

Guía de estudio

CUARTO
SEMESTRE

Química III

<https://huelladigital.cbachilleres.edu.mx>



PLAN 2014
ACTUALIZADO



PLAN 2014

A C T U A L I Z A D O

CRÉDITOS

Autores:

Profa. Sonia Pérez Meza
Profa. Verónica Espinoza Lemus

Coordinadores:

**María Aurelia Maldonado
Velázquez**

Revisión pedagógica:

Jorge Alberto Flores Becerril



PRESENTACIÓN

Con la finalidad de acompañar el trabajo con el plan y programas de estudio vigentes, además de brindar un recurso didáctico que apoye al cuerpo docente y al estudiantado en el desarrollo de los aprendizajes esperados; el Colegio de Bachilleres desarrolló, a través de la Dirección de Planeación Académica y en colaboración con el personal docente de los veinte planteles, las guías de estudio correspondientes a las tres áreas de formación: básica, específica y laboral.

Las guías pretenden ser un apoyo para que las y los estudiantes trabajen de manera autónoma con los contenidos esenciales de las asignaturas y con las actividades que les ayudarán al logro de los aprendizajes; el rol del cuerpo docente como mediador y agente activo en el aprendizaje del estudiantado no pierde fuerza, por el contrario, se vuelve fundamental para el logro de las intenciones educativas de este material.

Las guías de estudio también son un insumo para que las y los docentes lo aprovechen como material de referencia, de apoyo para el desarrollo de sus sesiones; o bien como un recurso para la evaluación; de manera que, serán ellos, quienes a partir de su experiencia definirán el mejor uso posible y lo adaptarán a las necesidades de sus grupos.

El Colegio de Bachilleres reconoce el trabajo realizado por el personal participante en la elaboración y revisión de la presente guía y agradece su compromiso, entrega y dedicación, los cuales se reflejan en el servicio educativo pertinente y de calidad que se brinda a más de 90,000 estudiantes.





En esta guía encontrarás información detallada que te servirá de apoyo para que realices tus actividades de la asignatura de Química III.

El objetivo principal de la elaboración de esta guía es que adquieras los conocimientos necesarios para que tu aprendizaje sea significativo y te ayuden a comprender fenómenos naturales que se presentan en tu entorno. Por otra parte, contarás con los elementos necesarios para continuar tus aprendizajes en los semestres posteriores.

¿Por qué debo estudiar Química?

La curiosidad nos ha llevado a saber y conocer de qué está hecho todo lo que nos rodea, los cambios químicos que se llevan a cabo en la naturaleza y en nuestro cuerpo.

Química es la ciencia que estudia la materia y su relación con la energía, de la materia estudia su composición, sus propiedades y los cambios que se llevan a cabo. En todas las clases de Química, siempre nos dicen que todo es química, que la encontramos hasta en la cocina, pero ¿por qué es tan importante y a la vez le tememos?, nos ha facilitado la vida, con la química tenemos combustibles para cocinar, para viajar, nos ha aportado fibras sintéticas con las que nos vestimos, productos químicos para el tratamiento de las enfermedades, los conservadores para mantener por más tiempo nuestros alimentos, los plásticos, etc. Pero también la Química nos sirve para cuidarnos, conociendo la composición y propiedades de las diferentes sustancias, sustancias como los elementos, los compuestos y las mezclas, compuestos y elementos que también nos ha proporcionado la naturaleza, la química nos ha ayudado a mejorar su composición para nuestro beneficio.

Actualmente también nos ha enseñado a tomar conciencia de cuidar nuestro planeta, y todo lo que habita aquí, de no abusar del uso de los plásticos, de los combustibles, estos últimos que han contaminado al planeta.

La química es metódica, predecible y completamente razonable, y una vez que conozcamos más sobre las sustancias químicas, podremos asegurarnos de que la naturaleza de la materia no cambiará.

Para el logro de los aprendizajes es necesario que recuerdes información que previamente has aprendido en otras asignaturas tanto de secundaria como de bachillerato, como, por



ejemplo, que caracteriza a una ciencia, que estudia la Química, cuáles son los niveles de organización de la materia, cuáles son los compuestos químicos que forman a los organismos vivos, entre algunos otros.

Este material constituye un apoyo para el momento de contingencia que se está viviendo actualmente.



**PRESENTACIÓN
INTRODUCCIÓN**
CORTE DE APRENDIZAJE 1
6

Propósito
 Conocimientos previos
 Evaluación diagnóstica
 Contenidos y actividades
 Autoevaluación
 Fuentes Consultadas

CORTE DE APRENDIZAJE 2
44

Propósito
 Conocimientos previos
 Evaluación diagnóstica
 Contenidos y actividades
 Autoevaluación
 Fuentes Consultadas

CORTE DE APRENDIZAJE 3
66

Propósito
 Conocimientos previos
 Evaluación diagnóstica
 Contenidos y actividades
 Autoevaluación
 Fuentes Consultadas

EVALUACIÓN FINAL
80

CORTE

1

ESTRUCTURA ATÓMICA

Aprendizajes esperados:

- ¿Cómo modelamos el comportamiento de la materia?
- La ciencia trabaja con modelos y tiene lenguajes particulares.
- Modelación del átomo para entender las propiedades de la materia.
- Deducirás alcances y limitaciones de los modelos atómicos a partir del análisis y contraste del contexto tecnológico político y social en el cual se desarrollaron.
- Representarás a los átomos de los elementos con base en las partículas subatómicas: protón, electrón y neutrón.
- Valorarás la importancia de los modelos científicos en la explicación de la estructura atómica de la materia.
- Deducirás algunas tendencias de las propiedades de los elementos por su ubicación en la tabla periódica.

Al finalizar el corte serás capaz de establecer la relación entre el desarrollo histórico del estudio del átomo y los avances de la ciencia a partir del análisis de las contribuciones a la teoría atómica, así como los modelos de enlace y su relación con las propiedades de las sustancias para valorar las aportaciones científicas e implicaciones sociales, económicas, ambientales y éticas sobre el estudio del átomo en los estilos de vida actual.

RECOMENDACIÓN

Te sugerimos, revises los aprendizajes esperados antes de iniciar con el estudio del corte, realiza las anotaciones que sean necesarias.



Para el logro de los aprendizajes es necesario que recuerdes información que previamente has aprendido, a esto se le conoce como conocimientos previos.

Concepto de:

- 1.- átomo
- 2.- isotopo
- 3.- número atómico
- 4.- masa atómica
- 5.- radiación
- 6.- energía
- 7.- hipótesis
- 8.- materia
- 9.- elemento
- 10.- valencia
- 11.- absorción
- 12.- emisión
- 13.- onda
- 14.- compuesto
- 15.- electronegatividad

Identifica lo que debes saber para que la comprensión de los contenidos sea más fácil, si descubres que has olvidado algo ¡repásalo!



Instrucciones. Lee con atención las siguientes preguntas y contesta lo que se te pide.

1. ¿Qué es un isotopo?

2. ¿Qué es un átomo?

3. ¿Qué es el número atómico?

4. Investiga que es la masa atómica de un elemento

5. ¿Qué son los electrones de valencia?

6. ¿Qué es un anión?

7. ¿Qué es el cátodo y ánodo?

8. ¿Qué es un catión?

¿CÓMO MODELAMOS EL COMPORTAMIENTO DE LA MATERIA?

TEORÍA ATÓMICA

En el siglo v a. C., el filósofo griego Demócrito expresó la idea de que toda la materia estaba formada por muchas partículas pequeñas e indivisibles a las que llamó átomos (que significa indestructible o indivisible). A pesar de que la idea de Demócrito no fue aceptada por muchos de sus contemporáneos (entre ellos Platón y Aristóteles), ésta se mantuvo. Las evidencias experimentales de algunas investigaciones científicas apoyaron el concepto del “atomismo”, lo que condujo, de manera gradual, a las definiciones modernas de elementos y compuestos.

MODELO ATÓMICO DE J. DALTON

La idea del átomo no se convirtió en una teoría científica hasta 1808. Fue John Dalton (1766-1844) quien formuló la teoría atómica, que propone que los átomos son los responsables de la combinación de elementos encontrada en los compuestos. En 1808, John Dalton, formuló una definición precisa de las unidades indivisibles con las que está formada la materia y que llamamos átomos. El trabajo de Dalton marcó el principio de la era de la química moderna de esta manera se reconoció que el concepto de Dalton sobre un átomo es mucho más detallado y específico que el concepto de Demócrito.

La **primera hipótesis** sobre la naturaleza de la materia, en la que se basa la teoría atómica de Dalton, puede resumirse como sigue:

1. Los elementos están formados por partículas extremadamente pequeñas llamadas átomos.
2. Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos, tienen igual tamaño, masa y propiedades químicas. Los átomos de un elemento son diferentes a los átomos de todos los demás elementos.
3. Los compuestos están formados por átomos de más de un elemento. En cualquier compuesto, la relación del número de átomos entre dos de los elementos presentes siempre es un número entero o una fracción sencilla.

- Una reacción química implica sólo la separación, combinación o reordenamiento de los átomos; nunca supone la creación o destrucción de los mismos.

Una **segunda hipótesis** de Dalton explica la ley de las proporciones múltiples de manera muy sencilla:

Diferentes compuestos formados por los mismos elementos difieren en el número de átomos de cada clase.

Ejemplo: carbono forma dos compuestos estables con el oxígeno, llamados monóxido de carbono y dióxido de carbono.

Dalton generó una **tercera hipótesis** y que es relacionada con la **Ley de la Conservación de la Masa**, la cual establece que la materia no se crea ni se destruye. Debido a que la materia está formada por átomos, que no cambian en una reacción química, se concluye que la masa también se debe conservar. La brillante idea de Dalton sobre la naturaleza de la materia fue el principal estímulo para el rápido progreso de la química durante el siglo XIX.

MODELO ATÓMICO DE J.J. THOMSON

Posteriormente en 1897, el físico inglés J. J. Thomson descubrió que los rayos catódicos eran corrientes producidas por unas pequeñas partículas que resultaban atraídas por un electrodo cargado positivamente. De esta manera Thomson propuso un modelo atómico en el que electrones y protones se distribuyen aleatoriamente para formar el átomo que podía visualizarse como una esfera uniforme cargada positivamente, dentro de la cual se encontraban los electrones como si fueran las pasas en un pastel (figura 1). Este modelo, llamado “modelo del pudín de pasas”, se aceptó como una teoría durante algunos años.

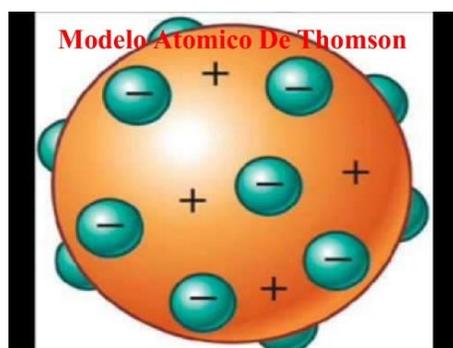


Figura 1. Modelo del pudín de pasas de Thomson, en el que los protones y electrones se distribuyen aleatoriamente.

