



**INFORMACION BASICA DE LA SECUENCIA DIDACTICA. QUIMICA GRADO 11°.
QUIMICA INORGANICA. BLOQUE 4. FASE 1**

ÁREA: C. NATURALES		DOCENTES	EMAIL	WHATSAPP
ASIGNATURAS	QUIMICA	MARTHA C. MORALES	marthamorales@inealpa.edu.co	3012825068
	FECHA DE INICIO: Octubre del 2021 ASESORIAS DE LUNES A VIERNES 6:00 a.m. - 4:00 p.m.: POR WHATSAPP y/o comunicación (3012825068) ENTREGA DEL MATERIAL : Octubre del 2021		ESTUDIANTES SIN/CON LIMITACIONES DE CONECTIVIDAD: CORREO ELECTRÓNICO : marthamorales@inealpa.edu.co FACEBOOK: https://www.facebook.com/groups/1259536177770807/?ref=share o Entregar los talleres en la institución debidamente marcados.	
ESTUDIANTE:			GRADO: 11° <u>01-02-03-04-05-06</u> JORNADA: UNICA	
TÓPICOS GENERATIVOS ESTEQUIOMETRIA 1. Cálculos químicos 2. Cálculos basados en ecuaciones químicas 3. Leyes ponderales 4. Estequiometria de las reacciones			DESEMPEÑOS DE COMPRENSIÓN 1. Comprender la importancia de la estequiometria en la vida cotidiana 2. Identificar las leyes y principios que fundamentan la estequiometria. 3. Establecer relaciones estequiométricos comunes	
INDICACIONES GENERALES: Lee atentamente el siguiente material; Utiliza los mapas de conceptos para documentarte y priorizar cada uno de los Núcleos temáticos en tu cuaderno; realiza las Actividades y/ o talleres y envíalos como evidencia.				

ACTIVIDAD 1. EXPLORACION PREVIA:

Para analizar...

Una ecuación química balanceada se parece a una receta para hacer galletas con chispas de chocolate. Muestra qué **reactivos** (los ingredientes) se combinan para formar qué **productos** (las galletas). También muestra las relaciones numéricas entre los reactivos y los productos (como cuántas tazas de harina se necesitan para hacer un grupo de galletas). Estas relaciones numéricas se conocen como **estequiometría** de una reacción, un término derivado de las palabras del griego antiguo *stoicheion* ("elemento") y *metron* ("medida").

- cómo podemos utilizar las relaciones estequiométricos de las ecuaciones químicas balanceadas para determinar la cantidad de sustancias consumidas y producidas en las reacciones químicas?..

GUIA DE APRENDIZAJE B4.F1. ESTEQUIOMETRIA: CONCEPTOS TEÓRICOS BÁSICOS

ESTEQUIOMETRIA es la parte de la química que estudia las relaciones entre las cantidades (masas volúmenes) de las diferentes sustancias (reactivos o productos) que intervienen en una reacción química. Los *cálculos estequiométricos* son, por tanto, todas aquellas operaciones encaminadas a determinar las masas o volúmenes con los que participan las sustancias en una determinada reacción química.

AJUSTE DE LAS REACCIONES Se trata de colocar un coeficiente delante de la fórmula o símbolo de cada reactivo y producto de manera que exista el mismo número de átomos de cada elemento a cada lado.

El **Peso Molecular (PM)** de una sustancia es la suma de los pesos atómicos de todos los átomos en una molécula de la sustancia y se expresa en **unidades de masa atómica**. Por ejemplo, el peso molecular del agua, H₂O, es 18.0 uma.

Lic. Martha C. Morales A.



El **peso fórmula (PF)** de una sustancia es la suma de los pesos atómicos de todos los átomos en una unidad formular del compuesto, sea molecular o no. Por ejemplo, el cloruro de sodio, NaCl, tiene un peso fórmula de 58.44 uma. Este compuesto es iónico, así que estrictamente la expresión “peso molecular de NaCl” no tiene significado. El peso molecular y el peso fórmula calculados a partir de la fórmula molecular de una sustancia son idénticos.

Un **mol** (símbolo **mol**) se define como la cantidad de una sustancia dada que contiene tantas moléculas o unidades formulars como el número de átomos en exactamente 12 g de carbono-12. El número de átomos en una muestra de 12 g de carbono-12, se llama **Número De Avogadro (NA)** y tiene un valor de 6.023×10^{23} . Por lo tanto, un mol de moléculas, de átomos, etcétera, contiene el número de Avogadro. Por ejemplo, una mol de etanol es igual a 6.023×10^{23} moléculas de etanol.

La **masa molar** de una sustancia es la masa de una mol de la sustancia. El carbono-12 tiene, por definición, una masa molar de exactamente 12 g/mol. Para todas las sustancias, la masa molar en gramos por mol es numéricamente igual al peso fórmula en unidades de masa atómica.

La **Fórmula Empírica** (o la **fórmula más sencilla**) para un compuesto es la fórmula de una sustancia, escrita con los índices con números enteros más pequeños. Para la mayor parte de las sustancias iónicas, la fórmula empírica es la fórmula del compuesto, pero con frecuencia éste no es el caso de las sustancias moleculares. Por ejemplo, la fórmula del peróxido de sodio, un compuesto iónico de Na^+ y O_2^{2-} , es Na_2O_2 . Su fórmula empírica es NaO. Por lo tanto, la fórmula molecular de un compuesto es un múltiplo de su fórmula empírica.

El **rendimiento teórico** de una reacción es la cantidad máxima de producto que se puede obtener por una reacción a partir de cantidades dadas de reactivos y se calcula a partir de la estequiometría basada en el reactivo limitante.

El **porcentaje de rendimiento** de un producto es el rendimiento real (determinado experimentalmente) expresado como un porcentaje del rendimiento teórico calculado.

PUREZA DE UN REACTIVO es la proporción del reactivo puro que tiene la sustancia utilizada. Solamente intervienen en las reacciones los reactivos puros. El resto recibe el nombre de IMPUREZAS, y son sustancias que acompañan al reactivo puro, pero que no intervienen en la reacción

RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN es el cociente entre la cantidad real obtenida en ese proceso y la cantidad teórica que debería obtenerse si se cumplieran exactamente las relaciones entre las cantidades que aparecen en la ecuación balanceada. Este rendimiento suele expresarse en %:

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

Para resolver este tipo de problemas de Cálculos Estequiométricos se precisan 4 etapas: Primero se escribe la ecuación química balanceada, luego se convierte a moles la información suministrada en el problema a continuación se analizan las relaciones molares en la ecuación química y finalmente se pasa de moles a la unidad deseada

LA MASA DE LOS REACTIVOS = LA MASA DE LOS PRODUCTOS ...

