



Nombre de alumno: Felipe de Jesús  
López Avendaño.

Nombre del profesor: Luz Elena  
Cervantes

Nombre del trabajo: ACTIVIDAD 1  
SUPERNOTAS SOBRE  
INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA  
ORGÁNICA

Materia: QUIMICA ORGANICA

Grado: Primer Semestre.

Grupo: Nutrición.

Comitán de Dominguez Chiapas 10/09/2020.

## INDICE.

Introducción.....	3.
Desarrollo.....	3.
Conceptos básicos de la estructura atómica y molecular.....	4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11, 12, 13, 14, 15 y 16.
Teoría Atómica.....	4.
Átomo.....	5 y 6.
Representación de moléculas orgánicas a partir de estructuras de Lewis.....	6.
Estructuras de Lewis y resonancia.....	7.
Geometría molecular a partir de estructuras de Lewis.....	8, 9, 10, 11, 12 y 13.
Estructura y propiedades de las moléculas.....	13 y 14.
MODELO DE REPULSIÓN DE PARES ELECTRÓNICOS EN LA CAPA DE VALENCIA. (RPECV).....	14 y 15.
Modelo del orbital molecular (OM).....	16.
Conclusión.....	16.

## Introducción.

En esta presentación se dan puntos importantes de las propiedades y características de los átomos y las moléculas. Además, cabe destacar que son la base química de la vida ya que las partículas de las que está formada la materia son los átomos y las moléculas

## Desarrollo.

En el transcurso de los años los científicos nos han podido brindar con el tiempo abundante información muy valiosa acerca de la vida, y gracias a ello podemos comprender en la actualidad acerca de las moléculas y de los átomos.

Hoy en día podemos enriquecernos de conocimientos más certeros para lograr entender, interpretar y poner en práctica mucho mejor dicho tema por lo consiguiente nos permite tratar los comportamientos del cuerpo y de la materia en general, para darle la importancia que le corresponde, como por ejemplo: <sup>1</sup>Las kisspeptinas son unas moléculas claves en los procesos de reproducción de las especies, asimismo me permite entender que sin ellas no existiría la vida.

Por lo tanto gracias a las Biomoléculas podemos obtener el ATP, y sin ello no tendríamos energía ni siquiera para mantenernos de pie, por que proviene de los alimentos y es la base fundamental para la vida.

<sup>2</sup>La importancia de conocer los átomos es que la materia está conformada por ellos, son muy importantes porque son parte de todo lo que hacemos y comemos, ya que es la parte más pequeña de la que puede estar constituido un elemento.

---

<sup>1</sup>[https://www.diariocordoba.com/noticias/cordobalocal/importancia-molecula\\_436277.html#:~:text=Las%20kisspeptinas%20son%20unas%20mol%C3%A9culas,afectaci%C3%B3n%20a%20la%20funci%C3%B3n%20reproductora.](https://www.diariocordoba.com/noticias/cordobalocal/importancia-molecula_436277.html#:~:text=Las%20kisspeptinas%20son%20unas%20mol%C3%A9culas,afectaci%C3%B3n%20a%20la%20funci%C3%B3n%20reproductora.)

<sup>2</sup>

<https://brainly.lat/tarea/12671802#:~:text=La%20importancia%20de%20conocer%20los,el%20estudio%20de%20los%20%C3%A1tomos.>

# Conceptos básicos de la estructura atómica y molecular.

## Teoría Atómica

En 1808, John Dalton estableció las hipótesis sobre las que fundó su teoría atómica:



• a) Los elementos están formados por partículas pequeñas llamadas átomos. Todos los átomos de un elemento son idénticos (tamaño, masa, propiedades químicas) y diferentes de los de otro elemento.

• b) Los compuestos están formados por átomos de más de un elemento en una relación que es un número entero o una fracción sencilla.

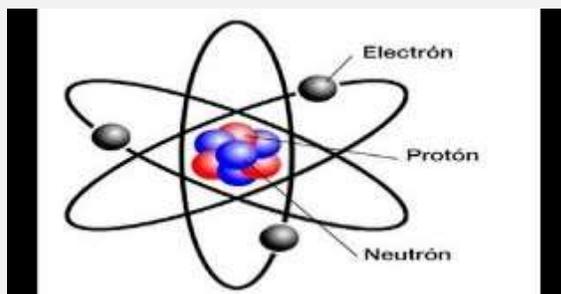
• c) Una reacción química consiste en la separación, combinación o reordenamiento de los átomos, los cuales no se crean ni se destruyen.

