética es menor, los átomos permanecerán juntos formando un enlace. Las fuerzas de atracción que unen a los átomos (o iones, o grupos iónicos) en los minerales y generan los enlaces, poseen una naturaleza eléctrica, esto se debe a que tienen cargas positivas y negativas. Es importante destacar que el tipo de enlace y su intensidad son las características responsables de las principales propiedades físicas y químicas de los minerales, por ejemplo, la dureza, la exfoliación, la conductividad térmica, eléctrica y la fusibilidad y la compresibilidad son algunas de las propiedades que están directamente relacionadas con las fuerzas de enlace.

En general, cuanto más fuerte es el enlace, más dureza tendrá el cristal. Por ejemplo, la gran dureza del diamante (con un 10 en la escala de Mohs, es decir la mayor de todos los minerales) se le atribuye a fuertes fuerzas eléctricas, las cuales mantienen unidos todos los átomos de carbono que lo constituyen (Figura 58).



Figura 58 Diamante, el mineral con mayor dureza, modificada de mundo-mineral.blogspot.mx

Otro ejemplo claro lo tenemos con la Galena (PbS) (Figura 59) y la Halita (NaCl) (Figura 60), ambos minerales tienen la misma disposición estructural en sus átomos (cúbica), pero la Galena se funde a 1113°C, mientras que la Halita se funde a 801°C, esto nos indica que el enlace más fuerte lo tenemos en el compuesto por Pb-S, debido a que se necesita mayor energía calorífica para fundirlo (separar sus átomos), que la energía necesaria para fundir a la Halita.



Figura 59. Ejemplo de Galena, tomada de la colección de minerales de la Facultad de Ingeniería.



Figura 60. Ejemplo de Halita, tomada de la colección de minerales de la Facultad de Ingeniería.

Fuerzas intermoleculares en las Ciencias de la Tierra

Existe un mecanismo de enlace debido a fuerzas electrostáticas relativamente débiles, las cuales se deben a una distribución asimétrica en sus cargas, nos referimos a las fuerzas intermoleculares y más específicamente a las fuerzas de van der Waals, las cuales se observan ampliamente en las Ciencias de la Tierra. Cabe recalcar que estos mecanismos de enlace no dependen de la transferencia de electrones de valencia de un átomo a otro o de la compartición de los mismos.

Fuerzas de van der Waals

Es un mecanismo de enlace que se genera debido a cargas residuales. Relaciona moléculas neutras y unidades estructurales sin carga en una estructura cohesiva en virtud de pequeñas cargas eléctricas residuales en sus superficies.

En él, los electrones que se encuentran en los orbitales de los átomos generan ciertos movimientos para interactuar de forma sincronizada y, de esta forma, evitarse tanto como

sea posible de modo que se produce una atracción dipolo instantánea débil entre los átomos. Esto resulta en una pequeña concentración de carga positiva y consecuentemente, resultará en una carga negativa pequeña en el otro extremo. La carga positiva neta en un lado de la molécula atrae electrones de la molécula vecina con carga negativa. Dicho dipolo podrá inducir un efecto similar en los átomos vecinos, lo que hará que toda la estructura molecular se una por este débil efecto dipolar. Tal unión es especialmente efectiva a grandes distancias en estructuras moleculares.

En la formación de cristales, estas moléculas están alineadas con polos negativos contra polos positivos de moléculas vecinas. Es así como el mecanismo une las moléculas de Cl₂ en el Cl₂ sólido y en otras moléculas neutras tales como N₂ y O₂. Si bien este mecanismo es común en compuestos orgánicos y gases solidificados, este tipo de enlace es muy común en minerales.

Cuando las fuerzas de Van der Waals están presentes en los minerales, generalmente definen algunas propiedades claves como una zona de fragilidad y baja dureza. Recordemos que es el más débil de los enlaces químicos.

Veamos el ejemplo de dos minerales, el grafito y el azufre, ambos conformados por fuerzas de Van der Waals. El grafito mineral consiste en láminas de átomos de carbono unidas covalentemente, éstas a su vez, unidas únicamente por enlaces de Van der Waals (Figura 61). Este mecanismo de unión débil permite que el grafito se use como la "tinta" en los lápices. El grafito se rompe fácilmente, dejando una marca en el papel, debido a que tiene una dureza de 1-2 en la escala de Mohs. Por otro lado, tenemos al azufre, su forma cristalina más común se compone de moléculas discretas con una estructura cíclica. Dentro de los anillos, existe un enlace covalente puro, pero los anillos adyacentes se mantienen unidos por las fuerzas de Van der Waals (Figura 62), lo que explica la baja dureza del azufre (1.5-2.4 en la escala de Mohs) y su bajo punto de fusión (112.87°C).

