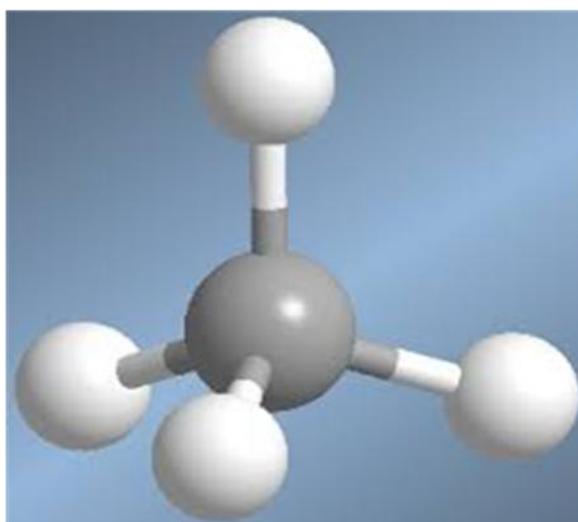


GUÍA DE ESTUDIO PARA PREPARAR EL EXAMEN EXTRAORDINARIO DE QUÍMICA III (PLAN 2014)



AUTOR: Serafín Santiago Salazar

Diciembre 2016

PRESENTACIÓN

Esta guía tiene como finalidad orientarte en la preparación del examen extraordinario que sustentaras. Al inicio de cada tema encontrarás un resumen de lo más esencial, que te ayudara a comprender algunos aspectos relevantes de lo que trata cada tema; pero también, realizarás trabajos de investigación, con el propósito de desarrollar tus habilidades en la búsqueda y análisis de la información.

Considera que la asignatura de química III, está dividida en tres bloques temáticos a saber:

- ◆ EL ÁTOMO Y SUS PROPIEDADES

- ◆ ENLACE QUÍMICO

- ◆ COMPUESTOS DEL CARBONO

Recuerda que la guía sólo es un auxiliar valioso, la resolución de la misma, tu preparación, dedicación y desempeño serán la garantía para aprobar el examen.

¡Te deseo mucho éxito!

GUÍA DE ESTUDIOS DE QUÍMICA III

BLOQUE 1: EL ÁTOMO Y SUS PROPIEDADES

1. Se debe a Dalton por lo que actualmente se sabe que la materia está constituida por partículas sumamente pequeñas, llamadas **átomos**, cuya existencia aún cuando ya se conocía desde el siglo XIX, se ha confirmado con el microscopio de efecto túnel o tubo explorador.

Este y otros avances son consecuencia de la aplicación de los conocimientos sobre el estudio de la materia a nivel atómico, la nanociencia, que ha dado lugar a una nueva revolución tecnológica y que está incidiendo, sin duda en la sociedad.

La manipulación de la materia a escala nanométrica ya es una realidad gracias al microscopio de Efecto Túnel, por ejemplo en 1989, se acomodaron 35 átomos de xenón sobre una superficie de níquel para formar las siglas IBM utilizando este instrumento.

En este sentido será conveniente respondernos preguntas como:

- a) ¿Quién fue el primer personaje que trató de explicar la naturaleza de la materia?

- b) En 1804, John Dalton no sólo postuló la existencia del **átomo** como ya lo habían hecho los filósofos griegos, principalmente Demócrito, sino que le atribuyó ciertas propiedades. ¿Cuáles fueron sus postulados?

- c) ¿Por qué la contribución de Dalton fue distinta a la de los antiguos griegos, quienes postularon la existencia de los átomos?

- d) Contrario a lo que establece Dalton en uno de sus postulados, los átomos de un mismo elemento pueden ser diferentes, pues existen isótopos, cada uno

con diferente masa. Explica brevemente lo que es un isótopo tomando como ejemplo los isótopos del hidrógeno.

2. Después de 50 a 100 años de que Dalton propusiera su teoría atómica, se realizaron diversos descubrimientos que demostraron que el átomo no es indivisible, sino que en realidad está conformado por partes. La radiactividad natural y la interacción de la electricidad con la materia constituyen dos tipos distintos de evidencia de la estructura subatómica. El experimento clave para descubrir el **electrón** tuvo lugar después de un intenso trabajo sobre la conducción de electricidad en los sistemas gaseosos, utilizando los tubos de descarga. Una vez conocida la existencia del electrón, quedó claro que el átomo estaba "lleno de una sustancia" positiva, dentro de la cuál estaban inmersos los electrones, modelo que se le conoce comúnmente como "el modelo del budín (la materia positiva) con pasas (los electrones).

a) ¿Quién es el científico que propone este modelo atómico?

b) ¿Cuál fue el antecedente científico que sirvió para proponer su modelo?

c) ¿Cuál fue la aportación de este científico acerca del descubrimiento del átomo?

d) ¿Cuáles son las semejanzas y diferencias del modelo atómico de Thomson con el modelo de Dalton, sus alcances y limitaciones?

3. Thomson propone su modelo atómico que al experimentar con sustancias radiactivas demostró su error, por lo que fue necesario proponer el modelo atómico de Rutherford. Todo empieza con el descubrimiento de los rayos X por W. Roentgen en 1895, cuando al trabajar con rayos catódicos inesperadamente emitió luz una pantalla fluorescente fuera del aparato. Lo más sorprendente sucedió cuando interpuso sus manos en la trayectoria de los rayos y sobre la pantalla vio la sombra de su esqueleto.