• Es la unidad básica que puede intervenir en una combinación química. Está formado por partículas subatómicas, de las cuales las más importantes son los electrones, los protones y los neutrones.

• Los electrones son partículas con carga negativa que se encuentran en lugares energéticos conocidos como rempes u orbitales. Su masa es de  $9.1 \times 10^{-28}$  g.

• Los protones son partículas con carga positiva que se encuentran en el núcleo atómico y cuya masa es de  $1.67 \times 10^{-24}$  g.

• Algunos elementos presentan más de una masa atómica, dependiendo del número de neutrones en su núcleo. A estos átomos se les llama isótopos.



## El átomo

• El número de protones y de neutrones presentes en el núcleo de un átomo de un elemento

se conoce como número de masa. Cuando se mide en una (unidades de masa atómica, referidas a la masa de un átomo de carbono 12), se llama masa atómica (A).  $A = p + n$

• Los neutrones son partículas eléctricamente neutras, que se encuentran en el núcleo y que tienen una masa un poco mayor que la de los protones. Partícula Masa (g) Carga Coulombs, Carga unitaria Electrón  $9.1 \times 10^{-28}$  g  $-1.6022 \times 10^{-19}$  - 1 Protón  $1.67 \times 10^{-24}$ g  $+1.6022 \times 10^{-19}$  + 1 Neutrón  $1.675 \times 10^{-24}$ g 0 0 E

Número atómico, Masa atómica. Isótopos

• El número de protones en el núcleo de un elemento se conoce como número atómico (Z).

• El peso atómico de un elemento es el promedio de las masas de los isótopos naturales expresado en una.

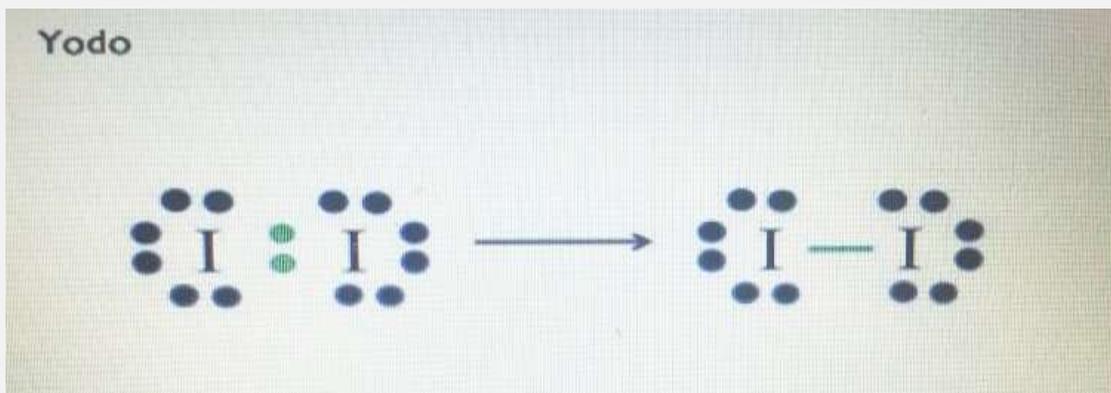
• El número de protones en el núcleo de un elemento se conoce como número atómico (Z).

• Algunos elementos presentan más de una masa atómica, dependiendo del número de neutrones en su núcleo. A estos átomos se les llama isótopos.

• El peso atómico de un elemento es el promedio de las masas de los isótopos naturales expresado en uma.

• El número de protones y de neutrones presentes en el núcleo de un átomo de un elemento se conoce como número de masa. Cuando se mide en uma (unidades de masa atómica, referidas a la masa de un átomo de carbono 12), se llama masa atómica (A).  $A = p + n$  referidas a la masa de un átomo de carbono 12, se llama masa atómica (A).  $A = p + n$

### Representación de moléculas orgánicas a partir de estructuras de Lewis





## Estructuras de Lewis y resonancia.

¿Qué es?

Es una estructura la cual representa los electrones de valencia y los enlaces covalentes en una molécula o ion que sirve para obtener una idea de su estructura molecular.

Esta estructura a fallado en algunos detalles importantes como la geometría molecular respecto a un átomo y su entorno (si es cuadrada, plana trigonal, bipiramidal, etc.).

