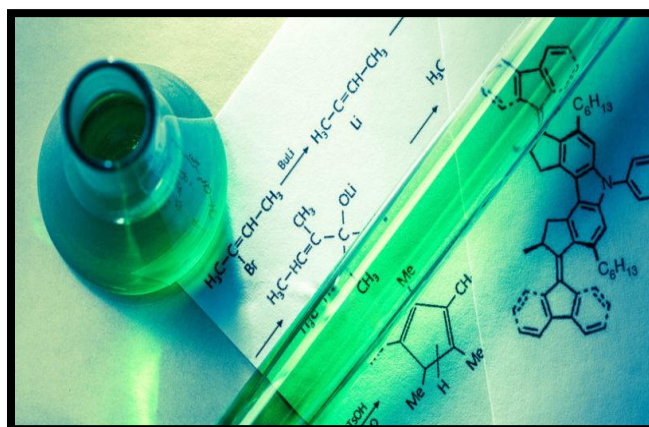


 <p>ALCALDÍA MAYOR DE BOGOTÁ D.C.</p>  <p>BOGOTÁ</p>	<p>SECRETARIA DE EDUCACION DISTRITAL COLEGIO INSTITUTO TÉCNICO INDUSTRIAL PILOTO I. E. D.</p> <h2 style="text-align: center;">JORNADA NOCTURNA</h2> <p style="text-align: center;">“Enfoque en el fortalecimiento de talentos y competencias para construir proyecto de vida”</p> <p style="text-align: center;">Aprobado por Resolución No. 6661 del 2 de junio de 1981</p>	 <p>40 Años</p> <p>JORNADA NOCTURNA</p>
--	--	--

MÓDULO ACADÉMICO No 01 Y 02

PROYECTO LUNA: “Un escenario para reconocer talentos emprendedores, integrar emociones y vivir la paz”



ÁREA: **CIENCIAS NATURALES**

ASIGNATURA: **QUÍMICA**

CICLO: **SEIS**

CURSO: **601, 602, 603**

NOMBRE DEL ESTUDIANTE:

MAESTRO TITULAR:

JOSE LUIS CORREA VEGA

SEGUNDO SEMESTRE ACADÉMICO AÑO 2022

COMPONENTES DEL MÓDULO



I. DESCRIPCIÓN DEL CURRÍCULO:

<p>JUSTIFICACIÓN</p>	<p>La Química como Ciencia es muy amplia habla de las propiedades macroscópicas y microscópicas de los compuestos, de todo tipo de materiales, inorgánicos, orgánicos y biológicos, también sobre todos los aspectos del cambio y de la reactividad. Incluye, la investigación de estructuras y mecanismos de las transformaciones químicas y la síntesis de nuevos compuestos, muchas veces con fines tecnológicos. La Química proporciona también el marco conceptual y la metodología de la Bioquímica y es el núcleo de una gran variedad de actividades industriales importantes. La Química es una parte de la Ciencia cuyos principios están bien establecidos y que contribuye de manera notable al desarrollo de nuestra sociedad.</p>
<p>DESEMPEÑOS O PROPÓSITOS DE FORMACIÓN</p>	<ol style="list-style-type: none"> 1.Reconoce métodos para el balance de ecuaciones químicas y aplica cálculos matemáticos a partir de ecuaciones químicas. 2. Resuelve problemas explicando las características de los gases, su comportamiento, sus leyes y variables que los afectan. 3. Reconoce la importancia de la química orgánica a través de la historia y, aplica los conceptos de hibridación en la formación de moléculas orgánicas identificando los tipos de hidrocarburos. 4.Comprender la resolución de ejercicios donde se aplican las propiedades de las soluciones y los métodos de expresar su concentración. 5. Identifica y nombra compuestos químicos orgánicos haciendo uso correcto de las reglas de nomenclatura estudiadas. 6. Reconocer los diferentes mecanismos de reacción y las reacciones, a nivel orgánico.
<p>ARTICULACIÓN CON PROYECTO LUNA</p>	<p>Habilidades de pensamiento: La observación, o sea, la capacidad de obtener información del entorno a través de la aplicación de los sentidos; La descripción, entendida como la capacidad de evocar un referente concreto en un tercero mediante el uso de un lenguaje (verbal o no); La comparación, que consiste en la capacidad de poner en relación dos referentes concretos o abstractos y obtener información de ello; La relación, también llamada asociación, que consiste en el empleo de la memoria y la imaginación para hallar relaciones entre dos o más referentes; La clasificación, es decir, la posibilidad de establecer tipos y diferenciaciones entre un conjunto de referentes, para así permitir la aparición de información referente a ellos mismos. La creatividad, es la capacidad o habilidad del ser humano para inventar o crear cosas.</p> <p>Habilidades socioemocionales: Empatía: ser capaz de ponerse en la piel de los demás. Autocontrol: nos permite tener el control de nuestras emociones. Asertividad: hacernos respetar sin perder el respeto hacia los demás. Autoconocimiento: nos permite saber qué estamos sintiendo en cada momento. Resolución de problemas: analizar una situación para llegar a una solución lo más correcta posible. Resiliencia: nos permite recuperar nuestra integridad emocional después de haber pasado por un suceso traumático o que ha puesto un obstáculo en nuestro camino. Colaboración: nos permite relacionarnos con otras personas que persiguen nuestro mismo objetivo. Responsabilidad: tomar decisiones de forma que las consecuencias de los actos vayan en pro no solo de nuestros objetivos, sino del bienestar emocional tanto nuestro como de los demás. Iniciativa: ser proactivo, capaz de emprender algo nuevo sin miedo y con fuerzas.</p>

ESTRATEGIAS PEDAGÓGICAS Y DIDÁCTICAS	Lectura del módulo y determinación de las ideas principales, explicación por el docente, elaboración de talleres aplicados a los temas vistos y prácticas deportivas, retroalimentación por el maestro y evaluaciones acumulativas del manejo de técnicas, habilidades y destrezas.
ESTRATEGIAS EVALUATIVAS	Autoevaluación, coevaluación, heteroevaluación. Asistencia a las clases, lectura del módulo, elaboración de talleres lúdicos, artísticos y prácticas deportivas, participación en clase y evaluación del manejo de los saberes aprendidos.
RECURSOS DIDÁCTICOS	Modulo, Textos. Videos. Materiales de aula.

NUCLEO TEMÁTICO	TEMAS
1.Cálculos matemáticos a partir de una ecuación química.	1.1. Balanceo de ecuaciones químicas 1.2. Estequiometria
2.Gases	2.1. Estados de la de estado. materia. 2.2. Propiedades de los gases. 2.3. Leyes de los gases. 2.4. Ecuación de estado.
3.1 Historia de la química orgánica 3.2. Hibridación del átomo de carbono 3.3. Hidrocarburos nomenclatura	3.1 Historia de la química orgánica 3.2. Tipos de hibridación. 3.3.1. Alcanos, alquenos, alquinos. 3.3.2. Tipos de fórmulas. 3.3.3. Cadenas principales, radicales y ramificaciones.
4. Soluciones. 5. Funciones orgánicas.	4.1. Métodos empleados en la determinación de la concentración de las soluciones. 5.1. Las funciones orgánicas teniendo en cuenta su nomenclatura. 5.2. Aldehídos y cetonas.
6.Nomenclatura de compuestos orgánicos. 7.Propiedades físicas y químicas de los compuestos orgánicos.	6.1. Las funciones orgánicas teniendo en cuenta su nomenclatura. 6.2. Alcoholes, aminas, amidas, éteres, ácidos carboxílicos. 7.1. Propiedades físicas y químicas de los compuestos orgánicos.
8.Mecanismos de reacción y reacciones químicas orgánicas.	8.1. Mecanismos de reacción, a nivel orgánico. Reacciones y síntesis orgánicas.

II. CRITERIOS PARA DESARROLLAR LAS ACTIVIDADES:



Apreciado estudiante, a continuación encontrará las actividades que debe realizar durante el **SEGUNDO SEMESTRE ACADÉMICO** que inicia el 11 de julio y finaliza el 30 de noviembre.

Para que este proceso se desarrolle de manera exitosa es importante que tenga en cuenta los siguientes aspectos:

1. Haga una lectura comprensiva del módulo para que tenga claro el aprendizaje que se pretende alcanzar.
2. Resuelva cada actividad en el tiempo que corresponde. No se reciben trabajos antes ni después de las fechas determinadas.
3. Cumpla con los criterios establecidos por el maestro tanto para la realización y entrega de las actividades como para su evaluación.
4. Desarrolle cada actividad de manera consciente, responsable y honesta, no se permite plagio ni copia.
5. Se exige buena presentación, redacción y ortografía en cada trabajo.
6. Cuando entregue su actividad márquela con su nombre completo, curso, ciclo, asignatura y docente.
7. Después de entregar su actividad debe estar muy atento a la retroalimentación del profesor para hacer las correcciones necesarias y conocer la valoración obtenida.
8. La asistencia a clases es obligatoria para que reciba las orientaciones y acompañamiento pedagógico de los maestros.
9. Aproveche esta oportunidad para que muestre su potencial y explore habilidades que tal vez no sabía que tenía.
10. Al final de cada cierre académico encuentra la autoevaluación, es necesario que la desarrolle de manera honesta pensando siempre en mejorar.

III. CRITERIOS DE EVALUACIÓN:

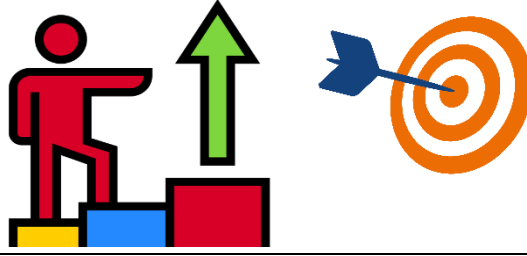
Los siguientes son los OCHO (8) CRITERIOS que serán evaluados en cada una de las actividades a desarrollar en el presente módulo.



*Criterios de Evaluación
Nocturna 2022*

- Asistencia**
- Trabajo Escrito**
- Trabajo en grupo**
- Participación en clase**
- Evaluaciones**
- Actitudinal**
- Proyecto Luna**
- Módulo**

A continuación, encontrarán la **RÚBRICA DE EVALUACIÓN** que muestra el nivel de desempeño para cada uno de los criterios de evaluación establecidos para valorar el aprendizaje de los estudiantes.



CRITERIOS	SUPERIOR 4.6 – 5.0	ALTO 4.0 – 4.5	BASICO 3.0 – 3.9	BAJO 1.0 – 2.9
ASISTENCIA	Asiste a todas las clases de manera puntual.	Asiste a todas las clases.	Cuando falta a clases presenta las respectivas justificaciones.	La asistencia es deficiente y no la justifica.
MÓDULO	Presenta de manera puntual, completa y correcta el módulo.	Presenta de manera puntual y completa el módulo.	Presenta el módulo de acuerdo con las fechas establecidas.	Falta compromiso en la entrega del módulo.
TRABAJO ESCRITO	Presenta una adecuada síntesis y organización del tema apropiándose de las ideas del trabajo. El texto mantiene una excelente coherencia y cohesión y no tiene faltas de ortografía.	Aplica los conocimientos adquiridos para la elaboración de la actividad con responsabilidad. El texto mantiene una coherencia y cohesión suficientes.	Presenta poca contextualización en cada una de las partes del trabajo propuesto. La entrega se realizó fuera del tiempo acordado y presenta deficiencia en la presentación del trabajo.	No hay contextualización del tema de estudio con las partes esenciales del trabajo propuesto. No aprovechó los tiempos asignados para la entrega de los trabajos.
TRABAJO EN GRUPO	Respeto los acuerdos de grupo y aporta significativamente en este.	Respeto los acuerdos de grupo y aporta al trabajo realizado.	Participa en algunas ocasiones del trabajo de grupo.	No respeta el trabajo de grupo.
PARTICIPACIÓN EN CLASE	Participa activamente con ideas valiosas en todas las clases.	Participa activamente en todas las clases.	Participa eventualmente en clase.	Le cuesta trabajo participar en clase.
EVALUACIÓN ORAL / ESCRITA	Demuestra conocimientos, habilidades y destrezas que dan cuenta de la apropiación del tema propuesto.	Evidencia conocimientos, habilidades y destrezas que dan cuenta de la sustentación del tema propuesto por medio de su habilidad oral y/o escrita.	Argumenta los conocimientos referentes al tema de estudio, pero falta sustento teórico.	No presenta claridad ni se apropia de las ideas del tema propuesto. No realizó la sustentación en los tiempos asignados.
ACTITUDINAL Responsabilidad Compromiso Respeto	Cumple con sus compromisos académicos. En su comportamiento y relación con las demás personas, manifiesta su sentido de pertenencia, promoviendo los valores como estudiante ITIPISTA .	Su comportamiento favorece la dinámica de grupo. Aporta ideas que aclaran las posibles dudas que surjan durante el proceso. Demuestra sentido de pertenencia con el colegio.	Demuestra un comportamiento académico y formativo inconstante. Desarrolla el mínimo requerido de actividades académicas.	Le falta responsabilidad, interés y compromiso con las actividades académicas. Los trabajos son producto de copia o elaborados por otros. Manifiesta actitudes irrespeto con docentes y compañeros de clase.
PROYECTO LUNA	Participa permanentemente en un centro de interés y/o entrega con calidad las actividades planteadas para Proyecto Luna.	Participa en un centro de interés y/o entrega las actividades planteadas para Proyecto Luna.	Participa en algunas ocasiones de las actividades planteadas desde el Proyecto Luna.	No participa ni entrega las actividades planteadas desde el Proyecto Luna.

IV. DESEMPEÑOS O PROPÓSITOS DE FORMACIÓN:

DESEMPEÑO No 1:

Reconoce métodos para el balance de ecuaciones y aplica cálculos matemáticos a partir de ecuaciones químicas.



MARCO TEÓRICO, CONCEPTUAL O PROCEDIMENTAL PARA EL DESEMPEÑO No 1:

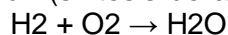
Apreciado estudiante, a continuación, encontrará el marco teórico, conceptual o procedimental que deberá leer comprensivamente para que realice un análisis de este, lo que le permitirá desarrollar cada una de las actividades propuestas.

BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS

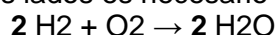
Cuando la reacción química se expresa como ecuación, además de escribir correctamente todas las especies participantes (nomenclatura), se debe ajustar el número de átomos de reactivos y productos, colocando un coeficiente a la izquierda de los reactivos o de los productos.

El balanceo de ecuaciones busca igualar el de átomos en ambos lados de la ecuación, para mantener la Ley de Lavoisier.

Por ejemplo en la siguiente reacción (síntesis de agua), el número de átomos de oxígenos de reactivos, es mayor al de productos.



Para igualar los átomos en ambos lados es necesario colocar coeficientes y de esta forma queda una ecuación balanceada.

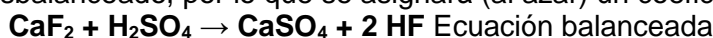


METODO DEL TANTEO O SIMPLE INSPECCIÓN

Consiste en dar coeficientes al azar hasta igualar todas las especies.

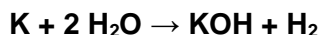
Ejemplo: $\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{HF}$ Ecuación no balanceada

El número de F y de H esta desbalanceado, por lo que se asignará (al azar) un coeficiente en la especie del flúor de la derecha.

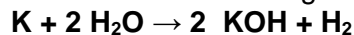


Ejemplo: $\text{K} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KOH} + \text{H}_2$ Ecuación no balanceada

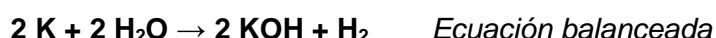
El número de H esta desbalanceado, por lo que se asignará (al azar) un coeficiente en la especie del hidrógeno de la izquierda.



Quedarían 4 H en reactivos y 3 en productos, además la cantidad de oxígenos quedó desbalanceada, por lo que ahora se ajustará el hidrógeno y el oxígeno.



El número de K es de 1 en reactivos y 2 en productos, por lo que el balanceo se termina ajustando el número de potasio.

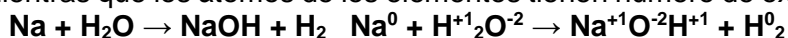


REDOX

Se conoce como estado elemental la forma en que se encuentra un elemento en estado puro (sin combinarse con otro elemento), puede ser atómico como el metal (Al), diatómico como los gases o halógenos (O_2) y poliatómicos (S_6)

Como los elementos puros no están combinados se dicen que no tienen valencia, por lo que se creó el concepto "número de oxidación", que para los átomos de los elementos tiene el valor de cero (0).

Es decir cuando se trata de una reacción de Redox, el número de oxidación de los átomos de los compuestos equivale a su valencia, mientras que los átomos de los elementos tienen número de oxidación cero, por ejemplo



Reacción Redox

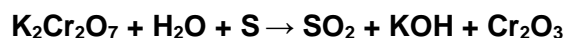
Se conoce como reacción REDOX aquella donde los números de oxidación de algunos átomos cambian al pasar de reactivos a productos. Redox proviene de las palabras REDucción y OXidación. Esta reacción se caracteriza porque siempre hay una especie que se oxida y otra que se reduce.

Oxidación. Es la pérdida de electrones que hace que los números de oxidación se incrementen.

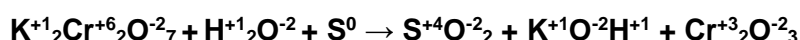
Reducción. Ganancia de electrones que da lugar a que los números de oxidación se disminuyan. Para

la reacción anterior: $\text{Na}^0 \rightarrow \text{Na}^{+1}$ Oxidación $\text{H}^{+1}_2 \rightarrow \text{H}^0_2$ Reducción

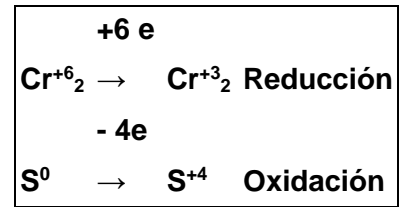
BALANCEO REDOX



A. Escribir los números de oxidación de todas las especies y observar cuáles son las que cambian.

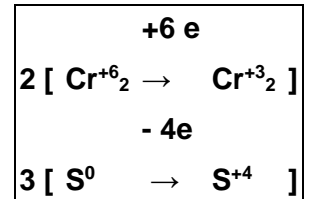


B. Escribir las semirreacciones de oxidación y de reducción, cuando una de las especies cambiantes tiene subíndices se escribe con él en la semirreacción (por ejemplo el Cr₂ en ambos lados de la reacción) y si es necesario, balancear los átomos (en este caso hay dos átomos de cromo y uno de azufre en ambos lados "se encuentran ajustados", en caso de no ser así se colocan coeficientes para balancear las semirreacciones) y finalmente indicar el número

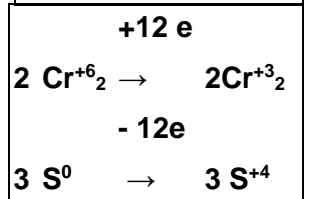
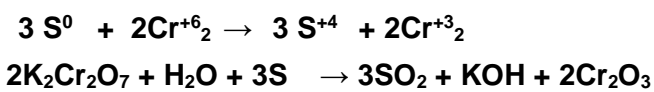


de electrones ganados o perdidos (el cromo de +6 a +3 gana 3 electrones y al ser dos cromos ganan 6 electrones y el azufre que pasa de 0 a +4 pierde 4 electrones).

