

INSTITUCIÓN EDUCATIVA FE Y ALEGRÍA AURES

GUIA DIDÁCTICA 1 PRIMER PERIODO – QUÍMICA

IDENTIFICACIÓN

DOCENTE	Angela María Zapata Giraldo Correo: profe.angelamzg@gmail.com			GRADO	11	
TIPO DE GUIA:	REPASO		INFORMATIVA	x	EJERCITACIÓN	x
DURACIÓN	20 horas del primer periodo académico.					
INDICADORES DE DESEMPEÑO	<p>Usa la tabla periódica para determinar propiedades físicas y químicas de los elementos. DBA 1</p> <p>Explica la relación entre la estructura de los átomos y los enlaces que realiza. DBA 1</p> <p>Relaciona la estructura del carbono con la formación de moléculas orgánicas. DBA 1</p> <p>Identifica cambios químicos en la vida cotidiana y en el ambiente. DBA 2</p> <p>Explica el funcionamiento de algún antibiótico y reconoce la importancia de su uso correcto. DBA 1</p> <p>Representa las reacciones químicas de compuestos inorgánicos utilizando fórmulas y ecuaciones químicas y la nomenclatura propuesta por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC).</p> <p>Balancea ecuaciones químicas, teniendo en cuenta la ley de conservación de la masa y la conservación de la carga, al determinar cuantitativamente las relaciones molares entre reactivos y productos de una reacción.</p>					
CONTENIDOS	Configuración electrónica del carbono, tipos de hibridaciones, diferencias entre fórmula empírica, molecular y estructural, fórmula estereoquímica, importancia de la química orgánica, elementos de la química orgánica, diferencia entre la química orgánica y la inorgánica, alotropía del carbono, instrumentos para el análisis elemental y compuesto orgánico, determinación de la fórmula de un compuesto y fullerenos y nanotubos de carbono.					

ACTIVIDADES

EXPLICACIÓN DE CONTENIDOS.

Conceptos previos.

Química orgánica.

El vocablo egipcio keme se convirtió en química, una ciencia orientada al análisis de la composición, las propiedades, la estructura y los cambios de la materia. Dicha ciencia está vinculada a la alquimia de la antigüedad.

Es posible reconocer diferentes clases de química de acuerdo a su objeto de estudio. La química orgánica se centra en las sustancias cuyas moléculas disponen de carbono. Esto quiere decir que la química orgánica estudia compuestos con enlaces covalentes carbono-hidrógeno, carbono-carbono o de otro tipo.

El desarrollo de la química orgánica se vincula a la creación de ciertas metodologías para analizar las sustancias de origen vegetal y animal. Con el uso de disolventes, los científicos empezaron a aislar y sintetizar diversas sustancias orgánicas.

La base de la química orgánica, en definitiva, es el carbono. Los átomos de este elemento químico disponen de una capa de valencia con cuatro electrones. Para completarla, debe formar cuatro enlaces con otros átomos, de acuerdo a la llamada regla del octeto. La formación de enlaces covalentes resulta sencilla para el carbono, que alcanza su estabilidad al crear enlaces con otros carbonos en cadenas cerradas o abiertas.

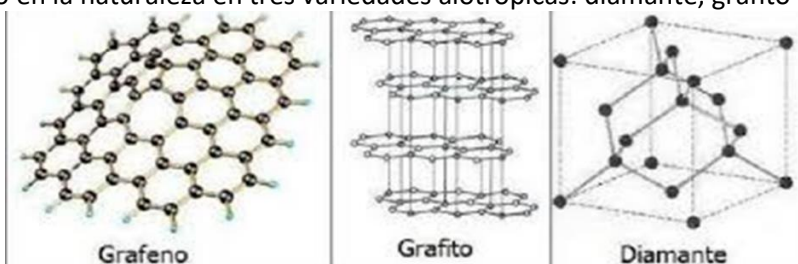
Los compuestos orgánicos pueden definirse de distintas maneras de acuerdo a la funcionalidad, el origen, etc. La química orgánica, en este sentido, habla de las proteínas, los lípidos, los carbohidratos, los alcoholes, los hidrocarburos y otros compuestos.

EL CARBONO.

Fuentes naturales de carbono

El carbono se conoce desde la antigüedad. Los egipcios obtenían carbón de leña de forma similar a la actual. El término carbono procede del latín carbo que significa carbón de leña.