En este sentido, la ecuación debe tener igual peso en ambos lados de la ecuación.

La estequiometría es el **cálculo para una ecuación química balanceada** que determinará las proporciones entre reactivos y productos en una reacción química.

El balance en la ecuación química obedece a los principios de conservación y los modelos atómicos de Dalton como, por ejemplo, la Ley de conservación de masa que estipula que:

3.2 Leyes ponderales

Antoine Laurent de Lavoisier (1743-1794), fue el primer químico que comprendió la importancia de la medida en el estudio de las transformaciones químicas (figura 40). Realizó cuidadosas mediciones con la balanza y obtuvo la información necesaria para proporcionar una explicación correcta de reacciones en las cuales, metales como el mercurio o el cobre se calentaban en presencia de aire.

■ Ley de la conservación de la masa

Lavoisier generalizó sus resultados a todas las reacciones químicas, enunciando la llamada **ley de la conservación de la masa**, que puede formularse de la siguiente manera:

En toda reacción química, la masa total de las sustancias reaccionantes es igual a la masa total de los productos de la reacción.

■ Ley de las proporciones definidas

Cuando se hacen reaccionar dos elementos químicos para formar un determinado compuesto, dichos elementos siempre reaccionan en la misma proporción (2 g de hidrógeno por cada 16 g de oxígeno forman un mol de agua), de tal manera que si uno de estos elementos se encuentra en exceso con relación al otro, este exceso no tomará parte

en la transformación. Esta proporción se mantiene a pesar de que se prepare el compuesto por diferentes procedimientos. Así, podemos preparar agua combinando directamente hidrógeno y oxígeno, o bien podemos obtenerla como uno de los productos de la combustión de la madera. Tanto en un caso como en el otro, la proporción en la que se combinan el hidrógeno y el oxígeno siempre es la misma.

Los hechos anteriores se resumen en la llamada **ley de las proporciones definidas o ley de las proporciones constantes**, enunciada por el químico francés **Joseph Louis Proust**, en 1799 (figura 41):

Las proporciones en las que se encuentran los distintos elementos que forman un compuesto son constantes e independientes del proceso seguido para su formación.

■ Ley de Dalton o de las proporciones múltiples

Proust y muchos químicos de su época encontraron compuestos formados por los mismos elementos, que tenían distinta composición. Por ejemplo, encontraron dos óxidos de cobre:

Óxido	Porcentaje de cobre	Porcentaje de oxígeno
I	88,83%	11,17%
II	79,90%	20,10%

Las relaciones entre las masas son:

Las relaciones entre las masas son:

$$\text{Óxido de cobre I: } \frac{\text{Cobre}}{\text{Oxígeno}} = \frac{88,83}{11,17} = 7,953$$

$$\text{Óxido de cobre II: } \frac{\text{Cobre}}{\text{Oxígeno}} = \frac{79,90}{20,10} = 3,975$$

Esto hacía pensar que la ley de Proust había fallado, sin embargo, no era así, pues se trata de dos compuestos diferentes, dos óxidos de cobre de aspecto y propiedades diferentes y hay que recordar que esa ley sí se cumple pero para un mismo compuesto dado.

John Dalton resolvió esta inquietud al demostrar en el laboratorio que, haciendo reaccionar cobre con oxígeno en diferentes condiciones, se obtenían dos óxidos de cobre diferentes y comprobó que, dependiendo de las condiciones, dos o más elementos pueden combinarse de manera distinta. Cuantitativamente verificó que, en unas condiciones dadas, reaccionaba 1 g de oxígeno con 3,98 g de cobre para dar 4,98 g del óxido de cobre II, mientras que en otras condiciones 1 g de oxígeno reaccionaba con 7,96 g de cobre para dar 8,98 g de óxido de cobre I (figura 42).

Dalton se sorprendió al comprobar que la reacción entre las masas de cobre que reaccionaban con 1 g de oxígeno para formar dos compuestos distintos, resultó ser 2:1, una relación entre **números enteros**. Para evitar que hubiera sido una casualidad demostró en el laboratorio que en otros casos (óxidos y sales) ocurría lo mismo, siempre se obtenían relaciones de números enteros sencillos. Con esta información dedujo la **ley de las proporciones múltiples** que se enuncia así:

Las cantidades de un mismo elemento que se combinan con una cantidad fija de otro para formar varios compuestos, están en una relación de números enteros sencillos.

■ Ley de Gay-Lussac o ley de los volúmenes de combinación

Muchos de los compuestos y elementos que manejaban los químicos en sus experiencias al final del siglo XVIII y comienzos del XIX eran gases. Debido a que era más fácil medir el volumen de un gas que pesarlo, estudiaban con más frecuencia las relaciones de volumen. Al hacer reaccionar, por ejemplo, un volumen de oxígeno con dos volúmenes de hidrógeno, se obtenían dos volúmenes de vapor de agua, siempre y cuando los volúmenes de los gases se midieran a la misma presión y temperatura. **Joseph Gay-Lussac**, demostró que la observación anterior se cumplía para todas las reacciones en las que intervienen gases. En 1808, enunció así su conocida ley de los volúmenes de combinación:

En las reacciones químicas en las que intervienen gases, los volúmenes de las sustancias que reaccionan y los volúmenes de las que se obtienen de la reacción están en una relación de números enteros sencillos, siempre y cuando la presión y la temperatura permanezcan constantes.

Por ejemplo, el nitrógeno y el hidrógeno gaseosos se combinan para formar amoníaco. La relación de los volúmenes de nitrógeno, hidrógeno y amoníaco siempre es de 1:3:2. Esto es, por cada unidad de volumen de nitrógeno se combinarán 3 unidades de volumen de hidrógeno y se formarán 2 unidades de volumen de amoníaco.

Estequiometría de las reacciones químicas

Cuando trabajamos con reacciones químicas, necesitamos conocer qué cantidad de producto se obtiene a partir de una determinada cantidad de reactivo, o qué cantidad de reactivo se necesita para obtener una cantidad deseada de producto.

La **estequiometría** es el estudio de la relación cuantitativa entre reactivos y productos en una reacción química.

Los cálculos que se efectúan para obtener esta información cuantitativa de una ecuación química ajustada se denominan **cálculos estequiométricos**.