C. Igualar el número de electrones ganados al número de electrones perdidos. Para lograrlo se necesita multiplicar cada una de las semirreacciones por el número de electrones ganados o perdidos de la semirreacción contraria (o por su mínimo común denominador).



D. Hacer una sumatoria de las semirreacciones para obtener los coeficientes, y posteriormente, colocarlos en las especies correspondientes.



E. Terminar de balancear por tanteo.



ESTEQUIOMETRIA

Una ecuación química debidamente balanceada permite realizar cálculos acerca de las cantidades de reactantes necesarias para una reacción y la cantidad ideal de productos que se obtienen, entre otros. Este estudio de las relaciones numérico proporcionales de las sustancias involucradas en una reacción, se denomina estequiometría y el método de estudio de la gran mayoría de las reacciones químicas.

Relaciones Molares (mol a mol)

Una ecuación química balanceada proporciona las relaciones molares que rigen la reacción entre reactantes y productos en una transformación química. Por ejemplo, la siguiente ecuación balanceada representa la descomposición del clorato de potasio:



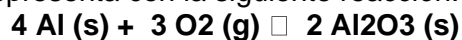
Como indica la ecuación dos moles de clorato de potasio se descomponen para producir dos moles de cloruro de potasio y tres moles de oxígeno. Estas relaciones molares son las proporciones que rigen la reacción. Por lo tanto, si intervienen 4 moles de reactante en la misma reacción, las relaciones dictan que la cantidad de productos será de 4 y 6 moles respectivamente.

Ejemplo: Determine la cantidad de moles de oxígeno necesarias para la síntesis de 3.5 moles de óxido de aluminio.

Solución:

Primer Paso: Escribir la ecuación balanceada que representa la reacción.

La síntesis de óxido de aluminio se representa con la siguiente reacción:



Segundo Paso: Utilizar las relaciones molares para calcular la cantidad de reactante requerida.

Dado que la relación molar entre el óxido de aluminio y el oxígeno es de 2 moles a 3 moles respectivamente, para obtener la cantidad de oxígeno requerida para la producción de 3.5 moles del óxido se multiplica por el número de moles de oxígeno y se divide por el número de moles de óxido, así:

$$\# \text{ mol O}_2 = 3.5 \text{ mol Al}_2\text{O}_3 \left(\frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} \right) = 5.3 \text{ mol O}_2$$

La cantidad de moles requerida es de 5.3 mol O₂.

Relaciones entre Moles y Masas de Sustancias en una Reacción Química:

Así como el mol está asociada a la masa molar, las relaciones molares de una ecuación pueden ser asociadas a masas

determinadas de las sustancias involucradas por medio del mol.

Tomando el ejemplo de la ecuación balanceada de la descomposición del clorato de potasio, $2 \text{KClO}_3 \rightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$, la relación molar de dos moles de clorato de potasio a dos moles de cloruro de potasio y tres

moles de oxígeno se puede expresar en términos de gramos utilizando la masa molar de los compuestos y multiplicándola por el coeficiente de moles correspondiente.

Por lo tanto, también se puede decir que 244g de clorato de potasio (2 veces la masa molar) se descomponen para producir 148g de cloruro (2 veces la masa molar) de potasio y 96g de oxígeno (3 veces la masa molar). Para obtener la relación de masas entre sustancias involucradas en una reacción química, se multiplica la masa molar de la sustancia por el coeficiente de esa sustancia en la ecuación debidamente balanceada.

Ejemplo:

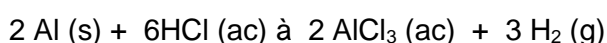
Utilizando la reacción entre el aluminio y el ácido clorhídrico, calcule lo siguiente:

- El número de moles de aluminio requerido para reaccionar con 20.g del ácido.
- El número de gramos de hidrógeno producidos por la reacción de 0.45 moles de aluminio.
- La masa de hidrogeno producida por la reacción de 1.50g del ácido.

Solución:

Primer Paso: Escribir la ecuación balanceada que representa la reacción.

El aluminio y el ácido clorhídrico reaccionan en desplazamiento sencillo para producir hidrógeno gaseoso y cloruro de aluminio, así:



Segundo Paso: Utilizar las relaciones molares y las relaciones de masa para calcular la cantidad de reactante requerida.

a) Para obtener el número de moles de aluminio que reaccionan con la cantidad especificada del ácido, es necesario calcular el número de moles de ácido involucrados. Luego se utiliza la relación molar para determinar el número de moles de aluminio que participan.

$$\# \text{ mol Al} = 20.\text{g HCl} \left(\frac{1 \text{ mol HCl}}{36\text{g HCl}} \right) \left(\frac{2 \text{ mol Al}}{6 \text{ mol HCl}} \right) = 0.19 \text{ mol Al}$$

La cantidad de moles requerida es **de 0.19 mol Al**.

b) Para obtener el número de gramos de hidrógeno producido por la reacción de 0.45 moles de aluminio, es necesario utilizar la relación molar para determinar el número de moles de hidrógeno que se producen y luego utilizar la masa molar para calcular la masa en gramos.

$$\# \text{ g H}_2 = 0.45 \text{ mol Al} \left(\frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol A}} \right) \left(\frac{2 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} \right) = 1.4\text{g H}_2$$

La cantidad de gramos producida es **1.4g H₂**.

c) Para determinar la masa de hidrógeno producida por 1.50g del ácido es necesario calcular el número de moles del ácido, multiplicar por la proporción de la relación molar y determinar el número de moles del producto.

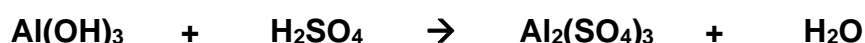
$$\# \text{ g H}_2 = 1.50\text{g HCl} \left(\frac{1 \text{ mol HCl}}{36\text{g HCl}} \right) \left(\frac{3 \text{ mol H}_2}{6 \text{ mol HCl}} \right) \left(\frac{2 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} \right) = 0.042\text{g H}_2$$

La cantidad de gramos producida es **0.042g H₂**.

ACTIVIDADES QUE DESARROLLAR PARA EL DESEMPEÑO No 1:

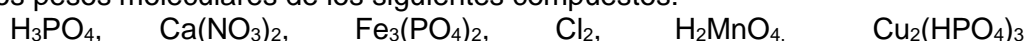
Las siguientes son las actividades que debe resolver y entregar en los tiempos establecidos por el docente.

1. A partir de la siguiente ecuación no estequiometria, determine:



- ¿Cuántas moles de sulfato de aluminio se producen por la reacción de 5 moles de hidróxido de aluminio?
- ¿Cuántas moles de agua se forman por la reacción completa de 3,5 moles de ácido sulfúrico?
- ¿Cuántas moles de hidróxido de aluminio son necesarias para reaccionar completamente con 4,5 moles del ácido?

2. Determine los pesos moleculares de los siguientes compuestos:



3. A partir de la siguiente ecuación no estequiométrica, determine:



- ¿Cuántos gramos de PCl₅ son necesarios para la producción de 25 gramos de PF₅?
- ¿Cuántos gramos de AsF₃ son necesarios para la reacción completa de 320 gramos de PCl₅?
- ¿Cuántos gramos de AsCl₃ se producen por la reacción de 120 gramos de PCl₅ con un exceso de AsF₃?

4. La reacción de neutralización presentada entre el hidróxido de calcio y el ácido fosfórico para dar la producción de fosfato de calcio y agua se representa por medio de la siguiente ecuación no estequiometría:



De acuerdo a la anterior reacción resuelva:

- ¿Cuántas moles de fosfato de calcio se obtienen por la reacción de 7.5 moles de Ca(OH)_2 ?
- ¿Cuántas moles ácido fosfórico son necesarios para la producción de 325g de fosfato de calcio?
- ¿Cuántos gramos de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, se producen por la reacción completa de 120g de hidróxido de calcio, con exceso del ácido?
- ¿Cuántos gramos de ácido fosfórico son necesarios para la reacción completa de 150 g de hidróxido de calcio?

5. El cianuro de hidrógeno o ácido cianhídrico, HCN, un gas altamente tóxico, es un producto químico importante. Se emplea en la extracción del oro a partir de sus minerales y en la fabricación de diversos artículos de plástico y fibras sintéticas, el HCN se fabrica así:



- ¿Cuántos gramos de ácido cianhídrico se pueden producir por la reacción total de 245g de NH_3 , con un exceso de metano, CH_4 ?
- ¿Cuántas moles de amoníaco, NH_3 , son necesarias para la obtención de 87g de HCN?
- ¿Cuántas moles de H_2 son producidos por la reacción de 5,2 moles de metano, CH_4 ?
- ¿Cuántos gramos de CH_4 son necesario para la reacción completa de 39g de NH_3 ?



DESEMPEÑO No 2:

2. Resuelve problemas explicando las características de los gases, su comportamiento, sus leyes y variables que los afectan.

MARCO TEÓRICO, CONCEPTUAL O PROCEDIMENTAL PARA EL DESEMPEÑO No 2:

Apreciado estudiante, a continuación, encontrará el marco teórico, conceptual o procedimental que deberá leer comprensivamente para que realice un análisis de este, lo que le permitirá desarrollar cada una de las actividades propuestas.

TEORÍA CINÉTICO - MOLECULAR DE LOS GASES

En 1738 Daniel Bernouilli dedujo la Ley de Boyle aplicando a las moléculas las leyes del movimiento de Newton, pero su trabajo fue ignorado durante más de un siglo.

Los experimentos de Joule demostrando que el calor es una forma de energía hicieron renacer las ideas sostenidas por Bernouilli y en el período entre 1848 y 1898, Joule, Clausius, Maxwell y Boltzmann desarrollaron la teoría cinético-molecular, también llamada teoría cinética de los gases, que se basa en la idea de que todos los gases se comportan de la misma manera en lo referente al movimiento molecular.

En 1905 Einstein aplicó la teoría cinética al movimiento browniano de una partícula pequeña inmersa en un fluido y sus ecuaciones fueron confirmadas por los experimentos de Perrín en 1908, convenciendo de esta forma a los energéticos de la realidad de los átomos.

Postulados de la teoría cinética molecular

Según el comportamiento de los gases se plantea que:

Los gases están formados por partículas (átomos o moléculas)

- ☉ Las partículas de estos gases, en condiciones ambientales, se encuentran entre ellas a grandes distancias, no existiendo fuerzas de atracción ni repulsión con otras moléculas.
- ☉ Las partículas están en constante movimiento, chocando entre ellas y contra las paredes del recipiente en que se encuentren. Los choques entre las moléculas son perfectamente elásticos, es decir, en cada choque se entrega la energía de una partícula a otra, y por ello pueden continuar en constante movimiento.

- ☺ Un aumento de la temperatura de un gas aumenta también la velocidad a la que se mueven las partículas.
- ☺ La presión que ejerce un gas se debe a los choques de las partículas sobre las paredes del recipiente en que se encuentra.

Recuperado de: <https://www.portaleducativo.net/octavo-basico/795/Teoria-cinetica-molecular-de-los-gases>

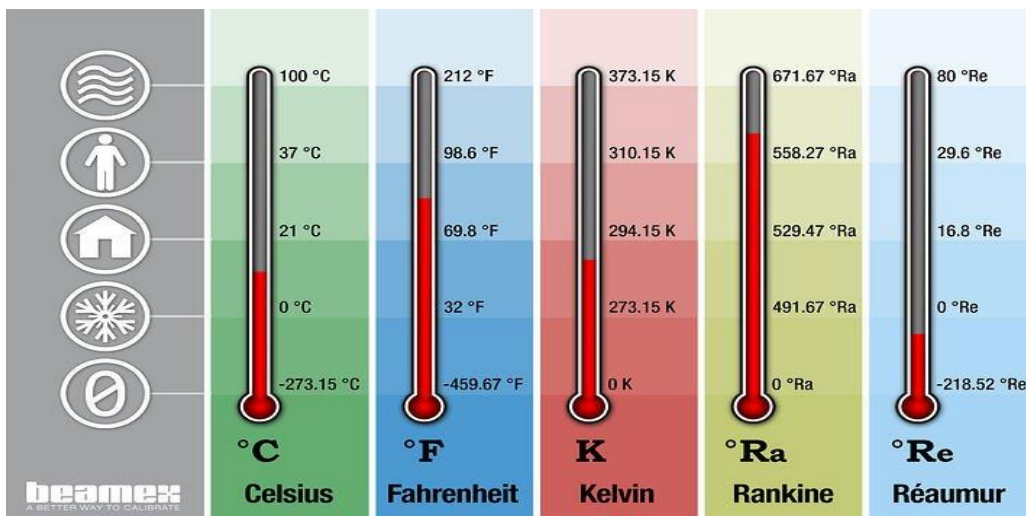
Factores de Conversion

Fórmulas de conversión

Fórmulas de conversión a la escala Kelvin

Conversión de	a	Fórmula
kelvin	grados Celsius	$^{\circ}\text{C} = \text{K} - 273.15$
grados Celsius	kelvin	$\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273.15$
kelvin	grados Fahrenheit	$^{\circ}\text{F} = \text{K} \times 1.8 - 459.67$
Grados Fahrenheit	Grados Celsius	$^{\circ}\text{C} = (^{\circ}\text{F} - 32) / 1.8$
grados Fahrenheit	kelvin	$\text{K} = (^{\circ}\text{F} + 459.67) / 1.8$

Recuperado de: <https://es.slideshare.net/ernestoyanezrivera/escala-kelvin>



La temperatura es una magnitud física que indica la energía interna de un cuerpo, de un objeto o del medio ambiente en general, medida por un termómetro. Dicha energía interna se expresa en términos de calor y frío, siendo el primero asociado con una temperatura más alta, mientras que el frío se asocia con una temperatura más baja.

Fahrenheit a Celsius:

$$C = \frac{F - 32}{1.8}$$

Celsius a Fahrenheit:

$$F = C \times 1.8 + 32$$

Kelvin a Celsius:

$$K = C + 273.15$$

Celsius a Kelvin:

$$C = K - 273.15$$

Kelvin a Fahrenheit

$$F = \frac{9(K - 273.15)}{5} + 32$$

Fahrenheit a Kelvin

$$K = \frac{5(F - 32)}{9} + 273.15$$

Rankine a Fahrenheit

$$F = \text{Ra} - 459.67$$

Fahrenheit a Rankine

$$\text{Ra} = F + 459.67$$

Rankine a Celsius

$$C = \frac{5(\text{Ra} - 491.67)}{9}$$

Celsius a Rankine

$$\text{Ra} = \frac{9C}{5} + 491.67$$

Celsius a Réaumur

$$\text{Re} = \frac{4C}{5}$$

VARIABLES DE LOS GASES

TABLA DE CONVERSIÓN DE PRESIÓN

	1 atm	1 mm Hg	1 Torr	1 N/m^2	1 Pascal	1 bar
1 atm	1	760	760	1.013×10^5	1.013×10^5	1.013
1 mm Hg	1.32×10^{-3}	1	1	1.33×10^2	1.33×10^2	1.33×10^{-3}
1 Torr	1.32×10^{-3}	1	1	1.33×10^2	1.33×10^2	1.33×10^{-3}
1 N/m^2	9.87×10^{-6}	7.50×10^{-3}	7.50×10^{-3}	1	1	10^{-5}
1 Pascal	9.87×10^{-6}	7.50×10^{-3}	7.50×10^{-3}	1	1	10^{-5}
1 bar	9.87×10^{-1}	7.50×10^2	7.50×10^2	$10^5 N/m^2$	$10^5 N/m^2$	1

Recuperado de: <https://sites.google.com/site/mundodelafisica08/mecanica-de-fluidos/presion/unidades-de-medida>

LICUACIÓN DE LOS GASES

Con el nombre de licuación (o licuefacción) se conoce a uno de los cambios de estado que puede tener la materia, en particular el que de un estado gaseoso pasa a un estado líquido.

El proceso ocurre por efecto de la presión y de la temperatura, en la medida que para todos los gases existe un nivel de temperatura debajo del cual, aplicando una presión suficientemente grande, pueden transformarse en líquidos. En el mismo sentido, por grande que fuera la presión el gas no podrá ser licuado en cuanto su temperatura supere determinado nivel.

Descubrimiento y Aplicaciones

El proceso del cambio de estado de gas a líquido por medio de las altas presiones y bajas temperaturas fue descubierto por Michael Faraday en 1823, y el estudio posterior más importantes fueron los de Thomas Andrews, que en 1869 descubrió que cada gas tiene una temperatura crítica sobre la que es imposible la licuación, y por el contrario cuando se procede a la compresión sucede que la velocidad de las moléculas y las distancias entre ellas disminuyen hasta experimentar el cambio de estado.

Durante el siglo XX, la licuación de los gases jugó un rol indispensable en materia armamentística, sobre todo en la época de las Guerras Mundiales.

Otro de los usos más importantes que se le da al proceso de licuación es que a partir de él pueden analizarse las propiedades fundamentales de las moléculas de gas, para el almacenamiento de ellos. Por otra parte, muchos gases licuados son utilizados en distintas áreas de la medicina a efectos de mejorar la calidad de vida de las personas.

Gas Natural Licuado

De todas formas, el ejemplo más típico de la licuación es del gas natural licuado o comprimido, el gas natural que ha sido procesado para su transporte en forma líquida. Aquellos lugares en los que no es rentable construir un gasoducto ni generar electricidad, apelan al transporte de combustible por este medio: el gas aquí es transportado como líquido a la presión atmosférica y a una temperatura de -162°C , en enormes camiones que habitualmente pueden verse en las carreteras de la mayoría de los países.

Este tipo de gas no tiene color ni olor, no es tóxico y se lo considera altamente seguro, además de bajar los costos de la infraestructura y la producción de energía en muchos proyectos.

Licuación del Suelo

Una licuación que se produce en forma involuntaria es la que ocurre cuando algunos suelos son sometidos a la sacudida de un terremoto, y entonces liberan las sustancias que tienen en forma gaseosa, haciendo caer el sedimento y brotar el agua de su interior.

Es muy importante analizar el carácter del suelo en las zonas proclives a los terremotos, pues la pérdida de resistencia del suelo en estos casos hace que las estructuras allí montadas sean incapaces de mantenerse estables, siendo arrastradas sobre la masa de suelo líquido.