Se encuentra puro en la naturaleza en tres variedades alotrópicas: diamante, grafito y carbono amorfo.



El grafito.

La palabra grafito procede del griego graphein que significa escribir. Es una sustancia blanda, untuosa, de color negro brillante. Su estructura consiste en capas planas de átomos organizados en anillos hexagonales que se unen débilmente unos a otros.

Debido a ello el grafito se utiliza como lubricante, como aditivo para aceite de motores y en la fabricación de minas para lápices.

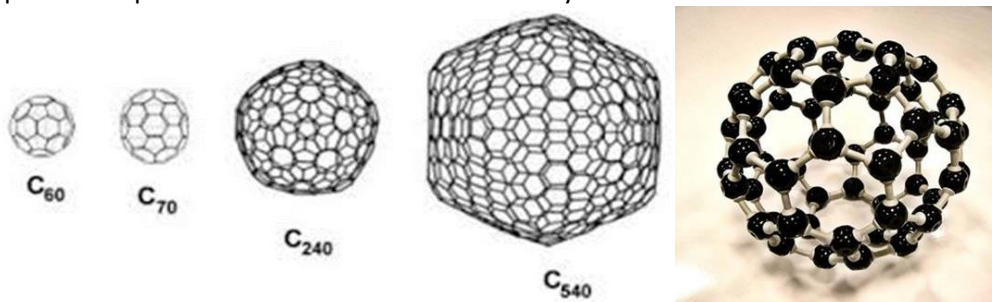
El grafito es buen conductor de la corriente eléctrica, resiste a la acción de muchos reactivos químicos y es bastante estable frente al calor. Por todas estas propiedades es utilizado para fabricar electrodos y crisoles así como en algunos procesos de galvanoplastia. Su punto de fusión es 3.925 °C y presenta una densidad de 2,25 kg/m³.

Fullerenos.

Se forman cuando el grafito se vaporiza en un láser. Esta es una variedad de grupos, grandes que tienen un núcleo constante de átomos de carbono.

Se denomina fullereno a dicho agrupamiento de átomos, siendo el más famoso el conocido como C₆₀. Una curiosa característica es el hecho de que los hexágonos y pentágonos coinciden siempre en 60 puntos, configurando un aspecto de balón de fútbol, y es por ello que también se les conocen con el nombre de **futbolano**.

Los tamaños de los fullerenos oscilan entre los C₃₀ y C₁₀₀₀, teniendo una estructura muy simétrica, que hacen que sean extremadamente elásticos y estables.



Diamante.

Su nombre proviene de la palabra latina adamas cuyo significado es invencible, pues, a diferencia del grafito, el diamante es una de las sustancias más duras que se conoce.

Es incoloro, no conduce la electricidad, es más denso que el grafito (3,53 kg/m³) y tiene el punto de fusión más elevado que se conoce de un elemento (cerca de 3.823 °C). Estas propiedades corresponden

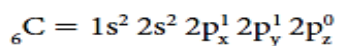
a su estructura: una red de átomos de carbono distribuidos en forma de tetraedro, separados de sus átomos vecinos. En esta estructura se presentan enlaces muy fuertes sin que haya electrones débilmente retenidos.

Capacidad de enlace del carbono.

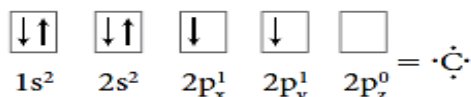
La configuración electrónica del carbono explica sus elevadas posibilidades de combinación consigo mismo y con otros elementos, dando lugar a una gran cantidad de compuestos.

Configuración electrónica

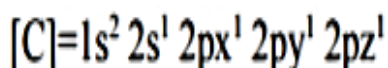
El carbono tiene un número atómico igual a 6 y presenta la siguiente configuración electrónica en estado basal o fundamental:



La cual se puede representar gráficamente como sigue:



Dada la poca diferencia de energía entre los orbitales 2s y los 2p es fácil promocionar un electrón 2s a un orbital 2p, obteniéndose la configuración:



que permite la formación de cuatro enlaces covalentes por compartición de electrones, ya sea consigo mismo o con otros elementos, se gana así con creces la energía antes invertida en promocionar el electrón a un orbital superior.