4. El modelo atómico propuesto por Rutherford no fue consistente con las leyes físicas conocidas, ya que éstas indicaban que no se trataba de un átomo estable. La primera teoría plausible sobre la estructura electrónica del átomo fue propuesta en 1914 por Niels Bohr, para eso hubo de retomar las ideas de la teoría cuántica generada por Max Planck (1900) quien explicó que los cuerpos calientes emiten radiación electromagnética. La proposición de Max Planck fue que los cuerpos del microcosmos (electrones, nucleones, átomos y moléculas) absorben y emiten **luz** de manera **discontinua**.

Planck llegó a la conclusión de que los electrones sólo absorben o emiten luz en pequeños paquetes de energía, que llamó **cuantos de energía**

Pocos científicos creyeron en la proposición de Planck, uno de los que sí creyeron fue Albert Einstein, quien era casi desconocido en 1905, cuando propuso que la luz era de naturaleza discontinua, es decir, estaba formado por pequeños paquetes llamados fotones. Con esta propuesta, Einstein dio explicación a un hecho observado antes, llamado efecto fotoeléctrico, que consiste en el desprendimiento de los electrones de la superficie de un metal que se ilumina con luz de alta frecuencia.

Podemos resumir ahora las dos novedades de principios del siglo XX que revolucionaron la ciencia:

- a) La energía sólo se transfiere en paquetes o cuantos (Planck)
- b) La luz que también acepta una descripción ondulatoria, está compuesta por corpúsculos llamados fotones (Einstein)

Bohr para poder explicar los espectros de emisión del hidrógeno sugirió que en cada átomo de hidrógeno el electrón gira en torno al núcleo en una de varias órbitas circulares posibles, cada una de ellas con un radio definido que corresponde a una energía definida para el electrón. Un electrón en la órbita más cercana al núcleo tiene una energía más baja. Cuando el electrón está en esa órbita se dice que el átomo se encuentra en su estado energético más bajo o estado basal. Si el átomo absorbiera una cantidad discreta de energía adicional, el electrón podría de algún modo desplazarse a otra órbita de energía más alta; entonces el átomo de hidrógeno se encontraría en estado excitado. Un átomo en estado excitado regresa en general al estado basal y durante el proceso desprende su exceso de energía en forma de luz. La luz que se emite conforme el átomo regresa a su estado basal tendrá una energía definida. Las unidades discretas de energía que el átomo o molécula absorbe o emite se denomina cuantos. Un cuanto de energía luminosa se denomina un fotón.

La longitud de onda de un fotón es inversamente proporcional a la energía de la luz. Al observar dicha luz por el espectroscopio se detectan las líneas de distintos colores que corresponden a diferentes longitudes de onda.

Es posible calcular que un electrón de un **nivel de energía** alto está ubicado en promedio más lejos del núcleo que otro que se encuentra en un nivel energético más bajo.

Los electrones de átomos distintos al hidrógeno también ocupan diversos **niveles energéticos**. Cuando hay más de un electrón en cada átomo el problema de cuántos electrones pueden ocupar un **nivel** dado adquiere importancia. El número de electrones que puede ocupar una órbita dada depende del número de la órbita. Por ejemplo, en cualquier átomo la primera órbita sólo puede contener un máximo de 2 electrones, la segunda un máximo de 8 electrones, la tercera un máximo de 18 electrones y así sucesivamente. El número máximo de electrones que puede contener cualquier órbita o nivel de energía en particular es $2n^2$, donde n es el número de la órbita o número cuántico principal, con valores de 1 a 7.

Sin embargo, Bohr encontró que los elementos por su número atómico no iban llenando progresivamente dichas órbitas con electrones. El primer caso donde esto es evidente es en el potasio, en el que el nivel 3 ($n = 3$) se llena sólo parcialmente con 8 electrones, para poner el último electrón en el nivel 4, y así corresponder con la posición del potasio en el grupo IA y periodo 4 de la tabla periódica.

a) Explica cuál fue la causa para proponer el modelo atómico de Bohr.

b) ¿Cuál fue el antecedente científico que sirvió para proponer su modelo?

c) ¿Cuál es la aportación de Bohr acerca del descubrimiento del átomo?

Las discontinuidades en el llenado de los **niveles electrónicos**, encontrados por Bohr, quedaron claros cuando en 1915 se propusieron dos números cuánticos a los que posteriormente se llamaron:

l , número cuántico secundario o azimutal

m , número cuántico magnético

La denominación de los números l y m fue propuesto por A. Sommerfeld, quien estableció que los electrones podrían mantenerse en órbitas elípticas y no sólo circulares; además que en cada nivel de energía existen **subniveles de energía**. El

número de **subniveles** de energía dentro de un nivel de energía dado es simplemente el valor de n ; es decir, el número del nivel.

a) Explica cuál fue la causa para proponer el modelo atómico de Sommerfeld.

b) ¿Cuál fue el antecedente científico que sirvió para proponer su modelo?

c) ¿Cuál es la aportación de Sommerfeld acerca del descubrimiento del átomo?

d) Utiliza los simuladores de la Web para complementar esta información tales como: <http://micro.magnet.fsu.edu/electromag/java/crookestube/index.html>
Sitio interactivo "Molecular expresión" que describe el experimento del tubo de rayos catódicos.