Cálculos con relación masa-volumen

Cuando en una reacción química queremos calcular el volumen de un producto gaseoso, conocida la masa de un reactivo o producto, emplearemos la **relación molar** entre las sustancias y la **ecuación de los gases ideales** si es necesario.

Cálculos con relación masa-masa

Para saber la masa de un reactivo o producto, conocida la masa del otro, debemos tener en cuenta la **relación molar** entre ambas sustancias. Esta relación se obtiene de la ecuación química ajustada.

Para los cálculos estequiométricos, utilizaremos factores de conversión. En general, los pasos que hay que seguir son estos:

- Escribir y ajustar la ecuación química correspondiente.
- Convertir a moles el dato de partida.
- Aplicar la **relación molar** entre la sustancia conocida y la que queremos conocer, según los coeficientes de la ecuación química ajustada.
- Calcular la masa o el volumen de la sustancia requerida.

3. Cálculos químicos

Cada vez que los químicos trabajan con sistemas de reacciones se hacen preguntas como: ¿qué cantidad de cada reactivo debe emplearse y dejarse reaccionar para producir la cantidad deseada de producto?, ¿qué ocurre si en el sistema de reacción se coloca una cantidad mayor de un reactante que del otro? Pues bien, vamos a responder algunas de estas preguntas, aplicando para ello los conceptos expuestos en este tema.

Cada	Puede relacionarse con	Para dar
2 moléculas de SO ₂	1 molécula de O ₂	2 moléculas de SO ₃
2 moles de SO ₂	1 mol de O ₂	2 moles de SO ₃
128 g de SO ₂	32 g de O ₂	160 g de SO ₃
44,8 L de SO ₂ (medidos a 0 °C y 1 atm)	22,4 L de O ₂	44,8 L de SO ₃
2 volúmenes de SO ₂ (medidos a 0 °C y 1 atm)	1 volumen de O ₂	2 volúmenes de SO ₃

Figura 39. Información cualitativa y cuantitativa que se puede inferir a partir de una ecuación.

3.1 Cálculos basados en las ecuaciones químicas

Las relaciones de una ecuación química pueden expresarse como relaciones de moléculas, de moles y de masas, así como de volúmenes cuando están implicados gases. Mediante el ejemplo que se presenta a continuación se ilustra la clase de información que puede inferirse a partir de una ecuación química. La reacción muestra la oxidación del dióxido de azufre:



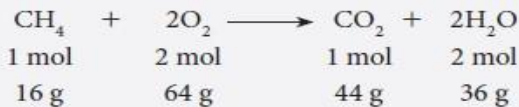
Observemos ahora la información que se puede inferir a partir de la ecuación anterior (figura 39). De la información se deduce que una ecuación química balanceada, contiene la información necesaria para predecir cuál será la cantidad de reactivo que se necesita para preparar una cierta cantidad de producto, o bien, cuánto producto se obtiene a partir de cierta cantidad de reactivo.

Estos cálculos que se pueden realizar con las reacciones químicas se denominan **cálculos estequiométricos** y se basan en las **leyes ponderales**.

* EJEMPLOS

¿Qué masa de oxígeno se requiere para que reaccionen completamente 24 g de metano, CH₄?

La ecuación balanceada es:



Interpretando la información anterior tenemos que 16 g de metano reaccionan con 64 g de oxígeno, por lo que se puede establecer la siguiente relación:

$$\frac{16 \text{ g CH}_4}{64 \text{ g O}_2} = \frac{24 \text{ g de CH}_4}{x \text{ g de O}_2}$$

$$x \text{ g de O}_2 = 24 \text{ g de CH}_4 \cdot \frac{64 \text{ g de O}_2}{16 \text{ g de CH}_4}$$

$$= 96 \text{ g de O}_2$$

El problema puede resolverse también empleando las cuatro etapas mencionadas anteriormente. Se hallan las relaciones molares entre reactivos y productos y al final se transforman en unidades de masa o cualquiera otra que se desee.

Primero, se transforman los 24 g de metano en moles:

$$x \text{ mol de CH}_4 = 24 \text{ g de CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de CH}_4}{16 \text{ g de CH}_4}$$

$$= 1,5 \text{ mol de CH}_4$$

Teniendo en cuenta la relación molar de la ecuación:

$$\frac{1 \text{ mol de CH}_4}{2 \text{ mol de O}_2} = \frac{1,5 \text{ mol de CH}_4}{x \text{ mol de O}_2}$$

$$x \text{ mol de O}_2 = 1,5 \text{ mol de CH}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol de O}_2}{1 \text{ mol de CH}_4}$$

$$= 3 \text{ mol de O}_2$$

Por último, se transforman los moles de oxígeno a unidades de masa:

$$\text{g de O}_2 = 3,0 \text{ mol de O}_2 \cdot \frac{32 \text{ g de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2} = 96 \text{ g de O}_2$$

Los pasos anteriores se pueden efectuar en uno solo:

$$\text{g de O}_2 = 24 \text{ g CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16 \text{ g CH}_4} \cdot \frac{2 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol CH}_4}$$

$$\cdot \frac{32 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} \cdot 96 \text{ g de O}_2$$

- El cianuro de hidrógeno, HCN, es un líquido incoloro, volátil, con el olor de ciertos huesos de frutas (por ejemplo los huesos del durazno y cereza). El compuesto es sumamente venenoso. ¿Cuántas moléculas hay en 56 mg de HCN, la dosis tóxica promedio?.

$$0.056 \text{ g HCN} \times \frac{1 \text{ mol HCN}}{27 \text{ g HCN}} \times \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol HCN}} = 1.25 \times 10^{21} \text{ moléculas de HCN}$$

3.3.1 Reactivo límite y reactivo en exceso

Al reactivo que se consume totalmente en una reacción química se le llama **reactivo limitante** o **reactivo límite**; de él depende la cantidad máxima de producto que se forma. Cuando la reacción cesa es porque el reactivo límite ha reaccionado hasta consumirse por completo. El reactivo que sobra se llama **reactivo en exceso** o **reactivo excedente** (figura 43).

Para explicar estos conceptos, analicemos el siguiente ejemplo. Supongamos que disponemos de cuatro rebanadas de jamón y seis trozos de pan y deseamos hacer tantos emparedados como sea posible, utilizando dos trozos de pan y una rebanada de jamón para cada uno. Un cálculo rápido deja ver que solo se pueden hacer tres emparedados, pues solamente se tienen seis trozos de pan y no alcanza para utilizar todo el jamón disponible. El pan representa el reactivo límite y la rebanada de jamón sobrante representa el reactivo en exceso. Por lo tanto, la cantidad de producto (emparedados) se calcula con base en el reactivo límite, para nuestro ejemplo, el pan.