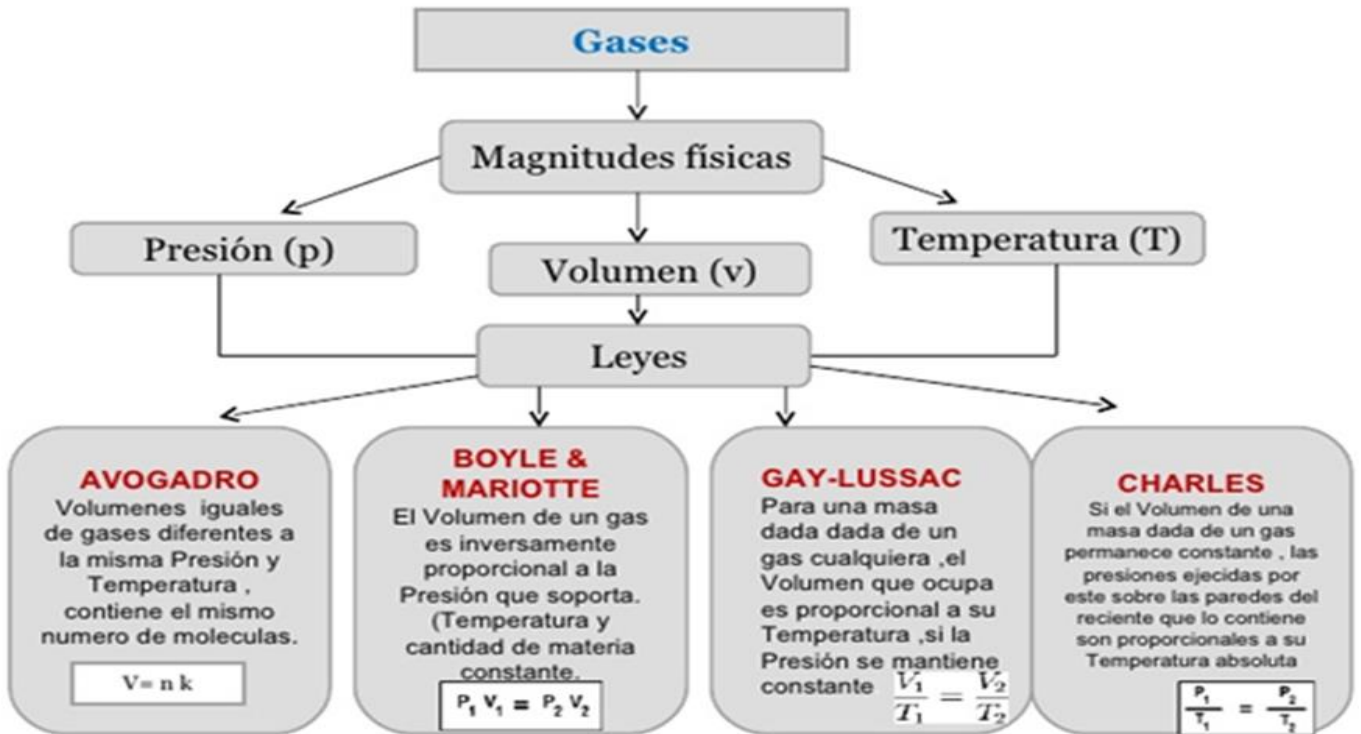
Ejemplos de Licuación

- La licuación del aire, para conseguir en estado de pureza los gases que lo forman, principalmente oxígeno y nitrógeno. Esto fue fundamental en la industria bélica.
- El gas natural comprimido.
- El cloro licuado, para purificación del agua.
- La licuación del helio, que sirve para ser utilizado en imanes superconductores, o en cuestiones ligadas a la resonancia magnética.
- Un tanque de nitrógeno.
- El nitrógeno líquido, utilizado en dermatología y en inseminación artificial.
- Los encendedores y las garrafas, que tienen en su interior gas líquido obtenido gracias a la licuación.
- El saneamiento de los desechos industriales utiliza distintos tipos de gases licuados.
- El oxígeno líquido, utilizado para pacientes que sufren problemas respiratorios.
- El gas LP, licuado de petróleo, utilizado en la refrigeración y en el aire acondicionado.

Recuperado de: <https://www.ejemplos.co/10-ejemplos-de-licuacion-o-licuefaccion/#ixzz6RNM7gX2>

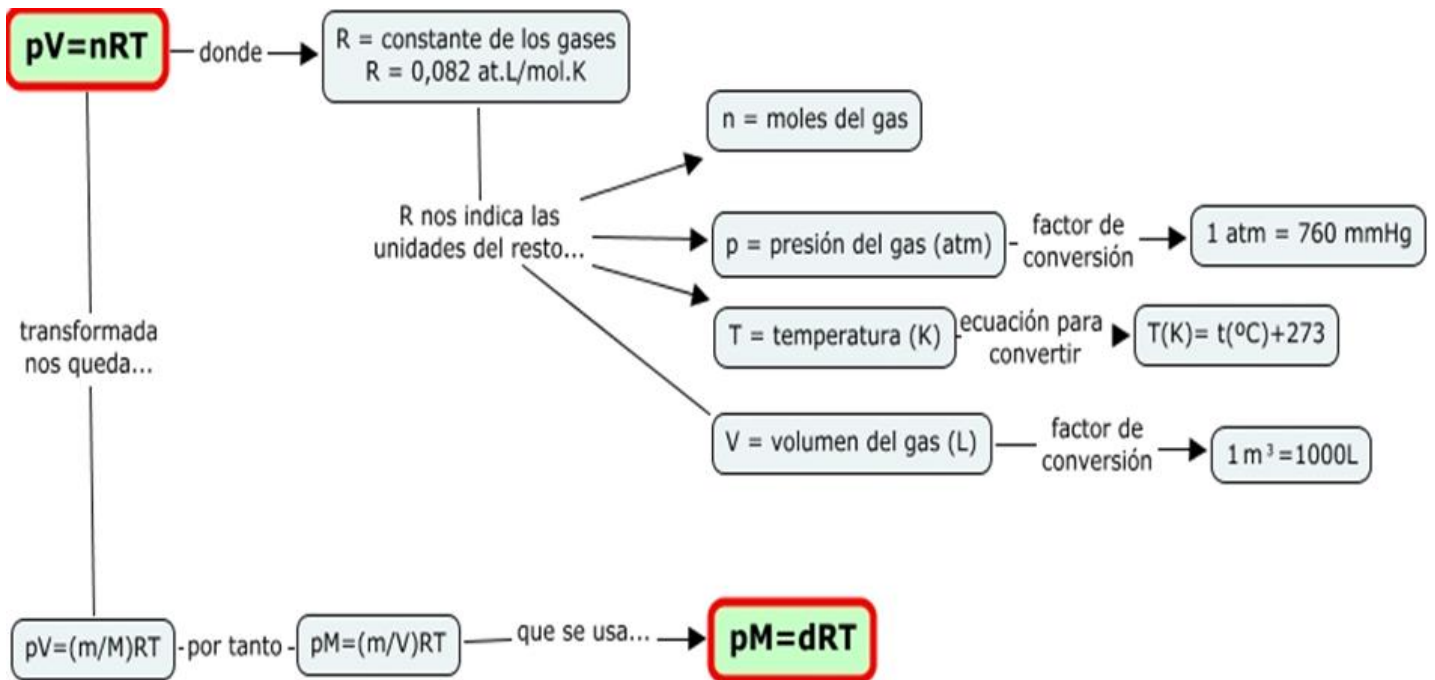
GASES REALES Y SUS LEYES

Mapa conceptual



Recuperado de: <https://es.slideshare.net/amerycka/leyes-de-los-gases-9144365>

ECUACIONES DE LOS GASES IDEALES



ACTIVIDADES QUE DESARROLLAR PARA EL DESEMPEÑO N° 2:

Las siguientes son las actividades que debe resolver y entregar en los tiempos establecidos por el docente.

Las siguientes son las actividades que debe resolver y entregar en los tiempos establecidos por el docente.

1. Realizar un dibujo que represente cada uno de los postulados que sustentan la teoría cinética – molecular de los gases.
2. Realizar los siguientes ejercicios escribiendo todo el proceso matemático necesario.

CONVERTIR	OPERACIÓN O PROCEDIMIENTO MATEMATICO
a. 15 °C EN °F	
b. 80 °F EN °C	

c. 27°C EN K	
d. 310 K en °C	
e. 37°C A °R	
f. 214 °R a °C	
g. 100°C A °F	
h. 68 °F A °C	
i. 100 °K A °F	
j. 32 °F a °K	
a. 15 °C EN °F	

Según las leyes anteriores responda:

- ¿Cuál será la presión de un gas a 85°C, sabiendo que a 25°C es de 625 mm Hg?
 - El volumen inicial de nitrógeno gaseoso es de 500 cm³ a la temperatura de 25°C. Calcula el volumen a 80°C si la presión permanece constante.
 - Una muestra de gas de neón ejerce una presión de 670torr a 26 C. ¿A qué temperatura en C ejercerá una presión de 940torr en un volumen de 440ml?
 - Una cantidad de gas ocupa un volumen de 250 cm³ a una presión de 890 mm Hg. ¿Qué volumen ocupará a una presión de 1,2 atm, si la temperatura no cambia?
 - Gas propano se encuentra a la presión de 730 mm Hg cuando la temperatura es de 25°C. Calcula la presión que alcanzará si la temperatura sube hasta los 250°C.
 - Un gas ocupa un volumen de 3 L en condiciones normales (1 atm, 273 K). ¿Qué volumen ocupará esa misma masa de gas a 2 atm y 70°C?
 - Una muestra de un gas ocupa 8 litros a 25°C y 760 mm de Hg. Calcular el volumen a:
 - 25°C y 1520 mm de Hg
 - 25°C y 380 mm de Hg
- En un recipiente de acero de 20 L de capacidad introducimos un gas que, a la temperatura de 18 °C ejerce una presión de 1,3 atm. ¿Qué presión ejercería a 60 °C?
 - Disponemos de una muestra de un gas que cuando a la temperatura de 200 °C se ejerce sobre él una presión de 2,8 atm, el volumen es 15,9 L. ¿Qué volumen ocupará si, a la misma temperatura, la presión bajase hasta 1 atm?
 - El volumen del aire en los pulmones de una persona es de 615 mL aproximadamente, a una presión de 760 mm Hg. La inhalación ocurre cuando la presión de los pulmones desciende a 752 mm Hg ¿A qué volumen se expanden los pulmones?
 - Es peligroso que los envases de aerosoles se expongan al calor. Si una lata de fijador para el cabello a una presión de 4 atmósferas y a una temperatura ambiente de 27 °C se arroja al fuego y el envase alcanza los 402 °C ¿Cuál será su nueva presión? La lata puede explotar si la presión interna ejerce 6080 mm Hg ¿Qué probabilidad hay de que explote?
 - Un alpinista inhala 500 mL de aire a una temperatura de -10 °C ¿Qué volumen ocupará el aire en sus pulmones si su temperatura corporal es de 37°C?
 - Se libera una burbuja de 25 mL del tanque de oxígeno de un buzo que se encuentra a una presión de 4 atmósferas y a una temperatura de 11°C. ¿Cuál es el volumen de la burbuja cuando ésta alcanza la superficie del océano, dónde la presión es de 1 atm y la temperatura es de 18 °C?
 - Un globo aerostático de 750 mL se infla con helio a 8 °C y a una presión de 380 atmósferas ¿Cuál es el nuevo volumen del globo en la atmósfera a presión de 0,20 atm y temperatura de - 45 °C?
 - En un experimento un gas ideal con 25 m³ de volumen y presión de 1,5 atm, fue sometido a una presión de 4 atm, manteniéndose a una temperatura constante. ¿Qué volumen ocupará?

9. Los neumáticos de un coche deben estar, a 20 °C, a una presión de 1,8 atm. Con el movimiento, se calientan hasta 50 °C, pasando su volumen de 50 a 50,5 litros. ¿Cuál será la presión del neumático tras la marcha?
10. Un globo de aire caliente tiene un volumen de 500 m³ a la presión atmosférica normal y una temperatura del aire de 40 °C. Cuando está en ascensión, la presión es de 0,8 atm y con el quemador de gas aumentamos la temperatura hasta los 70 °C. ¿Cuál será el nuevo volumen?
11. ¿Cuál es el volumen en litros que ocupa un gas ideal si 0,222 moles se encuentran a una temperatura de 159 °C y a una presión de 1148 mmHg?
12. ¿Cuál es el volumen en mL que ocupa un gas ideal si 0,553 moles se encuentran a una temperatura de 1226,49 K y a una presión de 4932 mmHg?
13. ¿Cuál es la temperatura en K de un gas ideal, si 0,405 moles ocupan un volumen de 7720 mL a la presión de 790 mmHg?
14. ¿Cuál es la temperatura en °C de un gas ideal, ¿si 0,746 moles ocupan un volumen de 9890 mL a la presión de 1,41 atm?
15. ¿Cuál es la temperatura en K de un gas ideal, si 0,322 moles ocupan un volumen de 4,71 litros a la presión de 1201 mmHg?
16. ¿Cuál es la presión en atm de un gas ideal, si 0,532 moles ocupan un volumen de 4390 mL a la temperatura de 183,93 K?
17. ¿Cuál es el volumen en mL que ocupa un gas ideal si 0,757 moles se encuentran a una temperatura de 531,51 K y a una presión de 4666 mmHg?
18. ¿Cuántos moles de un gas ideal hay en un volumen de 4220 mL si la temperatura es 279,35 K y la presión es 1,75 atm?
19. ¿Cuántos moles de un gas ideal hay en un volumen de 9,37 litros si la temperatura es -43 °C y la presión es 851 mmHg?
20. Las moléculas de ozono presentes en la estratósfera absorben buena parte de la radiación solar dañina. La temperatura y presión típicas del ozono en la estratósfera son 250 K y 1,0 x 10⁻³ atm, respectivamente. ¿Cuántas moléculas de ozono están presentes en 1,0 litro de aire en estas condiciones?

DESEMPEÑO No 3:

Reconoce la importancia de la química orgánica a través de la historia y, aplica los conceptos de hibridación en la formación de moléculas orgánicas identificando los tipos de hidrocarburos.



MARCO TEÓRICO, CONCEPTUAL O PROCEDIMENTAL PARA EL DESEMPEÑO No 3:

Apreciado estudiante, a continuación, encontrará el marco teórico, conceptual o procedimental que deberá leer comprensivamente para que realice un análisis de este, lo que le permitirá desarrollar cada una de las actividades propuestas.

QUÍMICA ORGÁNICA O DEL CARBONO

1. La crisis del vitalismo

Desde el descubrimiento del fuego, el hombre estuvo inevitablemente sujeto a dividir las sustancias en dos clases, según ardiesen o no. Los principales combustibles de la antigüedad fueron la madera y las grasas o aceites. La madera era un producto del mundo vegetal, mientras que la grasa y el aceite eran productos del reino animal o del vegetal. En su mayor parte, los materiales del mundo mineral, tales como el agua, la arena y las rocas, no ardían. Tienden, más bien, a apagar el fuego.

La idea inmediata era que las dos clases de sustancias -combustibles y no combustibles- podían considerarse convenientemente como las que provenían solamente de cosas vivientes y las que no provenían de éstas. (Por supuesto, hay excepciones a esta regla. El carbón y el azufre, que parecen productos de la parte no viviente de la tierra, son combustibles.)

El creciente conocimiento del siglo XVII mostró a los químicos que el mero hecho de la combustibilidad no era todo lo que separaba a los productos de la vida de los de la no-vida. Las sustancias características del medio no-vivo pueden soportar tratamientos enérgicos, mientras que las sustancias provenientes de la materia viva - o que estuvo viva-no pueden. El agua podía hervirse y recondensarse de nuevo; el hierro o la sal podían fundirse y re-solidificarse sin cambiar. El aceite de oliva o el azúcar, sin embargo, sí se calentaban (incluso bajo

condiciones que evitasen la combustión), procedían a humear y carbonizarse. Lo que quedaba no era ni aceite de oliva ni azúcar, y a partir de estos residuos no podían formarse de nuevo las sustancias originales.

Las diferencias parecían fundamentales y, en 1807, Berzelius sugirió que las sustancias como el aceite de oliva o el azúcar, productos característicos de los organismos, se llamasen orgánicas. Las sustancias como el agua o la sal, características del medio no-viviente, eran inorgánicas.

Un punto que una «fuerza vital»), operando solamente sobre los tejidos vivos, para convertir los materiales inorgánicos en orgánicos. Los químicos, trabajando con sustancias y técnicas ordinarias y sin ser capaces de manejar una fuerza vital en su tubo de ensayo, no podrían alcanzar esta conversión.

Por esta razón, se argumentaba, las sustancias inorgánicas pueden encontrarse en todas partes, tanto en el dominio de la vida como en el de la no-vida, al igual que el agua puede encontrarse tanto en el océano como en la sangre. Las sustancias orgánicas, que precisan de la fuerza vital, solamente pueden encontrarse en conexión con la vida.

Esta opinión fue subvertida por vez primera en 1828 por el trabajo de Friedrich Wöhler (1800-82), un químico alemán que había sido discípulo de Berzelius. Wöhler, interesado particularmente por los cianuros y compuestos relacionados con ellos, calentó en cierta ocasión un compuesto llamado cianato amónico

(considerado en aquella época como una sustancia inorgánica, sin ningún tipo de conexión con la materia viva).

En el curso del calentamiento, Wöhler descubrió que se estaban formando cristales parecidos a los de la urea, un producto de desecho eliminado en cantidades considerables en la orina de muchos animales, incluido el hombre. Estudios más precisos mostraron que los cristales eran indudablemente urea, un compuesto claramente orgánico, sin duda.

Wöhler repitió el experimento un cierto número de veces y halló que podía convertir una sustancia inorgánica (cianato amónico) en una sustancia orgánica (urea) a voluntad. Comunicó este descubrimiento a Berzelius, y aquel hombre terco

(Que raramente condescendía a abandonar sus posiciones) se vio obligado a aceptar que la línea que había trazado entre lo inorgánico y lo orgánico no era tan nítida como había pensado.

La importancia del trabajo de Wöhler no debe ser sobrestimada. En sí mismo no era muy significativo. Había fundamentos para argüir que el cianato amónico no era verdaderamente inorgánico y, aunque lo fuera, la transformación de cianato amónico en urea (como finalmente se puso en claro) era simplemente el resultado de una alteración de la posición de los átomos dentro de la molécula. La molécula de urea no estaba, en ningún sentido real, construida a partir de sustancias completamente distintas.

Pero tampoco puede despreciarse el hallazgo de Wöhler. Si bien era, realmente, un hecho menor en sí mismo, sirvió no obstante para romper la influencia del vitalismo sobre el pensamiento de aquella época[1], y para animar a los químicos a intentar la síntesis de sustancias orgánicas, cuando de otro modo hubieran dirigido sus esfuerzos en otras direcciones.

En 1845, por ejemplo, Adolph Wilhelm Hermann Kolbe (1818-84), un alumno de Wöhler, sintetizó ácido acético, una sustancia indudablemente orgánica. Más adelante lo sintetizó por un método que mostró que puede trazarse una línea definida de transformación química desde los elementos constituyentes, carbono, hidrógeno y oxígeno, hasta el producto final, ácido acético. Esta síntesis a partir de los elementos o síntesis total es lo máximo que puede pedírsele a la química. Si la síntesis de la urea por Wöhler no dejó resuelta la cuestión de la fuerza vital, la síntesis de Kolbe sí.

Quien llevó las cosas aún más lejos fue el químico francés Pierre Eugène Marcellin Berthelot (1827-1907). Durante la década de 1850 efectuó sistemáticamente la síntesis de compuestos orgánicos, confeccionando unas tablas. Incluían estas sustancias tan conocidas e importantes como el alcohol metílico, alcohol etílico, metano, benceno y acetileno. Con Berthelot, cruzar la línea entre lo inorgánico y lo orgánico dejó de ser una aventurada incursión en lo «prohibido» para convertirse en algo puramente rutinario.

2. Los ladrillos con los que se construye la vida.

Pero los compuestos orgánicos formados por Wöhler, Kolbe y Berthelot eran todos relativamente simples. Lo más característico de la vida eran las sustancias mucho más complejas, como el almidón, grasas y proteínas. Éstos eran menos fáciles de manejar; su exacta composición elemental no era tan fácil de determinar y en general presentaban el incipiente reino de la química orgánica como un problema realmente formidable.

Todo lo que podía decirse al principio de estas complejas sustancias era que podían escindirse en unidades o «ladrillos» relativamente simples, calentándolas con ácidos o bases diluidas. El pionero en este campo fue un químico ruso, Gottlieb Sigismund Kirchhoff (1764-1833). En 1812 logró convertir almidón (calentándolo con ácido) en un azúcar simple que llamó finalmente glucosa.

