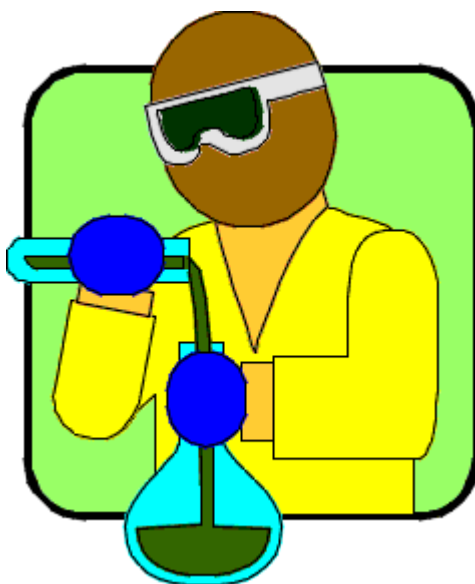




INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL
CENTRO DE ESTUDIOS CIENTÍFICOS Y TECNOLÓGICOS
“WILFRIDO MASSIEU PÉREZ”



ACADEMIA DE QUÍMICA



GUÍA PARA LA UNIDAD DE APRENDIZAJE DE QUÍMICA II

PLAN DE ESTUDIOS, 2008.

Febrero 2011.

Contenido programático.

1. BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS.

- a. Concepto de reacción química y Tipos de reacciones químicas.
 - Síntesis o Adición
 - Análisis o descomposición
 - Simple sustitución
 - Doble sustitución
- b. Ley de Conservación de la Masa.
- c. Balanceo de reacciones químicas por el método de tanteo.
- d. Balanceo de reacciones químicas de óxido – reducción. (Método de transferencia de electrones.
- e. Conceptos de: Número de oxidación, oxidación, reducción, agente oxidante y agente reductor.

3. ESTRUCTURA DE COMPUESTOS ORGÁNICOS.

- a. Diferencias entre compuestos orgánicos e inorgánicos.
- b. Hibridaciones del carbono sp^3 , sp^2 , sp .
 - Enlaces moleculares sigma y pi.
- c. Tipos de cadenas.
- d. Tipos de fórmulas.
- e. Tipos de carbonos.
- f. Isomería.
- g. Funciones químicas orgánicas y su grupo funcional.

2. ESTEQUIOMETRÍA.

- a. Conceptos de:
 - Estequiometría.
 - Unidades físicas y químicas de masa
 - Unidades químicas - Mol
- b. Ley de Proust y sus aplicaciones:
 - Composición porcentual o centesimal;
 - fórmula mínima (empírica) y
 - fórmula verdadera (molecular o real).
- c. Relaciones estequiométricas.
 - Determinación de la cantidad de reactantes o productos en una ecuación; expresados en mol, unidades de masa, volumen.
 - Reactivo limitante y reactivo en exceso.
 - Pureza de reactivo.
 - Rendimiento de reacción.

4. NOMENCLATURA Y APLICACIÓN DE COMPUESTOS ORGÁNICOS.

- a. Reglas de nomenclatura IUPAC para compuestos orgánicos:
 - Alcanos (lineales, arborescentes y cíclicos),
 - Alquenos (lineales, arborescentes y cíclicos),
 - Alquinos,
 - Derivados halogenados, Alcoholes, Éteres, Aldehídos, Cetonas, Ácidos carboxílicos, Ésteres, Sales carboxílicas, Aminas y Amidas

Competencia General. Resuelve aspectos cualitativos y cuantitativos de los cambios químicos, empleando un lenguaje propio del campo y con un enfoque de Ciencia – Tecnología – Sociedad y Ambiente que aplique en los contextos personal, académico y laboral.

Evidencia Integradora. A partir del planteamiento de un problema referente a un proceso de combustión de un hidrocarburo seleccionado, y con un enfoque de Ciencia – Tecnología – Sociedad y Ambiente que aplique en los contextos personal, académico y laboral, se calcula la eficiencia de la reacción para resolver aspectos cualitativos y cuantitativos de los cambios químicos, empleando un lenguaje propio del campo.