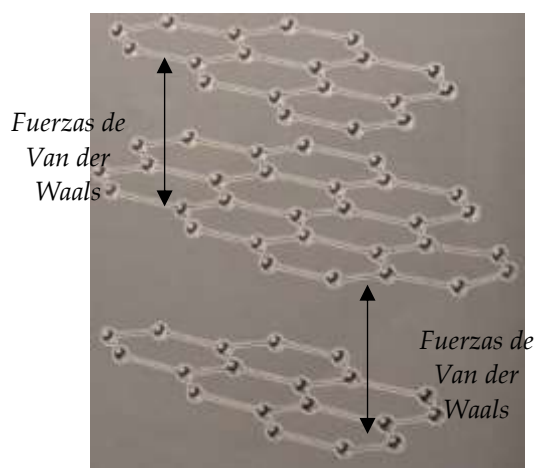


Figura 61. Representación de la estructura del grafito con enlace covalente entre átomos de carbono y enlace residual (Van der Waals) entre capas, modificada del mineral science.

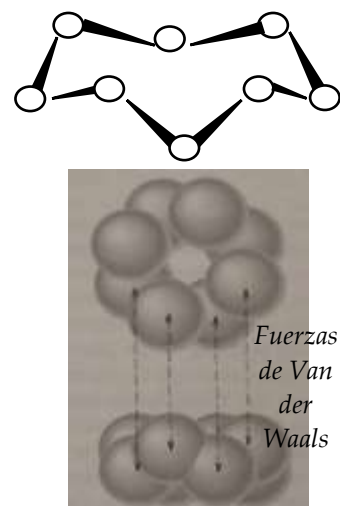


Figura 62. En la parte superior observamos los anillos de azufre. En la parte inferior se observa la unión de estos anillos por fuerzas de van der Waals, modificada del mineral science.

Capítulo 8. Cuestionarios de autoevaluación

Cuestionario de Autoevaluación tema 2

- Concepto que describe la formación de un enlace entre dos átomos al superponer o traslapar orbitales atómicos, lo que origina una zona común de alta densidad electrónica con dos electrones de espines apareados.
 - Teoría de Repulsión de los Pares Electrónicos de la Capa de Valencia.
 - Teoría del Orbital Molecular.
 - Teoría de Enlace Valencia.
 - Estructura de Lewis.
- Para que un enlace entre dos átomos se lleve a cabo se requiere que:
 - Los orbitales pertenezcan a la capa de valencia.
 - Que contengan electrones desapareados de espines opuestos.
 - Que contengan energía semejante.
 - Todas son correctas.
- Definición de enlace.
 - Unión de dos o más átomos con el fin de alcanzar la estabilidad y tratar de parecerse al gas noble más cercano.
 - Unión de dos o más átomos con el fin de crecer.
 - Unión de electrones.
 - Unión de protones.
- Es aquella unión que se forma cuando dos átomos comparten los electrones que se encuentran en la capa más externa o de valencia, dichos átomos deben ser no metálicos para que se pueda generar el enlace.
 - Enlace iónico.
 - Enlace covalente.
 - Enlace electrovalente.
 - Enlace metálico.
- Escribe V para verdadero y F para falso según corresponda en las siguientes oraciones respecto a los compuestos covalentes:
 - () Los compuestos covalentes pueden presentarse en cualquier estado de la materia: sólido, líquido o gaseoso.
 - () Son buenos conductores del calor y la electricidad.
 - () En estado sólido poseen puntos de fusión y ebullición relativamente bajos comparadas con las sustancias iónicas.
 - () No son solubles ni en agua ni en disolventes orgánicos.
 - () Generalmente poseen densidades bajas.
- Se genera cuando los átomos comparten, de manera equitativa, electrones para formar el enlace, siempre y cuando los átomos que participen pertenezcan al mismo elemento no metálico, además que la diferencia de electronegatividad es igual a cero.
 - Enlace iónico.
 - Enlace covalente puro.