<https://www.google.com.mx/url?sa=i&url=https%3A%2F%2Fes.slideshare.net%2Fpalafox10lucia%2Fmodelo-atmico-de-thomson55175510&psig=AOvVaw0yI6cufeEwFXbCKIEDVt&ust=1604451870780000&source=images&cd=vfe&ved=0CAI QjRxqFwoTCODukKKX5ewCFQAAAAAAdAAAAABAE>

MODELO DE ERNEST RUTHERFORD

Posteriormente en 1911, Ernest Rutherford, en colaboración con Thomson, puso a punto un experimento para verificar esta teoría: dispararon partículas cargadas positivamente sobre una delgada hoja de oro. Rutherford comprobó con sorpresa que algunas de las partículas se desviaban ligeramente de su trayectoria al pasar por la lámina de oro, y que otras pocas se desviaban completamente, hasta el punto de que rebotaban en la dirección opuesta Figura 2.

Según la descripción de Rutherford, fue como si hubiera disparado una bala de cañón contra un pañuelo de papel y esta hubiera rebotado hacia él. La deducción ante estos resultados experimentales fue que los protones debían de estar contenidos en una pequeña región cargada positivamente en el centro del átomo, que se denominó núcleo.

Rutherford propuso que los electrones tenían que encontrarse entonces ocupando el espacio alrededor del núcleo, a través del cual la mayoría de las partículas pasarían sin desviarse. Solo las partículas que se aproximaran al núcleo, cargado positivamente, serían desviadas.

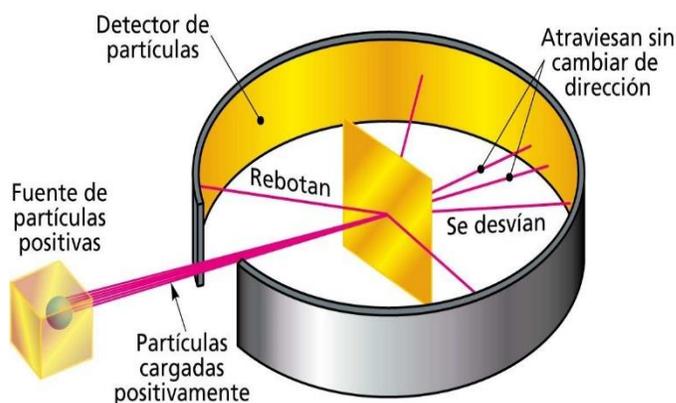


Figura 2. Demostración de Rutherford, en el que se describe como las partículas cargadas positivamente se desvían del núcleo del átomo.

https://3.bp.blogspot.com/YT4rlHee_qE/Wdu_Lvrosul/AAAAAAAAHrQ/rygnUUU_GY6UmGZaLRdRUlwudkgA0YHwCLcBGAs/s1600/exp.jpg

Rutherford y otros investigadores habían propuesto que debería existir otro tipo de partícula subatómica en el núcleo, hecho que el físico inglés James Chadwick probó en 1932.

Cuando Chadwick bombardeó una delgada lámina de berilio con partículas α , el metal emitió una radiación de muy alta energía, similar a los rayos γ . Experimentos posteriores demostraron que esos rayos en realidad constan de un tercer tipo de partículas subatómicas, que Chadwick llamó neutrones, debido a que se demostró que eran partículas eléctricamente neutras con una masa ligeramente mayor que la masa de los protones.

MODELO DE BHOR

El átomo de Bohr fue uno de los primeros modelos atómicos. En 1913, sólo dos años después del descubrimiento del núcleo por Rutherford, Niels Bohr (1885-1962), un físico danés, propuso dos postulados para las configuraciones electrónicas. El primer postulado de Bohr propone que los electrones están encerrados en lo que llegó a llamarse estados de energía permisibles. Los estados de energía permisibles de Bohr, comúnmente se llaman niveles energéticos.

Bohr postuló que el electrón sólo puede ocupar ciertas órbitas de energías específicas. En otras palabras, las energías del electrón están cuantizadas. Un electrón en cualquiera de las órbitas permitidas no se moverá en espiral hacia el núcleo y, por tanto, no radiará energía. Bohr atribuyó la emisión de radiación de un átomo de hidrógeno energizado, a la caída del electrón de una órbita de energía superior a una inferior y a la emisión de un cuanto de energía (fotón) en forma de luz

La teoría de Bohr ayuda a explicar el espectro de línea del átomo de hidrógeno. La energía radiante que absorbe el átomo hace que su electrón pase de un estado de energía más bajo (un valor menor que n) a otro estado de mayor energía (caracterizado por un valor mayor que n). Por el contrario, cuando el electrón se mueve desde un estado de mayor energía a otro de menor energía, se emite energía radiante en forma de un fotón.

Durante la emisión de radiación, el electrón cae a un estado de energía más bajo caracterizado por el **número cuántico principal** n . Este estado de menor energía puede ser otro estado excitado o también el estado fundamental.

El segundo postulado de Bohr establece que mientras los electrones de los átomos permanecen en los estados de energía permisibles, el átomo ni irradia ni absorbe ninguna energía asociada con el movimiento de los electrones. Esto no significa que sea imposible hacer que un electrón se mueva de un estado permisible a otro.

Esto es lo que sucede, por ejemplo, cuando un atizador de hierro de una chimenea se calienta hasta que brilla en la oscuridad. Antes de ser calentado, los átomos del hierro están casi todos en su estado fundamental de distribución de electrones; todos sus electrones están en los estados energéticos más bajos disponibles.

El calor provoca que los electrones de los átomos de hierro pasen a un estado energético más alto llamado estado excitado. Así es como el hierro absorbe energía calorífica. Tan pronto como los átomos han llegado a su estado de excitación, los electrones comienzan a regresar a los niveles energéticos más bajos y la diferencia de energía entre el estado excitado y el estado más bajo se emite en forma de luz.

La cantidad exacta de energía que se emite cuando un electrón pasa de un estado energético alto a uno con menor energía se llama **cuanto** de energía y, algunas veces, fotón de energía.



Representó los electrones de un átomo con movimiento muy rápido alrededor del núcleo, siguiendo ciertas trayectorias (llamadas órbitas), semejante al de los planetas en sus órbitas alrededor del Sol. Esta ilustración del átomo es un ejemplo de un modelo científico, una interpretación mental (a menudo ilustraciones o dibujos) utilizada para explicar ciertos fenómenos. El modelo atómico de Bohr se conoce como el modelo del "sistema solar" Figura 3. El modelo que desarrolló Bohr para el átomo de hidrógeno suponía que la energía de su único electrón está cuantizada, es decir, limitada a ciertos valores definidos de energía por un entero, el número cuántico principal n .

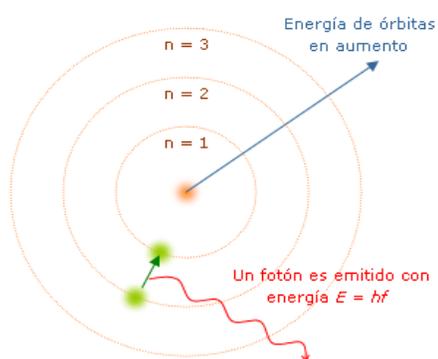


Figura 3. Modelo atómico de Bhor, en el que se muestra la emisión de un fotón con una determinada energía al pasar el electrón de un estado de mayor a menor energía.

<https://image.slidesharecdn.com/modelosatomicos-110425015848-phpapp01/95/modelos-atomicos-12-728.jpg?cb=1303696762>

MODELO ATÓMICO DE SOMMERFELD

Es un modelo atómico hecho por el físico alemán Arnold Sommerfeld (1868-1951). En 1916, Arnold Sommerfeld, con la ayuda de la teoría de la relatividad de Albert Einstein, hizo las siguientes modificaciones al modelo de Bohr:

1. Los electrones se mueven alrededor del núcleo, en órbitas elípticas.
2. A partir del segundo nivel energético existen uno o más subniveles (Figura 4) en el mismo nivel.
3. El electrón es una corriente eléctrica minúscula.

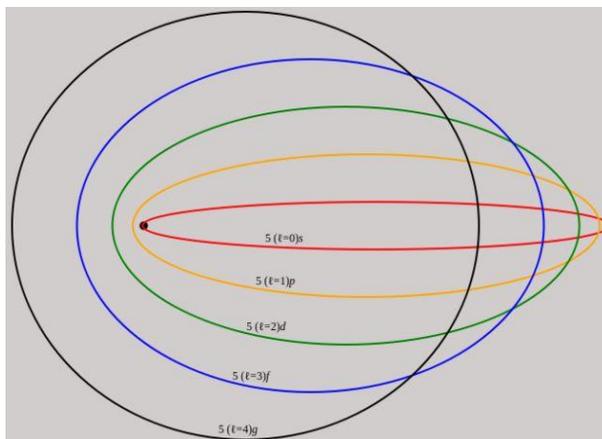


Figura 4. Modelo atómico de Arnold Sommerfeld en el que se muestran los subniveles de energía y las ondas elípticas.

https://www.wikiwand.com/es/Modelo_at%C3%B3mico_de_Sommerfeld

MODELO ATÓMICO DE SCHRÖDINGER

La ecuación de Schrödinger describe los movimientos y energías de partículas submicroscópicas. Esta ecuación revolucionó la mecánica cuántica y abrió una nueva era para la física.

La ecuación de Schrödinger expresa los posibles estados de energía del electrón de un átomo de hidrógeno y la probabilidad de hallarlo en cierta región alrededor del núcleo. Estos resultados son aplicables con una exactitud razonable a los átomos polielectrónicos.

Un orbital atómico es una función (ψ) que define la distribución de densidad electrónica (ψ^2) en el espacio. Los orbitales se representan con diagramas de densidad electrónica o diagramas de contorno de superficie. Cada electrón presente en un átomo se define por los cuatro números cuánticos.

ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 1

Instrucciones. Contesta lo que se te pide a continuación.

1. Relaciona los siguientes enunciados de la Teoría de Dalton con las evidencias que surgieron posteriormente y que refutan los postulados de su Teoría.