En 1820, el químico francés Henri Braconnot trató de la misma manera la gelatina y obtuvo el compuesto glicina. Se trata de un ácido orgánico que contiene nitrógeno y pertenece a un grupo de sustancias que Berzelius llamó aminoácidos. La misma glicina no fue sino el precursor de unos veinte aminoácidos diferentes, todos los cuales fueron aislados de proteínas durante el siglo siguiente.

Tanto el almidón como las proteínas poseían moléculas gigantes que estaban hechas (como finalmente se supo) de largas cadenas de unidades de glucosa o de aminoácidos, respectivamente. Los químicos del siglo xix pudieron hacer poco en el sentido de construir en el laboratorio tan largas cadenas. El caso fue distinto con las grasas.

El químico francés Michel Eugène Chevreul (1786-1889) pasó la primera parte de una vida profesional increíblemente larga investigando las grasas. En 1809 trató jabón (fabricado por calentamiento de grasa con álcali) con ácido, y aisló lo que ahora se llaman ácidos grasos. Más tarde mostró que cuando las grasas se transforman en jabón, el glicerol se separa de la grasa.

El glicerol posee una molécula relativamente simple sobre la que hay tres puntos lógicos de anclaje para grupos de átomos adicionales. Hacia la década de 1840, por tanto, pareció bastante lógico suponer que mientras el almidón y las proteínas estaban formadas por un gran número de unidades muy sencillas, no ocurría lo mismo

con las grasas. Podían construirse grasas con sólo cuatro unidades, una molécula de glicerol, más tres de ácidos grasos.

Aquí intervino Berthelot. En 1854 calentó glicerol con ácido esteárico, uno de los ácidos grasos más comunes obtenidos de las grasas, y se encontró con una molécula formada por una unidad de glicerol unida a tres unidades de ácido esteárico. Era la triestearina, que demostró ser idéntica a la triestearina obtenida a partir de grasas naturales. Este fue el producto natural más complicado sintetizado en aquella época.

Berthelot procedió a dar un paso aún más espectacular. En lugar de ácido esteárico tomó ácidos que eran semejantes, pero que no se habían obtenido a partir de grasas naturales. Calentó estos ácidos con glicerol y obtuvo sustancias muy parecidas a las grasas ordinarias pero distintas a todas las grasas conocidas en la naturaleza.

Podía ir más allá y preparar compuestos análogos a los orgánicos en todas sus propiedades, pero que no eran ninguno de los productos orgánicos producido en los tejidos vivos. Durante la segunda mitad del siglo XIX estos aspectos de la química orgánica fueron llevados a alturas verdaderamente asombrosas. (No es de extrañar que hacia mediados del siglo XX la división de los compuestos en orgánicos e inorgánicos sobre la base de la actividad de los tejidos vivos se quedase anticuada. Existían compuestos orgánicos que nunca habían sido sintetizados por un organismo. No obstante, la división era todavía útil, puesto que quedaban importantes diferencias entre las dos clases, tan importantes que las técnicas de la química orgánica eran totalmente diferentes de las de la química inorgánica.

Empezó a verse cada vez más claro que la diferencia residía en la estructura química, puesto que parecían estar implicados dos tipos de moléculas totalmente distintos. La mayoría de las sustancias inorgánicas que manejaban los químicos del siglo XIX poseían pequeñas moléculas formadas por dos a ocho átomos. Había muy pocas moléculas inorgánicas que alcanzasen una docena de átomos.

Hasta las más sencillas de las sustancias orgánicas tenían moléculas formadas por una docena de átomos o más; la mayoría por varias docenas. En cuanto a las sustancias como el almidón y las proteínas, poseían literalmente moléculas gigantes que pueden contar sus átomos por cientos y aun cientos de miles. No es de extrañar, pues, que las complejas moléculas orgánicas pudieran romperse fácilmente y de modo irreversible incluso por fuerzas ruptoras poco enérgicas, tales como el calentamiento suave, mientras que las moléculas inorgánicas sencillas se mantenían firmes incluso bajo condiciones muy duras.

También resultó cada vez más necesario señalar que todas las sustancias orgánicas, sin excepción, contenían uno o más átomos de carbono en su molécula. Casi todas contenían también átomos de hidrógeno. Como el carbono y el hidrógeno eran inflamables, no resultaba sorprendente que los compuestos de los que forman una parte tan importante fueran también inflamables.

Fue el químico alemán Friedrich August Kekulé von Stradonitz (1829-86), generalmente conocido como Kekulé, quien dio el paso lógico. En un libro de texto publicado en 1861 definió la química orgánica simplemente como la química de los compuestos de carbono. La química inorgánica era entonces la química de los compuestos que no contenían carbono, definición que ha sido generalmente aceptada. Sigue siendo cierto, no obstante, que algunos compuestos de carbono, entre ellos el dióxido de carbono y el carbonato cálcico, se parecen más a los compuestos típicos inorgánicos que a los orgánicos. Tales compuestos de carbono se tratan generalmente en los libros de química inorgánica.

Esta síntesis mostró que el químico podía hacer algo más que reproducir los productos de los tejidos vivos. (ASIMOV)

LA QUÍMICA ORGÁNICA O DEL CARBONO:

La química orgánica se encarga del estudio de las sustancias que contienen carbono, ya sean de origen orgánico o de origen sintético. Los compuestos orgánicos están constituidos generalmente por unos pocos elementos, entre los cuales los principales son: Carbono, Hidrógeno, Oxígeno y Nitrógeno. En menor proporción se hallan el Cloro, Bromo, Yodo, Azufre, Fósforo y Flúor.

FUENTES DE LOS COMPUESTOS ORGÁNICOS O DEL CARBONO:

Gran parte de los compuestos orgánicos que hallan en la naturaleza son producto de la fotosíntesis de los vegetales. Las principales fuentes son:

1. *Carbón*: Es la principal materia prima tradicional y la segunda fuente de estas sustancias. El carbón mineral tiene origen vegetal; proviene de la acumulación de vegetales descompuestos en eras geológicas.
2. *Petróleo*: Es la principal fuente de compuestos orgánicos. Al destilarlo se obtienen compuestos como gasolina, aceites, lubricantes y otros compuestos utilizados como materia prima en la síntesis de colorantes, polímeros, medicamentos, etc.
3. *Organismos animales y vegetales*: A partir de estos se obtienen mediante diferentes procesos vitaminas, hormonas y alcaloides.
4. *Residuos vegetales o animales*: Por extracciones y transformaciones sencillas se obtienen muchos compuestos orgánicos. Mediante la fermentación de la Melaza y mostos se obtienen alcoholes, ácidos, entre otros. Por destilación de la madera se obtiene ácido acético, acetona y alcohol metílico.

carbono se unen formando un anillo o ciclo.

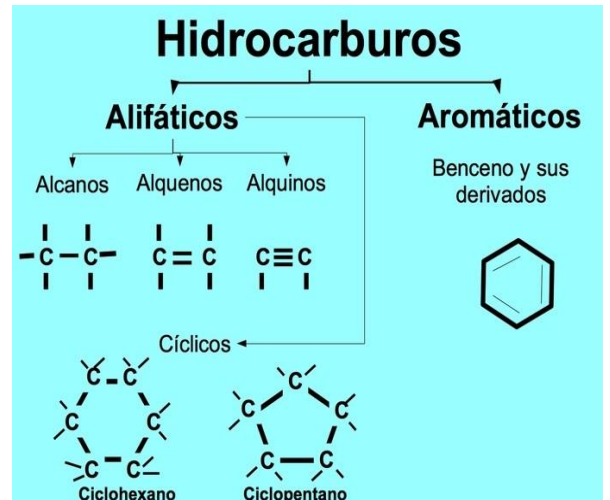
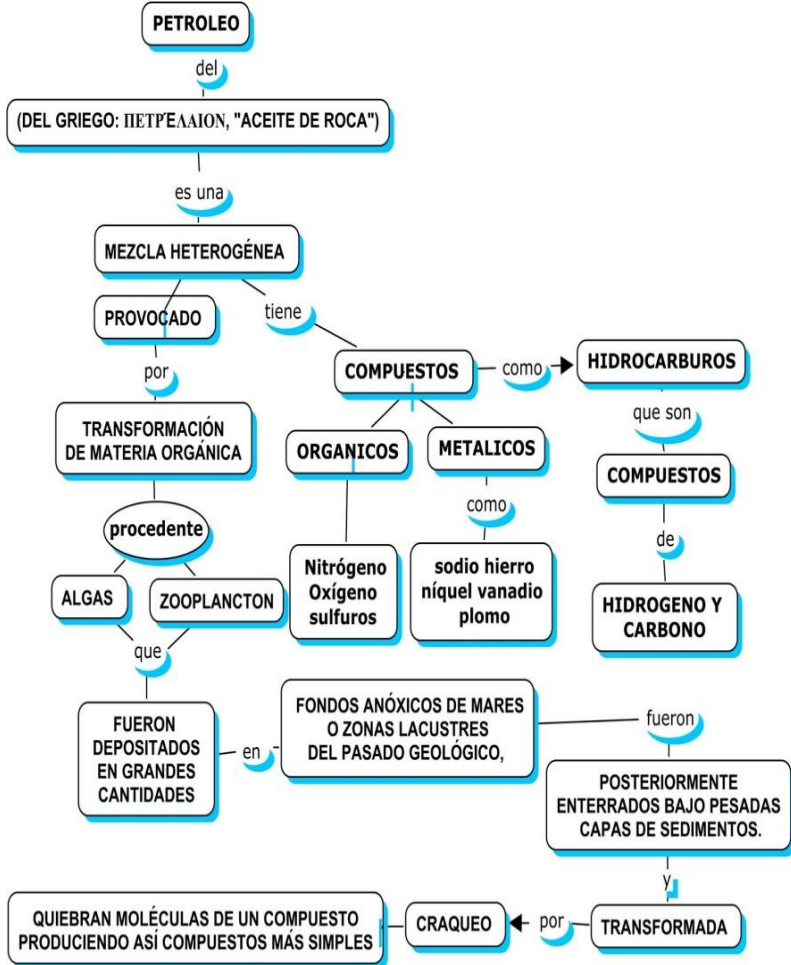
CLASIFICACIÓN DE LOS COMPUESTOS ORGÁNICOS:

Los compuestos orgánicos se pueden clasificar en dos grandes grupos: acíclicos y cíclicos.

· **COMPUESTOS ACÍCLICOS O ALIFÁTICOS:** Los átomos de carbono se encuentran formando cadenas abiertas, y pueden ser normales (sin ramificar) y ramificadas, y además pueden ser saturadas y no saturadas.

· **COMPUESTOS CÍCLICOS:** Los átomos de carbono se hallan formando una cadena cerrada o anillo. Estos se dividen en carbocíclicos y heterocíclicos. Los compuestos carbocíclicos se subdividen en alicíclicos que tienen las mismas propiedades de los compuestos alifáticos y en aromáticos que tienen las mismas propiedades del benceno. Los compuestos heterocíclicos, en los cuales los anillos contienen uno o más átomos distintos al carbono. (heteroátomos).

HIDROCARBUROS:



ALCANOS

Los alcanos son hidrocarburos (formados por carbono e hidrógeno) que solo contienen enlaces simples carbono-carbono. Se clasifican en lineales, ramificados, cíclicos y policíclicos.

Nomenclatura de alcanos

Los alcanos se nombran terminando en -ano el prefijo que indica el número de carbonos de la molécula (metano, etano, propano...)

Alcano	Número de carbonos	Estructura	Fórmula
metano	1	H—CH ₂ —H	CH ₄
etano	2	H—(CH ₂) ₂ —H	C ₂ H ₆
propano	3	H—(CH ₂) ₃ —H	C ₃ H ₈
butano	4	H—(CH ₂) ₄ —H	C ₄ H ₁₀
pentano	5	H—(CH ₂) ₅ —H	C ₅ H ₁₂
hexano	6	H—(CH ₂) ₆ —H	C ₆ H ₁₄
heptano	7	H—(CH ₂) ₇ —H	C ₇ H ₁₆
octano	8	H—(CH ₂) ₈ —H	C ₈ H ₁₈
nonano	9	H—(CH ₂) ₉ —H	C ₉ H ₂₀
decano	10	H—(CH ₂) ₁₀ —H	C ₁₀ H ₂₂
undecano	11	H—(CH ₂) ₁₁ —H	C ₁₁ H ₂₄
dodecano	12	H—(CH ₂) ₁₂ —H	C ₁₂ H ₂₆
tridecano	13	H—(CH ₂) ₁₃ —H	C ₁₃ H ₂₈
tetradecano	14	H—(CH ₂) ₁₄ —H	C ₁₄ H ₃₀
pentadecano	15	H—(CH ₂) ₁₅ —H	C ₁₅ H ₃₂
hexadecano	16	H—(CH ₂) ₁₆ —H	C ₁₆ H ₃₄
heptadecano	17	H—(CH ₂) ₁₇ —H	C ₁₇ H ₃₆
octadecano	18	H—(CH ₂) ₁₈ —H	C ₁₈ H ₃₈
nonadecano	19	H—(CH ₂) ₁₉ —H	C ₁₉ H ₄₀
eicosano	20	H—(CH ₂) ₂₀ —H	C ₂₀ H ₄₂
triacontano	30	H—(CH ₂) ₃₀ —H	C ₃₀ H ₆₂

Propiedades físicas de los alcanos

Los puntos de fusión y ebullición de alcanos son bajos y aumentan a medida que crece el número de carbonos debido a interacciones entre moléculas por fuerzas de London. Los alcanos lineales tienen puntos de ebullición más elevados que sus isómeros ramificados.

Isómeros conformacionales. Los alcanos no son rígidos debido al giro alrededor del enlace C-C. Se llaman conformaciones a las múltiples formas creadas por estas rotaciones.

Nomenclatura de ciclo alcanos

Los cicloalcanos se nombran con el prefijo ciclo- seguido del nombre del alcano con igual número de carbonos. Además, presentan isomería cis/trans. Cuando los sustituyentes se encuentran por la misma cara de la molécula, se dice que están cis; cuando se encuentran por caras opuestas, se dice que están trans.

Propiedades físicas

Presentan mayores puntos de fusión y ebullición que los correspondientes alcanos de igual número de carbonos. La rigidez del anillo permite un mayor número de interacciones intermoleculares, que es necesario romper mediante la aportación de energía, para pasar las moléculas a fase gas.

ALQUENOS

La IUPAC nombra los alquenos cambiando la terminación -ano del alcano por -eno. Se elige como cadena principal la más larga que contenga el doble enlace y se numera para que tome el localizador más bajo. Los alquenos presentan isomería cis/trans. En alquenos tri y tetrasustituídos se utiliza la notación.

Estructura del doble enlace

Los alquenos son planos con carbonos de hibridación sp^2 . El doble enlace está formado por un enlace σ que se consigue por solapamiento de híbridos sp^2 y un enlace π que se logra por solapamiento del par de orbitales p perpendiculares al plano de la molécula.

Estabilidad del doble enlace

Los dobles enlaces se estabilizan por hiper conjugación, de modo que un alqueno es tanto más estable cuantos más sustituyentes partan de los carbonos sp^2 .

ALQUINOS

Los alquinos se nombran sustituyendo la terminación -ano del alcano por -ino. El alquino más pequeño es el etino o acetileno. Se elige como cadena principal la más larga que contenga el triple enlace y se numera de modo que este tome el localizador más bajo posible.

Estructura y enlace en alquinos

El triple enlace está compuesto por dos enlaces π perpendiculares entre sí, formados por orbitales p no hibridados y un enlace sigma formado por híbridos sp .

Estabilidad del triple enlace

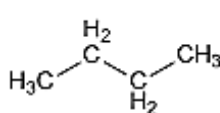
La hiperconjugación estabiliza también los alquinos, el alquino interno es más estable que el terminal.

ISÓMEROS

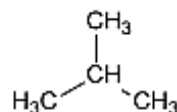
Se llaman isómeros a moléculas que tienen la misma fórmula molecular pero distinta estructura. Se clasifican en isómeros de cadena, posición y función.

Isómeros de cadena

Se distinguen por la diferente estructura de las cadenas carbonadas. Un ejemplo de este tipo de isómeros son el butano y el 2-metilpropano.



Butano

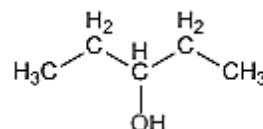
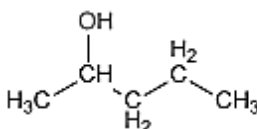


2-Metilpropano

 C_4H_{10}

Isómeros de posición

El grupo funcional ocupa una posición diferente en cada isómero. El 2-pentanol y el 3-pentanol son isómeros de posición.

 $C_5H_{12}O$

ACTIVIDADES QUE DESARROLLAR PARA EL DESEMPEÑO No 3:

Las siguientes son las actividades que debe resolver y entregar en los tiempos establecidos por el docente.

A. Leer, subrayar las ideas principales de la lectura BREVE HISTORIA DE LA QUÍMICA ORGÁNICA, ISAAC ASIMOV

B. Completa las siguientes tablas con las fórmulas correspondientes a los siguientes compuestos:

NONANO

FÓRMULA MOLECULAR	FÓRMULA EMPÍRICA	FÓRMULA ESTRUCTURAL	FÓRMULA SEMICONDENSADA	FÓRMULA LINEAL

3-HEPTENO

FÓRMULA MOLECULAR	FÓRMULA EMPÍRICA	FÓRMULA ESTRUCTURAL	FÓRMULA SEMICONDENSADA	FÓRMULA LINEAL

2 - PENTINO

FÓRMULA MOLECULAR	FÓRMULA EMPÍRICA	FÓRMULA ESTRUCTURAL	FÓRMULA SEMICONDENSADA	FÓRMULA LINEAL

PENTINO

FÓRMULA MOLECULAR	FÓRMULA EMPÍRICA	FÓRMULA ESTRUCTURAL	FÓRMULA SEMICONDENSADA	FÓRMULA LINEAL

3- HEPTINO

FÓRMULA MOLECULAR	FÓRMULA EMPÍRICA	FÓRMULA ESTRUCTURAL	FÓRMULA SEMICONDENSADA	FÓRMULA LINEAL

➤ Nomenclatura de hidrocarburos lineales

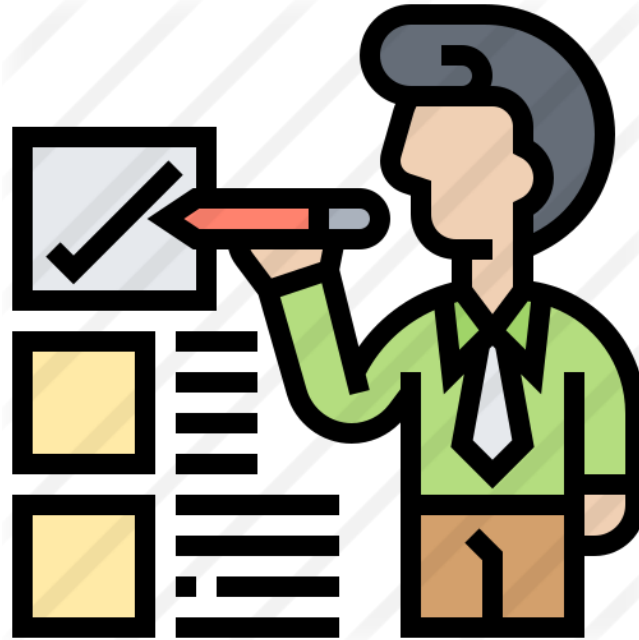
Con base a las normas de la nomenclatura IUPAC para hidrocarburos nombra los siguientes compuestos lineales:

	FÓRMULA	NOMBRE
A	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{C} \equiv \text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	
B	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	
C	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH}_2$	
D	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	
E	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	





Realiza la FORMULA estructural CONDESADA de los siguientes compuestos:

	NOMBRE	FÓRMULA
A	5 - octen - 4 - ino	
B	1, 4, 6 - nonatriino	
C	8 - decen - 1,5 - diino	
D	3 - butenoino	
E	2, 4 - hexadien	
F	1,3 - pentadieno	







¡EVALUA CÓMO VA TU APRENDIZAJE!