<http://micro.magnet.fsu.edu/electromag/java/rutherford/index.html>

Sitio interactivo "Molecular expresión" que describe el experimento de Geiger y Marsden, para establecer el modelo del núcleo atómico de Rutherford y

<http://www.chem.arizona.edu/tpp/group.htm>

Sitio interactivo "Talanquer Group" en el que se visualiza los espectros de varios elementos. (Seleccionar "Educatonal Materials", luego "IDOS", después "Atómic Structure" y por último "Atómic Spectra").

5. Números cuánticos y configuración electrónica

INSTRUCCIONES. Revisa el siguiente libro acerca de los números cuánticos, la configuración electrónica y contesta las preguntas que se te indican a continuación:

Garritz, A. y J. A. Chamizo (2001). Tú y la Química (1° ed.). México. Pearson Editores.

a) ¿Qué indican los números cuánticos?. Describe brevemente.

- b) ¿Cuáles son los primeros 7 valores permitidos para el número cuántico principal (n)?
- c) ¿Qué valores del número cuántico secundario (l) están permitidos para un electrón con número cuántico principal de $n=3$?
- d) ¿Qué valores son permitidos para el número cuántico magnético (m) en el caso de un electrón en el cual el valor de l es igual a 2?
- e) ¿Cuál es el número máximo de electrones que puede ocupar el primer nivel de energía?, ¿Y el segundo nivel?
- f) ¿Cuántos orbitales hay en el cuarto nivel de energía de un átomo?, ¿cuántos electrones puede contener el cuarto nivel de energía de un átomo?
- g) ¿Cuántos electrones se permiten en cada uno de los subniveles de energía?

	n	l	electrones
a)	3	1	
b)	3	0	
c)	3	2	
d)	4	0	

- h) ¿Cuántos electrones se permiten en cada uno de los siguientes subniveles?
- 2s _____
- 6p _____
- 4d _____

i) ¿Por qué en cada orbital sólo caben 2 electrones?

j) ¿En qué consiste el principio de construcción progresiva?

k) ¿En qué consiste la regla de máxima multiplicidad de Hund?

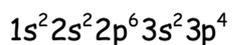
l) ¿Cuál es la regla de las diagonales?

10. Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos:
H, He, Li, Be, B, C, N, O, F, Cl, Br, Ne, Mg, U, Ag.

11. Representa la configuración gráfica de los siguientes elementos

H, He, Li, Be, B, C, N, O, F, Cl, Br, Ne, Mg, U, Ag.

12. El átomo de azufre tiene la siguiente configuración electrónica:



a) ¿Cuál es el valor de "n" en el último nivel de energía?

b) ¿En qué periodo se encuentra en la tabla periódica?

c) ¿En qué grupo se localiza en la tabla periódica?

13. El átomo de calcio (Ca), está en el grupo IIA, el periodo 4, tiene un número atómico 20. Por su localización en la tabla periódica podemos decir que:

a) El número cuántico principal vale

b) Presenta los subniveles

14. Elabora los modelos didácticos sobre la estructura del átomo, con base en cada propuesta científica, desde Dalton hasta el modelo cuántico, argumentando su validez y limitaciones.

15. ¿A qué se debe que se hayan propuesto distintos modelos del átomo a lo largo de la historia?

16. ¿Cuáles son las tres principales partículas subatómicas?

17. Menciona las características que distinguen al protón, al neutrón y al electrón, así como su ubicación en el átomo.

18. ¿Qué es el núcleo atómico?

19. ¿Qué representa el número atómico de un elemento químico?

20. ¿Cuántos electrones deben existir en un átomo neutro, por cada protón contenido en el núcleo?

21. ¿Qué se entiende por nivel de energía?

22. ¿Qué científico utilizó tubos de descarga y analizando las propiedades de los rayos catódicos descubrió al electrón?

23. En la época de 1903-1911 en que realizaban estudios los esposos Curie sobre la radiactividad. ¿Quién fue el científico que bombardeó con partículas alfa una delgada lámina de oro y descubrió el núcleo atómico?

24. ¿Quién fue el científico que basándose en el espectro de emisión del hidrógeno descubre los niveles de energía?

25. ¿Quién fue el científico que basándose en el espectro de emisión del sodio propone la existencia de los subniveles de energía?

26. Un elemento cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$, ¿a qué tipo de elemento (metal o no metal) de la tabla periódica pertenece?. Justifica tu respuesta.

Fuentes de consulta.

Dingrando, L., Gregg, K., Hainen, N. y Wistrom, Ch. (2003). *Química. Materia y Cambio*. Colombia: McGraw-Hill.

Garritz, A. y J. A. Chamizo (2001). *Tú y la Química* (1º. ed.). México: Pearson Editores.

Hill, J. y Kolb, D. (1999). *Química para el nuevo milenio*. México: Prentice Hall.

BLOQUE 2: ENLACE QUÍMICO

Para entender la forma en que unos elementos se unen a otros y la influencia que tienen en las propiedades de los compuestos formados, debemos tener presente que se requiere de energía para que un átomo de un elemento se una a otro y forme una "molécula"; al unirse químicamente el compuesto formado tiende a alcanzar una mayor estabilidad, obteniéndose el nivel más bajo de energía que puede tener y la unión entre los átomos de esos elementos se debe a la distribución electrónica que posee cada uno en su último nivel (electrones de valencia).