Postulados de la Teoría de Dalton	Descubrimientos posteriores que refutan su Teoría
1. Los átomos son indivisibles	() Existen átomos del mismo elemento con diferente masa (Isótopos)
2. Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos, tienen igual tamaño, masa y propiedades químicas	() Existen moléculas formadas por 2 o más átomos del mismo elemento (Por ejemplo O ₂ y H ₂)
3. Los átomos de un elemento son diferentes a los átomos de todos los demás elementos	() Los átomos están formados por partículas subatómicas y son divisibles

2. Investiga que describe la Ley de la conservación de la masa.

3. Deduce que relación guarda la Ley de Conservación de la masa con una de las hipótesis de Dalton. Escribe una paráfrasis

4. Representa en el modelo de Bohr los electrones de valencia de los siguientes elementos y enciérralos en color rojo, además escribe el nombre del elemento:

Si, O, Li, Mg, C, N, Be y P



A. Elemento: _____

Número atómico: _____

Electrones de valencia: _____

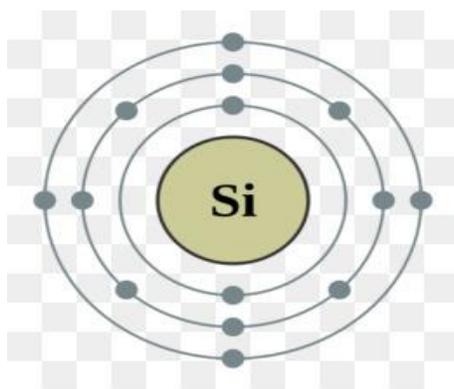


Figura 5. Modelo de Bohr. Silicio.
tomado de <https://img1.freepng.es/20180407/bsq/kisspng-silicon-atom-chemical-element-bohr-model-valence-electron-watercolor-camera-5ac98d45a4cd94.4431792415231583416751.jpg>

B. Elemento: _____

Número atómico: _____

Electrones de valencia: _____

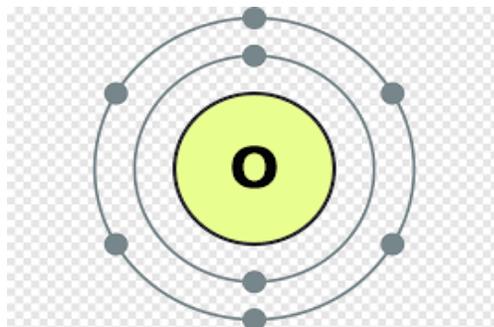


Figura 6. Modelo de Bohr. Oxígeno
<https://img1.freepng.es/20190109/kby/kisspng-bohr-model-atomic-number-oxygen-diagram-clipimage-4911-png-chem-mind-com-5c3583e29eb722.6874618815470110426501.jpg>

C. Elemento: _____

Número atómico: _____

Electrones de valencia: _____

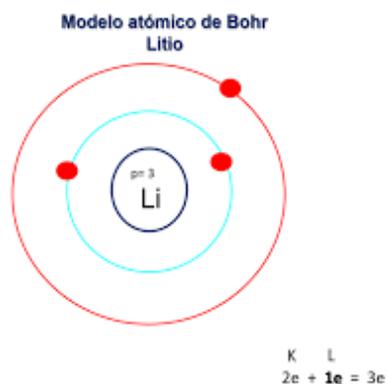


Figura 7. Modelo de Bohr. Litio

<https://encrypted-tbn0.gstatic.com/images?q=tbn:ANd9GcQhyJokZTNUSNzvmwKvVrsGDBMZ3M5zOm7MuA&usqp=CAU>

D. Elemento: _____

Número atómico: _____

Electrones de valencia: _____

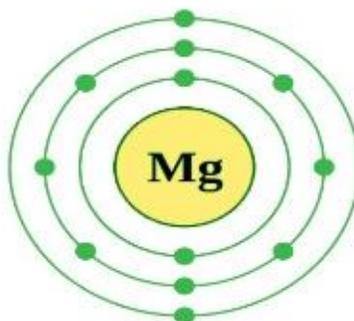


Figura 8. Modelo de Bohr. Magnesio

<https://redsocial.rededuca.net/sites/default/files/resize/remote/e25072235ad86d54347d0a4fa2ec0da3-361x394.jpg>

E. Elemento: _____

Número atómico: _____

Electrones de valencia: _____

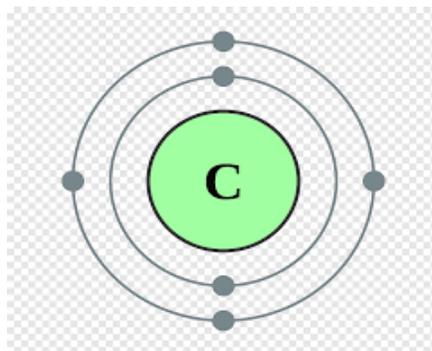


Figura 9. Modelo de Bohr Carbono
<https://w7.pngwing.com/pngs/7/132/png-transparent-bohr-model-oxygen-chemical-element-atomic-number-oxygen-chemical-element-angle-symmetry.png>

F. Elemento: _____

Número atómico: _____

Electrones de valencia: _____

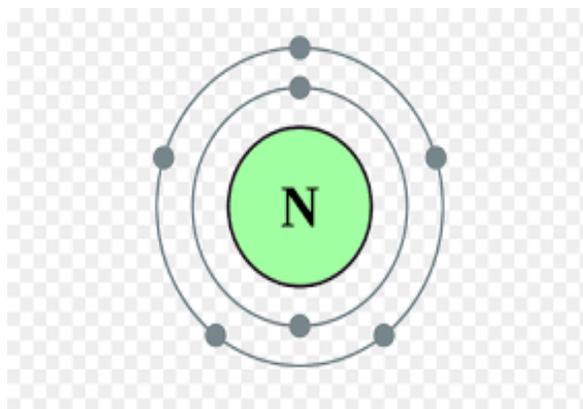


Figura 10. Modelo de Bohr. Nitrógeno
https://encrypted-tbn0.gstatic.com/images?q=tbn:ANd9GcTxYeLRPp8Jn2DZPZnG_bGX7RxaPX7BTJdnqQ&usqp=CAU

G. Elemento: _____

Número atómico: _____

Electrones de valencia: _____

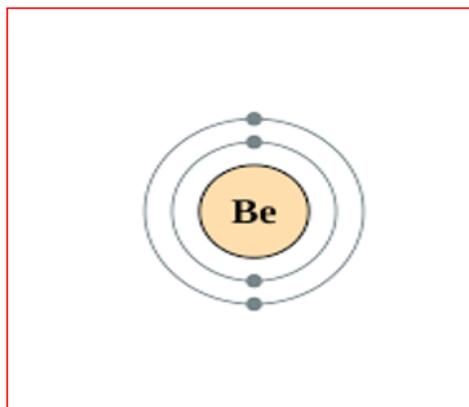


Figura 11. Modelo de Bohr. Berilio

https://encryptedtbn0.gstatic.com/images?q=tbn:ANd9GcRPXJ3AzLL1vATIK_0FCjjKXJC_A1v84FljrA&usqp=C
AU

H. Elemento: _____

Número atómico: _____

Electrones de valencia: _____

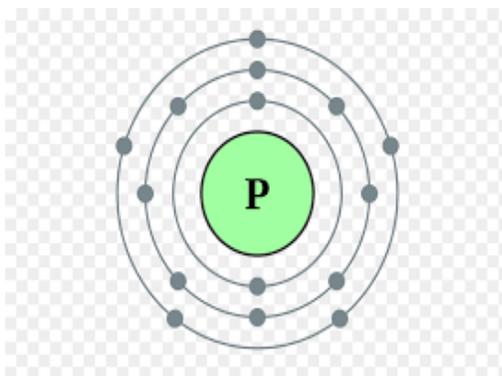


Figura 11. Modelo de Bohr. Fosforo

https://encrypted-tbn0.gstatic.com/images?q=tbn:ANd9GcSF8ICjS733AjTi87VKb1xx_ZrGPwKyz_qgFwA&usqp=CAU

5. Resuelve el siguiente cuestionario e identifica cada uno de los modelos de acuerdo con sus características sobresalientes y como fueron surgiendo a lo largo del tiempo de acuerdo a los avances científicos y tecnológicos.

A. ¿En qué año se estableció la teoría atómica de John Dalton?

B. ¿En qué consiste la teoría atómica de John Dalton? Escribe sus tres hipótesis

a) Hipótesis 1.

b) Hipótesis 2.

c) Hipótesis 3.

C. ¿En qué año y en qué país se estableció la teoría atómica de Thompson?

D. Menciona tres postulados de la Teoría atómica de Thompson

a) Postulado 1.

b) Postulado 2.

c) Postulado 3.



E. Describe ampliamente el experimento de tubo de rayos catódicos (realiza el dibujo) del experimento de Thompson indicando sus partes y explica.

F. Escribe en que año se desarrolla la Teoría atómica de Ernest Rutherford

G. Menciona ampliamente en que consiste la teoría atómica de E. Rutherford

H. Escribe tres postulados sobre la teoría atómica de Bohr

a) Postulado 1.

b) Postulado 2.



c) Postulado 3.

I. Escribe en que consiste la teoría atómica de Sommerfeld

6. Con la siguiente información realiza una línea del tiempo en donde integres la información de manera cronológica asignando un número en orden consecutivo; es decir consideres que año se publicaron o propusieron los modelos atómicos desde Leucipo y Demócrito en el año 400 A. C hasta Erwin Schrodinger en 1926 y su contexto histórico.

- Rutherford: (1911)

Evento: Claudius Dornier construye el primer avión totalmente metálico

- J. Dalton (Publicación del modelo 1803)

Evento: Gran Bretaña declara la guerra a La República Francesa.

Descubrimiento de la discrepancia describe su relación con J. Dalton

- Bhor (1913)

Evento o suceso: Thomas A Edison presenta la primera prueba pública del cine sonoro, consistente en un fonógrafo situado detrás de la pantalla.

- Erwin Schrodinger (1926)

Evento: El 2 de enero en España se emiten por primera vez por radio un noticiero hablado, llamado *La Palabra*. En Italia, una mujer de 62 años recién salida de un psiquiátrico hiere a Benito Mussolini de un disparo en la nariz. La Unión Soviética se niega a tomar parte en la conferencia preparatoria sobre el desarme que ha de celebrarse en Ginebra.

- Leucipo y Demócrito (400 años A.C.)

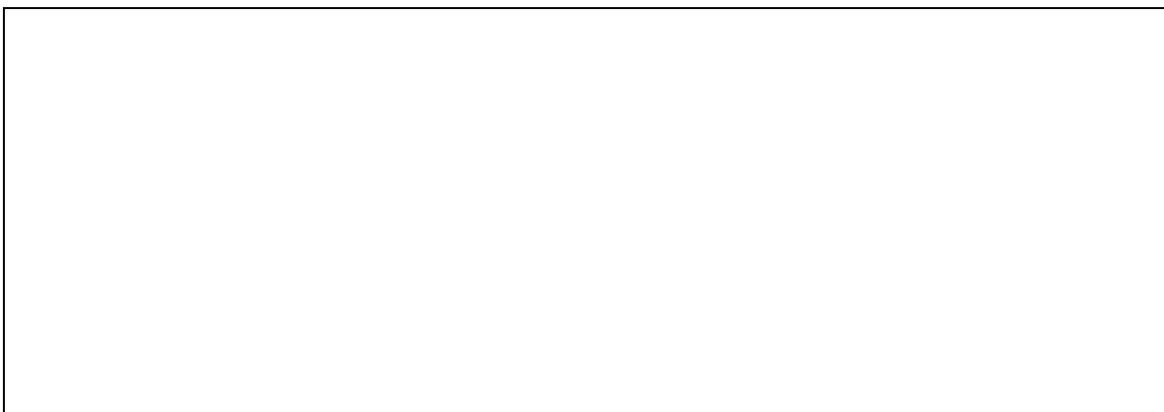
Evento: Se inventa la catapulta.