Figura 43. La balanza electrónica es indispensable cuando se realizan cálculos estequiométricos con alta precisión.

3.4 Cálculos químicos en los que intervienen gases

Hasta este momento se ha hecho alusión a los procedimientos empleados para resolver problemas en los que intervienen sólidos y líquidos o sistemas combinados de ellos; sin embargo, son muy frecuentes las reacciones en estado gaseoso. Aunque en la unidad de gases se discutirá con mayor profundidad este tema, vamos a mencionar de manera rápida algunos conceptos importantes para la elaboración de cálculos estequiométricos basados en sistemas gaseosos (figura 46).

3.4.1 El volumen molar

Es el volumen que ocupa el mol de cualquier gas, medido en condiciones normales de presión y temperatura (760 mm Hg de presión, es decir, 1 atm y 0 °C de temperatura), dicho volumen tiene un valor de **22,4 litros** (figura 47).

Cuando en una reacción alguno o todos los reaccionantes y los productos son gases, las relaciones entre especies gaseosas pueden obtenerse utilizando la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación, el principio de Avogadro y el concepto de volumen molar. Veamos.

3.4.2 La hipótesis de Avogadro

En 1811, Amadeo Avogadro (1776–1856) relacionó la teoría de Dalton y las experiencias de Gay-Lussac al proponer las dos hipótesis siguientes:

- *Las últimas partículas de los gases elementales no son átomos individuales sino agregados de dos átomos (moléculas). Hidrógeno, oxígeno y nitrógeno, entre otros, son gases diatómicos.*
- *Volúmenes iguales de todos los gases, bajo las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen un número idéntico de moléculas.*

El principio de Avogadro permitió establecer el concepto de átomo y molécula: un **átomo** es la parte más pequeña de un elemento químico y una **molécula** es la parte más pequeña, con existencia individual estable, de una sustancia pura.

Las moléculas se diferencian unas de otras por el número y tipo de los átomos que las forman, así como por la manera en que dichos átomos se disponen. Una sustancia pura está formada por un solo tipo de moléculas y estas son iguales entre sí.

ACTIVIDAD B4.F1. ECUACIONES QUIMICAS Y LA LEY DE CONSERVACION DE LA MATERIA

1. REALIZA UN MAPA MENTAL(ILUSTRADO) DONDE RELACIONES CADA UNO DE LOS CONCEPTOS Y TEMAS ESTUDIADOS EN LA PRESENTE FASE. TEN EN CUENTA QUE LAS ILUSTRACIONES EMPLEADAS SEAN LO MAS COTIDIANAMENTE POSIBLES.

2. RESUELVE LOS SIGUIENTES EJERCICIOS

La descomposición de HCl por el Al se representa por la siguiente ecuación balanceada:



a. Cuantas moles de Hidrógeno se producen a partir de 2 moles de HCl?

b. Cuantos átomos gramos de aluminio se requieren para reaccionar completamente con 2 moles de HCl



REPUBLICA DE COLOMBIA
DEPARTAMENTO DE LA GUAJIRA
INSTITUCIÓN EDUCATIVA ALMIRANTE PADILLA



Creada mediante resolución 248 del 5 de noviembre de 2002 Educación Preescolar, Básica Primaria, Básica Secundaria Educación
, Media Técnica aprobada según Resolución No. 393 del 3 de Noviembre del 2008. SED Registro educativo Dane No. 14401-01151
Riohacha. La Guajira

3. Calcule los gramos de $KClO_3$ que se requieren para producir 9 moles de oxígeno según la ecuación



4. Comprueba en las siguientes ecuaciones químicas el cumplimiento de la ley de conservación de la masa: “La masa de los **reactantes** o **reactivos** es igual a la masa de los **productos**”. Es decir que la cantidad de materia que inicia el proceso de reacción química sea la misma cantidad que se obtiene al finalizar la reacción química (teniendo en cuenta los procesos de transformación química de las sustancias). No olvides verificar que la ecuación este correctamente balanceada

	ECUACION QUIMICA	MASA DE LOS REACTANTES GRAMOS (g)	MASA DE LOS PRODUCTOS GRAMOS (g)
1	$N_2O_5 + H_2O \text{ -----} > 2 \text{ HNO}_3$		
2	$Zn + HCl \text{ -----} > ZnCl_2 + H_2$		
3	$H_2 + F_2 \text{ -----} > 2HF$		
4	$Na_2O + H_2O \text{ -----} > 2 \text{ NaOH}$		
5	$4K + O_2 \text{ -----} > 2 \text{ K}_2O$		
6	$HClO_3 + NaOH \text{ -----} > NaClO_3 + H_2O$		
7	$4HCl + Sn(OH)_4 \text{ -----} > SnCl_4 + 4H_2O$		



**INFORMACION BASICA DE LA SECUENCIA DIDACTICA. QUIMICA GRADO 11°.
QUIMICA INORGANICA. BLOQUE 4. FASE 2**

ÁREA: C. NATURALES		DOCENTES	EMAIL	WHATSAPP
ASIGNATURAS	QUIMICA	MARTHA C. MORALES	marthamorales@inealpa.edu.co	3012825068
	FECHA DE INICIO: <i>Octubre del 2021</i> ASESORIAS DE LUNES A VIERNES 6:00 a.m. - 4:00 p.m.: POR WHATSAPP y/o comunicación (3012825068) ENTREGA DEL MATERIAL : <i>Octubre del 2021</i>		ESTUDIANTES SIN/CON LIMITACIONES DE CONECTIVIDAD: CORREO ELECTRÓNICO : marthamorales@inealpa.edu.co FACEBOOK: https://www.facebook.com/groups/1259536177770807/?ref=share o Entregar los talleres en la institución debidamente marcados.	
ESTUDIANTE:			GRADO: 11° <u>01-02-03-04-05-06</u> JORNADA: UNICA	
TÓPICOS GENERATIVOS ESTADOS DE AGREGACION DE LA MATERIA Y FUERZAS DE ATRACCION MOLECULAR			DESEMPEÑOS DE COMPRENSIÓN 1. Identifica cada uno de los principios que modifican los estados de agregación de la materia y las leyes que rigen el comportamiento de los gases	
INDICACIONES GENERALES: Lee atentamente el siguiente material; Utiliza los mapas de conceptos para documentarte y priorizar cada uno de los Núcleos temáticos en tu cuaderno; realiza las Actividades y/ o talleres y envíalos como evidencia.				