NO habla de cuál es la hibridación química de sus átomos, pero sí dónde se sitúan los dobles o triples enlaces y si existe resonancia en la estructura.

Con esta información puede argumentarse sobre la reactividad de un compuesto, su estabilidad, el cómo y qué mecanismo seguirá la molécula cuando reaccione.

¿Cómo se hace?

Para dibujar o bosquejar una estructura, fórmula o diagrama de Lewis es imprescindible la fórmula química del compuesto. Sin ella no se puede siquiera saber cuáles son los átomos que lo conforman. Una vez con ella se recurre a la tabla periódica para ubicar cuáles son los grupos a que pertenecen.

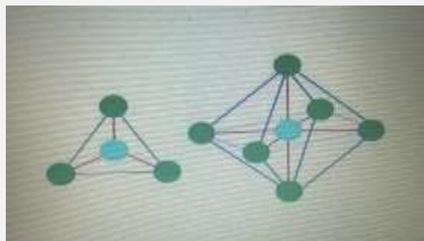
## Geometría molecular a partir de estructuras de Lewis

La geometría molecular o estructura molecular es la distribución espacial de los átomos alrededor de un átomo central.

- Este concepto nace de la combinación y los datos experimentales de dos teorías: la del enlace de valencia (TEV) y la de repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia.
- (RPECV). Mientras que la primera define los enlaces y sus ángulos, la segunda establece la geometría y, por consiguiente, la estructura molecular.

### ¿Qué formas geométricas son capaces de adoptar las moléculas?

De acuerdo a la RPECV, los átomos y pares de electrones libres deben disponerse en el espacio de tal manera que disminuyan al máximo la repulsión electrostática entre ellos.



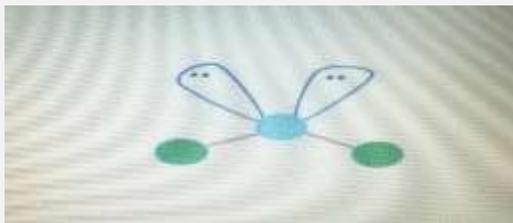
- las formas geométricas no son arbitrarias. Buscan el diseño más estable. Por ejemplo, en la imagen superior puede apreciarse a la izquierda un triángulo, y a la derecha un octaedro. Los puntos verdes representan los átomos y las franjas anaranjadas los enlaces.
- En el triángulo, los tres puntos verdes se orientan en una separación de  $120^\circ$ . Este ángulo, que es igual al del enlace, permite que los átomos se repelan entre sí lo menor posible.
- una molécula con un átomo central unido a otros tres adoptará una geometría plano trigonal.

- Para el caso del plano trigonal, este par empujará hacia abajo los tres puntos verdes, dando como consecuencia una geometría pirámide trigonal.
- A partir de la geometría electrónica, y habiendo detectado mediante la estructura de Lewis los pares de electrones libres, se puede establecer cuál será la geometría molecular.

## Tipos

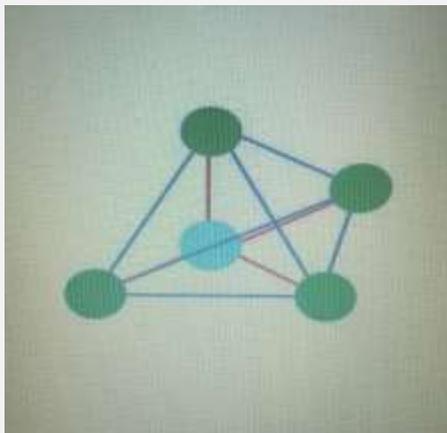
De acuerdo a esto, la geometría puede presentar una serie de formas características para muchas moléculas.

### 1. Angular



Se puede suponer en primera instancia una geometría lineal para la molécula  $AB_2$ ; sin embargo, es primordial dibujar la estructura de Lewis antes de llegar a una conclusión. (, se puede identificar el número de pares de electrones sin compartir (:)) sobre el átomo de A.)

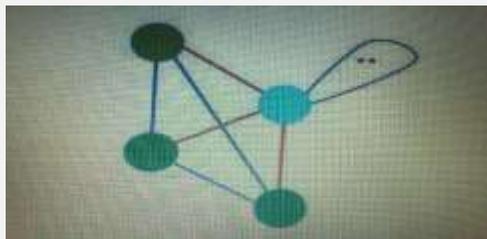
## 2. Tetraédrica



Para la molécula del agua, su geometría electrónica es tetraédrica, pero al eliminar los pares libres de electrones puede notarse que se transforma en una geometría angular.