- Thompson (1904)

Evento: Primera grabación estadounidense en un fonógrafo.



LINEA DEL TIEMPO



NÚMEROS CUÁNTICOS

Para describir la distribución de los electrones en el hidrógeno y otros átomos, la mecánica cuántica precisa de cuatro números cuánticos. Estos números se derivan de la solución matemática de la ecuación de Schrödinger para el átomo de hidrógeno y son el número cuántico principal, el número cuántico del momento angular y el número cuántico magnético. Estos números se utilizan para describir los orbitales atómicos e identificar a los electrones que están dentro. El número cuántico de espín es un cuarto número cuántico que describe el comportamiento de determinado electrón y completa la descripción de los electrones en los átomos.

Número cuántico n principal

El número cuántico principal (n) puede tomar valores enteros de 1, 2, 3, etc. Este número también se relaciona con la longitud promedio del electrón al núcleo en determinado orbital. Cuanto más grande es el valor de n, mayor es la longitud entre un electrón en el orbital respecto del núcleo y, en consecuencia, el orbital es más grande.

Número cuántico ℓ

El número cuántico del momento angular (ℓ) expresa la “forma” de los orbitales. Los valores de ℓ dependen del valor del número cuántico principal. Para n = 1 sólo existe un posible valor de ℓ; es decir:

$$\ell = n - 1$$

n = 1;	1 - 1 = 0 por lo tanto ℓ = 0 tiene un valor 0
n = 2;	2 - 1 = 1 por lo tanto ℓ = 1 tiene dos valores: 0, 1
n = 3;	3 - 1 = 2 por lo tanto ℓ = 2 tiene tres valores 0, 1 y 2

El valor de ℓ se designa con las letras s, p, d, y f de la siguiente forma

- Si ℓ = 0 tiene un orbital s
- Si ℓ = 0 1 tiene un orbital p
- Si ℓ = 0,1 y 2 tiene un orbital d

La secuencia especial de letras (s, p y d) tiene origen histórico. Los físicos que estudiaron los espectros de emisión atómica intentaban relacionar las líneas espectrales detectadas con los estados de energía asociados a las transiciones. Observaron que algunas líneas eran finas (sharp, en inglés), otras eran más bien difusas, y algunas eran muy intensas y se referían a ellas como principales. Por esta razón, asignaron las letras iniciales del adjetivo que calificaba a cada línea con dichos estados de energía. Sin embargo, después de la letra d, el

orbital se designa siguiendo un orden alfabético, comenzando con la letra f (para el estado fundamental).

El conjunto de orbitales que tienen el mismo valor de n se conoce comúnmente como nivel o capa. Los orbitales que tienen los mismos valores de n y ℓ se conocen como subnivel o subcapa. Por ejemplo, el nivel con $n=2$ está formado de dos subniveles, $\ell=0$, y 1 (los valores permitidos para $n=2$). Éstos corresponden a los subniveles $2s$ y $2p$, donde 2 expresa el valor de n , y s y p se refieren al valor de ℓ .

El número cuántico magnético (m_ℓ)

El número cuántico magnético (m_ℓ) describe la orientación del orbital en el espacio. Dentro de un subnivel, el valor de m_ℓ depende del valor que tenga el número cuántico del momento angular, ℓ .

Para cierto valor de ℓ existen: $2\ell+1$ valores enteros de m_ℓ , como sigue:

$$2\ell+1$$

$2(0)+1=1$ entonces existe un valor de m_ℓ , es decir 0 por lo tanto 1 orbital s

$2(1)+1=2$ entonces existen dos valores de m_ℓ , es decir, -1 , 0 y $+1$ por lo tanto tres orbitales p

$2(2)+1=5$ entonces existen tres valores de m_ℓ , es decir -2 , -1 , 0 , 1 y 2 por lo tanto cinco orbitales d

El número de valores que tenga m_ℓ indica el número de orbitales presentes en un subnivel con cierto valor de ℓ . Para resumir este análisis de los tres números cuánticos, supongamos el caso donde $n=2$ y $\ell=1$. Los valores de n y ℓ indican que se tiene un subnivel $2p$, y en éste se tienen tres orbitales $2p$ (puesto que hay tres valores de m_ℓ : -1 , 0 y 1).

Número cuántico de espín del electrón (m_s)

Los experimentos realizados con los espectros de emisión de los átomos de sodio e hidrógeno indicaban que las líneas del espectro de emisión se podían separar aplicando un campo magnético externo. Los físicos sólo pudieron explicar estos resultados suponiendo que los electrones se comportan como pequeños imanes. Si nos imaginamos que los electrones giran sobre su propio eje, como lo hace la Tierra, es factible explicar sus propiedades magnéticas. Según la teoría electromagnética, cuando gira una carga se genera un campo magnético, y este movimiento es el responsable de que el electrón se comporte como un imán Figura 12.

Este cuarto número cuántico (m_s) toma valores de $+1/2$ o $-1/2$

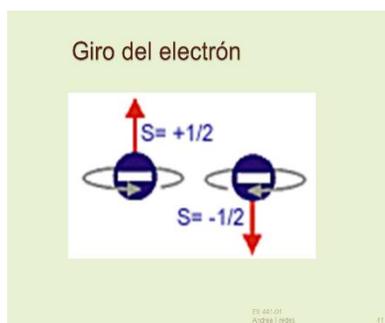


Figura 12. Muestra los dos posibles giros de un electrón, uno en el sentido de las manecillas del reloj y el otro en sentido contrario.

https://www.google.com.mx/url?sa=i&url=https%3A%2F%2Fwww.monografias.com%2Fdocs114%2Fciencia-materiales-powerpoint%2Fciencia-materiales-powerpoint3.shtml&psig=AOvVaw2zvsxSQ6QtVvL9lEdfaO_B&ust=1604793704991000&source=images&cd=vfe&ved=0CAIQjRxqFwoTCLC_md6Q7-wCFQAAAAAdAAAAABAD

ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 2

Instrucciones. Con la información de los números cuánticos elabora un mapa conceptual en el que indiques que representa y que valores tiene cada uno; considera los puntos solicitados en la lista de cotejo.



ORBITALES ATÓMICOS

Química III



Orbitales s

Una de las preguntas importantes que surgen cuando se estudian las propiedades de los orbitales atómicos es: ¿qué forma tienen los orbitales? En sentido estricto, un orbital carece de una forma definida porque la función de onda que lo distingue se extiende desde el núcleo hasta el infinito. En este sentido, es difícil decir qué forma tendría un orbital. Por otra parte, conviene imaginar a los orbitales con una forma específica, sobre todo cuando se estudian los enlaces químicos que forman los átomos

Todos los orbitales s son esféricos (Figura 6), pero varían de tamaño; éste aumenta con el incremento del número cuántico principal. Aunque en el diagrama de contorno se pierden los detalles de las variaciones de densidad electrónica, esto no significa una desventaja importante. Después de todo, las características más notables de los orbitales atómicos son su forma y tamaño relativos, y se representan adecuadamente con estos diagramas de contorno de superficie

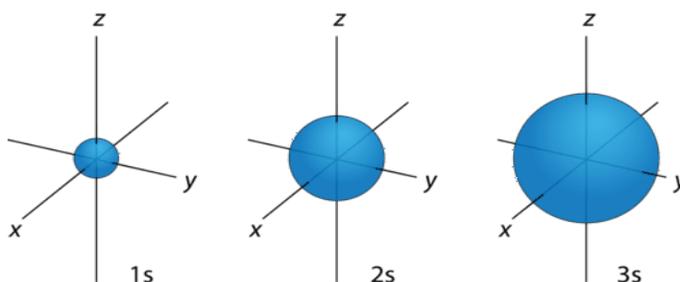


Figura 13. Orbitales s

https://dr282zn36sxxg.cloudfront.net/datastreams/f-d%3A06405366dc7d5b9892bcad23151d6803adb019bc2a6c18352aa49abe%2BIMAGE_THUMB_POSTCARD_TINY%2BIMAGE_THUMB_POSTCARD_TINY.1

Orbitales p

Debe quedar claro que los orbitales p comienzan con el número cuántico principal $n = 2$. Si $n = 1$, el número cuántico ℓ del momento angular, sólo puede tomar un valor de cero; en consecuencia, sólo existe un orbital 1s. Como vimos antes, cuando $\ell = 1$, el número cuántico magnético m_ℓ puede tomar valores de -1 , 0 y 1 . Si comenzamos con $n = 2$ y $\ell = 1$, tenemos tres orbitales 2p: $2p_x$, $2p_y$ y $2p_z$ (Figura 14). Las letras del subíndice señalan los ejes sobre los que se orientan los orbitales. Estos tres orbitales p tienen el mismo tamaño, forma y energía; sólo difieren en su orientación. Note, sin embargo, que no hay una simple relación entre los valores de m_ℓ y las direcciones x, y y z. Como existen tres valores posibles para m_ℓ , hay tres orbitales p con distinta orientación.

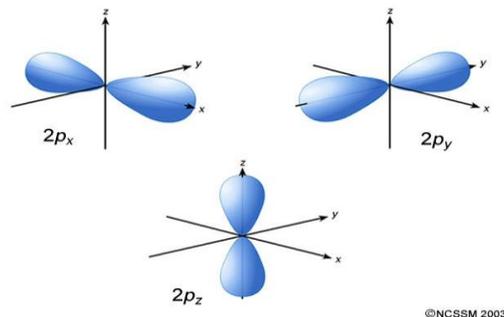


Figura 14. Orbitales p

https://100cia.site/media/k2/items/cache/6872c3893ac5058b505224cac9dd8089_M.jpg

Orbitales d

Cuando $\ell=2$, existen cinco valores para $m\ell$, que corresponden a cinco orbitales d. El valor mínimo de n para un orbital d es 3. Como ℓ nunca puede ser mayor que $n - 1$, cuando $n=3$ y $\ell=2$, tenemos cinco orbitales 3d ($3d_{xy}$, $3d_{yz}$, $3d_{xz}$, $3d_{x^2 - y^2}$ y $3d_{z^2}$).