Tipos de hibridaciones

Tipo de hibridación	Ángulo de enlace	Forma geométrica de la molécula	Número de orbitales p no hibridados	Tipo de enlace entre carbonos
sp ³	109,5°	Tetraédrica	0	Sencillo (σ)
sp ²	120°	Trigonal plana	1	Doble (σ y π)
sp	180°	Lineal	2	Triple (σ y dos π)

Enlaces entre orbitales híbridos

Enlace σ	Enlace π
Formado por superposición frontal de orbitales atómicos híbridos, sp ³ .	Formado por superposición lateral de orbitales p (u orbitales p y d).
Tiene simetría de carga cilíndrica alrededor del eje de enlace.	Tiene una densidad de carga máxima en el plano transversal de los orbitales.
Tiene rotación libre.	No permite la rotación libre.
Es un enlace de alta energía.	Posee energía más baja.
Solamente puede existir un enlace entre dos átomos.	Pueden existir uno o dos enlaces entre dos átomos.

Efectos de la hibridación sobre la estabilidad de los enlaces.

Dos cosas se pueden ganar cuando un átomo como el de carbono experimenta la hibridación. En primer lugar, mediante este fenómeno, los orbitales híbridos pueden superponerse mejor y, en segundo lugar, la hibridación permite ángulos de enlace más amplios, con lo que se minimiza la repulsión entre pares de electrones y se obtiene mayor estabilidad.

Por otro lado, los enlaces entre orbitales híbridos, ya sea sp^3 , sp^2 o sp , con otros orbitales híbridos o con orbitales tipo s , es decir, los enlaces s , son más fuertes que los enlaces entre orbitales no hibridados, por ejemplo, $s-p$, $s-s$ o $p-p$. Esto hace que la longitud de enlace en las moléculas sea menor.

Formulas químicas.

La fórmula química es la forma escrita de una molécula. Debe proporcionar, como mínimo, dos informaciones importantes: qué elementos forman el compuesto y en qué proporción se encuentran dichos elementos en el mismo.

La fórmula puede ser:

FÓRMULA EMPÍRICA: Es la relación más sencilla de números enteros entre los átomos que componen la molécula. La fórmula empírica no tiene necesariamente que coincidir con la fórmula molecular.

fórmula molecular = $n \times$ fórmula empírica

FÓRMULA MOLECULAR: Los números relativos de los átomos son los de la molécula real del compuesto.

FÓRMULA ESTRUCTURAL O ESQUEMÁTICA: Indica cómo están enlazados los átomos en la molécula.

FÓRMULA ESPACIAL O ESTEROQUÍMICA: Representa la posición relativa de los átomos, situados en el espacio, tridimensionalmente.

FÓRMULA ELECTRÓNICA: Indica el carácter electrónico de los átomos en la molécula, o si la unión entre ellos es iónica o covalente.

Determinación de la fórmula de un compuesto

Vamos a determinar las fórmulas empírica y molecular de un compuesto dado. Ejemplo: Del análisis elemental cuantitativo de 0,2 g de una sustancia orgánica se obtienen 0,2934 g de CO_2 y 0,12 g de H_2O cuando dicha muestra se quema completamente. Utilizando esta información determinaremos la fórmula empírica de dicho compuesto:

En primer término, calculamos cuántos gramos de C, H y O están presentes en las cantidades de CO_2 y H_2O obtenidas:

-Gramos de carbono: Si un mol de CO_2 pesa 44 g, de los cuales, 12 g (peso molecular) corresponden al

$$\frac{12 \cdot 0,2934}{44} = 0,08 \text{ g de C}$$

C, en 0,2934 de CO_2 habrá: estos son los g de C que provienen de la muestra.

-Gramos de hidrógeno: Si un mol de H_2O pesa 18 g (peso molecular), de los cuales 2 g son de H, en 0,12

$$\frac{2 \cdot 0,12}{18} = 0,0133 \text{ g de H}$$

de H_2O habrá: estos son los gramos de H que provienen de la muestra.

-Gramos de oxígeno: Si 0,2 g del compuesto contienen 0,08 g de C y 0,0133 g de H, el peso restante corresponderá a los gramos de oxígeno: 0,2 g muestra - (0,08 g de C + 0,0133 g de H) = 0,1067 g de O
Con base en la cantidad presente de cada elemento, en una cantidad dada del compuesto (0,2 g), calculamos el porcentaje en peso que cada elemento representa, es decir, la composición centesimal del compuesto:

$$C = \frac{0,08}{0,2} \cdot 100 = 40\% \quad H = \frac{0,0133}{0,2} \cdot 100 = 6,6\% \quad O = \frac{0,1067}{0,2} \cdot 100 = 53,4\%$$

En otras palabras, en 100 g del compuesto hay 40 g de C, 6,6 g de H y 53,4 g de O.