- c) Enlace covalente polar.
d) Enlace metálico.
7. Se genera cuando los electrones enlazantes no se comparten de forma equitativa por los átomos, se lleva a cabo en elementos no metálicos diferentes, además se cumple que la diferencia de electronegatividad es diferente de cero.
- a) Enlace covalente polar.
b) Enlace covalente puro.
c) Enlace iónico.
d) Enlace coordinado o dativo.
8. Se forma cuando dos átomos comparten electrones, pero sólo uno de ellos aporta el par electrónico de enlace. El átomo que aporta el par de electrones se denomina dador, y el que lo recibe, receptor.
- a) Enlace covalente polar.
b) Enlace covalente coordinado o dativo.
c) Enlace covalente puro.
d) Enlace iónico.
9. Se define como la unión de átomos resultante de la atracción electrostática entre iones de signo distinto, es decir, uno que es fuertemente electropositivo (que tiene baja energía de ionización) y otro fuertemente electronegativo (con alta afinidad electrónica).
- a) Enlace covalente coordinado o dativo.
b) Enlace covalente puro.
c) Enlace iónico.
d) Enlace covalente polar.
10. La llamada cal viva está compuesta de óxido de calcio (CaO), se utiliza en la industria de la construcción con el fin de darle cohesión a los materiales de edificación. Determine:
- a) Qué tipo de enlace se forma en este compuesto.
b) ¿Los elementos involucrados son metales, no metales o ambos?

Respuestas del Cuestionario de autoevaluación tema 2

1. c)
2. d)
3. a)
4. b)
5. (V) Los compuestos covalentes pueden presentarse en cualquier estado de la materia: sólido, líquido o gaseoso.
(F) Son buenos conductores del calor y la electricidad.
(V) Tienen punto de fusión y ebullición relativamente bajos.

(F) No son solubles en solventes polares como benceno, tetracloruro de carbono, etc., pero sí solubles en solventes polares como el agua.

(V) Son aislantes, es decir, no conducen la electricidad.

6. b)

7. a)

8. b)

9. c)

10. a) El calcio le cede dos electrones al oxígeno, con el fin de completar su orbital y alcanzar su estabilidad, por lo que hablamos de un enlace iónico.

b) El calcio representa al metal y el oxígeno al no metal.

Cuestionario de Autoevaluación tema 3

1. Es aquella molécula que está compuesta por dos átomos del mismo elemento.
 - a) Molécula diatómica.
 - b) Molécula poliatómica.
 - c) Molécula sencilla.
 - d) Molécula polar.
2. Fuerzas de naturaleza electrostática entre las moléculas que integran a una sustancia, por lo general son de menor intensidad que las fuerzas de enlace y pueden ayudar a predecir o determinar algunas de las propiedades físicas de las sustancias.
 - a) Fuerzas intramoleculares.
 - b) Fuerzas intermoleculares.
 - c) Fuerzas electrónicas.
 - d) Fuerzas moleculares.
3. Menciona tres fuerzas intermoleculares:
 - a) Fuerzas ion-molécula, fuerzas de dispersión, fuerzas de van der Waals.
 - b) Fuerzas ion-ion, fuerzas dipolo-dipolo, fuerzas de dispersión.
 - c) Fuerzas molécula-molécula, fuerzas protón-electrón, fuerzas dipolo-dipolo.
 - d) Fuerzas partícula-partícula, fuerzas molécula-molécula, fuerzas de dispersión.
4. Estas fuerzas se establecen entre iones de cargas iguales o diferentes, bajo las condiciones siguientes: los iones que poseen cargas de signo contrario se atraen y los iones que poseen cargas con signos iguales se repelen.
 - a) Fuerzas ion-dipolo.
 - b) Fuerzas dipolo-dipolo.
 - c) Fuerzas ion-ion.
 - d) Fuerzas ion-dipolo inducido.
5. Estas fuerzas se generan debido a la atracción electrostática entre un ion y una molécula polar.
 - a) Fuerzas ion-ion.
 - b) Fuerzas ion-dipolo inducido.

- c) Fuerzas ion-dipolo.
 - d) Fuerzas de dispersión.
6. Este término agrupa de forma colectiva a las fuerzas de atracción entre moléculas ya sea polares o no polares, se consideran generalmente débiles.
- a) Fuerzas ion-dipolo.
 - b) Fuerzas de van der Waals.
 - c) Fuerzas de dispersión.
 - d) Puentes de hidrógeno.
7. Estas fuerzas de naturaleza electrostática se generan cuando el extremo positivo de una molécula polar interacciona con la parte negativa de otra molécula polar. Se presentan entre moléculas de carácter polar que carezcan de enlaces O-H, N-H o H-F.
- a) Fuerzas dipolo-dipolo.
 - b) Fuerzas dipolo-dipolo inducido.
 - c) Fuerzas ion-dipolo.
 - d) Puentes de hidrógeno.
8. Es un tipo especial de las fuerzas dipolo-dipolo, pero éste sólo se presenta entre moléculas que contienen enlaces covalentes O-H, N-H y F-H en su estructura.
- a) Fuerzas de dispersión.
 - b) Fuerzas dipolo-dipolo inducido.
 - c) Puentes de hidrógeno.
 - d) Fuerzas ion-dipolo.
9. Dichas fuerzas se establecen cuando ya sea un ion o una molécula polar, se acerca a un átomo (o molécula no polar), debido a que la distribución electrónica de este último tiende a distorsionarse, gracias a la fuerza que ejerce el ion o la molécula polar, esto da lugar a una clase de dipolo.
- a) Fuerzas de dispersión.
 - b) Fuerzas dipolo-dipolo.
 - c) Fuerzas ion-dipolo.
 - d) Puentes de hidrógeno.
10. Este tipo de fuerzas se generan en la interacción entre moléculas polares y no polares, se forma debido a que la carga de una molécula polar provoca una distorsión en la nube electrónica de la molécula no polar, convirtiéndola, de manera transitoria, en un dipolo y en ese momento se genera la atracción entre las moléculas.
- a) Fuerzas dipolo-dipolo.
 - b) Fuerzas de dispersión.
 - c) Fuerzas ion-dipolo.
 - d) Fuerzas dipolo-dipolo inducido.