Cuando se dice que dos átomos están enlazados entre sí, quiere decir que se encuentran muy cerca uno del otro y que se mantienen unidos bajo la acción de ciertas fuerzas; lo que llamaremos de aquí en adelante enlace químico.

Los modelos de enlaces interatómicos son iónico o electrovalente, metálico y covalente, los cuales dependen de las propiedades periódicas de los elementos como la energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad, así como de la regla del octeto.

¿Qué es la energía de ionización?

¿Qué es la afinidad electrónica?

¿Qué es la electronegatividad?

ESTRUCTURA DE LEWIS

Para comprender los modelos de enlace es necesario conocer las estructuras de Lewis, que es la representación de los electrones del último nivel de energía de un átomo por medio de puntos, pequeños círculos o cruces, con la finalidad de visualizar lo que ocurre con estos electrones al formarse el enlace químico.

¿Cómo puedes saber la cantidad de electrones de valencia de un átomo?

¿En qué consiste la regla del octeto?

Instrucciones: completa la siguiente tabla escribiendo en los espacios vacíos la información que se te solicita.

ELEMENTO	CONFIGURACION ELECTRONICA (Encierra con un color los electrones de valencia)	GPO. AL QUE PERTENECE	NUM. DE ELECTRONES DE VALENCIA	ESTRUCTURA DE LEWIS
₁₁Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$			
₁₆S	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$			
₉F	$1s^2 2s^2 2p^5$			
₇N	$1s^2 2s^2 2p^3$			
₃₆Kr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$			

ENLACE IÓNICO

¿Cómo se forma el enlace iónico?

¿Cómo podemos predecir el tipo de enlace entre dos átomos?

¿Cuánto vale su diferencia de electronegatividad?

¿Cuáles son sus propiedades?

Este tipo de enlace es aquel que resulta de la atracción electrostática entre un catión y un anión, por transferencia de electrones. Por ejemplo, el átomo de sodio pierde un electrón y el cloro lo acepta, así obtienen ambos la estructura electrónica estable correspondiente a la del gas noble más próximo, en este caso el neón para el sodio y el argón para el cloro. El enlace iónico se presenta principalmente, cuando se une un metal con un no metal.

Utilizando la estructura de Lewis representa el proceso de formación de los iones sodio y cloruro:



Instrucciones: Considera los siguientes pares de elementos y explica el enlace que se forma utilizando estructuras de Lewis.

Compuesto	Estructura de Lewis	Diferencia de electronegatividad	Tipo de enlace
NaCl			
LiF			
CaBr ₂			
K ₂ O			

Tabla de electronegatividad

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Periodo 1	H 2.1																	He
Periodo 2	Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.00	Ne
Periodo 3	Na 0.9	Mg 1.2											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar
Periodo 4	K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.4	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr
Periodo 5	Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe
Periodo 6	Cs 0.7	Ba 0.9	*	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.70	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	Rn
Periodo 7	Fr 0.7	Ra 0.7	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo
Lantánidos *	La 1.10	Ce 1.12	Pr 1.13	Nd 1.14	Pm 1.13	Sm 1.17	Eu 1.10	Gd 1.10	Tb 1.10	Dy 1.10	Ho 1.10	Er 1.10	Tm 1.10	Yb 1.10	Lu 1.27			
Actínidos **	Ac 1.10	Th 1.30	Pa 1.40	U 1.40	Np 1.40	Pu 1.22	Am 1.30	Cm 1.30	Bk 1.30	Cf 1.30	Es 1.30	Fm 1.30	Md 1.30	No 1.30	Lr			

ENLACE COVALENTE

¿Cómo se forma el enlace covalente?

¿Cómo se forma el enlace covalente no polar y cuáles son sus propiedades?

¿Cómo se forma el enlace covalente polar y cuáles son sus propiedades?

El enlace covalente es la unión de átomos por compartición de electrones, este tipo de enlace se presenta principalmente cuando se unen dos no metales entre sí.

El enlace covalente simple es el compartimiento de un solo par de electrones; pero también pueden presentarse enlaces covalentes múltiples, que se forman por compartición de dos o más pares de electrones entre dos átomos. Al par electrónico compartido se acostumbra representarlo mediante una línea.

Cuando se enlazan átomos iguales (átomos con igual electronegatividad), éstos comparten pares de electrones ejerciendo la misma atracción sobre ellos, a los que se conoce en términos de enlace **covalente no polar**.

Si los átomos del enlace covalente tienen electronegatividades distintas, los electrones compartidos estarán más próximos al elemento de mayor electronegatividad.

Instrucciones: Completa la siguiente tabla con la información que se te solicita.

Molécula	Elementos y su electronegatividad	Diferencia de electronegatividad	Estructura de Lewis	Núm. y tipo de enlaces formados
NH ₃				
CH ₄				
HBr				

CCl_4				
CO_2				
H_2O				
N_2				
I_2				
Br_2				

De la tabla anterior elige la representación de Lewis que corresponde a un modelo de enlace covalente triple

Instrucciones: Conteste el siguiente cuestionario.

1. Escribe las propiedades del enlace covalente no polar

2. Escribe las propiedades del enlace covalente polar

3. Cuando mezclas porciones de agua y aceite:

- a) ¿Qué sucede?

- b) ¿En dónde queda el aceite? ¿Por qué?