-A continuación, calculamos el cociente atómico, es decir, el número de moles de átomos de cada elemento contenido en el respectivo porcentaje.

Para ello dividimos el correspondiente porcentaje entre el peso atómico del elemento:

$$C = 40/12 = 3,3 \text{ moles de átomos}$$

$$H = 6,6/1 = 6,6 \text{ moles de átomos}$$

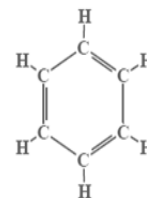
$$O = 53,4/16 = 3,3 \text{ moles de átomos}$$

Por ejemplo, BENCENO:

Fórmula empírica: CH,

Fórmula molecular: C_6H_6 .

Fórmula estructural:



Para obtener la cantidad absoluta de moles de átomos de cada elemento, dividimos las cantidades obtenidas entre el valor más pequeño de éstas, es decir, 3,3. De este modo:

3,3 moles de átomos de C/3,3 = 1 mol de átomo de Carbono

6,6 moles de átomos de H/3,3 = 2 moles de átomos de Hidrógeno

3,3 moles de átomos de O/3,3 = 1 mol de átomo de Oxígeno.

Esto indica que, por cada dos átomos de C hay un átomo de H y de O, respectivamente.

-Con esta información deducimos que la fórmula empírica del compuesto es CH₂O. Dado que los pesos atómicos de C, H y O son respectivamente 12, 1 y 16, obtenemos que el peso de la fórmula mínima es 30 g.

-Para calcular la fórmula molecular es necesario saber cuánto pesa un mol de la sustancia.

Supongamos que, a través de análisis espectroscópicos obtenemos un valor de 180 g. Esto significa que la fórmula molecular es un múltiplo de la fórmula empírica. Dado que el peso según esta fórmula es 30 g, sabemos entonces que el peso molecular derivado de la fórmula molecular es seis veces más alto. **En conclusión**, la fórmula molecular de compuesto es **C₆H₁₂O₆**.

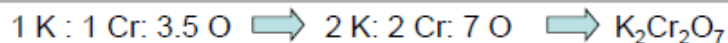
Ejemplo: calcular la fórmula empírica para un compuesto que contiene 6.64 g de K, 8.84 g de Cr y 9.52 g de O.

a) Se calcula el número de moles de cada elemento: b) Y se divide por el menor número de moles

$$6.64 \text{ g de K} \times \frac{1 \text{ mol de K}}{39.1 \text{ g de K}} = 0.170 \text{ mol de K} / 0.170 \text{ mol K} = 1 \text{ mol K /mol K}$$

$$8.84 \text{ g de Cr} \times \frac{1 \text{ mol de Cr}}{52.0 \text{ g de Cr}} = 0.170 \text{ mol de Cr} / 0.170 \text{ mol K} = 1 \text{ mol Cr /mol K}$$

$$9.52 \text{ g de O} \times \frac{1 \text{ mol de O}}{16.0 \text{ g de O}} = 0.595 \text{ mol de O} / 0.170 \text{ mol K} = 3.5 \text{ mol O /mol K}$$



Para poder calcular la fórmula molecular es preciso conocer:

-la fórmula empírica

-la masa molecular

Ejemplo: la fórmula empírica de la glucosa es CH₂O, y su masa molecular es 180. Escribir su fórmula molecular.

$$\text{fórmula molecular} = n \times (\text{CH}_2\text{O})$$

$$\text{Masa molecular} = n \times \text{Masa}(\text{CH}_2\text{O}) \quad \text{Masa}(\text{CH}_2\text{O}) = 12 + 2 + 16 = 30$$

$$n = \frac{180 \text{ g/mol glucosa}}{30 \text{ g de CH}_2\text{O}} = 6 \Rightarrow (\text{CH}_2\text{O})_6 \Rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

ACTIVIDAD DE APLICACIÓN.