Respuestas del Cuestionario de Autoevaluación tema 3

1. a)
2. b)
3. b)
4. c)
5. c)
6. b)
7. a)
8. c)
9. a)
10. d)

Cuestionario de Autoevaluación tema 4

1. ¿Qué son las estructuras de Lewis?
 - a) Representaciones bidimensionales de los pares de electrones enlazantes y libres.
 - b) Representaciones bidimensionales de los enlaces iónicos.
 - c) Representaciones bidimensionales de los enlaces covalentes.
 - d) Representaciones bidimensionales de los gases nobles.
2. ¿Qué enuncia la regla del octeto, elaborada por Gilbert Newton Lewis?
 - a) Establece el enlace de ocho moléculas.
 - b) Establece la relación entre ocho enlaces iónicos.
 - c) Establece el enlace entre los átomos de los elementos con el fin de generar estabilidad, llenando sus últimos niveles de energía con ocho electrones, asemejando la configuración de un gas noble.
 - d) Establece la forma en que ocho átomos se pueden enlazar.
3. Subraya la opción que tenga tres excepciones a la regla del octeto.
 - a) Moléculas diatómicas, moléculas poliatómicas y moléculas hipovalentes.
 - b) Moléculas hipervalentes, moléculas impares y moléculas hipovalentes.
 - c) Algunos elementos como el berilio, hidrógeno y cloro.
 - d) Gases nobles, algunos elementos como cloro y sodio y moléculas diatómicas.
4. Contesta V si es verdadero y F si es falso para los siguientes enunciados.

() Al escribir las estructuras de Lewis se requiere conocer la electronegatividad de cada elemento presente.

() Para saber el número de electrones presentes en la capa de valencia de cada elemento se requiere buscar el período al cuál pertenecen

() Una vez que se sabe el número de electrones disponibles se pueden representar por puntos.

() Los electrones enlazantes se representan por medio de puntos y los libres o no enlazantes por medio de guiones.

() Para que se cumpla la regla del octeto debe haber ocho electrones en la capa de valencia, con el fin de generar estabilidad y parecerse a la configuración de un gas noble.

5. Completa la siguiente tabla, puedes ayudarte de tu tabla periódica.

Elemento	Electrones de Valencia	Estructura de Lewis
Litio	1	Li •
Silicio		
Aluminio		
Neón		
Fósforo		

6. Mediante la estructura de Lewis, representa cada una de las siguientes moléculas, ¿puedes mencionar algún mineral de acuerdo con la fórmula química?:

Molécula	Estructura de Lewis	Mineral
NaCl		
CaF ₂		
LiF		
SiO ₂		
SnO ₂		

Respuestas cuestionario de autoevaluación tema 4

- a)
- c)
- b)
- (V) Al escribir las estructuras de Lewis se requiere conocer la electronegatividad de cada elemento presente.

(F) Para saber el número de electrones presentes en la capa de valencia de cada elemento se requiere buscar el período al cuál pertenecen

(V) Una vez que se sabe el número de electrones disponibles se pueden representar por puntos.

(F) Los electrones enlazantes se representan por medio de puntos y los libres o no enlazantes por medio de guiones.

(V) Para que se cumpla la regla del octeto debe haber ocho electrones en la capa de valencia, con el fin de generar estabilidad y parecerse a la configuración de un gas noble.

5.

Elemento	Electrones de Valencia	Estructura de Lewis
Litio	1	Li •
Silicio	4	• •Si•
Aluminio	3	• •Al•
Neón	8	•• : Ne : ••
Fósforo	5	•• •P•

6.