3.- Considerando la molécula del ácido clorhídrico (HCl):

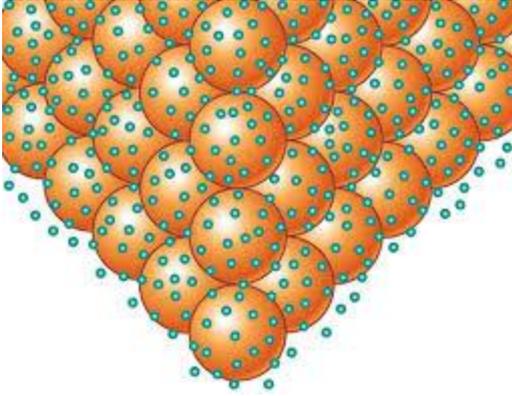
a) Determina la diferencia de electronegatividades entre sus átomos

b) ¿Qué tipo de enlace se forma entre sus átomos?

ENLACE METÁLICO

Los cristales de sal no conducen la electricidad porque los iones que los forman están fijos, problema que se resuelve cuando se disuelven en agua. Entonces, ¿cómo es que un metal en estado sólido si puede conducir la electricidad? Las propiedades físicas de los metales no pueden explicarse con los modelos anteriores. Para este fin se propuso el modelo de mar de electrones, el cual supone que los átomos del metal existen como iones esféricos con carga positiva (cationes) colocados en una red cristalina regular.

Se considera que los electrones enlazantes (los de valencia) no se mantienen alrededor de ningún átomo en particular. Los electrones de hecho, pertenecen al cristal como un todo, de manera que los grupos de iones metálicos positivos constituyen una red que está flotando en un mar de electrones. Así, los electrones de valencia en las sustancias metálicas pueden desplazarse sobre una red de millones de átomos y es esta característica lo que los hace tan buenos conductores de la electricidad, como por ejemplo, un alambre de cobre.



Instrucciones: Contesta las siguientes preguntas anotando sobre la línea las respuestas correctas

1. ¿Cuál es el enlace que se caracteriza por la formación de una red cristalina rodeada por una "nube" de electrones deslocalizados?
2. ¿Cuál es el estado de agregación que presentan la mayoría de los metales a temperatura ambiente?
3. Escribe tres elementos metálicos de la tabla periódica (nombre y símbolo)
4. Escribe tres propiedades de los metales
5. Escribe la diferencia entre maleabilidad y ductilidad
6. ¿Qué es una aleación?
7. ¿Qué tipo de enlace presenta la aleación Cu-Sn
8. ¿Por qué el cobre es empleado en las instalaciones eléctricas?

9. Los alimentos pueden cocinarse en recipientes metálicos y de barro
¿Cuál de los dos presenta mejor conductividad del calor? ¿Por qué?
10. ¿Cuál es la diferencia esencial entre un enlace iónico y uno covalente?
11. ¿Qué distingue a un compuesto con enlace covalente polar?
12. ¿Cuál es la diferencia esencial entre un enlace covalente polar y un no polar?
13. ¿Qué tipo de enlace se produce cuando un electrón pasa de un átomo a otro?
14. ¿A qué se le llama enlace múltiple?
15. ¿Qué tipo de enlace químico presenta?
- a) El oxígeno del aire
 - b) Una molécula de nitrógeno
 - c) El compuesto amoniac
16. El cloruro de un elemento X tiene una temperatura de fusión de 750 °C. Es soluble en agua y la disolución acuosa, así como el cloruro fundido, son buenos conductores de la corriente eléctrica. Con base en esta información, indica el tipo de enlace que posee este compuesto.

17. Clasifica los siguientes enlaces como iónicos o covalentes. En caso de ser covalentes, indica si son polares o no polares

- a) KI
- b) NO
- c) NaBr
- d) F₂

18. Con base en los datos de electronegatividad, determina el tipo de enlace que se presenta en cada uno de los siguientes casos:

- a) HF
- b) I₂
- c) CaI₂
- d) CsBr
- e) KCl
- f) BCl₃

19. ¿Cómo es la energía de ionización del cloro de la molécula Cl₂ por ser un no metal?

20. ¿Qué tipo de enlace covalente presenta el cloro en la molécula Cl₂, considerando que la electronegatividad del cloro es 3.16?

21. El metano CH₄ es un gas incoloro e inodoro muy inflamable, más ligero que el aire y se emplea como combustible, ¿qué tipo de enlace presentan los átomos que lo forman?

22. Explica en qué consiste el modelo del enlace metálico?

GEOMETRÍA MOLECULAR

Investigación:

¿Por qué es importante conocer la geometría de una molécula?

¿En qué consiste el modelo de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia?

¿Qué relación hay entre las propiedades de las sustancias y su geometría molecular?

¿Qué característica debe tener una molécula para tener una geometría molecular:

- a) lineal
- b) plana trigonal
- c) tetraédrica
- d) piramidal
- e) angular

Representa la geometría molecular de los siguientes compuestos:

- a) H_2S
- b) NF_3
- c) $GaCl_3$
- d) BeI_2
- e) SiF_4
- f) CCl_4
- g) CO_2

Fuentes de consulta:

Brown, T., Lemay, B. y Burdge, J. (2004). *Química la Ciencia Central*. (9ª. edición). México: Pearson Educación.

Garritz, A. y Chamizo, J. (2001). *Tú y la Química*. México: Pearson Editores.

Hill, J. y Kolb, D. (1999). *Química para el nuevo milenio*. México: Prentice Hall.