¿Y si en lugar de dos pares de electrones libres hubiera solo uno? Entonces quedaría un plano trigonal (imagen principal).

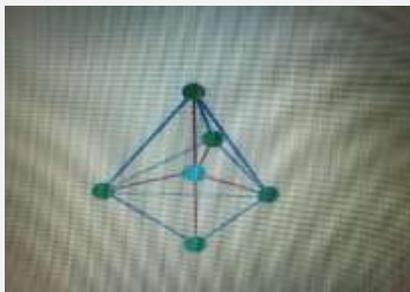
Porque la geometría electrónica es tetraédrica, la cual posee cuatro vértices: dos para los átomos de H, y dos para los electrones. En imagen superior nótese que los puntos verdes y los dos "lóbulos con ojos" dibujan un tetraedro con el punto azulado en su centro.



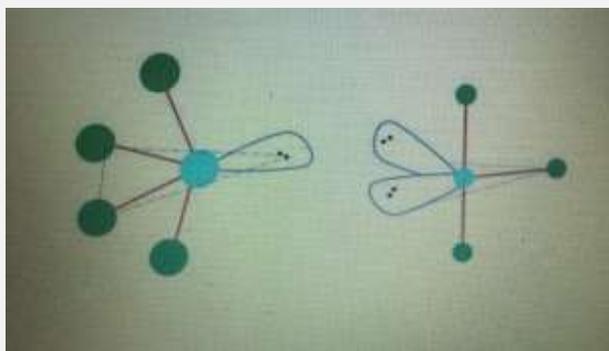
Aunque la geometría molecular pirámide trigonal y tetraédrica sean distintas, la geometría electrónica es la misma: tetraédrica. ¿Entonces la pirámide trigonal no cuenta como geometría electrónica?

La respuesta es no, puesto que es producto de la distorsión provocada por el "lóbulo con ojos" y su efecto estérico, y dicha geometría no toma en cuenta distorsiones posteriores.

### 3. Bipirámide trigona



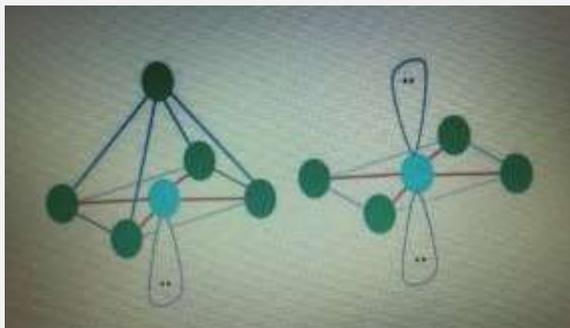
- Hasta ahora, a excepción de la geometría lineal, en la tetraédrica, la angular y la pirámide trigonal sus átomos centrales tienen hibridación  $sp^3$ , según la TEV. Esto quiere decir que si se determinara experimentalmente sus ángulos de enlaces, éstos deberían ser alrededor de  $109^\circ$ .
  - Posiciones axial y ecuatorial
4. Los puntos verdes que componen la base triangular están en posiciones ecuatoriales, mientras que los dos en los extremos superiores e inferiores, en posiciones axiales. ¿Dónde preferencialmente se ubicará el par de electrones sin compartir? En aquella posición que disminuya al máximo la repulsión electrostática y el efecto estérico



Esta geometría molecular es el resultado de sustituir dos átomos por dos pares de electrones, trayendo como consecuencia que los tres átomos restantes se alineen en un mismo plano que dibuja exactamente una letra T.

## Octaédrica

Este tipo de geometría corresponde a los compuestos AB<sub>6</sub>. AB<sub>4</sub> forman la base cuadrada, mientras que los dos B restante se posicionan en posiciones axiales. Así, se forman varios triángulos equiláteros, los cuales son las caras del octaedro.



- Para el caso de la geometría electrónica octaédrica, estas dos geometrías moleculares son las más estables en términos de repulsión electrostática.
- ¿Cuál es la hibridación para el átomo A en dichas geometrías (o estructuras, si es la única)?