HETEROEVALUACIÓN: Pide a tu maestro la nota obtenida en cada una de las actividades realizadas, para que conozcas tus fortalezas y debilidades a tiempo, y puedas ponerte al día con cada uno de tus compromisos académicos. Recuerda que pueden ser trabajos escritos, exposiciones, trabajos de grupo, participación en clase, evaluaciones, sustentaciones, proyecto luna, entre otras.

 FECHA	ACTIVIDAD  	 NOTA
	1.	
	2.	
	3.	
	4.	
	5.	
	6.	
	7.	
	8.	
	9.	
	10.	
VALORACIÓN FINAL		

AUTOEVALUACIÓN: Realiza el siguiente ejercicio de manera consciente para que revises cómo te fue en tu proceso de aprendizaje e identifiques aquello que es necesario mejorar. Para ello marca con una X la casilla correspondiente y luego defina tu nota.

	 Escribe la nota que mereces.	 SUPERIOR 4.6 – 5.0	 ALTO 4.0 – 4.5	 BASICO 3.0 – 3.9	 BAJO 1.0 – 2.9
Asistí puntualmente a todas las clases.					
Presenté y desarrollé mi módulo completo.					
Realice trabajo escrito con calidad.					
Aporto a los trabajos de grupo.					
Participo en todas las clases.					
Preparé y sustenté mis evaluaciones.					
Asumí una actitud respetuosa con todos.					
Participo en Proyecto Luna.					

DESEMPEÑO No 4:



Comprender la resolución de ejercicios donde se aplican las propiedades de las soluciones y los métodos de expresar su concentración.

MARCO TEÓRICO, CONCEPTUAL O PROCEDIMENTAL PARA EL DESEMPEÑO No 4:

Apreciado estudiante, a continuación, encontrará el marco teórico, conceptual o procedimental que deberá leer comprensivamente para que realice un análisis de este, lo que le permitirá desarrollar cada una de las actividades propuestas.

MÉTODOS EMPLEADOS EN LA DETERMINACIÓN DE LA CONCENTRACIÓN DE LAS SOLUCIONES

Fracción molar (x)

Fracción molar (X): es la fracción de moles con que cada componente (soluteo y solvente) contribuye al número total de moles de que consta la solución; es decir, es la relación matemática entre los moles de cada componente y el número total de moles de la solución.

Si una solución está formada por los componentes A y B, al conocer el número de moles de A y B, para determinar la fracción molar de cada uno, se puede plantear así:

$$\text{Fracción molar de A ó } X_A = \frac{\text{mol A}}{\text{mol A} + \text{mol B}} \quad \text{Fracción molar de B ó } X_B = \frac{\text{mol B}}{\text{mol A} + \text{mol B}}$$

Una fracción molar es un "número fraccionario", por esto, la suma de las fracciones de los componentes = 1.

Ejemplo. Calcular la fracción molar de urea y de agua de una solución que se formó disolviendo 20 g de urea en 100 g de agua. (PM: urea = 60 g/mol, agua = 18 g/mol).

Resolución: se calcula el número de mol de cada componente y luego la fracción molar de c/u:

$$\begin{aligned} \text{mol de urea} &= \frac{20 \text{ g}}{60 \text{ g/mol}} = 0,333 \text{ mol} & \text{mol de agua} &= \frac{100 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 5,555 \text{ mol} \\ X_{\text{urea}} &= \frac{0,333 \text{ mol}}{0,333 \text{ mol} + 5,555 \text{ mol}} = 0,0565 & X_{\text{agua}} &= \frac{5,555 \text{ mol}}{0,333 \text{ mol} + 5,555 \text{ mol}} = 0,943 \end{aligned}$$

$$\text{Comprobación: } 0,0565 + 0,943 = 0,9995 \text{ (aprox. "1")}$$

Cada fracción molar es sólo un valor numérico, sin unidad, puesto que en el cálculo los "moles" se eliminaron.

Molalidad (m)

Indica el número de mol de soluto disueltos en 1 Kg de solvente (ó 1000 g).

$$m = \frac{\text{mol de soluto}}{1 \text{ Kg de solvente}} \quad \text{Entonces, la unidad de medida de molalidad es [mol/Kg].}$$

Ejemplo:

• una solución 1m de glucosa (léase "uno molal"), indica que contiene 180 g de glucosa (= 1 mol) disueltos en 1000 g de agua (= 1 Kg), dando una masa total de 1180 g de solución.

• Una solución 1,75 m de urea, léase "1,75 molal" (si la masa molar de la urea = 60 g/mol), contiene 1,75 mol de urea = 105 g de este compuesto, disueltos en 1000 g de agua dando 1105 g de solución total. La cantidad en g de urea se calculó de la siguiente proporción:

$$\frac{60 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = \frac{X}{1,75 \text{ mol}}$$

Problemas.

Calcule la molalidad de una solución que se preparó disolviendo 100 g de NaCl en 1500 g de agua. (masa molar NaCl = 58,5 g/mol).

Resolución:

Debe transformarse “los 100 g de NaCl a mol” por medio de la masa molar: Se determina el N° de mol que existe en 1000 g de solvente:

$$\frac{58,5 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = \frac{100 \text{ g}}{X} \quad X = 1,709 \text{ mol de NaCl.}$$

$$\frac{1,709 \text{ mol}}{1500 \text{ g de agua}} = \frac{X}{1000 \text{ g de agua}} \quad X = 1,139 \text{ m.}$$

Respuesta: existen 1,139 mol de NaCl (solute) en 1000 g de agua (solvente), por lo tanto, la concentración es 1,139 m (ó “1,139 molal”).

MOLARIDAD (M) (o concentración molar)

Indica el número de mol de soluto contenidos en 1 litro de solución (o 1000 mL ó cc de solución).

$$M = \frac{\text{Mol de soluto}}{1 \text{ litro de solución}} \quad \text{Entonces, la unidad de medida de molaridad es [mol/L].}$$

Molaridad (o M) es una unidad química de concentración de las soluciones, porque para muchos de los cálculos de aplicación, además de la cantidad en g del soluto debe conocerse la Masa Molar (o peso molecular), o la fórmula química del compuesto para calcular esta masa molar.

Ejemplo:

Una solución 1 M de glucosa (léase “uno molar”) es aquélla que contiene 1 mol de glucosa (solute) contenidos en 1 litro de solución.

La fórmula de la glucosa es C₆H₁₂O₆ y teniendo en cuenta las masas atómicas de los elementos que lo constituyen se obtiene una masa molar = 180 g/mol, esta masa indica que “en 180 g de glucosa existe 1 mol de este compuesto”.

Por lo tanto, “la solución 1 M de glucosa” contiene 180 g de este compuesto disueltos en agua suficiente para completar 1 litro ó 1000 mL de solución.

Una solución de glucosa 0,1 M: contiene 0,1 mol = 18 g de glucosa disueltos en agua suficiente para obtener 1 litro de solución.

$$\text{La cantidad de 18 g de glucosa se calculó así: } \frac{180 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = \frac{X}{0,1 \text{ mol}} \quad X = 18 \text{ g.}$$

En una solución 0,25 M de H₂SO₄: existe 0,25 mol de H₂SO₄ = 24,5 g de este compuesto, disueltos en agua suficiente para obtener 1 litro o 1000 mL de solución.

$$\text{g de H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g/mol} \cdot 0,25 \text{ mol} = 24,5 \text{ g.}$$

Problemas.

Calcular la molaridad de una solución que se preparó disolviendo 14 g de KOH en suficiente agua para obtener 250 mL de solución. (masa molar del KOH = 56 g/mol).

Resolución: de acuerdo a la definición de “molaridad” debemos calcular primero, el número de mol de soluto (KOH) que se han disuelto en el volumen dado, es decir, “se transforma g de soluto a mol de soluto” por medio de la masa molar, así:

$$\frac{56 \text{ g de KOH}}{1 \text{ mol}} = \frac{14 \text{ g de KOH}}{X} \quad X = 0,25 \text{ mol de KOH}$$

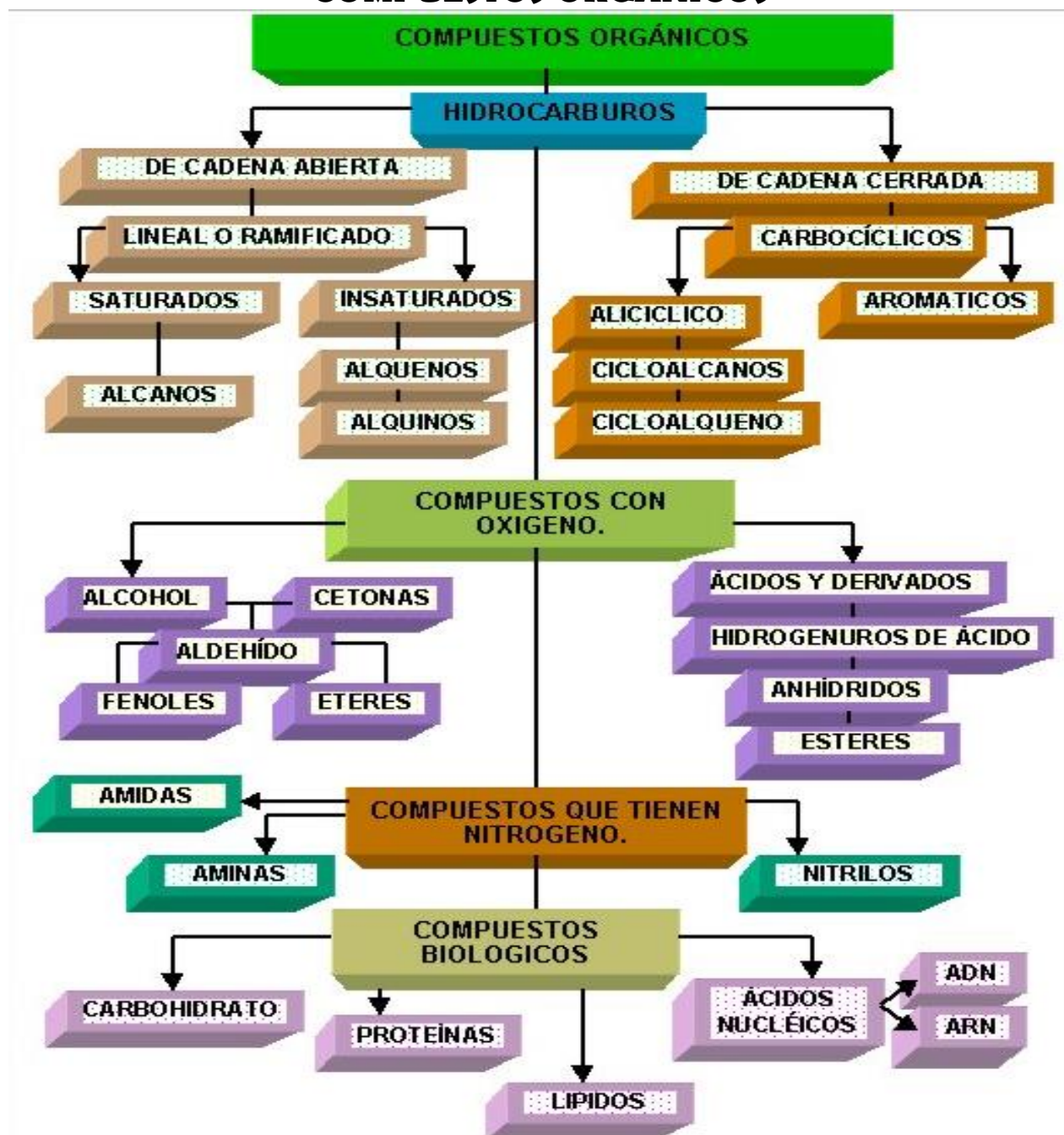
Ahora, de acuerdo con la definición de molaridad, el número de mol debe estar contenido en 1000 mL (o 1 L) de solución, que es el volumen estándar para esta unidad de concentración, lo que se determina con el siguiente planteamiento:

$$\frac{0,25 \text{ mol}}{250 \text{ mL de solución}} = \frac{X}{1000 \text{ mL de solución}} \quad X = 1 \text{ mol de KOH}$$

Respuesta: existe 1 mol de KOH (solute) disuelto en 1000 mL de solución, por lo tanto, la concentración de la solución es 1 molar ó 1 M.

Recuperado de: <https://www.liceopablonerudatemuco.cl/wp-content/uploads/2020/04/DIFERENCIADO-QU%C3%8DMICA-4TO-MEDIO-UNIDADES-QU%C3%8DMICAS-DE-CONCENTRACI%C3%93N-ABRIL-2020.pdf>

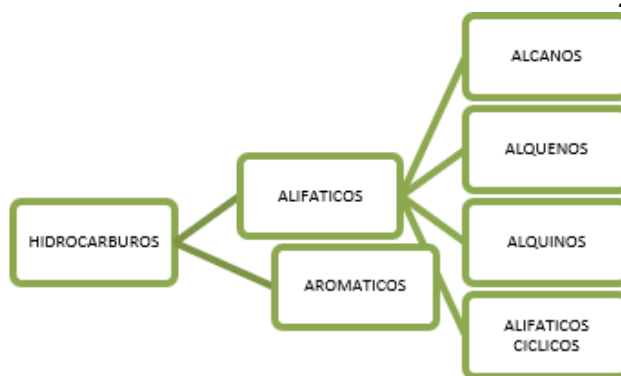
COMPUESTOS ORGÁNICOS

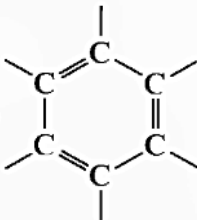
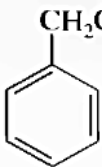


Grupos Funcionales			
R = cadena alifática con cualquier número de carbonos			
Nombre del Grupo Funcional	Estructura General	Estructura Ejemplo	Nombre Gráfico
Alcano	$\text{---}\overset{\text{C}}{\text{---}}$	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$	propano
Alqueno	>C=C<	$\text{CH}_2=\text{CH-CH}_3$	propeno
Alquino	$\text{---C}\equiv\text{C---}$	$\text{CH}_2\equiv\text{C-CH}_3$	propino
Alcohol	R-OH	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$	propanol
Éter	R-O-R	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$	diel éter
Aldehído	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$	$\text{CH}_3\text{-CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$	propanal
Cetona	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{R}$	$\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3$	Propanona o acetona (o metil cetona -dimetil cetona es redundante-)
Acido carboxílico	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$	$\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$	etanoico o ácido acético
Ester	$\text{R-O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{R}$	$\text{CH}_3\text{-O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3$	etanoato de metilo o acetato de metilo
Amina	R-NH_2 o R-NH-R	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-NH}_2$	propilamina
Amida	$\text{R}-\overset{\text{H}}{\underset{\text{N}}{\parallel}}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{R}$	$\text{CH}_3-\overset{\text{H}}{\underset{\text{N}}{\parallel}}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3$	metil etanamida o metil etil amida

HIDROCARBUROS

Ciertos compuestos orgánicos solo contienen dos elementos, hidrogeno y carbono, y se conocen como hidrocarburos. Partiendo de su estructura, se dividen en dos clases principales: alifáticos y aromáticos. Los primeros se subdividen en familias: alcanos, alquenos alquinos y sus análogos cíclicos (ciclo alcanos. etc.).



Tipo de compuesto	Grupo funcional	Ejemplo
alcanos	ninguno (ni doble ni triple enlace)	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$, propano
alquenos	>C=C< doble enlace	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$, propeno
alquinos	$-\text{C}\equiv\text{C}-$ triple enlace	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$, propino
aromáticos	anillo aromático 	 etilbenceno

ALCANOS

Los alcanos son hidrocarburos (formados por carbono e hidrógeno) que solo contienen enlaces simples carbono-carbono. Se clasifican en lineales, ramificados, cíclicos y policíclicos.

Alcano	Número de carbonos	Estructura	Fórmula
metano	1	$\text{H}-\text{CH}_2-\text{H}$	CH_4
etano	2	$\text{H}-(\text{CH}_2)_2-\text{H}$	C_2H_6
propano	3	$\text{H}-(\text{CH}_2)_3-\text{H}$	C_3H_8
butano	4	$\text{H}-(\text{CH}_2)_4-\text{H}$	C_4H_{10}
pentano	5	$\text{H}-(\text{CH}_2)_5-\text{H}$	C_5H_{12}
hexano	6	$\text{H}-(\text{CH}_2)_6-\text{H}$	C_6H_{14}
heptano	7	$\text{H}-(\text{CH}_2)_7-\text{H}$	C_7H_{16}
octano	8	$\text{H}-(\text{CH}_2)_8-\text{H}$	C_8H_{18}
nonano	9	$\text{H}-(\text{CH}_2)_9-\text{H}$	C_9H_{20}
decano	10	$\text{H}-(\text{CH}_2)_{10}-\text{H}$	$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$
undecano	11	$\text{H}-(\text{CH}_2)_{11}-\text{H}$	$\text{C}_{11}\text{H}_{24}$
dodecano	12	$\text{H}-(\text{CH}_2)_{12}-\text{H}$	$\text{C}_{12}\text{H}_{26}$
tridecano	13	$\text{H}-(\text{CH}_2)_{13}-\text{H}$	$\text{C}_{13}\text{H}_{28}$
tetradecano	14	$\text{H}-(\text{CH}_2)_{14}-\text{H}$	$\text{C}_{14}\text{H}_{30}$
pentadecano	15	$\text{H}-(\text{CH}_2)_{15}-\text{H}$	$\text{C}_{15}\text{H}_{32}$
hexadecano	16	$\text{H}-(\text{CH}_2)_{16}-\text{H}$	$\text{C}_{16}\text{H}_{34}$
heptadecano	17	$\text{H}-(\text{CH}_2)_{17}-\text{H}$	$\text{C}_{17}\text{H}_{36}$
octadecano	18	$\text{H}-(\text{CH}_2)_{18}-\text{H}$	$\text{C}_{18}\text{H}_{38}$
nonadecano	19	$\text{H}-(\text{CH}_2)_{19}-\text{H}$	$\text{C}_{19}\text{H}_{40}$
eicosano	20	$\text{H}-(\text{CH}_2)_{20}-\text{H}$	$\text{C}_{20}\text{H}_{42}$
triacontano	30	$\text{H}-(\text{CH}_2)_{30}-\text{H}$	$\text{C}_{30}\text{H}_{62}$

Propiedades físicas de los alcanos

Los puntos de fusión y ebullición de alcanos son bajos y aumentan a medida que crece el número de carbonos debido a interacciones entre moléculas por fuerzas de London. Los alcanos lineales tienen puntos de ebullición más elevados que sus isómeros ramificados.

Isómeros conformacionales. Los alcanos no son rígidos debido al giro alrededor del enlace C-C. Se llaman conformaciones a las múltiples formas creadas por estas rotaciones.