ACTIVIDAD 1. EXPLORACION PREVIA:

Para resolver...

- Que hace diferentes a los materiales y sustancias?
- Que propiedades modifican los estados de la materia?

GUÍA DE APRENDIZAJE B4.F2.: ESTADOS DE AGREGACIÓN Y FUERZAS DE ATRACCIÓN MOLECULAR

Parámetros (Ejemplo con el agua)	ESTADO SÓLIDO	ESTADO LÍQUIDO	ESTADO GASEOSO
CALOR (ENERGÍA CALÓRICA)	+	++	+++
TEMPERATURA	Menor a 0°C	Entre 0°C y 100°C	Mayor a 100 ° C
MOVIMIENTO MOLECULAR (ENERGÍA CINÉTICA)	Bajo Vibran en su lugar	Regular Se desplazan una sobre otra	Alto Movimientos rápidos
ESPACIOS INTERMOLECULARES	Pequeños	Regulares	Grandes
N° de choques (ENERGÍA POTENCIAL)	+	++	+++
Presión	+	++	+++

Magnitudes	Unidades	C.N.
Presión	1 atm = 760 mm de Hg = 760 torr	1 atm
Volumen	Litros	22,4 L
Temperatura	K	273 K
Masa	Moles	1 mol

Figura 18. Magnitudes utilizadas para los gases.



CARACTERÍSTICAS	ESTADO SÓLIDO	ESTADO LÍQUIDO	ESTADO GASEOSO
FUERZA DE COHESIÓN	Muy Fuerte	Débil	Nula
MOVIMIENTOS DE PARTÍCULAS	Vibran	Se Mueven Desordenadamente	Se Mueven Libremente
FLUIDEZ FORMA	No Fluyen	Fluyen	Fluyen
	Definida O Constante	No Tiene Forma Definida Adopta La Forma Del Recipiente Que Lo Contiene	No Tiene Forma Definida Adopta La Forma Del Recipiente Que Lo Contiene
VOLUMEN	Definido O Constante	Indefinido O Variable	Indefinido O Variable
COMPRESIBILIDAD	Nula	Casi Nula	Muy Comprensibles

LEYES DE LOS GASES

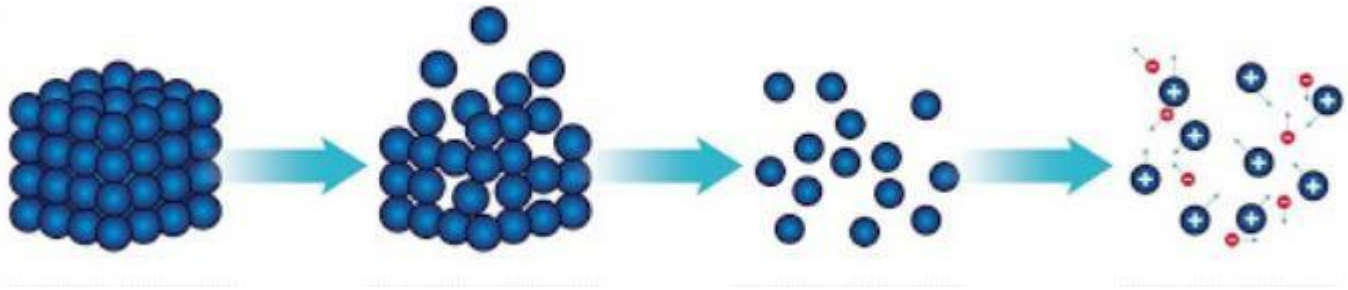
LEY	FORMULA	PRINCIPIO	EXPLICACION
LEY DE BOYLE	$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$	<i>A temperatura constante, el volumen de una masa fija de un gas es inversamente proporcional a la presión que este ejerce.</i>	
LEY DE CHARLES	$V_1 \cdot T_2 = V_2 \cdot T_1$	<i>a presión constante, el volumen de la masa fija de un gas dado es directamente proporcional a la temperatura Kelvin</i>	si la temperatura Kelvin se duplica a presión constante, el volumen se duplica; si la temperatura se reduce a la mitad, el volumen se reduce a la mitad
LEY DE GAY - LUSSAC	$P_1 \cdot T_2 = P_2 \cdot T_1$	<i>si el volumen de un gas no cambia mientras lo calentamos, la presión del gas aumenta en la misma proporción en que se incremente la temperatura</i>	la presión que ejerce un gas es directamente proporcional a la temperatura, siempre que el volumen se mantenga constante:
Ley Combinada de los Gases	$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$	<i>para una masa determinada de cualquier gas, se cumple que el producto de la presión por el volumen dividido entre el valor de la temperatura es una constante</i>	
Ley de Dalton o de las Presiones Parciales	$P_{TOTAL} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$	<i>la presión ejercida por la mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales de todos ellos.</i>	cada gas ejerce una presión independiente de las otras como si fuera el único gas dentro del recipiente
Ecuación de Estado o Ley de los Gases Ideales	$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$		R = constante $R = \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$ n = moles



ACTIVIDAD B2F2: ESTADOS DE AGREGACION DE LA MATERIA Y FUERZAS DE ATRACCION MOLECULAR

1. Escribe debajo de cada gráfico el estado físico que representa Y clasifica las siguientes características según al estado que correspondan asignándoles las siguientes frases:

- Partículas ordenadas y fijas
- Forma Variable Y Volumen Constante
- Atracción menor que repulsión
- Partículas próximas con movimiento libre
- Forma y volumen constante
- Atracción Mayor Que Repulsión
- Son fluidos como los líquidos
- partículas distantes con movimiento libre)
- Forma y volumen variable
- Atracción igual A repulsión



2. RESUELVE LOS SIGUIENTES EJERCICIOS ESTABLECIENDO LOS DATOS CORRESPONDIENTES, REEMPLAZANDO Y APLICANDO LAS DIVERSAS FORMULAS DE LAS LEYES DE LOS GASES. (No olvides tener en cuenta las unidades empleadas y sus correspondientes equivalencias)

- 2.1. En un recipiente se tienen 30 litros de nitrógeno a 20 °C y a una atmósfera de presión. ¿A qué presión es necesario someter el gas para que su volumen se reduzca a 10 litros?
- 2.2. Una masa gaseosa ocupa un volumen de 2,5 litros a 12 °C y 2 atm de presión. ¿Cuál es el volumen del gas si la temperatura aumenta a 38 °C y la presión se incrementa hasta 2,5 atm?
- 2.3. Calcula el número de moles de un gas que se encuentran en un recipiente cerrado de 2,0 litros; sometido a una presión de 2,3 atm y a 25 °C.
- 2.4. Un gas ocupa un volumen de 520 mL a 25 °C y 650 mm de Hg de presión. Calcula el volumen que ocuparía el gas a 700 mm de Hg y 32 °C.
- 2.5. Calcula el volumen de un tanque de 40 kg de metano (CH₄) a 25 °C y 1 atm. ¿Qué sucederá si se aumenta la temperatura y la presión?