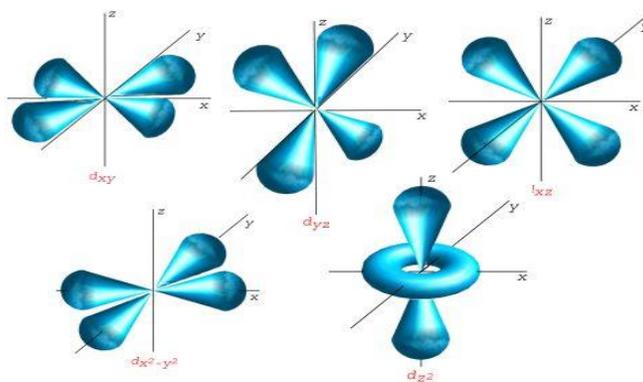


Figura 15 Orbitales d

<https://como-funciona.com/orbital-atómico/>

Como sucede con los orbitales p, las distintas orientaciones de los orbitales d corresponden a los diferentes valores de $m\ell$ pero, de nuevo, no hay una correspondencia entre una orientación dada y un valor de $m\ell$. Todos los orbitales 3d de un átomo tienen la misma energía. Los orbitales d para los que n es mayor que 3 (4d, 5d) tienen formas similares. Los orbitales que tienen más energía que los orbitales d se representan con las letras f, g y así sucesivamente. Los orbitales f son importantes porque explican el comportamiento de los elementos con número atómico mayor de 57, aunque no es fácil representar su forma. La química general no incluye el estudio de orbitales que tengan valores de ℓ mayores de 3 (los orbitales g y subsecuentes).

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Los cuatro números cuánticos, n , ℓ , m_ℓ y m_s son suficientes para identificar por completo un electrón en cualquier orbital de cualquier átomo. En cierto modo, consideramos al conjunto de los cuatro números cuánticos como el “domicilio” de un electrón en un átomo.

Para entender el comportamiento electrónico de los átomos polielectrónicos, necesitamos conocer la configuración electrónica del átomo, es decir, la manera en que están distribuidos los electrones entre los distintos orbitales atómicos.

El modelo atómico de Schrodinger establece que la ubicación de los electrones en el espacio es una probabilidad y que además una forma para determinar la relativa ubicación es a partir de los números cuánticos.

Para facilitar la interpretación de dicho modelo se tienen dos representaciones una simbólica y otra gráfica conocidas como configuración electrónica (manera en que están distribuidos los electrones entre los distintos orbitales atómicos).

Ambas representaciones se basan en los siguientes principios:

Principio de exclusión de Pauli

El principio de exclusión de Pauli es útil para determinar las configuraciones electrónicas de los átomos polielectrónicos. Este principio establece que no es posible que dos electrones de un átomo tengan los mismos cuatro números cuánticos.

Si dos electrones deben tener los mismos valores de n , ℓ y m_ℓ (es decir, los dos electrones están en el mismo orbital atómico), entonces deben tener distintos valores de m_s . En otras palabras, sólo dos electrones pueden coexistir en el mismo orbital atómico, y deben tener espines opuestos.

Regla de Hund

Establece que la distribución electrónica más estable en los subniveles es la que tiene el mayor número de espines paralelos.

Principio de edificación progresiva

Establece que al realizar la configuración electrónica de un átomo cada electrón ocupará el orbital disponible de mínima energía.



Regla de las diagonales

Indica mediante líneas diagonales trazadas sobre los subniveles de los diferentes niveles energéticos la ocupación progresiva de los electrones en ellos (Figura 16).

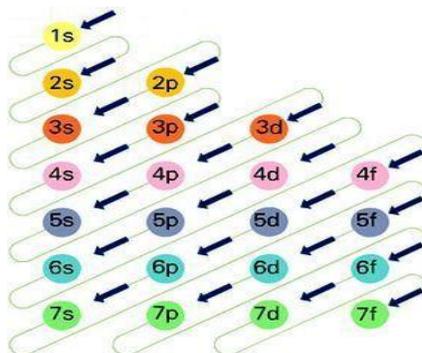


Figura 16 Diagrama

Utilizando las reglas de las diagonales se cumple con el principio de edificación progresiva conforme las flechas diagonales dirigidas hacia abajo y que toquen los subniveles

Ejemplos:

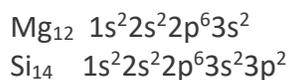


DIAGRAMA DE ORBITAL

Como ya se dijo, podemos representar la configuración electrónica con un diagrama de orbital que muestra el espín del electrón (Figura 17).

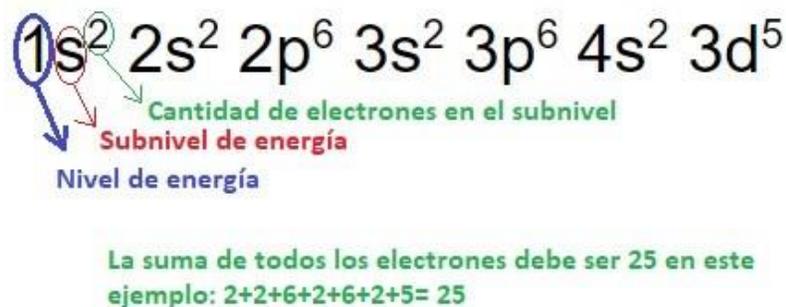
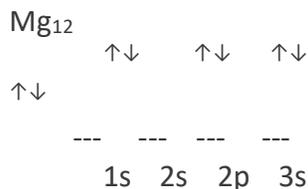
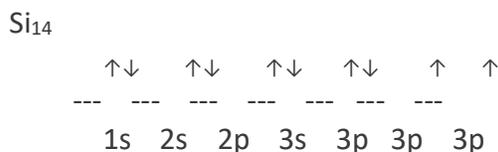


Fig. 17 <https://misuperclase.com/configuracion-electronica-de-los-elementos/>

La flecha hacia arriba representa uno de los dos posibles giros o espines (+1/2) del electrón. El electrón también se podría representar con la flecha hacia abajo (-1/2).



En este caso observamos que el llenado del subnivel 3p con dos electrones que para cumplir con el principio de máxima multiplicidad o regla de Hund en los dos primeros orbitales 3p se acomodan los electrones con spin positivo (\uparrow).



Uso de Kernel

El desarrollo de las distribuciones electrónicas ya sea como configuración electrónica o como diagrama energético es laborioso sobre todo cuando se trabajan números atómicos grandes. Una manera de simplificar las configuraciones electrónicas es con el uso de Kernel utilizando las formas resumidas de los gases nobles, el Kernel es la representación de la configuración de un gas noble que está contenida en el elemento que se desea desarrollar. Se toma el kernel del gas noble que se encuentra en el periodo anterior a donde está el elemento problema y se completan con los niveles que faltan.

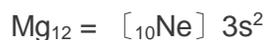
Configuración electrónica



Figura 18. Configuración electrónica

Tomado de: <https://image.slidesharecdn.com/configuracinelectrnica-141120035446-conversion-gate01/95/configuracin-electrnica-1-638.jpg?cb=1416455813>

Ejemplo:



ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 3

Instrucciones. Contesta lo que se te solicita a continuación.

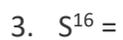
1. Completa la siguiente tabla, realiza los siguientes diagramas de orbital para los elementos con sus respectivas configuraciones electrónicas:

ELEMENTO	SIMBOLO	No. atómico	Diagrama de orbital	Configuración electrónica
1.-	Na			
2.- Calcio	Ca			
3.- Litio	Li	3		
4.-	B		$\begin{array}{ccc} \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow \\ 1s^2 & 2s^2 & 2p_x \end{array}$	
5.- Nitrógeno				
6.- Neon				
7.- Fluor		9		
8.- Oxígeno				
9.- Berilio				$1s^2 2s^2$
10.-	C		$\begin{array}{cccc} \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow \\ 1s^2 & 2s^2 & 2p_x & 2p_y \end{array}$	

2. Encuentra la configuración electrónica usando el Kernel utiliza la regla de las diagonales:

- a) $_{56}\text{Ba} =$
- b) $_{31}\text{Ga} =$
- c) $_{15}\text{P} =$
- d) $_{5}\text{B} =$
- e) $_{25}\text{Mn} =$
- f) $_{29}\text{Cu} =$
- g) $_{26}\text{Fe} =$
- h) $_{7}\text{N} =$
- i) $_{28}\text{Ni} =$
- 10 $_{16}\text{S} =$

3. Determina la configuración electrónica de los siguientes elementos a partir de la regla de las diagonales utilizando el diagrama de Moeller.



4. Con base en los diagramas de orbital de la actividad seis, determina los números cuánticos de los siguientes elementos:

SÍMBOLO	n	l	m	s
1. Na^{11}				
2. Ca^{20}				
3. N^7				
4. F^9				



PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS POR SU UBICACIÓN EN LA TABLA PERIÓDICA

La ley periódica actual establece que las propiedades de los elementos son la función periódica de sus números atómicos, por lo tanto, el número atómico que expresa la cantidad de protones que hay en el núcleo de cada átomo de los elementos químicos es el parámetro que permite ordenarlos y clasificarlos.

Posteriormente, A. Werener integro información que se obtiene de las configuraciones electrónicas de los elementos para construir el modelo actual que se conoce como tabla periódica larga. La tabla periódica actual está constituida por 118 elementos; de los cuales los últimos 15 son sintéticos.

Están repartidos en 7 filas horizontales llamados periodos y que corresponde al máximo nivel de energía que se presenta en su configuración electrónica:

Ejemplo:

Número atómico	Configuración electrónica	Periodo
4	$1s^2 2s^2$	2
20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	4

Las 18 filas verticales son llamadas grupos o familias que son números romanos acompañados de la letra A o B. La letra A indica a los elementos del grupo representativo s y p, y la letra B a los elementos de la clase d y f llamados elementos de transición y transición interna respectivamente. Cada elemento se clasifica por su símbolo, número atómico, masa atómica, número de oxidación y electronegatividad. En la tabla periódica actual con base en su configuración electrónica se considera la ubicación de los electrones más externos, número cuántico del electrón diferencial y las propiedades de los elementos.

Ejemplo:

Elemento: 26.88 Al ¹³	
Configuración electrónica	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
Clase	P
Tipo de elemento	Representativo
Subgrupo	A
Grupo	III
Familia	Térreos
Número de protones	13

Número de neutrones (número de masa menos número de protones)	27-13 = 14
---	------------

De forma general los elementos químicos están agrupados en cuatro bloques o clases de acuerdo con el subnivel en el que termina su configuración electrónica: s, p, d y f (Figura 19).