Nomenclatura de ciclo alcanos

Los ciclos alcanos se nombran con el prefijo ciclo- seguido del nombre del alcano con igual número de carbonos. Además, presentan isomería cis/trans. Cuando los sustituyentes se encuentran por la misma cara de la molécula, se dice que están cis; cuando se encuentran por caras opuestas, se dice que están trans.

Propiedades físicas

Presentan mayores puntos de fusión y ebullición que los correspondientes alcanos de igual número de carbonos. La rigidez del anillo permite un mayor número de interacciones intermoleculares, que es necesario romper mediante la aportación de energía, para pasar las moléculas a fase gas.

ALQUENOS

Los alquenos presentan isomería cis/trans. En alquenos tri y tetrasustituidos se utiliza la notación. Estructura del doble enlace. Los alquenos son planos con carbonos de hibridación sp^2 . El doble enlace está formado por un enlace σ que se consigue por solapamiento de híbridos sp^2 y un enlace π que se logra por solapamiento del par de orbitales p perpendiculares al plano de la molécula.

Estabilidad del doble enlace

Los dobles enlaces se estabilizan por hiper conjugación, de modo que un alqueno es tanto más estable cuantos más sustituyentes partan de los carbonos sp^2 .

ALQUINOS

Estructura y enlace en alquinos

El triple enlace está compuesto por dos enlaces π perpendiculares entre sí, formados por orbitales p no hibridados y un enlace sigma formado por híbridos sp .

Estabilidad del triple enlace: La hiperconjugación estabiliza también los alquinos, el alquino interno es más estable que el terminal.

GEOMETRIA MOLECULAR

La Geometría molecular o estructura molecular es la disposición tri-dimensional de los átomos que constituyen una molécula. Es importante porque determina muchas de las propiedades de las moléculas, como son la reactividad, polaridad, fase, color, magnetismo, actividad farmacológica, toxicológica, biológica, etc. La posición de cada átomo se determina por la naturaleza de los enlaces químicos con los que se conecta a sus átomos vecinos. La geometría molecular puede describirse por las posiciones de estos átomos en el espacio, mencionando la longitud de enlace de dos átomos unidos, ángulo de enlace de tres átomos conectados y ángulo de torsión de tres enlaces consecutivos.

ALDEHÍDOS Y LAS CETONAS

Son dos familias de compuestos orgánicos que están relacionadas. Constituyen lo que conjuntamente llamamos compuestos, carbonílicos por poseer el grupo funcional Carbonilo ($C = O$), esto es un átomo de carbono unido por medio de un doble enlace al oxígeno y a enlaces sencillos con átomos de hidrógeno o grupos alquilos o arilos.

En los aldehídos, el grupo Carbonilo ocurre en un extremo de la cadena, lo que conduce a la fórmula general:

En las Cetonas, el grupo funcional Carbonilo se presenta en uno de los Carbonos intermedios o secundarios, por lo cual su fórmula general es.

ACTIVIDADES QUE DESARROLLAR PARA EL DESEMPEÑO No 4:

Las siguientes son las actividades que debe resolver y entregar en los tiempos establecidos.

Realizar los siguientes problemas escribiendo el proceso matemático.

- Se disuelven 100 g de $CaCl_2$ en 500 cc de agua obteniéndose 580 cc de solución. (Densidad del agua = 1g/cc). Para esta solución, calcular la concentración:
A) molar B) molal C) fracción molar del soluto y solvente
- Calcular el número de mol de soluto que existe:
A) en 120 cc de solución de HNO_3 1,6 M. B) en 2,3 L de solución de KI 2 M.
- Calcular en qué volumen de solución 2,5 M de HCl existen 0,5 mol de soluto.
- Calcular los g de soluto que existen:
A) en 3 L de solución de H_3PO_4 2,5 M. B) en 250 mL de solución de KCl 0,75 M. C) en 500 g de solución de KOH 1,5 m (molal).
- Si a 220 cc de solución de HCl 1,5 M se agregan 80 cc de agua, ¿qué molaridad tendrá la solución resultante?
- Se dispone de 20 g de urea, $CO(NH_2)_2$, calcular en qué cantidad de agua deberá disolverse para tener una solución 0,25 molal.
- Se dispone de una solución de KOH al 10 % m/v. (Densidad = 1,05 g/cc). Calcular:
A) molar, B) molal, C) % m/m.
- Se mezclan 200 mL de solución de HCl 2 M con 300 mL de solución de HCl 0,5 M; si los volúmenes son aditivos, ¿cuál es la molaridad de la solución resultante?
- Se disuelven 20 cc de alcohol etanol (C_2H_5OH) en 100 cc de agua, suponiendo volúmenes aditivos, calcular: A) el % m/v B) el % m/m C) la molaridad D) la molalidad

Recuperado de: <https://www.liceopablonerudatemuco.cl/wp-content/uploads/2020/04/DIFERENCIADO-QU%C3%8DMICA-4TO-MEDIO-UNIDADES-QU%C3%8DMICAS-DE-CONCENTRACI%C3%93N-ABRIL-2020.pdf>

Escribe la fórmula estructural condensada de los siguientes Aldehídos:

4 - Hidroxibutanal

2 - Isopropil - 3 - butinal

2 - Cloro - 2 - propenal

3 - Cloro - 4 - metilpentanal

Formaldehído

3,5 - Dimetil - 2,4-hexadienal

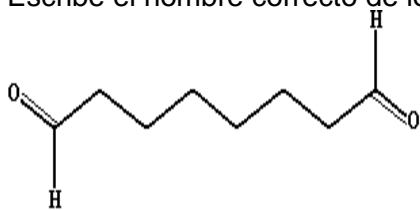
Escribe la fórmula geométrica de los siguientes Aldehídos:

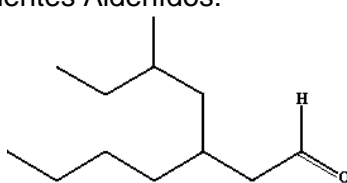
3 - Ciclopropil - 6 - heptanal

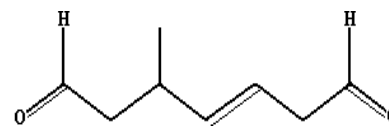
5 - Metil - 3 - etilpentanal

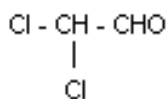
2 - Hidroxipropionaldehido

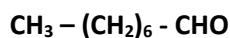
Escribe el nombre correcto de los siguientes Aldehídos:

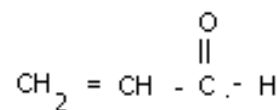


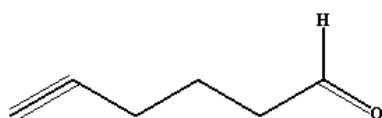


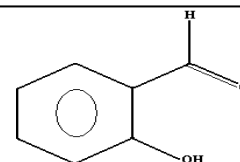


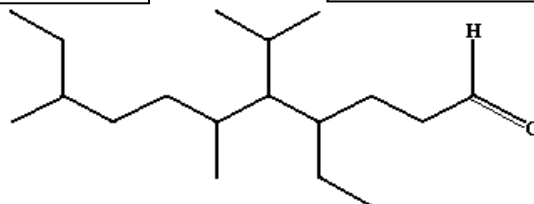












Escribe la Fórmula Estructural condensada de las siguientes cetonas:

5 - metil heptanona

2, 5, 6 - octanona

terbutil fenil cetona

2 - butanona

2, 4 - hexanodiona

3 - cloro - 2 - pentanona

Escribe la Fórmula Geométrica (FG) de las siguientes cetonas:

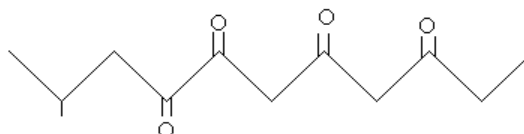
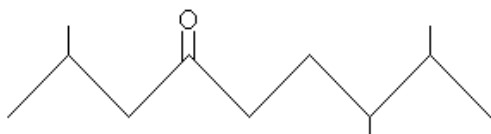
Butil cetona

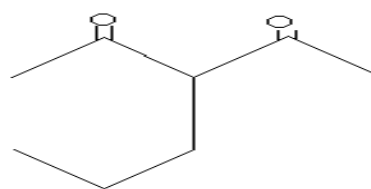
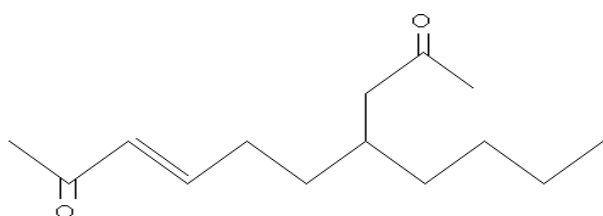
Benzofenona

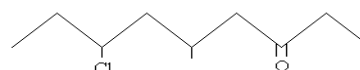
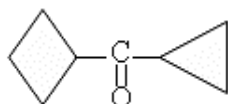
Acetona

Escribe el nombre correcto según la Nomenclatura IUPAC de las siguientes cetonas:









DESEMPEÑO No 5:

Identifica y nombra compuestos químicos orgánicos haciendo uso correcto de las reglas de nomenclatura estudiadas.




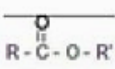
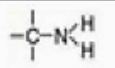
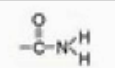
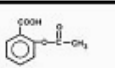
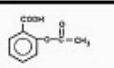


MARCO TEÓRICO, CONCEPTUAL O PROCEDIMENTAL:

Leer comprensivamente para que realice un análisis de este.

GRUPOS FUNCIONALES ORGANICOS

1 Haluros de alquilo:	$\text{R}-\text{X}$; $\text{Ar}-\text{X}$ (X = F, Cl, Br, I)
2 Alcoholes y fenoles:	$\text{R}-\text{OH}$; $\text{Ar}-\text{OH}$
3 Éteres:	$\text{R}-\text{O}-\text{R}$; $\text{R}-\text{O}-\text{R}'$; $\text{R}-\text{O}-\text{Ar}$; $\text{Ar}-\text{O}-\text{Ar}$
4 Aminas:	$\text{R}-\text{NH}_2$; $\text{R}-\text{NH}-\text{R}$; $\text{R}-\overset{\text{R}}{\text{N}}-\text{R}$
5 Aldehidos y cetonas:	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$; $\text{Ar}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$; $\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{R}$; $\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{Ar}$
6 Ácidos carboxílicos:	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$; $\text{Ar}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$
7 Ésteres:	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\text{R}'$; $\text{Ar}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\text{R}$
8 Amidas:	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{NH}_2$; $\text{Ar}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{NH}-\text{R}$; $\text{Ar}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{NR}_2$
9 Haluros de ácido:	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{X}$; $\text{Ar}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{X}$ (X = Cl, Br, I)
10 Anhídridos de ácido:	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$; $\text{Ar}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{Ar}$
11 Nitrilos:	$\text{R}-\text{C}\equiv\text{N}$; $\text{Ar}-\text{C}\equiv\text{N}$
12 Nitrocompuestos:	$\text{R}-\text{NO}_2$; $\text{Ar}-\text{NO}_2$

Formula general	Funcion	Ejemplo	Nombre	Usos
$R-R''$	alcanos	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$	butano	combustibles
$R-CH=CH-R'$	alquenos	$CH_3-CH=CH-CH_3$	2 - buteno	mas usado el etileno fabricacion del plastico, pvc, tubos
$R-C\equiv C-R'$	alquinos	$CH_3-C\equiv C-CH_3$	2 - butino	etino o acetileno, soldadura, fabricacion del caucho
$R-OH$	alcoholes	$CH_3 - CH_2OH$	alcohol etilico	bebidas alcoholicas
	aldehidos	H-CHO	metanal o formaldehido	conservar especies biologicas
	cetona	$CH_3 - CO - CH_3$	acetona	disolvente para pegamento o plastico
	acidos carboxilicos	$CH_3 - COOH$	acido etanoico o acetico	vinagre
$R - O - R'$	eter	$C_2H_5 - O - C_2H_5$	eter dietilico	analgesico
	ester	$CH_3 - COO - C_2H_5$	acetato de etilo	disolvente de pinturas
	aminas	$CH_3-CH_2-NH_2$	etilamina	estimulantes: nicotina, adrenalina, morfina
	amidas	$CH_3-CH_2-C(=O)NH_2$	Propanamida	disolvente de cuero, poliuretano, acrilico, farmacos
$R-C\equiv N$	nitrilos	CH_3-CH_2-CN	propano nitrilo	fabricacion del latex, cianuro, papel, telas
	Aromaticos		aspirina	Analgesico y antipiretico

ALCOHOLES:

Los alcoholes son el grupo de compuestos químicos que se dan como resultado de la sustitución de uno o varios átomos de hidrógeno (H) por grupos hidroxilo (-OH) en los hidrocarburos saturados y no saturados, conociendo así a los alcoholes primarios, secundarios y terciarios.

Algunas características del alcohol es que es polar y es soluble en disolventes polares como el agua, es incoloro, líquido, volátil, inflamable, nocivo y venenoso para la salud, además de que son derivados de hidrocarburos, esto quiere decir que cuando hay un hidrocarburo puede haber en un futuro un alcohol.

ALCOHOLES PRIMARIOS: Un alcohol es primario si un átomo de hidrogeno (H) sustituido por un grupo hidroxilo (-OH) pertenece a un carbón primario (C), es decir que se forma un alcohol primario siempre y cuando se cuente con un carbono primario. Un ejemplo de esto es el Etanol o Alcohol etílico.

ALCOHOL SECUNDARIO & TERCIARIO: Consecuente a la anterior descripción de alcoholes primarios podemos partir de ese punto para decir que los alcoholes secundarios y terciarios se forman gracias a la unión de un carbón secundario terciario con un alcohol (-OH). Un ejemplo del alcohol secundario es el butanol y un ejemplo de un alcohol terciario es el propanol

PROPIEDADES QUIMICAS:

- Deshidrogenación: Los alcoholes primarios y secundarios cuando se calientan al contacto de ciertos catalizadores, pierden átomos de hidrógeno para formar aldehídos o cetonas.
- Oxidación: La oxidación es la reacción de alcoholes para producir ácidos carboxílicos, cetonas o aldehídos dependiendo del tipo de alcohol y su catalizador.

PROPIEDADES FÍSICAS:

- Solubilidad: La formación de puentes de hidrógeno cuando los oxígenos unidos al hidrógeno en los alcoholes forman uniones en sus moléculas y las moléculas pertenecientes al agua permiten la asociación a las moléculas del alcohol, por esto podemos decir que si se toma de punto de partida el hexanol se dice que el alcohol es soluble solamente en solventes orgánicos.
- Punto de ebullición: el punto de ebullición aumenta con la cantidad de átomos de carbono y disminuye con el aumento de ramificaciones del carbono.
- Punto de Fusión: Si aumentan los carbonos el punto de ebullición aumenta en consecuencia.
- Densidad: La densidad en los alcoholes tiene una reacción similar a la del punto de fusión, a medida que aumentan los carbonos aumenta la densidad del alcohol.

MECANISMOS DE REACCIÓN Y LOS ALCOHOLES: En los alcoholes se evidencian los mecanismos de reacción cuando un alcohol pierde un protón hidroxílico con una base en una reacción ácido-base. El producto es un alcóxido. Los alcoholes pueden desarrollar reacciones de sustitución en la cual se rompe un enlace C---O. Los alcoholes a diferencia de los éteres desarrollan reacciones de eliminación para producir alquenos. Por otro lado, los alcoholes al igual que los éteres no producen reacciones de sustitución o de eliminación de soluciones alcalinas o neutras. Pero para que en los alcoholes se presenten mecanismos de reacción el grupo saliente debe de ser una base débil que el nucleófilo. Las reacciones de sustitución y eliminación de alcoholes siempre deben de proceder de una solución ácida.

- Los alcoholes realizan reacciones de eliminación para producir alquenos, a este proceso se le conoce como deshidratación debido a que la reacción se lleva a cabo por pérdida de agua, en estos casos existen los ROH 1 los cuales requieren de una temperatura mayor a los 180 grados centígrados, los ROH 2,3 la deshidratación sigue el siguiente mecanismo: 1. El grupo OH es protonado, 2. Se forma el carbocation, 3. Luego un protón es eliminado para dar un alqueno.

- La deshidratación de un alcohol no es la mejor manera de producir un alqueno así que por tanto no es la más recomendable cuando el objetivo es ese.

- En sí las reacciones de alcoholes son: la Deshidratación, la Oxidación, la Sustitución, la reducción y la esterificación. Para resumir los mecanismos de oxidación en términos simples podemos decir que: la deshidratación nos permite producir un alqueno, la oxidación nos permite producir un aldehído o cetona, la sustitución halogenuros de alquilo, la esterificación nos permite producir los carboxilatos y los tosilatos.2

Cosas que tenemos en casa que pueden tener alcohol

Tónico Facial. Cosméticos. Alcohol desinfectante. Agua Oxigenada. Enjuague bucal. Desengrasante. Vino. Gel desinfectante. Perfume. Líquido para limpiar lentes. Ambientadores. Frutas. Glicerina.

Recuperado de: <https://www.studocu.com/co/document/politecnico-grancolombiano/fundamentos-de-quimica/resumenes/taller-alcoholes/8625741/view>

AMINAS

Las aminas son compuestos orgánicos que se originan de la sustitución sucesiva de los hidrógenos del amoniaco por grupos alquil o aril. La fórmula general de las aminas será diferente según su clasificación, así las aminas primarias serán R-NH₂, R₂NH para las aminas secundarias y R₃N para las aminas terciarias.

Clasificación de las aminas

aminas alifáticas

Formadas por la sustitución de grupos R de tipo alquil. Por ejemplo: Etilamina

aminas aromáticas

Compuestas por la sustitución de grupos R de tipo aril. Por ejemplo: Anilina o fenilamina (IUPAC)

aminas primarias

Son aquellas que derivan de la sustitución de un hidrógeno del amoniaco por algún grupo aril o alquil. Por ejemplo: n-propilamina.

aminas secundarias

Se originan de la sustitución de dos hidrógenos del amoniaco por algún grupo alquil o aril. Por ejemplo: Metil-etilamina

aminas terciarias

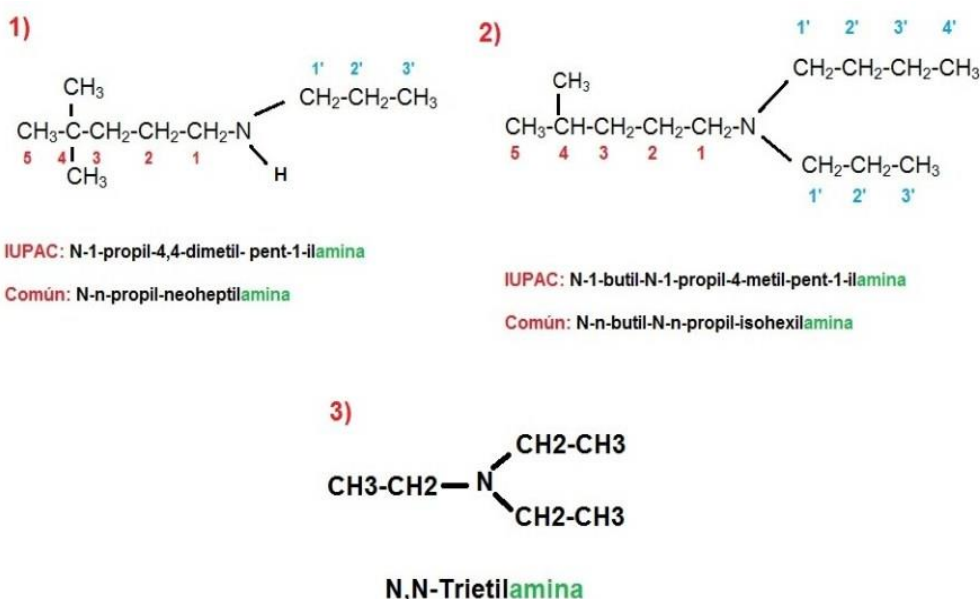
Estas se originan de la sustitución de los tres hidrógenos del amoniaco por algún grupo alquil o aril. Por ejemplo: Dimetil-secbutilamina

PROPIEDADES FÍSICAS:

Al igual que el amoniaco, son compuestos polares. Las aminas de baja masa molar, son solubles en agua, la solubilidad va disminuyendo a partir de seis átomos de carbono. Sin embargo, las aminas son solubles en disolventes poco polares como los alcoholes, benceno y éteres, entre otros.