Molécula	Estructura de Lewis	Mineral
NaCl		Halita
CaF ₂		Fluorita
LiF		Griceita

SiO_2	$:\ddot{\text{O}} - \text{Si} - \ddot{\text{O}}:$	Cuarzo
SnO_2	$:\ddot{\text{O}} - \text{Sn} - \ddot{\text{O}}:$	Casiterita

Cuestionario de Autoevaluación tema 5

- La Teoría de Repulsión de los Pares Electrónicos de la Capa de Valencia fue propuesta por primera vez en los años 40 por Sidgwick y Powell, sin embargo, fue desarrollada por:
 - Gilbert Newton Lewis.
 - Linus Pauling.
 - Gillespie y Nyholm.
 - John Dalton.
- Se basa en el grado de repulsión electrostática de los pares de electrones de valencia alrededor del átomo ya que éstos, se repelen entre sí, lo cual genera que adopten una disposición espacial determinada, la cual tratará de minimizar dicha repulsión, determinando así, la geometría molecular.
 - Estructura de Lewis
 - Teoría de Repulsión de los Pares Electrónicos de la Capa de Valencia.
 - Teoría de Enlace Valencia.
 - Geometría Molecular.
- Subraya el enunciado que mencione tres de las seis geometrías electrónicas que puede tener una molécula:
 - Lineal, octaédrica y bipiramidal trigonal.
 - Cúbica, cilíndrica y esférica.
 - Rectangular, triangular y romboedral.
 - Lineal, tetraédrica y esférica.
- Escribe V si es verdadero y F si es falso en los siguientes enunciados:
 - () La geometría electrónica lineal es la más estable.
 - () Las repulsiones se escriben en orden de mayor a menor intensidad de la siguiente forma PNE-PNE>PNE-PE>PE-PE.
 - () Los números de pares enlazantes y no enlazantes pueden ser números racionales.
 - () El ángulo que se forme entre dos pares enlazantes será más grande que el formado por dos pares no enlazantes.
 - () Los pares de electrones enlazantes múltiples (dobles o triples) ocupan más espacio que los sencillos.

5. De acuerdo con las siguientes moléculas, escribe su geometría electrónica.

Molécula	Estructura de Lewis	No. de pares enlazantes	No. de pares no enlazantes	No. total de grupos de e ⁻ en el átomo central	Geometría electrónica
CH ₄					
BeCl ₂					
BF ₃					
NH ₃					
PCl ₅					

Respuestas cuestionario de autoevaluación tema 5

- c)
- b)
- a)
- Escribe V si es verdadero y F si es falso en los siguientes enunciados:
 - (V) La geometría electrónica lineal es la más estable.
 - (V) Las repulsiones se escriben en orden de mayor a menor intensidad de la siguiente forma PNE-PNE>PNE-PE>PE-PE.
 - (F) Los números de pares enlazantes y no enlazantes pueden ser números racionales.

(F) El ángulo que se forme entre dos pares enlazantes será más grande que el formado por dos pares no enlazantes.

(V) Los pares de electrones enlazantes múltiples (dobles o triples) ocupan más espacio que los sencillos.

5. De acuerdo con las siguientes moléculas, escribe su geometría electrónica.

6.

Molécula	Estructura de Lewis	No. de pares enlazantes	No. de pares no enlazantes	No. total de grupos de e ⁻ en el átomo central	Geometría electrónica
CH ₄	$ \begin{array}{c} H \\ \\ H - C - H \\ \\ H \end{array} $	4	0	4	Tetraédrica
BeCl ₂	$: \ddot{Cl} - Be - \ddot{Cl} : $	2	0	2	Lineal
BF ₃	$ \begin{array}{c} : \ddot{F} - B - \ddot{F} : \\ \\ : F : \\ \cdot\cdot \end{array} $	3	0	3	Trigonal
NH ₃	$ \begin{array}{c} H \\ \\ : N - H \\ \\ H \end{array} $	3	1	4	Tetraédrica
PCl ₅	$ \begin{array}{c} : \ddot{Cl} : \\ : \ddot{Cl} \quad \quad \ddot{Cl} : \\ \quad \quad P \\ \quad \quad / \quad \backslash \\ : Cl : \quad : Cl : \end{array} $	5	0	5	Bipiramidal trigonal

				
--	----	----	--	--	--	--

Cuestionario de Autoevaluación tema 6

1. Cuando tenemos una molécula con más de dos átomos unidos por enlaces polares, es necesario tomar en cuenta la distribución de los dipolos de enlace resultantes, ya que con ello:

- a) Podremos deducir si la molécula es o no polar.
- b) Generamos su momento dipolar.
- c) Deducimos que la molécula existe.
- d) Deducimos que la molécula no existe.