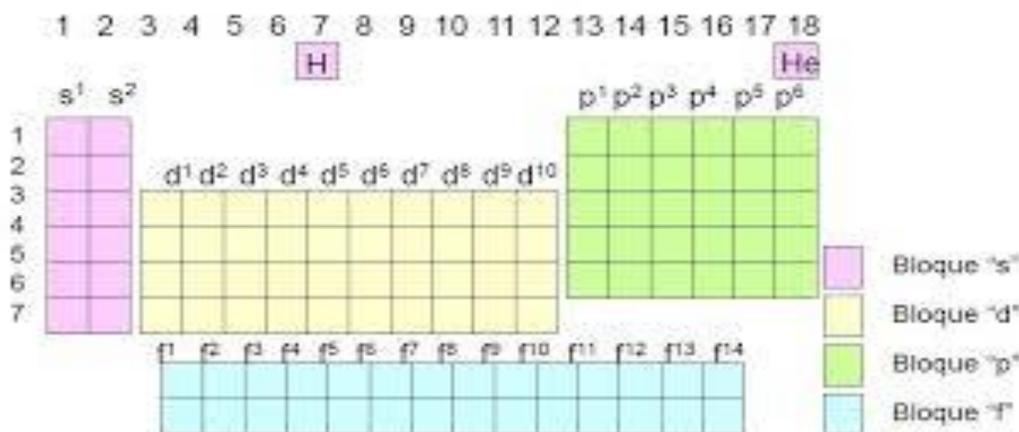


Figura 19. Agrupación de los elementos químicos en bloques de acuerdo con el subnivel de energía s, p, d y f.

ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 4

Instrucciones. Relaciona las columnas

1.- Cuando los electrones se agregan a orbitales que tienen la misma energía (degenerados) lo deben de hacer entrando un electrón en cada orbital (en forma desapareada, con spin paralelo) antes de completar dos apareados.	Principio de Construcción progresiva de Aufbau ()
2.- Principio de Incertidumbre de Heisenberg.	Espin ()
3.- La configuración electrónica de cualquier átomo se puede construir mediante el agregado sucesivo de un protón en el núcleo y un electrón en los orbitales del átomo.	Subnivel de energía ()
4.- .Número cuántico que representa la orientación de los orbitales en el espacio	Principio de exclusión de Paulli ()
5.- En cada nivel hay un número de subniveles de energía igual al nivel correspondiente y son <i>s, p, d y f</i>	Es imposible determinar la velocidad y la posición de un electrón al mismo tiempo en un orbital ()

En este apartado podrás valorar tu desempeño aptitudinal y actitudinal a lo largo del desarrollo del corte.

1.- ¿Consideras que revisaste a detalle todos los contenidos del corte; es decir leíste y entendiste o de lo contrario investigaste por tu cuenta para entender mejor?

2.- Si es tu caso ¿cuáles crees que son los motivos por no haber revisado a detalle los contenidos del corte?

3.- ¿Cómo podrías solucionarlo? describe al menos cuatro formas de solucionarlos

4.- A continuación, se te solicita que respondas los siguientes aspectos con la finalidad de que recapacites en la elaboración de tu guía y por lo tanto tengas éxito en tu aprendizaje.

Aspecto a observar	Hecho	Debo poner más empeño
Destiné un espacio y un tiempo para realizar las actividades solicitadas.		
Realicé una lectura de comprensión de los diferentes contenidos.		
Realicé todas las actividades asignadas.		
Mostré interés por realizar las actividades.		

Demostre iniciativa al realizar las actividades.		
Entregue las actividades con las características solicitadas.		
Entregue las actividades en el tiempo designado.		
Participe activamente durante el desarrollo del corte.		





En esta sección encontrarás las lecturas y documentos que se tomaron en cuenta para realizar el material.

- Bravo, T. J M y Rodríguez H. J. (2019). *La química de hoy*. México: Éxodo.
- Chang, R. (2010). *Química*. México: Mc Graw Hill.
- Holum, R, J. (1999). *Fundamentos de química general, orgánica y bioquímica para ciencias de la salud*. Serie Química. México: Limusa Noriega.
- Timberlake, C. K. (2011). *Química: Una introducción a la química general, orgánico y biológica*. España: Pearson.



CORTE

2



MODELOS DE ENLACES QUÍMICOS

Aprendizajes esperados:

- Modelo de enlace químico
- ¿Qué relación existe entre el tipo de enlace y las propiedades de los materiales?
- Fuerzas intermoleculares y estructura molecular
- ¿Cómo se nombran los compuestos del carbono?
- Utilizarás los modelos de enlace: iónico metálico y covalente al explicar la unión entre átomos, a partir de la estructura de Lewis, regla del octeto y propiedades periódicas.
- Explicarás cómo la estructura de una molécula le confiere ciertas propiedades y determina su función.
- Aplicarás reglas de nomenclatura de UIQPA para nombrar compuestos del carbono.
- Identificarás los grupos funcionales en compuestos del carbono.



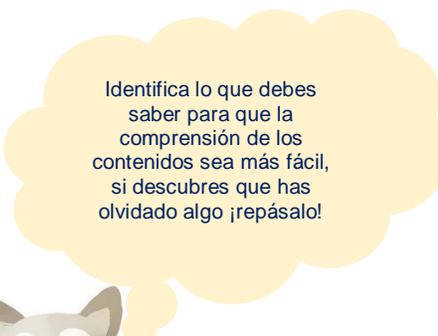
Al finalizar este corte, serás capaz de valorar las nociones científicas que sustentan el comportamiento de los modelos de enlace entre átomos para fundamentar su opinión sobre los impactos de la ciencia y la tecnología en su vida cotidiana, asumiendo consideraciones éticas.

RECOMENDACIÓN

Te sugerimos, revise los aprendizajes esperados antes de iniciar con el estudio del corte, realiza las anotaciones que sean necesarias.

Para el logro de los aprendizajes es necesario que recuerdes información que previamente has aprendido, a esto se le conoce como conocimientos previos.

- Concepto de Química
- Concepto de materia, estados de agregación
- Propiedades de la materia
- Cambio químico y cambio físico
- Concepto de sustancia y mezcla
- Teoría atómica de Dalton
- Nomenclatura de la UIQPA, para nombrar compuestos binarios y terciarios



Identifica lo que debes saber para que la comprensión de los contenidos sea más fácil, si descubres que has olvidado algo ¡repásalo!



Instrucciones. Relaciona el concepto con su definición

Concepto	Definición
1. Química	() Se forman por compuestos sin que haya una reacción química y su composición no es regular, los componentes pueden ser separados por métodos físicos.
2. Materia	() Todo lo que ocupa un lugar en el espacio y que posee masa.
3. Cambio químico	() Estudio de las transformaciones o cambios de la materia.
4. Cambio físico	() Hay transformación en la naturaleza de la materia.
5. Sustancia	() No varía la naturaleza de la materia.
6. Mezcla	() Pueden ser elementos o compuestos unidos químicamente con una composición regular que no pueden separarse por métodos físicos.

MODELOS DE ENLACES QUÍMICOS

ENLACE QUÍMICO

Este mundo se forma de muchos tipos de compuestos, que van desde aquellos simples como el cloruro de sodio, presente en la transpiración, hasta compuestos más complejos como la calcita o piritita que se encuentran en ciertas rocas. La fuerza que mantiene unidos a los átomos se llama enlace químico.

Cuando los átomos interactúan para formar un enlace químico, solo entran en contacto sus regiones más externas, consideramos sobre todo los electrones de valencia de un átomo del elemento.

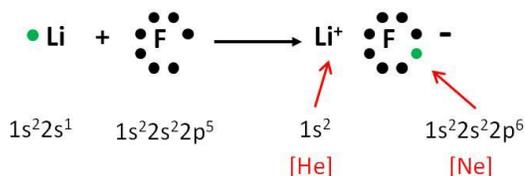
Elemento	Electrones de Valencia	Estructuras de Lewis
Mg	2	Mg: •Mg•
Cl	7	•• •Cl• ••
Al	3	•Al• •Al•
O	6	•• •O• ••

Las configuraciones electrónicas de los gases nobles tienen lleno el nivel de energía más externo, como recordarás la presencia de 8 electrones de valencia en el nivel de energía más externo y es químicamente más estable y se denomina octeto estable. Los elementos tienden a reaccionar para adquirir la estructura electrónica estable de un gas noble.

ENLACE IÓNICO

Se denomina enlace iónico a la fuerza electrostática que une a los iones en un compuesto, por ejemplo, la reacción entre litio y flúor que produce el fluoruro de litio, un polvo blanco venenoso que se usa para disminuir el punto de fusión de la soldadura y en la fabricación de cerámica.

La configuración electrónica del litio y del flúor es:



El enlace iónico en el LiF es la atracción electrostática entre el ion litio con carga positiva y el ion fluoruro con carga negativa, donde el litio dona un electrón al flúor y el compuesto es eléctricamente neutro.

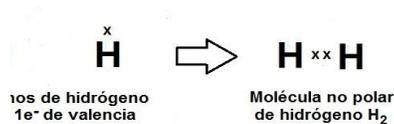
Para que dos átomos se unan mediante enlaces iónicos se deben cumplir dos requisitos:

- 1) La energía de ionización para formar el ion positivo (catión) debe ser baja
- 2) La afinidad electrónica para formar el ion negativo (anión) debe estar favorecida (el átomo debe liberar energía).

ENLACE COVALENTE

Aunque el concepto de molécula se remonta al siglo XVII, no fue sino a principios del siglo XX que los químicos empezaron a comprender cómo y por qué se forman las moléculas.

Gilbert Lewis propuso que la formación de un enlace químico, implica que los átomos compartan electrones. Lewis describió la formación de un enlace químico en el hidrógeno como sigue.



Este tipo de apareamiento de electrones es un ejemplo de **enlace covalente** un enlace en el que dos electrones son compartidos por dos átomos.

En los enlaces covalentes entre átomos polielectrónicos solo participan los electrones de valencia, por ejemplo:



El enlace en HCl se denomina enlace **covalente polar porque** los electrones pasan más tiempo alrededor de un átomo que del otro, los electrones pasan más tiempo cerca del átomo del cloro, generando una nube electrónica con una carga parcial negativa.

ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 1

Instrucciones. Realiza lo que se te solicita a continuación

1. Esquematiza la estructura de Lewis para los siguientes elementos y moléculas.

Elemento o molécula	Estructura de Lewis	Elemento o molécula	Estructura de Lewis
Na		CH ₄	
C		O ₂	

H₂S		HF	
NH₃		SiF₄	

2. Contesta lo que a continuación se pide.

a) ¿Qué es la energía de ionización?

b) ¿A qué se refiere la afinidad electrónica



c) ¿Por qué la electronegatividad (propiedad periódica) la utilizamos para determinar el tipo de enlace?

Los elementos cuando se enlazan forman diferentes compuestos, estos se dividen en iónicos, covalentes y metálicos.

3. Investiga las propiedades físicas y químicas de los compuestos iónicos, covalentes y metálicos y elabora un mapa conceptual.