Poseen puntos de ebullición mayores en comparación de los compuestos no polares que presentan la misma masa molar. No obstante, sus puntos de ebullición son más bajos que los ácidos carboxílicos y alcoholes.

Los tres tipos de aminas tienen la capacidad de formar cadenas hidrogenadas con el agua.



QUIMICAENCASA.COM

En cuanto a su olor, las etilaminas y metilaminas poseen un olor similar al amoníaco. Las aminas superiores presentan un olor desagradable comparable al pescado.

Las aminas aromáticas son incoloras en estado puro, pero cuando se oxidan suelen colorearse.

Usos de las aminas

Las aminas suelen utilizarse como fármacos, solventes, en la industria del caucho, en la elaboración de resinas, en la elaboración de productos químicos agrícolas, entre otros. A continuación, se especifican algunas:

Clorpromazina

Esta sustancia es utilizada como sedante en pacientes que sufren ansiedad y en algunos trastornos más severos.

Morfina

Es un alcaloide presente en el opio, al igual que la codeína y la heroína. Es empleada en medicina como analgésico.

Nicotina

Esta amina primaria es empleada en la fabricación de tabaco, siendo esta bastante tóxica.

Serotonina

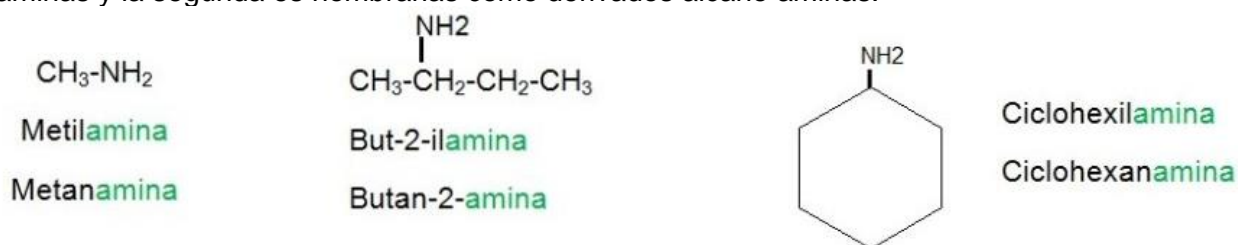
La serotonina es una amina terciaria que actúa como neurotransmisor. Es conocida como la hormona de la felicidad y su función es transmitir mensajes entre las células nerviosas.

Cocaína

Es un alcaloide altamente adictivo, utilizada como droga recreativa. Esta amina terciaria es empleada en ciertos países como el Reino Unido como anestesia local para cirugías de garganta, ojos y oídos.

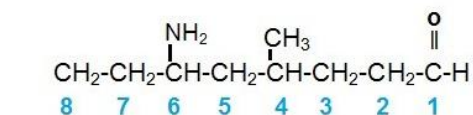
Nomenclatura

1. Las aminas se nombran de dos maneras. La primera y la más utilizada es nombrarlas como derivados de alquilaminas y la segunda es nombrarlas como derivados alcanaminas.



2. Cuando se repiten los radicales, se colocan los prefijos, di o tri, según corresponda. Si presenta radicales diferentes, estos deben nombrarse en orden alfabético. Los sustituyentes se encuentran unidos al nitrógeno llevan el localizador N. Entonces, si en el compuesto existe dos grupos amino sustituidos se utiliza N, N'.

3. Cuando las aminas pueden estar formando parte de un compuesto como radical y en ese caso se les llama amino-. La mayoría de los grupos funcionales poseen prioridad sobre las aminas (aldehídos, cetonas, alcoholes, ácidos carboxílicos y sus derivados, entre otros).



IUPAC: 6-amino-4-metil-octanal

Común: 6-amino-4-metil-caprilaldehído

Recuperado de <https://quimicaencasa.com/compuestos-organicos-aminas-ejercicios-resueltos/>

QUIMICAENCASA.COM

ACTIVIDADES QUE DESARROLLAR PARA EL DESEMPEÑO No 5:

Las siguientes son las actividades que debe resolver y entregar en los tiempos establecidos.

1. Completar el cuadro con las principales propiedades físicas y químicas de las funciones químicas dadas.

PROPIEDADES FÍSICAS ALCANOS	PROPIEDADES QUÍMICAS
PROPIEDADES FÍSICAS ALDEHIDOS	PROPIEDADES QUÍMICAS

PROPIEDADES FISICAS CETONAS	PROPIEDADES QUIMICAS
PROPIEDADES FISICAS ALCOHOLES	PROPIEDADES QUIMICAS
PROPIEDADES FISICAS ACIDOS CARBOXILICOS	PROPIEDADES QUIMICAS

2. Fundamentándose en la nomenclatura de los alcoholes, dar el nombre a los siguientes compuestos:

$\begin{array}{c} \text{OH} \quad \text{OH} \\ \quad \\ \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH-CH-CH-CH}_3 \\ \\ \text{OH} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH-CH}_3 \\ \quad \\ \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$
Nombre:	Nombre:
$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{-CH} = \text{C-CH}_3 \\ \\ \text{OH} \end{array}$	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$
Nombre:	Nombre:
$\begin{array}{c} \text{OH} \\ \\ \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH-CH-CH}_3 \\ \\ \text{OH} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{OH} \quad \text{OH} \\ \quad \\ \text{CH}_2\text{-CH}_2 \end{array}$
Nombre:	Nombre:

3. A partir de los nombres que se dan a continuación realizar las estructuras correspondientes:

Ciclopentanol	1,2-heptanodiol
2,2-dimetil-1-butanol	3-buten-2-ol

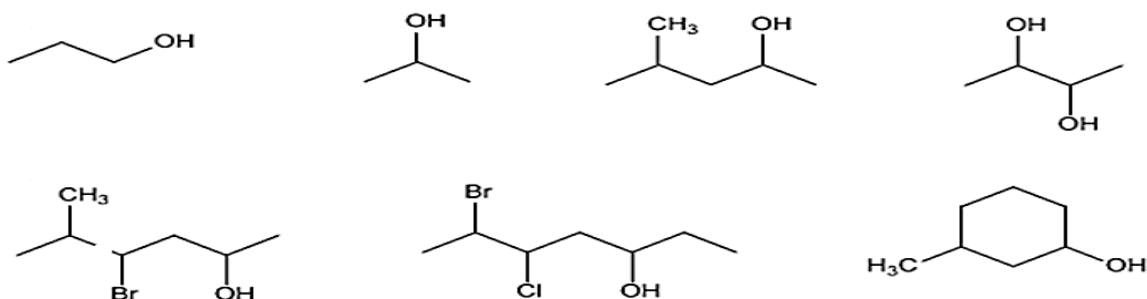
4. De acuerdo con la ubicación del grupo -OH, los alcoholes se clasifican en primarios, secundarios y terciarios. Realizar la estructura de cada uno de estos tipos de alcoholes y asignarle el nombre correspondiente:

Alcohol primario	Alcohol secundario	Alcohol Terciario
Nombre:	Nombre:	Nombre:

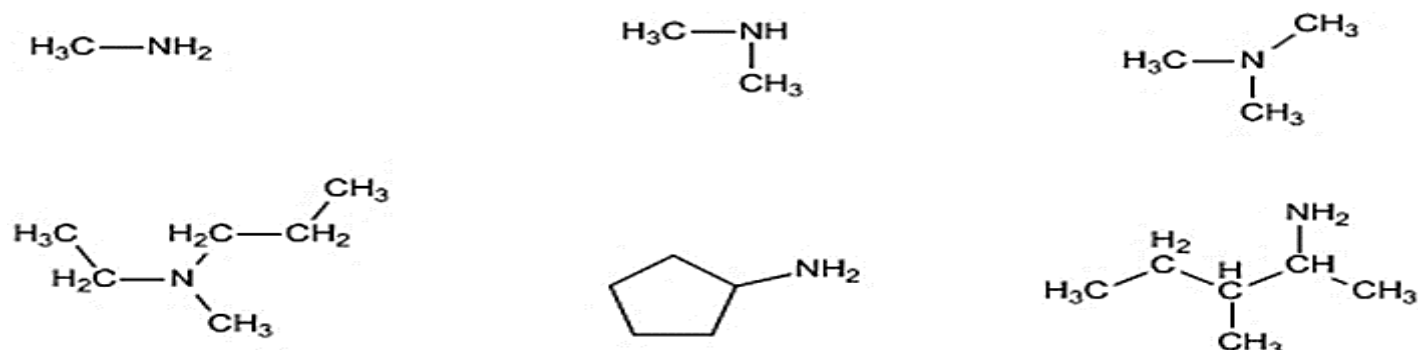
5. De acuerdo con el número de grupos funcionales, los alcoholes son monohidroxílicos, dihidroxílicos, trihidroxílicos. Realizar la estructura de cada uno de estos tipos de alcoholes y asignarle el nombre correspondiente:

Alcohol Monohidroxílico	Alcohol Dihidroxílico	Alcohol Trihidroxílico
Nombre:	Nombre:	Nombre:

6. Nombra los siguientes alcoholes empleando reglas IUPAC



7. Nombra las siguientes aminas empleando la nomenclatura IUPAC



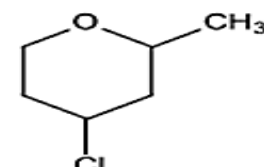
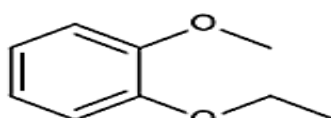
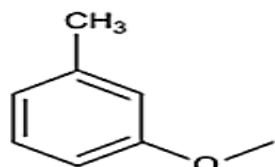
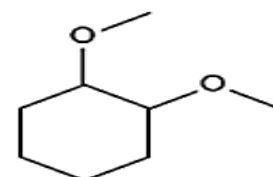
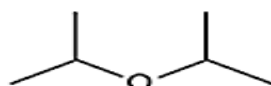
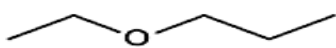
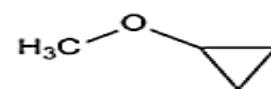
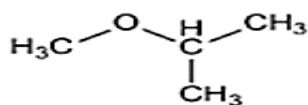
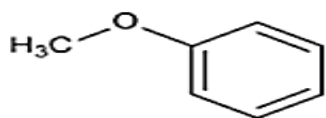
8. En tu cuaderno dibuja la estructura de las siguientes aminas:

- | | |
|------------------------------|------------------------------------|
| a) Bencilamina | f) Pentano-1,4-diamina |
| b) Difenilamina | g) Ciclohexano-1,3-diamina |
| c) N,N-Dimetilpentan-1-amina | h) Ciclohexa-1,3-dieno-1,2-diamina |
| d) 3,3-Dimetilbutan-2-amina | i) Fenilamina (anilina) |
| e) N-Metilciclohexanamina | j) Ácido p-aminobenzoico |

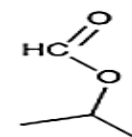
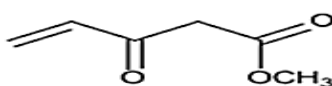
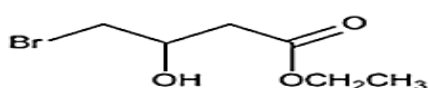
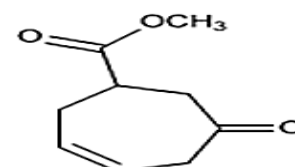
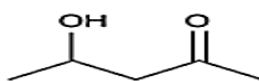
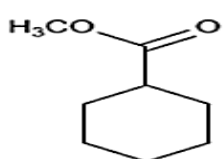
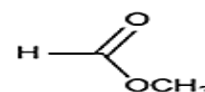
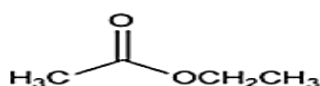
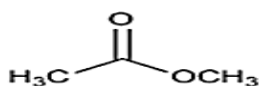
9. En tu cuaderno dibuja la estructura de las siguientes amidas:

- | | |
|-------------------------|--|
| a) Metanamida | g) N-Metilciclohexanocarboxamida |
| b) Butanamida | h) N-Etil-N-metilciclobutanocarboxamida |
| c) N,N-Dimetiletanamida | i) Butanodiamida |
| d) Benzamida | j) Ácido 3-carbamoilpropanoico |
| e) Propanodiamida | k) Ácido 3-carbamoilciclohexanocarboxílico |
| f) N-Metildietanamida | l) Etanodiamida |

10. Nombra los siguientes éteres:



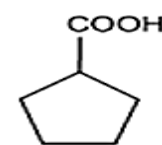
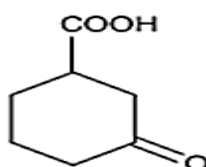
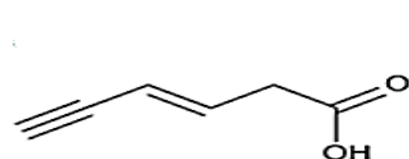
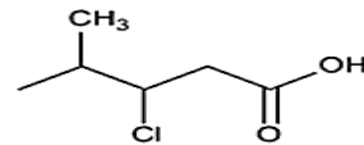
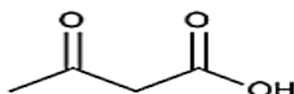
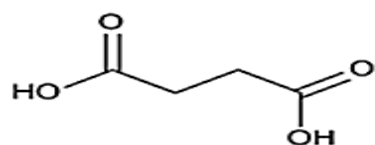
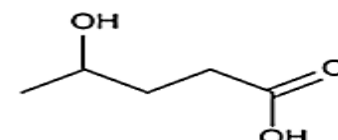
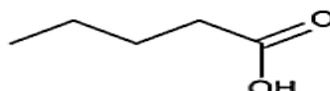
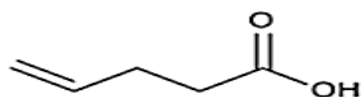
11. Nombra los siguientes ésteres:



12. En tu cuaderno dibuja las estructuras de los siguientes éteres:

- | | | | |
|-------------------------------|----------------------------------|----------------------------|--------------------------------|
| a) Butil etil éter | b) Etil fenil éter | c) Difeníl éter | d) Divinil éter |
| e) Isopropoxibutano | f) Bencil fenil éter | g) Metoxiciclohexano | h) 4-Metoxipent-2-eno |
| i) 4-Etoxibut-1-ino | j) Ciclohexil fenil éter | k) 2-Clorofenil fenil éter | l) tert-butil isopropil éter |
| m) 2-Metoxi-3-fenilbutan-1-ol | n) Dietil éter | o) m-Etoxifenol | p) 2,3-Dimetiloxaciclopropano |
| q) 3-Metoxioxaciclohexano | r) 2-Etil-3-metiloxaciclopentano | | s) Ciclohexil ciclopropil éter |
| t) 2-Metoxipentano | | | |

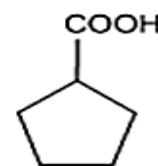
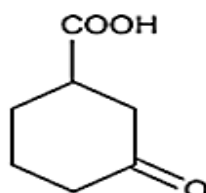
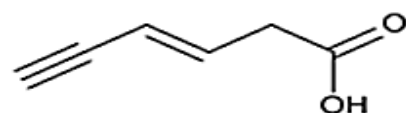
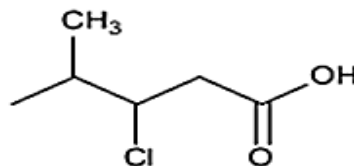
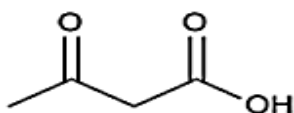
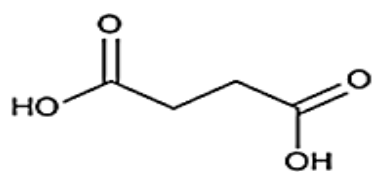
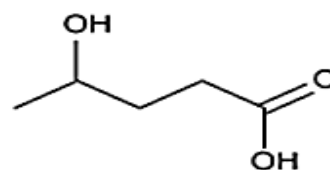
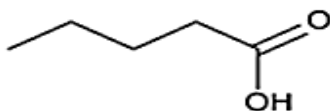
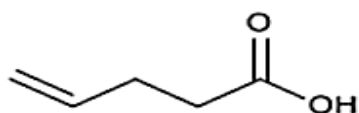
13. Nombra los siguientes ácidos carboxílicos.



14. En tu cuaderno dibuja la estructura de los siguientes ácidos carboxílicos:

- | | |
|------------------------------------|--|
| a) Ácido propanoico | g) Ácido but-2-enodioico |
| b) Ácido 2-etilhex-3-enoico | h) Ácido 5-bromo-2-metilpentanoico |
| c) Ácido ciclohex-3-enocarboxílico | i) Ácido 3-hidroxiciclohexanocarboxílico |
| d) Ácido 3-hidroxihex-2-enoico | j) Ácido 2-hidroxi-3-oxohexanoico |
| e) Ácido butanodioico | k) Ácido propanodioico |
| f) Ácido 3-ciclopentilpropanoico | l) Ácido bromoacético |

15. Nombra los siguientes ácidos carboxílicos.



16. En tu cuaderno dibuja la estructura de los siguientes ácidos carboxílicos:

- | | |
|------------------------------------|--|
| a) Ácido propanoico | g) Ácido but-2-enodioico |
| b) Ácido 2-etilhex-3-enoico | h) Ácido 5-bromo-2-metilpentanoico |
| c) Ácido ciclohex-3-enocarboxílico | i) Ácido 3-hidroxiciclohexanocarboxílico |
| d) Ácido 3-hidroxihex-2-enoico | j) Ácido 2-hidroxi-3-oxohexanoico |
| e) Ácido butanodioico | k) Ácido propanodioico |
| f) Ácido 3-ciclopentilpropanoico | l) Ácido bromoacético |

(<http://www.quimicaorganica.org>)

DESEMPEÑO No 6:

Reconocer los diferentes mecanismos de reacción y las reacciones, a nivel orgánico.

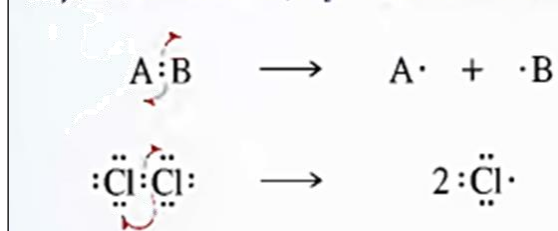


MARCO TEÓRICO, CONCEPTUAL O PROCEDIMENTAL PARA EL DESEMPEÑO No 6:

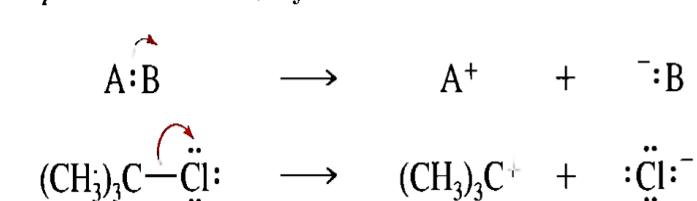
Apreciado estudiante, a continuación, encontrará el marco teórico, conceptual o procedimental que deberá leer comprensivamente para que realice un análisis de este, lo que le permitirá desarrollar cada una de las actividades propuestas.