Recursos didácticos:

Liga para ejercicios de enlace iónico

http://quimicalourdes4.blogspot.mx/2011_04_01_archive.html

Ejercicios de enlaces químicos y estructuras de Lewis

<https://www.youtube.com/watch?v=U7VJEHE4srM&list=PL360tUZKyoPeiTj2CD2hzIK1JWAzwDIIr>

<https://www.youtube.com/watch?v=QoP3D65vq6A&list=PL360tUZKyoPeiTj2CD2hzIK1JWAzwDIIr&index=4>

Ejercicios de geometría molecular

https://www.youtube.com/watch?v=UkS6b_ukDHU&index=12&list=PL360tUZKyoPeiTj2CD2hzIK1JWAzwDIIr

Enlaces químicos con estructuras de Bohr y de Lewis

<http://portalacademico.cch.unam.mx/alumno/aprende/quimica1/enlacesquimicos>

BLOQUE 3: COMPUESTOS DEL CARBONO

La gran cantidad de compuestos del carbono se explica por el hecho de que el átomo de carbono es singular frente a otros elementos químicos: se puede unir consigo mismo formando cadenas con enlaces C-C.

La increíble variedad de compuestos del carbono existe debido a las características excepcionales de este singular átomo. Pero, ¿qué tiene de especial este átomo al que se dedica toda una rama de la química para estudiar sus compuestos?

El carbono es un elemento que se encuentra en el grupo IVA (14) y en el segundo periodo de la Tabla Periódica. Posee un número atómico $Z = 6$ y cuatro electrones en su último nivel de energía, lo que se representa mediante la estructura de Lewis en la siguiente figura:



Si se observa la siguiente tabla puede advertirse que la electronegatividad del carbono es el valor intermedio para elementos del segundo periodo:

Elemento	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Electronegatividad	1.0	1.5	2.0	2.5	3.0	3.5	4.0	-

Lo anterior significa que los átomos de carbono tienen mayor fuerza de atracción por los electrones en los enlaces químicos, que los miembros más metálicos del periodo (Li, Be, B), pero menor que las de los no metales (N, O, F).

Para completar el octeto, el átomo de carbono debería ganar cuatro electrones (tomando la distribución electrónica del Ne) o perder cuatro electrones (tomando la distribución electrónica del He). Ambos procesos (ganancia o pérdida de cuatro electrones) son energicamente desfavorables para él. Por lo anterior, el carbono tiene poca tendencia a formar tanto cationes C^{4+} , como aniones C^{4-} .

En realidad, al carbono le es más fácil compartir sus cuatro electrones de valencia para adquirir el octeto, que perder o ganar cuatro electrones.

Por todo esto, el átomo de carbono forma principalmente enlaces covalentes; es decir, comparte sus electrones con otros átomos. Para adquirir su octeto, el carbono debería compartir cuatro electrones y consecuentemente formar cuatro

enlaces covalentes en las moléculas; por esto, el carbono es tetravalente, lo que quiere decir que puede formar cuatro enlaces covalentes.

Los ocho electrones alrededor del átomo de carbono se encuentran formando pares en los enlaces covalentes y pueden estar agrupados en cuatro formas diferentes:

- a) Cuatro enlaces simples
- b) Dos enlaces simples y un enlace doble
- c) Un enlace simple y un enlace triple, o
- d) Dos enlaces dobles

Un átomo de hidrógeno está siempre enlazado a una molécula con un enlace covalente sencillo.

¿Qué debemos entender por enlaces simples, dobles y triples?

¿Cómo se clasifican los hidrocarburos para su estudio?

Elabora un cuadro sinóptico.

¿Cuáles son los tipos de fórmulas de los compuestos del carbono?

Completa el siguiente cuadro, escribiendo la fórmula que se te indican

Nombre	Fórmula desarrollada	Fórmula semidesarrollada	Fórmula condensada	Fórmula taquigráfica
Propano	$ \begin{array}{ccccc} & \text{H} & & \text{H} & & \text{H} & & \\ & & & & & & & \\ \text{H} & - \text{C} & - & \text{C} & - & \text{C} & - & \text{H} \\ & & & & & & & \\ & \text{H} & & \text{H} & & \text{H} & & \end{array} $			
Pentano			C_5H_{12}	
Hexano		$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$		

NOMENCLATURA DE HIDROCARBUROS

Los nombres de estos compuestos a partir de cinco átomos de carbono o más, provienen del nombre en griego o latín del número de átomos de carbono en la molécula, como se muestra en la siguiente tabla:

Prefijo	Número
Met	1
Et	2
Prop	3
But	4
Pent	5
Hex	6
Hept	7
Oct	8
Non	9
Dec	10

El sufijo -ano indica que el compuesto es un alcano ($C-C$), -eno indica que el compuesto es un alqueno ($C=C$), -ino indica que el compuesto es un alquino ($C\equiv C$).

INSTRUCCIONES. Revisa el siguiente libro acerca de las reglas de nomenclatura de hidrocarburos lineales y ramificados (alcanos, alquenos y alquinos) y contesta los siguientes ejercicios:

Morris Hein; Susan Arena. (2007). *Fundamentos de Química*. México: Cengage.