ELECTRONEGATIVIDAD

Una propiedad útil para distinguir el enlace covalente no polar del enlace covalente polar es la electronegatividad. Es decir, la capacidad de un átomo para atraer hacia sí los electrones de un enlace químico. La diferencia de electronegatividades nos indica el tipo de enlace:

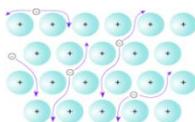
Diferencia de electronegatividades	Tipo de enlace
Igual a cero	Enlace covalente no polar o puro
Mayor a cero y menor a 1.9	Enlace covalente polar
Igual o mayor a 1.9	Enlace iónico

Ejemplo

Compuesto	Diferencia de electronegatividades	Tipo de enlace
NH ₃	N=3.0 H=2.1 diferencia = 0.9	Covalente polar
CaF ₂	F=4.0 Ca=1.0 diferencia = 3.0	Iónico

ENLACE METÁLICO

Los electrones de valencia de un átomo metálico, los que se encuentran en el último nivel energético, se desplazarán en el cristal en forma desordenada a otro(s) átomo(s), esto provocará que el lugar que ocupaba en el átomo lo ocupe otro electrón de algún otro átomo del cristal, por lo que se generará una gran cantidad de electrones deslocalizados dando lugar en el cristal a una nube o mar de electrones, por lo tanto el enlace metálico se define como: la deslocalización de electrones de valencia en un cristal metálico.



Los electrones deslocalizados de un metal pueden moverse libremente y mantener intactos los enlaces metálicos. El movimiento de electrones móviles alrededor de cationes metálicos positivos explica porque los metales son buenos conductores.

ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 2

Instrucciones. Determina el tipo de enlace que presentan los siguientes compuestos, aplicando el método de diferencia de electronegatividades.

Compuesto	Diferencia de electronegatividad	Tipo de enlace	Compuesto	Diferencia de electronegatividad	Tipo de enlace
H ₂ S			NaBr		
NH ₃			H ₂ O		
CsBr			CaCl ₂		
C ₆ H ₆			NO ₂		
H ₂			AsCl ₂		
CO ₂			N ₂		



COMPUESTOS DEL CARBONO

Tradicionalmente, todos los compuestos químicos se han relegado a dos categorías: los orgánicos e inorgánicos.

Los compuestos orgánicos incluyen a la mayoría de los compuestos del carbono en especial aquellos que contienen enlaces (C-H).

Dos son las propiedades del carbono que lo hacen capaz de formar moléculas grandes y estables, la primera forma enlaces químicos resistentes, de modo que pueden llegar a formarse cadenas casi infinitas de átomos de carbono, y la segunda el enlace carbono-hidrógeno que constituye la parte principal de la mayoría de las moléculas orgánicas. Debido a que el carbono está en el grupo 4A y tiene 4 electrones de valencia y debe formar un total de cuatro enlaces (tetravalencia del carbono) y solo 4 enlaces, estos pueden ser sencillos, dobles o triples.

HIDROCARBUROS

Los compuestos orgánicos se clasifican de acuerdo con características estructurales comunes que imparten propiedades químicas y físicas similares a los compuestos que pertenecen a cada grupo o familia.

Los compuestos orgánicos más sencillos son los hidrocarburos que contienen solamente C y H en su molécula.

NOMENCLATURA (IUPAC) de alcanos, alquenos y alquinos

Los compuestos que contienen sólo carbono e hidrógeno, con cadenas de carbono continuas y no ramificadas, se designan de acuerdo con el nombre griego que corresponde al número de carbonos y el tipo de enlace seguido del **sufijo -ano, -eno, -ino**.

Alcanos	Alquenos	Alquinos
sufijo -ano	sufijo -eno	Sufijo -ino
CH ₄ metano	No hay	No hay
CH ₃ -CH ₃ etano	CH ₂ =CH ₂ eteno	CH≡CH etino
CH ₃ -CH ₂ -CH ₃ propano	CH ₂ =CH-CH ₃ propeno	CH≡C-CH ₃ propino
CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃ butano	CH ₂ =CH-CH ₂ -CH ₃ buteno CH ₃ -CH=CH-CH ₃ 2-buteno	CH≡C-CH ₂ -CH ₃ butino CH ₃ -C≡C-CH ₃ 2-butino

Para complementar tu aprendizaje de este tema, puedes consultar el video *Nomenclatura orgánica: Alcanos, Alquenos y Alquinos* en <https://www.youtube.com/watch?v=vtUVJD-EUis> y, de esta manera, ampliar tu conocimiento.

ACTIVIDAD 3

Instrucciones. Escribe las fórmulas y los nombres de los compuestos a partir del quinto alcano, alquenos y alquinos hasta el número 12 de átomos de carbono.

Alcanos	Alquenos	Alquinos



GRUPOS FUNCIONALES

La química orgánica abarca mucho más que hidrocarburos. Cuando otros átomos diferentes del carbono y del hidrógeno (átomos diferentes o heteroátomos) forman parte de la molécula, las propiedades del hidrocarburo original se alteran drásticamente. Por ejemplo, si se sustituye un hidrógeno en el metano por un halógeno, como el Cl, el compuesto resultante, CH_3Cl (clorometano) adquiere propiedades diferentes a las del metano.

El átomo o grupo de átomos en conjunto con una molécula orgánica que determina a la naturaleza química de la molécula se conoce como grupo funcional.

El grupo funcional de los alquenos es el doble enlace y el de los alquinos es el triple enlace. Cada grupo funcional tiene una fuerte influencia sobre la química de los compuestos que lo contienen.

ALCOHOLES (R-OH)

La primera y quizá más familiar clase de derivados de hidrocarburos es la de los alcoholes, en la industria son disolventes muy importantes. Los alcoholes son una clase de compuestos orgánicos que contienen el grupo funcional $-\text{OH}$ (conocido como hidroxilo) en lugar de un hidrógeno en la cadena de carbonos.

Los alcoholes se nombran tomando el nombre del alcano correspondiente y sustituyendo el **o** terminal por **-ol**.

Por ejemplo:

$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$ propanol

Tabla de grupos funcionales

Grupo funcional	Estructura	Nomenclatura
Éteres R-O-R	$\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$ Metiletiléter	Un éter contiene un oxígeno unido a dos grupos hidrocarburo. Los éteres se nombran añadiendo el nombre del grupo alquilo a ambos lados del oxígeno al nombrar al éter.



Grupo funcional	Estructura	Nomenclatura
Aminas R-NH ₂	CH ₃ -CH ₂ -NH ₂ Etilamina CH ₃ -CH ₂ -NH-CH ₃ Etilmetilamina	Una amina contiene un nitrógeno con enlaces simples unido a un grupo hidrocarburo y otros dos grupos hidrocarburos o hidrógenos. Las aminas se nombran indicando los grupos alquilo unidos al nitrógeno y añadiéndoles al nombre de amina.
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{H} \end{array}$ Aldehídos R-C-H $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{R}' \end{array}$ Cetonas R-C-R'	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{H} \end{array}$ etanal o acetaldehído $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C} \end{array}$ propanal $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{CH}_3 \end{array}$ propanona ó dimetil cetona	El grupo funcional de los aldehídos y las cetonas es el grupo carbonilo, un grupo carbonilo es un doble enlace unido a un oxígeno. En los aldehídos el grupo carbonilo está unido al menos un hidrógeno, los aldehídos se nombran sustituyendo la o del nombre del alcano correspondiente por -al. En las cetonas el grupo carbonilo está unido a dos grupos hidrocarburo, las cetonas se nombran tomando el nombre del alcano y sustituyendo la o por -ona
Ácidos carboxílicos $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{OH} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{OH} \end{array}$ ó CH_3-COOH ácido etanoico	Los ácidos carboxílicos contienen el grupo funcional carboxilo (-COOH). Los ácidos carboxílicos se nombran sustituyendo la o del alcano por -oico , antecedida por ácido.
Esteres $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{O}-\text{R}' \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \end{array}$ Etanoato de etilo	Los ésteres tienen un grupo hidrocarburo en lugar del hidrógeno en el grupo carboxilo. Los esterres se nombran dando el nombre del grupo alquilo unido al oxígeno seguido por el nombre del ácido con la terminación -ico , sustituido por -ato .

Grupo funcional	Estructura	Nomenclatura
Amidas $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{O}-\text{NH}_2 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{O}-\text{NH}_2 \\ \text{Etanamida} \end{array}$	Las amidas tienen un grupo amino que sustituye al grupo hidroxilo del ácido. Las amidas se nombran sustituyendo la fracción de ácido o íco del nombre del ácido por amida.

Para complementar tu aprendizaje de este tema, puedes consultar la información que se presenta en <http://www.objetos.unam.mx/quimica/compuestosDelCarbono/grupos-funcionales/index.html> y, de esta manera, ampliar tu conocimiento.

ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 4

Instrucciones. De las siguientes fórmulas identifica, mediante un círculo el grupo funcional y expresa el nombre del mismo.

- a)
$$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{C}-\text{H} \end{array}$$
- b) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$
- c) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}_2$
- d) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_3$
- e)
$$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}-\text{CH}_3 \end{array}$$
- f)
$$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \end{array}$$
- g) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$
- h) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{N}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
- i)
$$\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{H}-\text{N}-\text{C}-\text{C} \\ | \quad | \quad // \quad | \\ \text{H} \quad \text{R} \quad \text{O} \quad \text{OH} \end{array}$$
- j)
$$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$$



Enlaces químicos, iónico, covalente y metálico.

- <https://www.youtube.com/watch?v=WnVFcnG>

Compuestos orgánicos y sus usos

- <https://www.uaeh.edu.mx/scige/boletin/prepa>

En este apartado podrás valorar tu desempeño aptitudinal y actitudinal a lo largo del desarrollo del corte.

Indicadores	Si	No	Observaciones
Interpretas la información teórica y la aplicas correctamente.			
Identificas las fórmulas y haces el ejercicio correctamente.			
Realizas los procedimientos y llegas a un resultado			
Resuelves ejercicios de manera autónoma			
Trabajas de manera limpia y ordenada (colabora)			
Terminas en tiempo y forma			



En esta sección encontrarás las lecturas y documentos que se tomaron en cuenta para realizar el material.

- Chang,R.(2007).*Química.México*: McGraw-Hill
- Dindgrando,L.,K.,Hainen,N.y Wistrom,Ch.(2003).*Química,Materia y Cambio*. Colombia: McGraw-Hill.
- Malone,LeoJ. (2001).*Introducción a la Química*: Limusa Wiley
- Bailey,Jr.Philip,S. Bailey,A. Christina. (1995). *Química Orgánica*. Pearson Prentice Hall.



CORTE

3

MACROMOLECULAS

Aprendizajes esperados:

- Macromoléculas naturales y sintéticas
- Monómeros y polímeros naturales y sintéticos
- Explicarás los conceptos de monómero, polímero y macromolécula.
- Identificarás productos de uso cotidiano que incluyen entre sus componentes macromoléculas, monómeros o polímeros.
- Explicarás como la estructura de una macromolécula le confiere ciertas propiedades y determina su función.