2. Selecciona el inciso que tiene las dos condiciones que se deben cumplir para que una molécula sea polar:

- a) Debe existir al menos un enlace polar o un par de electrones no enlazantes en el átomo central y, los enlaces polares, si existiera más de uno, deben tener una distribución que no cancele su polaridad (dipolo de enlace) y, si hay dos o más pares de electrones no enlazantes en el átomo central, deben tener una distribución que no cancele su polaridad.
- b) No deben existir electrones libres en el átomo central y, se debe cancelar la polaridad de los enlaces.
- c) Deben existir pares de electrones enlazantes en el átomo central y, se debe cancelar la polaridad de los enlaces.
- d) Ninguna de las anteriores.

3. Se refiere a la disposición espacial de los átomos que constituyen la molécula y está determinada por la orientación relativa de sus enlaces covalentes. Esta disposición influye en las propiedades físicas y químicas de la molécula.

- a) Geometría electrónica.
- b) Geometría molecular.
- c) Estructura de Lewis.
- d) Polaridad molecular.

4. ¿Cuál es la diferencia entre geometría electrónica y geometría molecular?

- a) La distribución de los electrones libres y enlazantes.
- b) La geometría molecular excluye a los pares de electrones libres y sólo toma en cuenta la distribución de los átomos enlazados alrededor del átomo central, mientras que la electrónica, se refiere a la distribución geométrica de todos los grupos de electrones alrededor del átomo central.
- c) Una toma electrones y la otra moléculas.
- d) Ninguna de las anteriores.

5. La geometría molecular está determinada por:

- a) Tipo de molécula.
- b) El átomo central y el (los) periférico(s).

- c) El momento dipolar
- d) Distancia de enlace y ángulo de enlace.

6. Teoría principal de apoyo para determinar la geometría molecular, la cual considera que la disposición espacial de los átomos que constituyen a una molécula dependerá de la cantidad de pares electrónicos (enlazantes o libres) que existen alrededor de cada átomo central, así como también, de la repulsión existente entre éstos.

- a) Teoría del orbital molecular.
- b) Teoría de enlace valencia.
- c) Teoría de repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia.
- d) Teoría de Arrhenius.

7. Selecciona la opción que contenga al menos tres de las cinco geometrías moleculares principales.

- a) Trigonal, lineal, heptagonal.
- b) Hexagonal, doble, triple.
- c) Lineal, tetragonal, hexagonal.
- d) Lineal, trigonal, octaédrica.

8. Escribe V para verdadero y F para falso según corresponda:

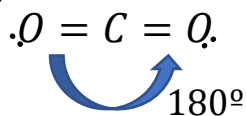
- () La geometría lineal es la más estable de todas.
- () La geometría lineal consta de un átomo central y tres átomos periféricos.
- () La geometría lineal tiene ángulos de enlace de 180° .
- () La geometría trigonal también es conocida como triangular.
- () Existe una vertiente de la geometría trigonal que posee un par de electrones libres.
- () La geometría molecular bipiramidal trigonal posee tres pares de electrones enlazados.
- () La geometría octaédrica tiene dos vertientes.

9. Durante la erupción de un volcán existen distintos gases que se liberan a la atmósfera, uno de ellos es el dióxido de carbono CO_2 , una molécula relativamente simple, pero que en grandes cantidades puede contribuir negativamente en el ambiente, aumentando la temperatura de nuestro planeta, determine su geometría molecular.

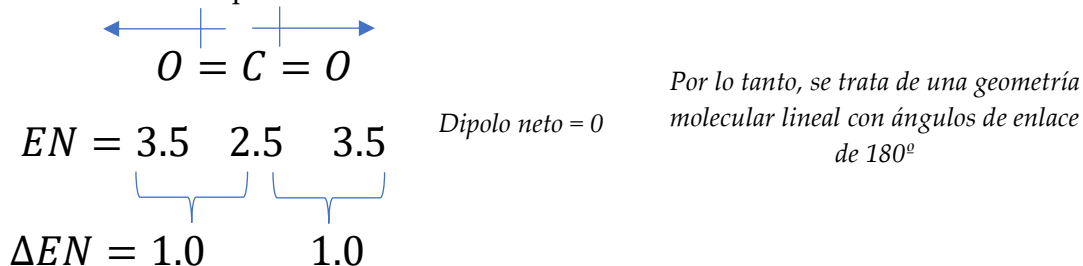
Respuestas cuestionarios de autoevaluación tema 6

- 1. a)
- 2. a)
- 3. b)
- 4. b)
- 5. d)