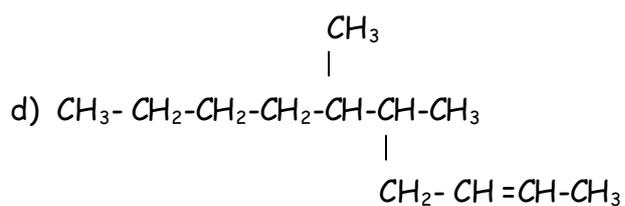
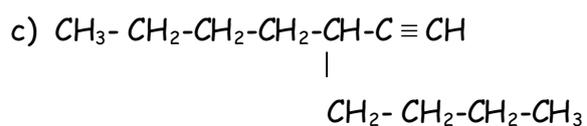
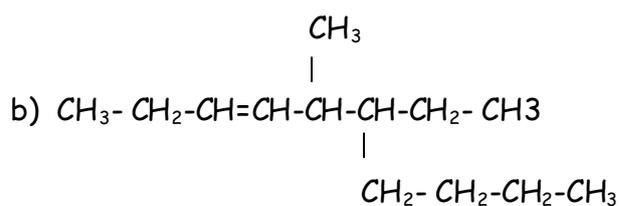
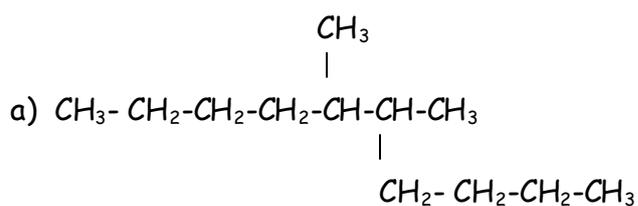
¿Cuáles son las reglas de nomenclatura para hidrocarburos lineales (alcanos, alquenos y alquinos)?

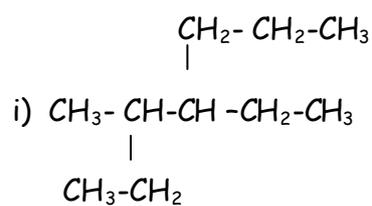
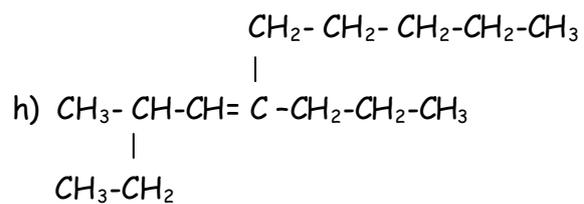
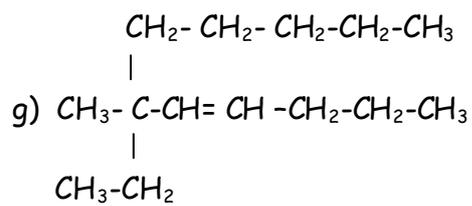
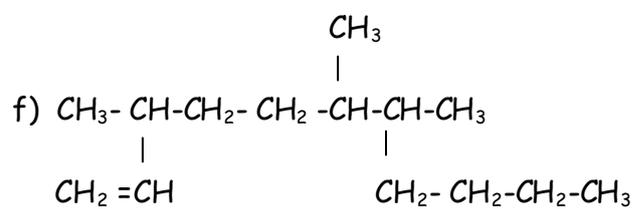
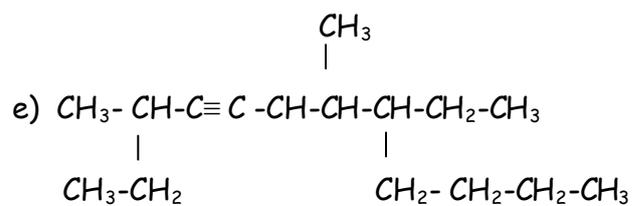
¿Cuáles son las reglas de nomenclatura para hidrocarburos ramificados (alcanos, alquenos y alquinos)?

¿Cuáles son los radicales alquilo más comunes?

¿Qué es un carbono primario, secundario, terciario y cuaternario?. Explicalo mediante ejemplos.

Instrucciones. Escribe el nombre de los siguientes hidrocarburos





Instrucciones. Escribe la fórmula de los siguientes hidrocarburos

- a) 4-metil-1-penteno
- b) 2-buteno
- c) 2-metil-pentano

Instrucciones. Relaciona las siguientes columnas de los tipos de enlace con la estructura de los enlaces químicos:

- | | | |
|---------|---------------------------------------|------------|
| a). () | $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ | a) Propino |
| b). () | $\text{CH}_2=\text{CH-CH}_3$ | b) Propeno |
| c). () | $\text{CH}\equiv\text{C-CH}_3$ | c) Propano |

GRUPOS FUNCIONALES

En los compuestos del carbono no sólo se enlazan átomos de carbono e hidrogeno. Los átomos de carbono también pueden formar enlaces covalentes con átomos de otros elementos, como oxígeno, nitrógeno, flúor, cloro, bromo, yodo, azufre y fósforo. Los átomos de estos elementos se encuentran en sustancias orgánicas, formando parte de lo que se conoce como grupo funcional. Un grupo funcional de una molécula orgánica es un átomo o grupo de átomos que siempre reaccionan de una forma determinada. De hecho es la parte de la molécula que es responsable de su comportamiento químico, además, les confieren propiedades características a las moléculas que los contienen.