1. De acuerdo a tus conocimientos responde ¿Cuál es la importancia de la química orgánica? Y que diferencias existen entre los compuestos orgánicos y los compuestos inorgánicos.
2. Interpreta. El átomo de carbono presenta una gran variedad de formas alotrópicas que tienen diversos usos. Consulta sobre cuatro formas alotrópicas. Luego, contesta las siguientes preguntas y registra la información en la tabla:

Formas alotrópicas del carbono	Aplicaciones	Características

- La configuración electrónica del carbono explica las posibilidades de combinación que este tiene consigo mismo y con otros elementos.
 - ¿Cómo puedes explicar este comportamiento del carbono?
 - ¿Por qué se hace necesario que el carbono se hibride?
 - ¿Cómo logra el carbono la estabilidad entre sus enlaces?
- Argumenta. El Proyecto Genoma Humano fue lanzado en 1989 con la esperanza de diseñar el mapa de todos los genes humanos. **Responde:**
 - Actualmente, ¿la ciencia ha logrado alcanzar este objetivo?
 - ¿Qué beneficios aporta a la humanidad este descubrimiento?
 - ¿Qué relación puedes establecer entre la química orgánica y el mapa del genoma humano?
- Responde y argumenta:
 - ¿Qué información proporciona una fórmula química?
 - De los diferentes tipos de fórmula química, ¿cuál puede ser el más útil en química orgánica? ¿Por qué?
- En el análisis de la estrona, una hormona sexual femenina, se determinó que está constituida por 80% de carbono, 8,2% de hidrógeno y 11,8% de oxígeno, y que su masa molar es de 162 g. Determina la fórmula empírica y la fórmula molecular de esta hormona.
- La aspirina es un medicamento utilizado para eliminar el dolor y reducir la fiebre. Su masa molecular es de 180 g/mol y está conformada por 60,0% de carbono, 4,48% de oxígeno y el resto de hidrógeno. Determina su fórmula molecular.
- Un compuesto tiene la siguiente composición porcentual: H = 2.24%, C = 26.69%, O = 71.07%, y su masa molar es 90. Deduzca su fórmula molecular.
- Un hidrocarburo que contiene 92.3% de C y 7.74% de H resultó tener una masa molar aproximada de 79. ¿Cuál es su fórmula molecular?
- Se determina que una muestra de benzoato de metilo, un compuesto empleado en la elaboración de perfumes, contiene 70,57% de carbono, 5,93% de hidrógeno y 23,49% de oxígeno. Obtenga la fórmula molecular de esta sustancia si su peso molecular es de 136,1 g/mol.

PROCESO EVALUATIVO.

La solución de las actividades contenidas en este documento, se valora en la asignatura de química y se asignará una calificación al compromiso y responsabilidad académica.

PAUTAS DE ENTREGA:

La solución de las actividades propuestas en la guía, pueden ser realizadas en un documento electrónico, cuaderno u hojas independientes. Al finalizar, le tomas fotografías a cada una de las hojas en las que desarrollaste los ejercicios o el documento electrónico y lo envías al correo

profe.angelamzg@gmail.com

Las imágenes deben ser claras y recuerda marcar el asunto del mensaje así:

Asunto: Nombre del estudiante – Grado 11 - DESARROLLO DE LA GUÍA 1 – QUÍMICA

La solución de las actividades propuestas debe contener el nombre completo y el grupo correspondiente.

FECHAS DE ENTREGA

Actividad #1 – (puntos 1 al 5 del taller)

El plazo máximo de entrega es el día 24 de febrero de 2021 (semana 5)

Actividad #2 – (puntos 6 al 10 del taller)

El plazo máximo de entrega es el día 18 de marzo de 2021 (Semana 8)

PLATAFORMA DE ENTREGA: Correo electrónico profe.angelamzg@gmail.com

CLASE VIRTUAL: por la plataforma meet.google Día: martes Hora: 2:00 pm

OBSERVACIÓN:

1. La autoevaluación de la asignatura se entrega luego de realizar todas las actividades propuestas, se puede enviar por los medios de comunicación dispuestos por la docente.
2. Para complementar y apoyar el proceso formativo de los estudiantes se puede comunicar al WhatsApp de la docente Angela María Zapata Giraldo en el número telefónico 3137770731 en el horario comprendido entre las 12:15 m. a 6:15 p.m.

BIBLIOGRAFÍA

HIPERTEXTO QUÍMICA 2 De la serie HIPERTEXTOS SANTILLANA.