Nuevamente, la TEV establece que es  $sp^3d^2$ , seis orbitales híbridos, los cuales le permite a A orientar los grupos electrónicos en los vértices de un octaedro.

Asimismo, los compuestos AB<sub>8</sub> pueden adoptar geometrías como la de anti prisma cuadrado. Algunas geometrías pueden llegar a ser muy complicadas, en especial para las formulas AB<sub>7</sub> en adelante (hasta AB<sub>12</sub>).

## EJEMPLOS:

Geometría lineal

-Etileno,  $H_2C \equiv CH_2$

Geometría angular

-El agua

Plana trigonal

-Trifluoruro de bromo,  $BF_3$

Tetraédrica

-Gas metano,  $CH_4$

Pirámide trigonal

-Amoníaco,  $NH_3$

Bipirámide trigonal

-Pentafluoruro de fósforo,  $PF_5$

Oscilante

Tetrafluoruro de azufre, SF<sub>4</sub>

Forma de T

-Tricloruro de yodo, ICl<sub>3</sub>

Octaédrica

## Estructura y propiedades de las moléculas



Estas fuerzas intermoleculares influyen de la siguiente manera en las propiedades físicas de los compuestos orgánicos:

- Puntos de ebullición: punto de ebullición de un compuesto es la temperatura a la cual el compuesto líquido se convierte en gas. Para que un compuesto se vaporice, las fuerzas que mantienen las moléculas unidas unas a otras deben romperse.

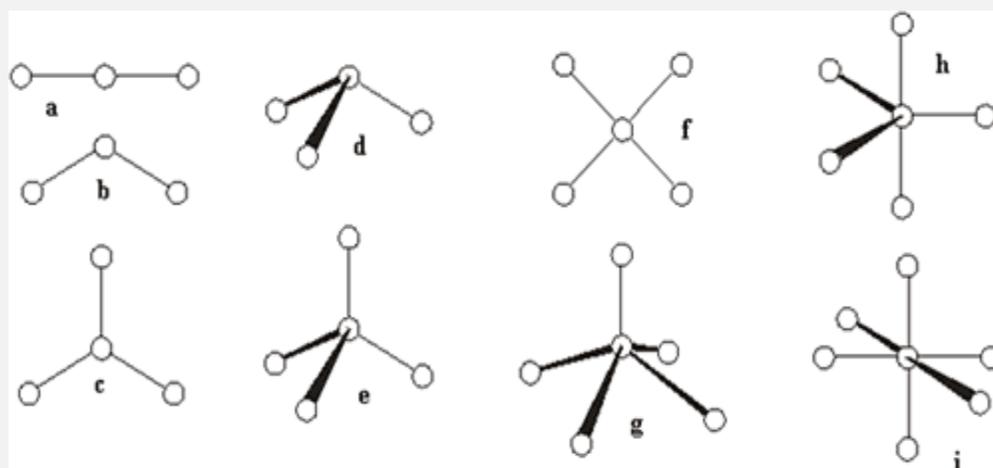
1) Un soluto polar con un disolvente polar, como la disolución del cloruro sódico (soluto polar) en agua (disolvente polar). Se necesita una gran cantidad de energía para separar los iones del cloruro sódico pero el agua puede separarlos porque los solvata. Es decir, las moléculas de agua rodean al ión con el extremo adecuado del dipolo del agua hacia el ión. En el caso del ión positivo, el Na<sup>+</sup>, el átomo de oxígeno de la molécula de agua es el que se acerca, mientras que los átomos de hidrógeno se acercan a los iones negativos cloruro (Cl<sup>-</sup>). Como las moléculas de agua son muy polares se libera una gran cantidad de energía, que junto con el aumento de la entropía, compensa la energía necesaria para romper la red cristalina

2) Un soluto polar con un disolvente no polar, como el cloruro sódico (soluto polar) en la gasolina (disolvente no polar). En este caso no se produce la disolución del soluto porque las moléculas no polares de los hidrocarburos que constituyen las gasolinas no solvatan a los iones y no pueden superar la gran energía necesaria para romper la red cristalina.

3) Un soluto no polar con un disolvente no polar, como la cera de parafina que se disuelve en gasolina. La cera de parafina está constituida por largas moléculas de hidrocarburo y por tanto son moléculas no polares que se atraen débilmente, y estas atracciones se compensan fácilmente con las atracciones de van der Waals con el disolvente. Aunque hay poco cambio energético cuando la sustancia no polar se disuelve en el disolvente no polar, hay un gran aumento de la entropía, que hace que el proceso sea favorable.