Instrucciones: Realiza una investigación y llena la siguiente tabla:

Tipo de compuesto	Fórmula del grupo funcional	Nombre del grupo funcional	Fórmula general
Alcoholes			
Aldehidos			
Ácidos carboxílicos			
Cetonas			
Aminas			
Amidas			
Éteres			
Ésteres			
Halogenuros de alquilo			

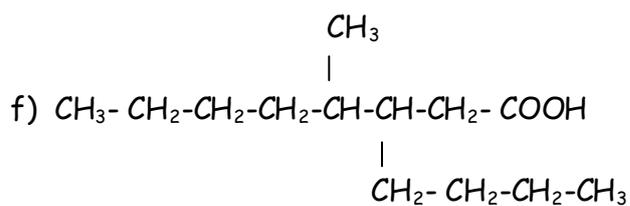
EJERCICIO DE NOMENCLATURA DE GRUPOS FUNCIONALES

INSTRUCCIONES. Revisa el siguiente libro acerca de las reglas de nomenclatura de los grupos funcionales y contesta los siguientes ejercicios:

Morris Hein; Susan Arena. (2007). Fundamentos de Química. México: Cengage.

Instrucciones. Escribe el nombre de los siguientes grupos funcionales.

- a) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CHO}$
- b) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$
- c) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$
- d) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-NH}_2$
- e) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_3$



Instrucciones. Escribe la fórmula de los siguientes grupos funcionales

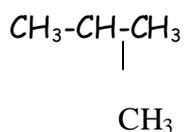
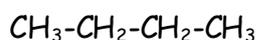
- a) Propilamina
- b) Etanal
- c) 3-pentanona
- d) Ácido etanoico
- e) Etanol
- f) Propanona

II. Instrucciones. Relaciona las siguientes columnas colocando en el paréntesis de la izquierda el grupo funcional correspondiente.

- | | |
|---|----------------------|
| a). () $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH}_2$ | a) Ácido carboxílico |
| b). () $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$ | b) Amino |
| c). () $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$ | c) Alcohol |
| d). () $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO}$ | d) Aldehído |
| e). () $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$ | e) Ester |
| | f) Cetona |

ISÓMEROS

La capacidad de un átomo de carbono para unirse con más de dos átomos de carbono adicionales hace posible que dos o más compuestos tengan la misma fórmula molecular pero una estructura distinta. Los conjuntos de compuestos que se relacionan de este modo se denominan isómeros uno de otro. Por ejemplo, hay dos diferentes compuestos que tienen la fórmula molecular C_4H_{10} y sus fórmulas semidesarrolladas son las siguientes:



butano
(punto de ebullición normal $1\text{ }^\circ\text{C}$)

metilpropano
(punto de ebullición normal $-10\text{ }^\circ\text{C}$)

Estos son compuestos muy diferentes con propiedades físicas y químicas distintas; por ejemplo sus puntos de ebullición son distintos.

Instrucciones: Realiza la siguiente investigación; explica los conceptos con ejemplos.

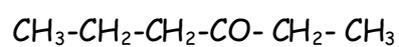
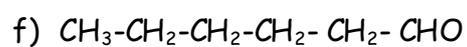
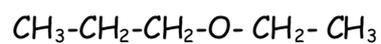
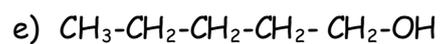
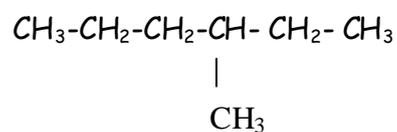
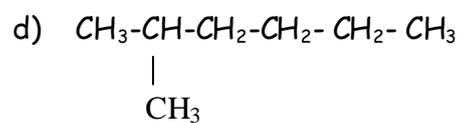
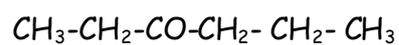
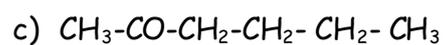
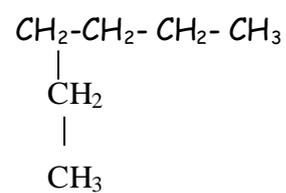
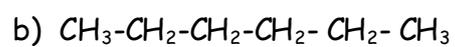
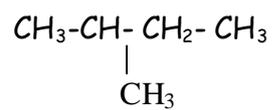
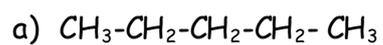
¿Qué son los isómeros?

¿Qué es un isómero de cadena?

¿Qué es un isómero de posición?

¿Qué es un isómero de función?

Instrucciones: Indica si las parejas de compuestos orgánicos que se indican a continuación son isómeros, si es así, a que tipo pertenecen, además escribe el nombre de cada uno de los compuestos:



Fuentes de consulta:

Ocampo G. A. et al. *Fundamentos de Química 2 Enseñanza Media Superior Tomo 2.* (1992) México: Publicaciones Culturales

Moore, J.W. et al. (2000). *El mundo de la química.* México: Pearson Educación.

Schifter, I. y López, E. (2003). Usos y abusos de las gasolinas. (2ª edición). México: FCE, SEP, CONACyT, 2003. Disponible en:

<http://bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen3/ciencia3/159/htm/gasolina.htm>

Recursos didácticos:

Isomería. Tipos de isomería

http://www.juntadeandalucia.es/averroes/recursos_informaticos/concurso1998/accesit8/ci.htm

Química II. Hidrocarburos

http://portalacademico.cch.unam.mx/alumno/quimica2/u2/carbono_alimentos/hidrocarburos

Nomenclatura de compuestos del carbono

<http://www.alonsoformula.com/organica/alquenos.htm>

Elaboró: Profr. Serafín Santiago Salazar