6. c)
7. d)
8. (V) La geometría lineal es la más estable de todas.
 (F) La geometría lineal consta de un átomo central y tres átomos periféricos.
 (V) La geometría lineal tiene ángulos de enlace de 180° .
 (V) La geometría trigonal también es conocida como triangular.
 (V) Existe una vertiente de la geometría trigonal que posee un par de electrones libres.
 (F) La geometría molecular bipiramidal trigonal posee tres pares de electrones enlazados.
 (F) La geometría octaédrica tiene dos vertientes.
9. Como se observa, se trata de una molécula de la forma AX_2 , es decir un átomo central, en este caso el carbono y dos átomos periféricos, que se presentan por los oxígenos, por lo tanto, se trata de una geometría electrónica lineal, veamos con ayuda de la estructura de Lewis:



Para este caso tenemos la presencia de dos dobles enlaces, cada enlace $C=O$ es polar pero la dirección de los dipolos de enlace es opuesta, por lo cual se cancelan, generando que la molécula de CO_2 se no polar.



Cuestionario de Autoevaluación del tema 7

1. Selecciona la opción que contenga las tres fases o estados de agregación de la materia:
 - a) Sólido, líquido y plasma.
 - b) Sólido, líquido y gaseoso.
 - c) Dúctil, viscoso, gaseoso.
 - d) Sólido, viscoso, gaseoso.

2. Las sustancias en esta fase se caracterizan por tener una forma y volumen constantes, por ser rígidas o duras y además poseen una fluidez muy baja o nula.
 - a) Fase gaseosa.
 - b) Fase líquida.
 - c) Fase sólida.
 - d) Ninguna de las anteriores.

3. Las sustancias en esta fase poseen las siguientes características: son capaces de fluir y pueden adoptar la forma del recipiente que los contiene.

- a) Fase líquida.
- b) Fase sólida.
- c) Fase gaseosa.
- d) Ninguna de las anteriores.

4. Las sustancias en esta fase no poseen una forma definida, son capaces de expandirse indefinidamente o a lo largo del recipiente que las contiene y tienen una alta compresibilidad.

- a) Fase sólida.
- b) Fase líquida.
- c) Fase gaseosa.
- d) Ninguna de las anteriores.

5. Escribe V si es verdadero y F si es falso para los siguientes enunciados:

Podemos explicar el comportamiento de la materia apoyados en la teoría cinético-molecular.

La materia se compone de partículas muy grandes en estado estático y no existen espacios vacíos entre ellas.

La energía cinética de las partículas disminuirá al incrementar la temperatura.

Las partículas pueden moverse en cualquier dirección. En el caso de los gases éstas chocarán continuamente entre sí y con las paredes del recipiente que las contiene.

El estado de agregación de la materia no puede ser modificado al cambiar la energía cinética de sus partículas.

La teoría cinético-molecular trata de explicar los cambios de una fase a otra, como por ejemplo: la fusión, evaporación, sublimación, condensación, solidificación.

6. Coloca en el paréntesis los cambios de fase con su correspondiente definición.

Proceso físico por el cual un sólido pasa a la fase líquida. A. Solidificación

Tiene lugar cuando un líquido pasa a la fase gaseosa. B. Licuefacción

Proceso físico por el cual una sustancia sólida cambia a la fase gaseosa sin pasar por la fase líquida. C. Condensación

Cambio físico en el cual hay una transición de la fase gaseosa (vapor) a la fase líquida. D. Sublimación

Cambio físico en el cual hay una transición de la fase gaseosa (gas) a la fase líquida. E. Evaporación

Sucede cuando un líquido pasa a la fase sólida. F. Fusión

7. Se define como la atracción que existe entre las moléculas la cual mantiene unidas a las partículas de una sustancia.

- a) Cohesión.
- b) Adhesión.
- c) Absorción.
- d) Adsorción.

8. Se define como la interacción entre las superficies de distintos cuerpos.

- a) Cohesión.
- b) Adhesión.
- c) Absorción.
- d) Adsorción.

9. Fenómeno de superficie que genera que la superficie de un líquido se comporte como una membrana o película, con resistencia a la deformación.

- a) Capilaridad.
- b) Fusión.
- c) Tensión superficial.
- d) Adhesión.

10. Fenómeno de superficie que produce elevación o depresión de un líquido en un tubo estrecho, causado por la tensión superficial de un líquido.

- a) Capilaridad.
- b) Fusión.
- c) Tensión superficial.
- d) Adhesión.

Respuestas cuestionario tema 7

1. b)

2. c)

3. a)

4. c)

5. (V) Podemos explicar el comportamiento de la materia apoyados en la teoría cinético-molecular.

(F) La materia se compone de partículas muy grandes en estado estático y no existen espacios vacíos entre ellas.

(F) La energía cinética de las partículas disminuirá al incrementar la temperatura.

(V) Las partículas pueden moverse en cualquier dirección. En el caso de los gases éstas chocarán continuamente entre sí y con las paredes del recipiente que las contiene.