ROMPIMIENTO HOMOLÍTICO Y HETEROLÍTICO

Ruptura homolítica (se forman radicales)

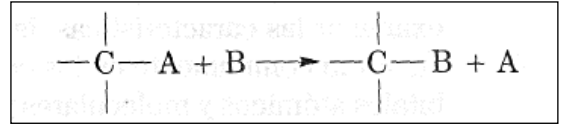


Ruptura heterolítica (se forman iones)

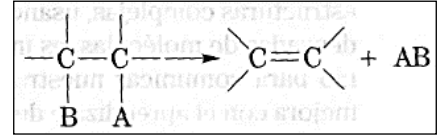


MECANISMOS DE REACCIÓN

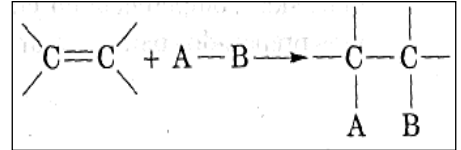
A. **SUSTITUCIÓN:** en una reacción de sustitución, un átomo o grupo de átomos es reemplazado por otra especie



B. **ELIMINACIÓN:** una reacción de eliminación implica la extracción de un par de átomos o grupos de átomos de carbono adyacentes. Esto da por resultado necesariamente la formación de un enlace múltiple



C. **ADICIÓN:** en una reacción de adición, se adicionan átomos o grupos a los carbonos adyacentes a un enlace múltiple. Para mantener la valencia apropiada, la multiplicidad del enlace disminuye.



OXIDACIÓN-REDUCCIÓN
COMBUSTIÓN

REACCIONES ORGÁNICAS

SUSTITUCIÓN

Sustitución nucleófila S_N

Alcanos derivados halogenados, alcoholes

$$\begin{array}{c} H & H \\ | & | \\ H-C & -C-H \\ | & | \\ H & H \end{array} + Cl-Cl \longrightarrow \begin{array}{c} H & H \\ | & | \\ H-C & -C-Cl \\ | & | \\ H & H \end{array} + H-Cl$$

$$\begin{array}{c} H & H \\ | & | \\ H-C & -C-Cl \\ | & | \\ H & H \end{array} + NaOH \xrightarrow{Acetona} \begin{array}{c} H & H \\ | & | \\ H-C & -C-OH \\ | & | \\ H & H \end{array} + Na-Cl$$

$$\begin{array}{c} H & H \\ | & | \\ H-C & -C-Cl \\ | & | \\ H & H \end{array} + H-NH_2 \longrightarrow \begin{array}{c} H & H \\ | & | \\ H-C & -C-NH_2 \\ | & | \\ H & H \end{array} + H-Cl$$

Derivado halogenado

Alcohol

Amina

Sustitución electrófila S_E

Benceno y derivados

$$\text{C}_6\text{H}_6 + \text{H}-\text{O}-\text{N}=\text{O} \xrightarrow{\text{Cat (Ácido de Lewis)}} \text{C}_6\text{H}_5-\text{N}=\text{O} + \text{H}-\text{OH}$$

Nitrobenzono

$$\text{C}_6\text{H}_6 + \begin{array}{c} H & H \\ | & | \\ H-C & -C-Cl \\ | & | \\ H & H \end{array} \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_5-\begin{array}{c} H & H \\ | & | \\ H-C & -C-H \\ | & | \\ H & H \end{array} + H-Cl$$

Alquilbenzono

$$\text{C}_6\text{H}_6 + Cl-Cl \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_5-Cl + H-Cl$$

Clorobenceno

$$\text{C}_6\text{H}_6 + \begin{array}{c} OH \\ | \\ H-O-S=O \\ | \\ O \end{array} \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_5-\begin{array}{c} OH \\ | \\ H-O-S=O \\ | \\ O \end{array} + H-OH$$

Bencenosulfónico

ADICIÓN

Alquenos alquinos

Adición electrófila A_E

Se produce en la polimerización por adición

$$\begin{array}{c} H & H & H \\ | & | & | \\ H-C & -C=C & + H-H \longrightarrow \begin{array}{c} H & H & H \\ | & | & | \\ H-C & -C-C & -H \\ | & | & | \\ H & H & H \end{array}$$

$$\begin{array}{c} H & H & H \\ | & | & | \\ H-C & -C=C & + H-Cl \longrightarrow \begin{array}{c} H & H & H \\ | & | & | \\ H-C & -C-C & -H \\ | & | & | \\ H & H & Cl \end{array}$$

$$\begin{array}{c} H & H & H \\ | & | & | \\ H-C & -C=C & + H-OH \longrightarrow \begin{array}{c} H & H & H \\ | & | & | \\ H-C & -C-C & -H \\ | & | & | \\ H & H & OH \end{array}$$

$$\begin{array}{c} H & H & H \\ | & | & | \\ H-C & -C=C & + Br-Br \longrightarrow \begin{array}{c} H & H & H \\ | & | & | \\ H-C & -C-C & -Br \\ | & | & | \\ H & H & Br \end{array}$$

$$\begin{array}{c} H & H & H \\ | & | & | \\ H-C & -C=C & + H-Cl \longrightarrow \begin{array}{c} H & Cl & H \\ | & | & | \\ H-C & -C-C & -H \\ | & | & | \\ H & H & H \end{array}$$

$$\begin{array}{c} H & H & H \\ | & | & | \\ H-C & -C=C & + H-OH \xrightarrow{Hg^{2+}} \begin{array}{c} H & H & H \\ | & | & | \\ H-C & -C-C & -H \\ | & | & | \\ H & H & OH \end{array}$$

$$\begin{array}{c} H & H & H \\ | & | & | \\ H-C & -C=C & + H-OH \xrightarrow{H_2O} \begin{array}{c} H & H & H \\ | & | & | \\ H-C & -C-C & -H \\ | & | & | \\ H & H & OH \end{array}$$

Regla de Markovnikov

Para que el Cl que se falta se ponga

Ceteno y aldehído

Aldehídos Nitrilos

Adición nucleófila A_N

Cambian con agua ácidos alcoholes

$$\begin{array}{c} H & H \\ | & | \\ H-C & -C=O \\ | & | \\ H & H \end{array} + H-C \equiv N \longrightarrow \begin{array}{c} H & H \\ | & | \\ H-C & -C-OH \\ | & | \\ H & C \equiv N \end{array}$$

$$\begin{array}{c} H & H \\ | & | \\ H-C & -C \equiv N \\ | & | \\ H & H \end{array} + H-H \longrightarrow \begin{array}{c} H & H & H \\ | & | & | \\ H-C & -C-C & -N \\ | & | & | \\ H & H & H \end{array}$$

Amina

$$\begin{array}{c} H & H \\ | & | \\ H-C & -C \equiv N \\ | & | \\ H & H \end{array} + H-OH \longrightarrow \begin{array}{c} H & OH \\ | & | \\ H-C & -C=O \\ | & | \\ H & H \end{array} + H-N$$

Ácido

ELIMINACIÓN

Derivado halogenado alcohol

$$\begin{array}{c} H & H \\ | & | \\ H-C & -C-Cl \\ | & | \\ H & H \end{array} + NaOH \longrightarrow \begin{array}{c} H & H \\ | & | \\ H-C & =C \\ | & | \\ H & H \end{array} + Na-Cl + H-OH$$

$$\begin{array}{c} H & H & H \\ | & | & | \\ H-C & -C-C-H \\ | & | & | \\ H & Cl & H \end{array} + NaOH \longrightarrow \begin{array}{c} H & H \\ | & | \\ H-C & =C-C-H \\ | & | \\ H & H \end{array} + Na-Cl + H-OH$$

Derivados halogenados

Alcoholes

Alcoholes secundario

Se forma en más cantidad el alqueno más sustituido (Regla de Saytzev)

Alqueno

$$\begin{array}{c} H & H & H \\ | & | & | \\ H-C & -C-C-H \\ | & | & | \\ H & OH & H \end{array} + NaOH \longrightarrow \begin{array}{c} H & H & H \\ | & | & | \\ H-C & -C=C-H \\ | & | & | \\ H & H & H \end{array} + 2Na-Br + 2H-OH$$

Derivado dihalogenado

Alqueno

$$\begin{array}{c} H & H & H & H \\ | & | & | & | \\ H-C & -C-C-O-C & -C-H \\ | & | & | & | \\ H & H & H & H \end{array} + H_2SO_4 \longrightarrow \begin{array}{c} H & H & H & H \\ | & | & | & | \\ H-C & -C-O-C & -C-H \\ | & | & | & | \\ H & H & H & H \end{array} + H-OH$$

Alcoholes

Eter

$$\begin{array}{c} H & H & H & H \\ | & | & | & | \\ H-C & -C-Cl & + Cl-C & -C-H \\ | & | & | & | \\ H & H & H & H \end{array} \xrightarrow{Na} \begin{array}{c} H & H & H & H \\ | & | & | & | \\ H-C & -C-C & -C-H \\ | & | & | & | \\ H & H & H & H \end{array} + Na-Cl + Na-Cl$$

Derivados halogenados

Sintesis de Wurtz

$$\begin{array}{c} H & NH_2 \\ | & | \\ H-C & -C=O \\ | & | \\ H & H \end{array} + H_2SO_4 \longrightarrow \begin{array}{c} H \\ | \\ H-C & -C \equiv N \\ | & | \\ H & H \end{array} + H-OH$$

Amida

Dehidrato

Nitrilo

ADICIÓN-ELIMINACIÓN

Se producen en la polimerización por condensación

$$\begin{array}{c} H & OH \\ | & | \\ H-C & -C=O \\ | & | \\ H & H \end{array} + \begin{array}{c} H & H \\ | & | \\ H-C & -C-H \\ | & | \\ H & H \end{array} \longrightarrow \begin{array}{c} H \\ | \\ H-C & -C=O \\ | & | \\ H & O \\ | & | \\ H-C & -CH_3 \\ | & | \\ H & H \end{array} + H-OH$$

Aldehído

Alcohol

Ester

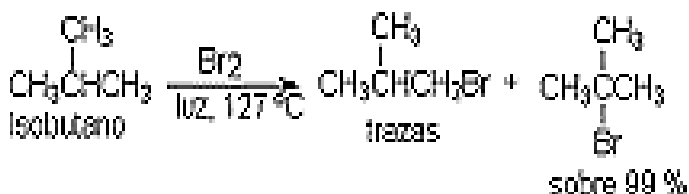
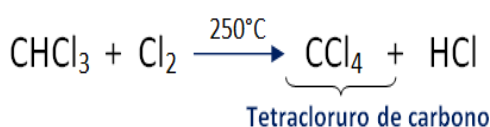
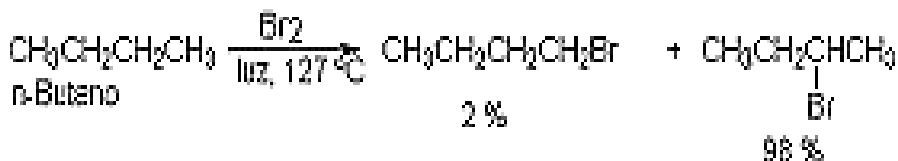
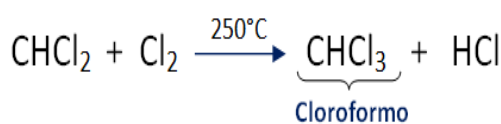
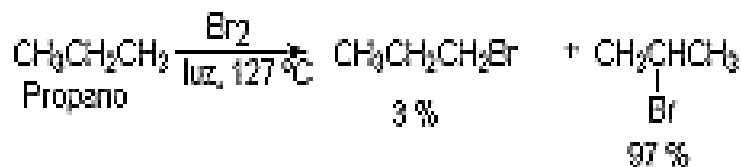
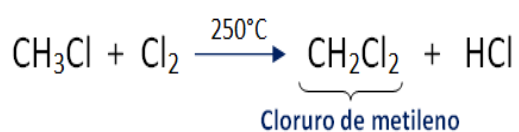
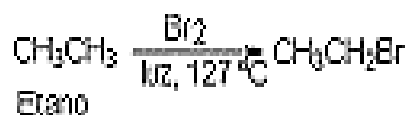
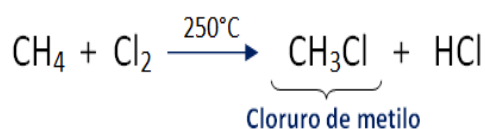
Poliésteres

$$\begin{array}{c} H & OH \\ | & | \\ H-C & -C=O \\ | & | \\ H & H \end{array} + \begin{array}{c} H & NH_2 \\ | & | \\ H-C & -C=O \\ | & | \\ H & H \end{array} \longrightarrow \begin{array}{c} H \\ | \\ H-C & -C=O \\ | & | \\ H & H \end{array} + H-OH$$

Aldehído

Amida

Políamido



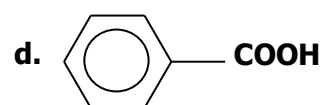
ACTIVIDADES QUE DESARROLLAR PARA EL DESEMPEÑO No 6:

Las siguientes son las actividades que debe resolver y entregar en los tiempos establecidos por el docente.

1. Comprender la conformación de las diferentes funciones orgánicas su estructura y organización. En la siguiente sopa de letras encontrar el nombre correspondiente para cada una de las siguientes estructuras:

A	X	A	D	O	D	E	S	O	A	I	O	L	A	N
Q	C	E	C	T	Y	O	O	C	C	A	R	B	O	N
A	O	I	R	I	Y	U	I	C	O	P	A	S	D	F
C	C	Q	D	O	D	D	I	O	I	A	S	D	F	G
I	I	I	A	O	O	O	B	N	M	O	Ñ	Q	E	T
D	O	C	S	F	M	I	E	A	R	O	Z	N	O	G
O	N	A	Z	E	G	E	D	T	L	M	D	N	U	A
E	E	R	A	U	N	O	T	O	A	N	A	I	E	L
D	P	B	Q	P	B	G	U	A	D	N	D	R	C	B
O	O	O	W	O	A	S	A	S	N	E	O	Y	D	A
D	R	N	S	L	R	F	S	M	L	O	C	I	R	S
I	P	A	C	K	I	O	A	I	E	C	I	A	C	R
A	C	I	D	O	O	R	G	C	C	D	F	C	L	O
P	E	N	T	A	N	O	I	C	O	X	O	J	O	C
R	D	D	D	Y	S	D	T	E	E	Z	J	D	E	U

- a. H-COOH
b. CH₃-COOH
c. CH₃CH₂CH₂CH₂CH₂-COOH



- e. CH₂=CH-COOH

a.

b.

c.

d.

e.

2. Responda las siguientes preguntas:

La halogenación de alcanos es una reacción de:

- A. Adición homolítica B. Eliminación C. Sustitución heterolítica D. Sustitución

¿Qué catalizador se emplea en reacciones de halogenación?

¿Cómo está clasificado el principal compuesto de formación de una reacción de halogenación?

3. Complete las siguientes reacciones con la nomenclatura y estructura de cada uno de los reactantes y productos presentes en cada reacción:

1. Pentano al reaccionar con cloro en presencia de luz ultravioleta
2. 2 – metil – propano al reaccionar con ácido nítrico a una temperatura de 450°C
3. 3 – etil – pentano al reaccionar con oxígeno en presencia de calor
4. 2 – metil – butano al reaccionar con bromo en presencia de luz ultravioleta
5. Butano al reaccionar con bromo en presencia de luz ultravioleta

4. Los alcanos son incoloros y generalmente no tienen olor, son prácticamente insolubles en agua, gracias a su baja polaridad y baja reactividad los convierte en buenos disolventes orgánicos.

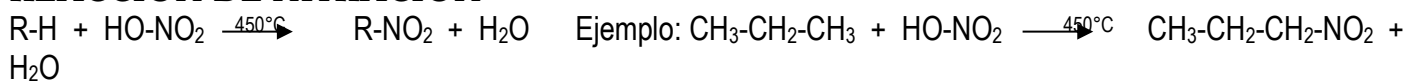
Los alcanos son compuestos poco reactivos debido a la gran estabilidad de los enlaces sigma C-C y C-H y su baja polaridad, estos no son atacados por ácidos o bases fuertes, ni por agentes oxidantes; su combustión es exotérmica.

REACCIÓN DE COMBUSTIÓN



Teniendo en cuenta la reacción general de combustión presentada anteriormente, escriba las reacciones de combustión de los siguientes alcanos: propano, pentano, nonano, dodecano.

REACCIÓN DE NITRACIÓN



De acuerdo a la anterior reacción, escriba la reacción de nitración correspondiente a los siguientes compuestos: etano, butano, hexano, decano.

5. De acuerdo con la reacción de hidrogenación de hidrocarburos insaturados, escriba la reacción de hidrogenación correspondiente a los siguientes compuestos: 2-buteno, 4-etil-4,5-dimetil-2-hexeno, 3-etil-pentino.

7. Teniendo en cuenta la reacción general de Wurtz, complete las siguientes reacciones con la nomenclatura y estructura de cada uno de los reactantes y productos presentes en cada reacción:

2 moles de 2-bromo-butano al reaccionar con 2 átomos de sodio

2 moles de 2-metil-2-bromo-butano al reaccionar con 2 átomos de sodio

2 moles de 3-etil-2-metil-3-bromo-pentano al reaccionar con 2 átomos de sodio

8. Teniendo en cuenta la reacción general de Grignard, complete las siguientes reacciones con la nomenclatura y estructura de cada uno de los reactantes y productos presentes en cada reacción:





2-bromo-propano al reaccionar con magnesio en presencia agua

3-etil-5,6-dimetil-3-bromo-heptano al reaccionar con magnesio en presencia de agua







¡EVALUA CÓMO VA TU APRENDIZAJE!



HETEROEVALUACIÓN: Pide a tu maestro la nota obtenida en cada una de las actividades realizadas, para que conozcas tus fortalezas y debilidades a tiempo, y puedas ponerte al día con cada uno de tus compromisos académicos. Recuerda que pueden ser trabajos escritos, exposiciones, trabajos de grupo, participación en clase, evaluaciones, sustentaciones, proyecto luna, entre otras.

 FECHA	ACTIVIDAD  	 NOTA
	1.	
	2.	
	3.	
	4.	
	5.	
	6.	
	7.	
	8.	
	9.	
	10.	
VALORACIÓN FINAL		

AUTOEVALUACIÓN: Realiza el siguiente ejercicio de manera consciente para que revises cómo te fue en tu proceso de aprendizaje e identifiques aquello que es necesario mejorar. Para ello marca con una X la casilla correspondiente y luego defina tu nota.

	 Escribe la nota que mereces.	 SUPERIOR 4.6 – 5.0	 ALTO 4.0 – 4.5	 BASICO 3.0 – 3.9	 BAJO 1.0 – 2.9
Asistí puntualmente a todas las clases.					
Presenté y desarrollé mi módulo completo.					
Realice trabajo escrito con calidad.					
Aporto a los trabajos de grupo.					
Participo en todas las clases.					
Preparé y sustenté mis evaluaciones.					
Asumí una actitud respetuosa con todos.					
Participo en Proyecto Luna.					