Al finalizar este corte, serás capaz de argumentar la importancia de las macromoléculas considerando su estructura química, propiedades físicas y usos para fundamentar su opinión sobre los impactos de la ciencia y la tecnología en su vida cotidiana, valorando las acciones humanas de riesgo e impacto ambiental.



Para que logres desarrollar los aprendizajes esperados correspondientes al corte 3 es importante que reactives lo siguiente:

- Conocimiento de polímeros naturales,
- Plásticos (que sabe de los plásticos)
- Propiedades del carbono

Identifica lo que debes saber para que la comprensión de los contenidos sea más fácil, si descubres que has olvidado algo ¡repásalo!



Instrucciones. Relaciona las columnas.

Pregunta	Respuesta
1. Nombre que recibe la unidad químicas simples	a) Polímero b) Macromolécula c) Monómero a) Enlace
2. Átomo o grupo de átomos que en conjunto con una molécula orgánica determina la naturaleza química de la molécula	a) Compuesto orgánico b) Elemento c) Enlace b) Grupo funcional
3. Compuestos orgánicos sencillos que contienen solamente C y H en su molécula.	c) Hidrocarburos d) Proteínas e) Grasas f) Hormonas
4. Molécula gigante constituida por unidades simples que se repiten a lo largo de dicha molécula	a) Polímero b) Almidón c) Monómero d) Grupo funcional
5. ¿Cuáles no corresponden a polímeros naturales?	a) Almidón b) Polietileno c) Baquelita d) Progesterona

propagación y en algún punto del proceso, el crecimiento se detiene y la polimerización se completa.

Los polímeros sintéticos se pueden clasificar de diferentes maneras por ejemplo en; termoplásticos, termoestables y elastómeros.

Polímero	Propiedades	Ejemplo
Termoplástico	Son polímeros lineales, los que se ablandan con el aumento de temperatura y se funden debido a las cadenas moleculares, se pueden mover de manera independiente.	Poliétileno Polipropileno PVC
Termoestables	Son polímeros entrelazados, al calentarse no funden y a una temperatura determinada se descomponen liberando gases tóxicos.	Poliuretano Baquelita
Elastómeros	Son aquellos tipos de compuestos que muestran un comportamiento elástico. En 1860 se demostró que el hule natural (caucho) es una cadena de unidades de isopreno	Poliisopreno polibutadieno

POLÍMEROS NATURALES

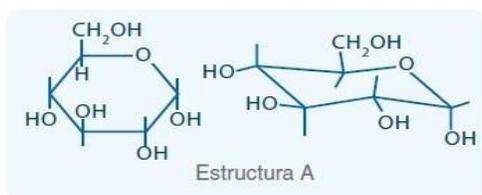
Una asombrosa variedad de reacciones químicas ocurre en los organismos vivos. Has aprendido que los polímeros son moléculas grandes formadas por muchos bloques funcionales repetitivos llamados monómeros. Las proteínas son polímeros orgánicos compuestos de aminoácidos enlazados entre si de una forma específica.

Los carbohidratos son compuestos que contienen múltiples grupos hidróxilo (-OH) así como un grupo carbonilo funcional (C=O). Estas moléculas varían en tamaño de monómeros simples a polímeros compuestos de cientos o miles de monómeros. Otro nombre de un carbohidrato complejo es un polisacárido, el cual es un polímero de los azúcares simples que contiene 12 o más unidades de monómero.

Los tres polisacáridos importantes son; almidón, celulosa y glucógeno, los tres se componen exclusivamente de monómeros de glucosa.

La celulosa es la macromolécula más abundante en la biomasa terrestre y está presente en todos los vegetales. Está formada por la unión de cientos a miles de moléculas β -D-glucosa, al ser todos sus monómeros iguales, se dice que es un homopolisacárido





Los monosacáridos se encuentran principalmente en forma cíclica. Por ejemplo, la glucosa habitualmente presenta esta estructura.

ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 1

Instrucciones. Contesta lo que a continuación se te solicita.

1. Describe con tus propias palabras que es un monómero

2. Escribe la fórmula de los monómeros que se indican.

No.	Nombre	Fórmula
1	Etileno	
2	Estireno	

3	Cloruro de vinilo	
----------	-------------------	--

3. El polietileno es un polímero muy usado, existen de alta y baja densidad, investiga cuál es su monómero y cuáles son sus principales usos.

Polímero	Monómero	Principales usos
Polietileno de alta densidad		
Polietileno de baja densidad		

4. Completa la tabla anotando el nombre, fórmula, nombre comercial y usos de los polímeros como se muestra en el ejemplo.

Nombre y fórmula del monómero	Nombre y fórmula del polímero	Nombres comunes (comerciales)	Usos de los polímeros
Etileno $\text{CH}_2=\text{CH}_2$	polietileno $(-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2)_n$	Polifilm	Aislantes eléctricos, bolsas de plástico, botellas de plástico
propileno			
Cloruro de vinilo			
Estireno			
Tetrafluoroetileno			
metilmetacrilato			



Acrilonitrilo			
---------------	--	--	--

5. . Investiga y contesta lo que se te pide.

a) ¿Por qué los tres polímeros; almidón, celulosa y glucógeno se elaboran a partir exclusivamente del monómero de glucosa, y sin embargo, tienen propiedades tan distintas?

b) Completa el siguiente cuadro con la descripción de cada polímero

Polímero	Descripción
Almidón	
Celulosa	
Glucógeno	

c) Completa el siguiente cuadro con información sobre el origen y usos de los siguientes polímeros naturales

Polímeros naturales	Origen	Usos
---------------------	--------	------



Algodón		
Lana		
Seda		



Polímeros

- <https://www.burrosabio.com/polimero-definicion-y-concepto/>
- http://www.ssla.cl/sites/default/files/guia_de_verano_electivo_4deg_quimica.pdf





En este apartado podrás valorar tu desempeño aptitudinal y actitudinal a lo largo del desarrollo del corte.

Indicadores	Si	No	Observaciones
Interpretas la información teórica y la aplicas correctamente.			
Identificas las fórmulas y haces el ejercicio correctamente.			
Realizas los procedimientos y llegas a un resultado.			
Resuelves ejercicios de manera autónoma.			
Trabajas de manera limpia y ordenada (colabora).			
Terminas en tiempo y forma.			



En esta sección encontrarás las lecturas y documentos que se tomaron en cuenta para realizar el material.

- Chang, R. (2007). *Química*. México: McGraw-Hill
- Dindgrando, L.,K., Hainen, N. & Wistrom, Ch. (2003). *Química, Materia y Cambio*. Colombia: McGraw-Hill.
- Malone, Leo J. (2001). *Introducción a la Química*: Limusa Wiley
- Bailey, Jr. Philip, S. Bailey, A. Christina. (1995). *Química Orgánica*. Pearson Prentice Hall.



A continuación encontrarás una evaluación que te permitirá conocer que tanto has aprendido sobre los temas trabajados en esta guía.

Instrucciones. Contesta los siguientes reactivos

1. ¿Qué modelo atómico dio origen al descubrimiento del electrón y a partir de qué experimento con tubos de rayos catódicos?

2.- ¿Qué modelo dio origen al descubrimiento del protón?

3.- ¿Qué científico descubrió el neutrón?

4.- ¿Cuáles fueron las aportaciones de Niels Bohr a la teoría atómica?

5.- ¿En qué modelo se definió el número cuántico principal y secundario?

6.- ¿Escribe el nombre de los investigadores que aportaron al modelo atómico actual con el principio de incertidumbre y el modelo de la mecánica ondulatoria?

7.- ¿Qué entiendes por configuración electrónica?

8.- Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos:

- 1.- ^{28}Ni
- 2.- ^{16}S
- 3.- ^{37}Rb
- 4.- ^{49}In

9.- Escribe que significa cada número cuántico

10.- Escribe que representa el número atómico



11.- Escribe que es un isotopo

12. Los tipos de enlace que puedan darse entre dos átomos pueden ser iónico, covalente polar y covalente no polar. Escribe tres ejemplos de cada uno

Enlace	Ejemplo 1	Ejemplo 2	Ejemplo 3
Iónico			
Covalente polar			
Covalente no polar			

13. ¿El enlace iónico se establece entre un metal y un no metal?

Si

No

Ejemplo:

14. En el enlace covalente se comparten electrones:

Si

No

Explica porque:

15. Las propiedades de las sustancias químicas dependen de:



16. La transferencia de electrones es característico del enlace iónico:

Si No

17. Molécula gigante formada por la repetición de pequeñas unidades químicas simples:

18. Los polímeros por su origen se dividen en:

19. Menciona el nombre del polímero de adición que presenta alta y baja densidad, reciclable hasta cierto grado:

20. Polímero termoestable, de estructura molecular ramificada o entrelazada, solo puede ser fundida una vez:



21. Son ejemplos de polímeros naturales:

--

Instrucciones. Relaciona las siguientes columnas

a) Metálico b) Iónico c) Valencia d) Molécula e) Covalente f) Enlace químico g) Ión h) Átomo i) Electronegatividad	22. ()	Partícula con carga la cual puede ser un átomo o un grupo de átomos, si tiene exceso de electrones, corresponde a un anión y si tiene exceso de protones es un catión.
	23. ()	Enlace donde dos átomos comparten un par de electrones.
	24. ()	Partícula formada por un núcleo donde se encuentran los protones y neutrones y fuera del núcleo están los electrones
	25. ()	A la unión de los átomos en un compuesto se le denomina.
	26. ()	Enlace donde los electrones de valencia se encuentran deslocalizados en un cristal formando una nube electrónica.
	27. ()	Enlace donde se transfiere un electrón de un elemento metálico hacia uno no metálico.
	28. ()	Capacidad que tienen los átomos para atraer electrones.
	29. ()	Al electrón del último nivel energético se le conoce como electrón de:
	30. ()	Partícula formada por dos tipos de átomos iguales o diferentes

Instrucciones. Aplicando el método de diferencia de electronegatividades, indica el tipo de enlace para las siguientes moléculas

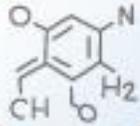
Compuesto	Diferencia de electronegatividades	Tipo de enlace
31. Al ₂ S ₃		
32. Cl ₂		
33. Au		
34. CaBr ₂		
35 CS ₂		
36. CO		



37. Rama de la química que estudia los compuestos del carbono, su estructura, propiedades y sus transformaciones. _____
38. ¿Qué es un polímero? _____
39. Las proteínas son moléculas muy grandes formadas por aminoácidos, investiga si los aminoácidos pueden ser los monómeros de la macromolécula

PLAN 2014

ACTUALIZADO



Somos Lobos Grises,
somos Bachilleres  