(F) El estado de agregación de la materia no puede ser modificado al cambiar la energía cinética de sus partículas.

(V) La teoría cinético-molecular trata de explicar los cambios de una fase a otra, como por ejemplo: la fusión, evaporación, sublimación, condensación, solidificación.

6.

(F) Proceso físico por el cual un sólido pasa a la fase líquida. A. Solidificación

(E) Tiene lugar cuando un líquido pasa a la fase gaseosa. B. Licuefacción

(D) Proceso físico por el cual una sustancia sólida cambia a la fase gaseosa sin pasar por la fase líquida. C. Condensación

(C) Cambio físico en el cual hay una transición de la fase gaseosa (vapor) a la fase líquida. D. Sublimación

(B) Cambio físico en el cual hay una transición de la fase gaseosa (gas) a la fase líquida E. Evaporación

(A) Sucede cuando un líquido pasa a la fase sólida. F. Fusión

7. a)

8. b)

9. c)

10. a)

Conclusiones

Se desarrolló un material didáctico que incluye tanto la parte teórica como el refuerzo de la misma con el fin de aportar una herramienta más al aprendizaje significativo de los alumnos que cursan alguna carrera de ingeniería en Ciencias de la Tierra, ya que la Química juega un papel muy importante en esta área de conocimientos, es por ello que se busca incrementar los instrumentos de enseñanza-aprendizaje para lograr que estas bases se fortalezcan, desarrollen y apliquen a lo largo de toda la formación del alumnado.

La Química es una ciencia básica en la preparación de los alumnos de Ciencias de la Tierra, pues abre el panorama a la formación de la materia, las fuerzas que la mantienen unida, la forma en la que se dispone, la abundancia que tiene en nuestro planeta, las diversas formas en las que se presenta, los cambios que sufre, entre otras muchas cosas.

Un enlace químico se define como la interacción responsable de la unión entre dos o más átomos (ya sea de la misma especie o de especies diferentes), con el fin de alcanzar la estabilidad y adquirir la configuración electrónica del gas noble más cercano.

Se conoce como fuerzas intermoleculares a las fuerzas de naturaleza electrostática entre las moléculas que integran a una sustancia, por lo general son de menor intensidad que las fuerzas de enlace y pueden ayudar a predecir o determinar algunas de las propiedades físicas de las sustancias, por ejemplo, la densidad, el estado de agregación, el punto de fusión, el punto de ebullición, la solubilidad, la tensión superficial, etc.

El conocimiento y noción de los enlaces químicos y las fuerzas intermoleculares son de suma importancia para la vida de los estudiantes de Ciencias de la Tierra, pues sus aplicaciones son llevadas desde una visión microscópica a una macroscópica con los minerales, es gracias a ellos que se puede entender de una mejor manera su formación, la disposición de su estructura, su abundancia, e inclusive se puede comparar a muchos de ellos entre sí con el fin de lograr su identificación, pues, si bien pueden llegar a poseer un arreglo muy similar, sus propiedades físicas tienden a ser totalmente diferentes debido, en gran medida, al papel que juegan los enlaces y fuerzas intermoleculares en ellos.

Bibliografía

- Ander, P., Sonnessa, A. (1998). *Principios de Química, introducción a los conceptos teóricos*. Editorial Limusa Noriega, decimosexta reimpresión.
- Chang, R., Goldsby, K. (2014). *Química*. Editorial Mc Graw Hill, duodécima edición, 2017.
- De Anda, P., Jara, S., Vivas, M., Flores, H., Rodríguez. M. (2007). *Química 2*. Editorial Umbral.
- Hein, M., Arena, S. *Fundamentos de Química*. Editorial CENAGE Learning, decima catorceava edición.
- Klein, C., Dutrow, B. (2012). *Mineral Science*. Gran Bretaña. Editorial Wiley, vigésima tercera edición.
- Whitten, K., Davis, R., Peck, M., Stanley, G. (2014). *Química*. Cengage Learning, 10° edición.

Mesografía

http://www.dcb.unam.mx/cerafin/bancorec/ejenlinea/9_Geometria_molecular.pdf

http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/FuerzasIntermoleculares_11310.pdf

http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/Lewis_15330.pdf

<http://www.ehu.eus/biomoleculas/moleculas/fuerzas.htm>

<https://quimicom.files.wordpress.com/2012/06/polaridad-de-las-molc3a9culas-v2.pdf>

http://recursostic.educacion.es/newton/web/materiales_didacticos/EDAD_3eso_estados_d_e_la_materia/impresos/quincena3.pdf

<http://www.ugr.es/~pittau/FISBIO/t5.pdf>