**INFORMACION BASICA DE LA SECUENCIA DIDACTICA. QUIMICA GRADO 11°.
QUIMICA ORGANICA. BLOQUE 4. FASE 3**

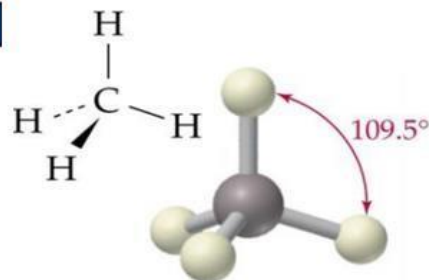
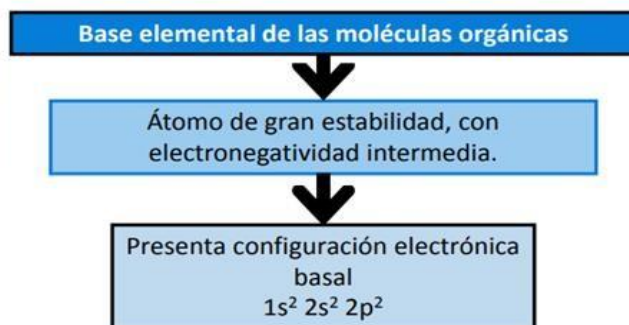
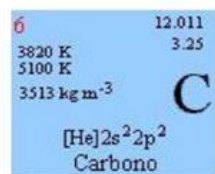
ÁREA: C. NATURALES		DOCENTES	EMAIL	WHATSAPP
ASIGNATURAS	QUIMICA	MARTHA C. MORALES	marthamorales@inealpa.edu.co	3012825068
	FECHA DE INICIO: <i>Octubre del 2021</i> ASESORIAS DE LUNES A VIERNES 6:00 a.m. - 4:00 p.m.: POR WHATSAPP y/o comunicación (3012825068) ENTREGA DEL MATERIAL : <i>Octubre del 2021</i>		ESTUDIANTES SIN/CON LIMITACIONES DE CONECTIVIDAD: CORREO ELECTRÓNICO : marthamorales@inealpa.edu.co FACEBOOK: https://www.facebook.com/groups/1259536177770807/?ref=share o Entregar los talleres en la institución debidamente marcados.	
ESTUDIANTE:			GRADO: 11° <u>01-02-03-04-05-06</u> JORNADA: UNICA	
TÓPICOS GENERATIVOS 1. EL ATOMO DE CARBONO Y SUS HIBRIDACIONES 2. INTRODUCCION A LOS COMPUESTOS ORGANICOS			DESEMPEÑOS DE COMPRENSIÓN 1. Identifica el átomo de carbono como base estructural de los compuestos orgánicos y los elementos químicos que los forman 2. Identifica los compuestos orgánicos presentes en tu entorno	
INDICACIONES GENERALES: Lee atentamente el siguiente material; Utiliza los mapas de conceptos para documentarte y priorizar cada uno de los Núcleos temáticos en tu cuaderno; realiza las Actividades y/ o talleres y envíalos como evidencia.				

ACTIVIDAD 1. EXPLORACION PREVIA:

- Que diferencia a los compuestos químicos orgánicos de los inorgánicos
- Que elementos químicos son comunes en los compuestos orgánicos
- Que relación tienen los combustibles fósiles con los compuestos orgánicos
- Como se relaciona la vida y las estructuras internas de los seres vivos con la química orgánica

GUIA DE APRENDIZAJE B4.F3. EL ATOMO DE CARBONO Y SU HIBRIDACION

La química se divide en dos grandes ramas: química orgánica y química inorgánica.



La **tetravalencia del carbono**, su forma de unirse, su distribución espacial en los compuestos es la base de la química orgánica. Los **compuestos orgánicos** contienen principalmente átomos de carbono y de hidrógeno, en correlación y composición con otros elementos. Este **tipo de compuestos** tienen **enlaces covalentes** (entre átomos no metálicos) de pocos elementos (de dos a cinco) y son de gran complejidad, existiendo alrededor de 10 millones de compuestos de este tipo. Dan origen a la vida y son secretados por los seres vivos.

Lic. Martha C. Morales A.



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 por sólo 1,54 Å (en vez de las separaciones de 1,42 Å en el plano y 3,40 Å entre planos del grafito) (figura 8). En esta estructura se presentan enlaces muy fuertes sin que haya electrones débilmente retenidos.

1.3 ¿Qué elementos constituyen los compuestos orgánicos?

Si se analiza la composición de la materia en términos de la proporción relativa de los diferentes elementos presentes, se encuentra que cerca del 95% de la masa está constituida por carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y azufre. El porcentaje restante está representado por elementos como calcio, fósforo, hierro, magnesio, entre otros. Los elementos presentes en los seres vivos se denominan **bioelementos**. Los cinco elementos más abundantes (C, H, O, N y S) son indispensables para la síntesis de las moléculas que conforman los seres vivos, por lo que se conocen como **bioelementos primarios** o **elementos biogénicos** u organógenos.

En la figura 4 se muestran tres gráficas comparativas de los porcentajes relativos de los elementos presentes en la materia viva, en la corteza terrestre y en el universo.

A continuación haremos una breve mención de los bioelementos, reservando un apartado especial para el carbono.