4) Un soluto no polar con un disolvente polar, como la cera de parafina y el agua. Las moléculas no polares sólo se atraen débilmente y se necesita poca energía para separarlas. El problema es que las moléculas de agua se atraen fuertemente entre sí, por puentes de hidrógeno. La molécula no polar debería desplazar a estos enlaces, pero casi no se libera energía de solvatación. La red de puentes de hidrógeno de las moléculas de agua excluye a las moléculas de parafina.

### MODELO DE REPULSIÓN DE PARES ELECTRÓNICOS EN LA CAPA DE VALENCIA. (RPECV).



- Este modelo fue propuesto por R. J. Gillespie y R. S. Nyholm en 1957.
- Es extraordinariamente útil para predecir la estructura de cualquier molécula de fórmula general:  $AX_n S_m$  A = átomo central. X = átomos ligantes S = par de electrones no enlazante o solitario.
- El modelo RPECV parte de la idea como su nombre lo indica, de que los electrones alrededor de A están apareados (con espines opuestos).

#### REGLAS

- REGLA PRIMERA Una vez establecida la geometría de una molécula, pueden ser entendidas pequeñas diferencias en ángulo Los pares solitarios repelen a otros pares electrónicos cercano enlace.
- REGLA SEGUNDA La repulsión entre pares de electrones compartidos decrece con el incremento de la electronegatividad del ligante, X.
- REGLA TERCERA La repulsión de pares de electrones compartidos que forman parte de un enlace múltiple es mayor que la de pares de electrones compartidos de enlaces simples.

- REGLA CUARTA Las repulsiones entre pares de electrones en capas llenas es mayor que aquella entre pares de electrones en capas incompletas.
- REGLA QUINTA Cuando un átomo con una capa de valencia completa y uno o más pares de electrones solitarios se une a otro átomo que tiene su capa de valencia incompleta, se presenta la tendencia de los pares de electrones solitarios a transferirse parcialmente e la capa llena a la incompleta.
- REGLA SEXTA En una capa de valencia que contenga cinco pares de electrones (donde no todos son equivalentes), aquellos que tengan mayor número de vecinos cercanos estarán a una distancia mayor que los otros.

### Modelo del orbital molecular (OM).

Este modelo considera que los electrones de una molécula ocupan orbitales moleculares, al igual que en un átomo los electrones ocupan orbitales atómicos.

En el átomo los electrones están bajo la influencia del núcleo atómico. La zona del espacio donde preferentemente viven, y por tanto su energía, depende del tipo de orbital en el que se encuentran.

- De modo análogo los electrones en una molécula se encuentran en orbitales moleculares con energía y "forma" diferentes.
- Los orbitales moleculares (o.m.) se generan por combinación lineal de orbitales atómicos (o.a.) de la misma simetría y de similar energía.
- Los orbitales moleculares se forman por una combinación lineal de orbitales atómicos. Como los orbitales atómicos estaban definidos por una función de onda, las combinaciones entre ellos se tomarán como interferencias constructivas o destructivas.

Esto define tipos de orbitales moleculares enlazantes y antienlazantes.

### **O.M. Enlazante**

Energía menor que el orbital de partida Interferencia constructiva Genera Enlace Químico

### **O.M. Antienlazante**

- Interferencia destructiva
- Energía mayor que el orbital de partida
- Orbital Antienlazante (densidad electrónica baja entre núcleos)

### **Conclusión.**

Según mi opinión de todo lo acontecido, expreso que le debemos dar una gran importancia y debemos investigar más a fondo sobre dicho tema, por que de no ser así, podría tener un impacto negativo en la salud de la Sociedad y falta de conocimiento de lo que hay en nuestro alrededor. En la actualidad poseemos mucha información sobre las moléculas y los átomos, además gracias a ello en la Carrera de nutrición nos ayudará a comprender mas a fondo sobre los alimentos, ya que todo lo que usamos está basado en los principios fundamentales de la química y finalmente es muy importante adquirir otros conocimientos de científicos e investigadores de la ciencia en relación a la química para fundamentar los buenos propósitos en relación al buen funcionamiento de la materia, cabe destacar que la materia está compuesto de átomos y moléculas.