1.4 Diferencias entre compuestos orgánicos y compuestos inorgánicos

Los compuestos orgánicos presentan una serie de rasgos característicos que los diferencian de los compuestos inorgánicos (figuras 5 y 6). A continuación consideramos los más importantes:

- Todos los compuestos orgánicos utilizan como **base de construcción el átomo de carbono** y unos pocos elementos más, mientras que en los compuestos inorgánicos participan la gran mayoría de los elementos conocidos.
- Están formados por **enlaces covalentes**, mientras que en los compuestos inorgánicos predominan los **enlaces iónicos**.
- La mayoría presentan **isómeros**, sustancias que poseen la misma fórmula molecular pero difieren en la organización estructural de los átomos, es decir, la forma tridimensional de las moléculas es diferente. Por esta razón las propiedades físico-químicas cambian entre isómeros. Contrariamente, entre las sustancias inorgánicas los isómeros son raros.
- Por lo general están formados por gran número de átomos organizados en largas cadenas basadas en carbono, sobre las cuales se insertan otros elementos. En los compuestos inorgánicos —con excepción de algunos silicatos— la formación de cadenas no es común.
- La variedad de los compuestos orgánicos es muy grande comparada con la de los compuestos inorgánicos.

ACTIVIDAD .HIBRIDACION EN EL ATOMO DE CARBONO

Elabora cada uno de los modelos estructurales del átomo de carbono teniendo en cuenta que representen los diferentes tipos de hibridación. Utiliza los recursos de tu entorno (material reciclable, tapas, canicas, palillos, etc.,)

HIBRIDACIONES DEL ATOMO DE CARBONO		
1. HIBRIDACION (sp ³)	2. HIBRIDACION (sp ²)	3. HIBRIDACION (sp)



INFORMACION BASICA DE LA SECUENCIA DIDACTICA. QUIMICA GRADO 11°.
QUIMICA ORGANICA. BLOQUE 4. FASE 4

ÁREA: C. NATURALES		DOCENTES	EMAIL	WHATSAPP
ASIGNATURAS	QUIMICA	MARTHA C. MORALES	marthamorales@inealpa.edu.co	3012825068
	FECHA DE INICIO: <i>Octubre del 2021</i> ASESORIAS DE LUNES A VIERNES 6:00 a.m. - 4:00 p.m.: POR WHATSAPP y/o comunicación (3012825068) ENTREGA DEL MATERIAL : <i>Octubre del 2021</i>		ESTUDIANTES SIN/CON LIMITACIONES DE CONECTIVIDAD: CORREO ELECTRÓNICO : marthamorales@inealpa.edu.co FACEBOOK: https://www.facebook.com/groups/1259536177770807/?ref=share o Entregar los talleres en la institución debidamente marcados.	
ESTUDIANTE:			GRADO: 11° <u>01-02-03-04-05-06</u> JORNADA: UNICA	
TÓPICOS GENERATIVOS COMPUESTOS ORGANICOS 1. COMPUESTOS ALIFATICOS 2. FUNCIONES QUÍMICAS ORGANICAS Y SUS GRUPOS FUNCIONALES			DESEMPEÑOS DE COMPRENSIÓN 1. Identifica los compuestos orgánicos Alifáticos de uso doméstico resaltando sus propiedades y características, las precauciones que se deben tener con ellos, sus usos y aplicaciones.	
INDICACIONES GENERALES: Lee atentamente el siguiente material; Utiliza los mapas de conceptos para documentarte y priorizar cada uno de los Núcleos temáticos en tu cuaderno; realiza las Actividades y/ o talleres y envíalos como evidencia.				

ACTIVIDAD 1. EXPLORACION PREVIA:

- Como se diferencian a los compuestos químicos orgánicos para sus estudio?
- Cuáles son los grupos funcionales de los compuestos orgánicos?

GUÍA DE APRENDIZAJE. B4.F4. COMPUESTOS ORGANICOS

Clase de compuesto	Estructura general	Grupo funcional	Ejemplo	
Alcanos	$R - H$	No hay	$CH_3 - CH_2 - CH_3$	Propano
Alquenos	$\begin{array}{c} R & & R \\ & \diagdown & / \\ & C = C & \\ & / & \diagdown \\ R & & R \end{array}$	$\begin{array}{c} \diagdown & / \\ C = C \\ / & \diagdown \end{array}$	$CH_2 = CH_2$	Eteno o etileno
Alquinos	$R - C \equiv C - R$	$- C \equiv C -$	$CH_3 - C \equiv CH$	Propino
Derivados halogenados	$R - X$ (X: F, Cl, Br, I)	$- X$	CH_3Cl	Clorometano
Hidrocarburos aromáticos				Metilbenceno o tolueno
Alcoholes	$R - OH$	$- OH$	$CH_3 - CH_2OH$	Etanol
Éteres	$R - O - R'$	$- O -$	$CH_3 - CH_2 - O - CH_3$	Etil metil éter
Aldehídos	$\begin{array}{c} O \\ \\ R - C - H \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ - C - H \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ CH_3 - C - H \end{array}$	Etanal
Cetonas	$\begin{array}{c} O \\ \\ R - C - R' \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ - C - \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ CH_3 - C - CH_3 \end{array}$	Propanona o acetona
Ácidos carboxílicos	$\begin{array}{c} O \\ \\ R - C - OH \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ - C - OH \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ CH_3 - CH_2 - C - OH \end{array}$	Ácido propanoico
Ésteres	$\begin{array}{c} O \\ \\ R - C - OR' \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ - C - O - \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ CH_3 - C - OCH_3 \end{array}$	Acetato de metilo
Amidas	$\begin{array}{c} O \\ \\ R - C - NH_2 \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ - C - NH_2 \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ CH_3 - C - NH_2 \end{array}$	Etanamida
Nitrilos	$R - C \equiv N$	$- C \equiv N$	$CH_3 - C \equiv N$	Etanonitrilo
Aminas	$\begin{array}{c} R - N - R' \\ \\ R'' \end{array}$	$- N -$	$\begin{array}{c} CH_3 - N - CH_3 \\ \\ CH_3 \end{array}$	Trimetilamina

1.2 Grupos funcionales

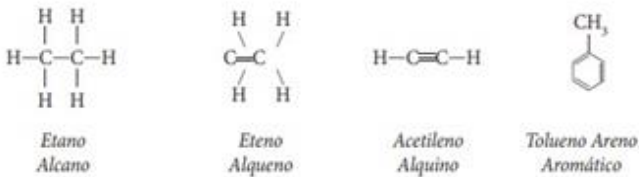
Un grupo funcional es un **átomo o un conjunto de átomos que forman parte de una molécula más grande; y que le confieren un comportamiento químico característico**. Así, el comportamiento químico de toda molécula orgánica, sin importar su tamaño y grado de complejidad, está determinado por el o los grupos funcionales que contiene. Por ejemplo, el grupo —OH, identifica a los alcoholes (figura 1).

1.2.1 Funciones químicas con enlaces carbono-carbono

Este grupo funcional está representado por un conjunto de compuestos, conocidos como **hidrocarburos**. Los hidrocarburos son tal vez el grupo más amplio y diversificado de los compuestos orgánicos.

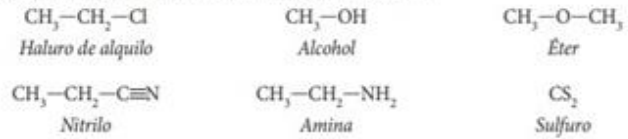
Si están formados por cadenas de carbonos, unidos a través de enlaces sencillos, con hidrógenos unidos a esta cadena, se denominan **alcanos**.

Dependiendo de la presencia de enlaces dobles o triples, los hidrocarburos se dividen en: **alquenos** y **alquinos**, respectivamente. Un tercer grupo, los arenos o aromáticos, presentan enlaces intermedios entre dobles y simples anillos de átomos de carbono:



1.2.2 Funciones con enlaces sencillos entre carbono y átomos electronegativos

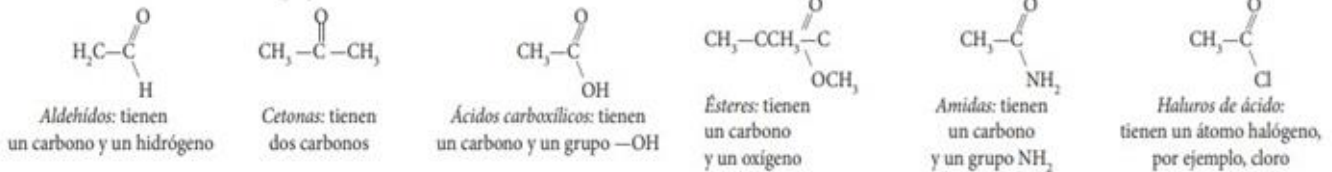
Si a una cadena sencilla de carbonos e hidrógenos, se encuentra unido un átomo electronegativo, como por ejemplo un halógeno, tenemos un grupo funcional conocido como **haluros o halogenuros de alquilo**. Si, por el contrario, a esta cadena se une un grupo OH, tenemos el grupo de los alcoholes. Ahora, si se trata de un átomo de oxígeno, uno de nitrógeno, un grupo NH₂ o S₂, hablamos de **éteres, nitrilos, aminas o sulfuros**, respectivamente. En todos los grupos nombrados, un átomo de carbono se encuentra unido, a través de un enlace sencillo, a un átomo más electronegativo, que puede ser un halógeno, oxígeno, nitrógeno o azufre. Estos son algunos ejemplos:



1.2.3 Funciones con un doble enlace carbono-oxígeno (C=O)

Estos compuestos son semejantes en muchos aspectos pero se diferencian en la naturaleza de los átomos unidos al carbono del grupo C=O o carbonilo:

Vemos como todos estos compuestos, a pesar de tener la misma estructura básica, poseen átomos con una disposición espacial diferente. En el cuadro de la figura 2 se encuentran resumidas las principales funciones orgánicas.



2.3 Compuestos aromáticos

2.3.1 Fuentes naturales

Los hidrocarburos aromáticos simples, provienen de dos fuentes principales, el carbón de hulla y el petróleo. El **carbón de hulla** es una sustancia de origen mineral, formada en su mayoría por grandes arreglos de anillos insaturados del tipo del benceno, unidos entre sí. Cuando se calientan a 1.000 °C en ausencia de aire, las moléculas de la hulla experimentan desintegración térmica y se produce una mezcla de productos volátiles llamada alquitrán de hulla. Luego, por destilación fraccionada de esta mezcla se obtiene benceno, tolueno, xileno y naftaleno, entre otros. A diferencia del carbón, el **petróleo** contiene pocos hidrocarburos aromáticos. Sin embargo, durante el proceso de refinación del petróleo se forman moléculas aromáticas cuando los alcanos se hacen pasar sobre un catalizador a una temperatura de 500 °C y altas presiones.

2.3.2 Delimitación del grupo

Los compuestos aromáticos se diferencian de otros compuestos orgánicos, principalmente, por su comportamiento químico particular, que no se restringe necesariamente a la aromaticidad en términos de emanación de fragancias, sino que incluyen una serie de desviaciones en relación con el comportamiento típico de los alquenos y arenos cíclicos y de cadena lineal. Por ejemplo, el anillo bencénico es mucho más estable a altas temperaturas y presenta reacciones de sustitución con halógenos en lugar de las de adición propias de moléculas insaturadas.

August Kekulé (1829-1896) propuso, en 1865, que la molécula de benceno debía ser un anillo de seis átomos de carbono, insaturada, a la que denominó 1,3,5-ciclohexatrieno. Kekulé afirmó que los seis átomos de hidrógeno en el ciclohexatrieno eran equivalentes, lo cual explicaba que se aislara sólo un isómero como producto de una reacción de sustitución.



ACTIVIDAD. COMPUESTOS ORGANICOS.

COMPLETA EL CUADRO. Elabora un listado de **los compuestos orgánicos alifáticos** presentes en tu hogar, complementa ilustrando e incluye: clasificación, fórmula química, precauciones, usos y aplicaciones

COMPUESTOS ORGANICOS ALIFATICOS EN EL HOGAR		
<p>Nombre del compuesto: Ácido acetilsalicílico</p> <p>Formula Químicas: (C₉H₈O₄).</p> <p>Clasificación: Acido Carboxílico El compuesto activo de las aspirinas: analgésico, antipirético, antiinflamatorio</p>		
	<p>Nombre del compuesto: Etanoato de etilo.</p> <p>Formula Química: (CH₃-COO-C₂H₅)</p> <p>Clasificación: Eter</p> <p>También conocido como acetato de etilo o éter de vinagre, utilizado como disolvente.</p>	
		<p>Nombre del compuesto : Etanol</p> <p>Formula Química: (C₂H₅OH).</p> <p>Clasificación: Alcohol</p> <p>Desinfectante de uso doméstico. Puede estar presente en bebidas alcohólicas en concentraciones de tolerancia biológica</p>

Selecciona un grupo de Productos usados en casa. Revisa que **compuestos orgánicos aromáticos** están presentes en ellos y elabora un listado. Complementa ilustrando e incluye: clasificación, fórmula química, precauciones, usos y aplicaciones

COMPUESTOS ORGANICOS AROMÁTICOS EN EL HOGAR		