BIBLIOGRAFÍA RECOMENDADA

Principios de Química 2 José Mariano Bravo Trejo Ed. EXODO.	Fundamentos de Química 2, 3 Ocampo, Fabila, et. al. Ed. Publicaciones Cultural.	Fundamentos de Química Hein, Morris Ed. Intern. Thomson Editores
El mundo de la Química, Conceptos y aplicaciones. Moore, Stanitski, Word, Kotz. Ed. Pearson Educación	Química Zárraga Ed. Mc. Graw Hill	Fundamentos de Química Burns, A. Ralph Ed. Prentice Hall
Química. A. Garritz, J. A. Chamizo. Ed. Addison Wesley.	Fundamentos de Química Sesse Daub Prentice Hall	Química General Universitaria Wood Keennan Addison Wesley
Teresita Flores Labardini QUIMICA ORGÁNICA Ed. Esfinge	Morrison And Boyd QUIMICA ORGÁNICA Fondo Ed. Interamericano	Rakoff Henry QUÍMICA ORGÁNICA Ed. Limusa

Páginas de Internet propuestas:

- http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/35_las_reacciones_quimicas/curso/
- http://www.windows.ucar.edu/tour/link=/earth/geology/chem_reactions.sp.html
- <http://usuarios.lycos.es/armandotareas/quimica/ppiosgralorganica.pdf>
- http://translate.google.com/translate?hl=es&sl=en&u=http://www.visionlearning.com/library/module_viewer.php%3Fmid%3D60&sa=X&oi=translate&resnum=5&ct=result&prev=/search%3Fq%3DQU%25C3%258DMICA%2BORG%25C3%2581NICA%26hl%3Des%26lr%3Dlang_es
- http://html.rincondelvago.com/quimica-organica_2.html
- http://es.geocities.com/qo_02_clasifynomenc/
- <http://www.geocities.com/jojoel99/principal/ccc.html>
- <http://genesis.uag.mx/edmedia/material/quimical/Alcanos.cfm#presentacion>
- <http://www.alonsofórmula.com/organica/mol29.htm> **(MUY RECOMENDABLE QUE LA VISITEN)**

UNIDAD 1. BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS

Competencia particular. Establece criterios cuantitativos derivados del balanceo de ecuaciones químicas, para representar un cambio químico de su entorno cotidiano.

RAP 1. Demuestra la Ley de la Conservación de la Masa de forma teórica y experimental, utilizando el balanceo de ecuaciones químicas por el método de tanteo, en procesos que suceden en su ámbito académico y social.

RAP 2. Resuelve ejercicios de balanceo de ecuaciones químicas, mediante el método de óxido-reducción en determinados tipos de cambios químicos que se presenten en su entorno inmediato.

Evidencia de Aprendizaje. Desarrolla un experimento que involucre el proceso de óxido-reducción en donde establezca los criterios cuantitativos derivados del balanceo de ecuaciones químicas que representen un cambio químico de su entorno cotidiano.

ACTIVIDADES PROPUESTAS PARA LOS ALUMNOS:

- Lee la siguiente información y elabora un cuadro sinóptico o mapa conceptual donde representes lo más importante.

REACCIONES QUÍMICAS INORGÁNICAS

En la naturaleza, en nuestro entorno inmediato, en nuestro propio cuerpo, momento a momento se suceden fenómenos que proporcionan múltiples situaciones: pueden brindar algún producto que sea de interés económico; o bien, nos otorga energía, puede trastornar el ambiente, etc. Esos fenómenos reciben el nombre de reacciones químicas.

Una **reacción química** es un proceso mediante el cual una o más sustancias (elementos o compuestos) denominadas reactivos o reactantes, sufren una transformación para dar lugar a sustancias diferentes denominadas productos. Para su desarrollo se deben reconocer dos tipos de componentes:

Reactante. Es la o las sustancias iniciales que participan en una reacción química. Se escriben a la izquierda de la ecuación química. También se define como dos o más sustancias químicas necesarias para un cambio químico. Al combinarse, dan origen al producto del cambio químico.

Producto: Es la o las sustancias que resultan de la combinación de otras, con características completamente diferentes de las originales. Se anotan a la derecha de la ecuación química. Ambas especies se describen por medio de símbolos (símbolos de los elementos o fórmulas de los compuestos) y se separan con una flecha (siguiendo el sentido del cambio)



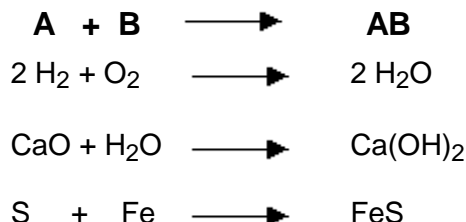
El burbujeo y el cambio de color son algunos signos de que dos o más sustancias no sólo se mezclaron, sino que reaccionaron. El burbujeo significa que algunas moléculas fueron liberadas en forma de gas. El cambio de color significa que las sustancias originales ya no se encuentran presentes. El resultado es algo nuevo, hecho de los componentes químicos originales y no necesariamente van a ser totalmente visibles o aparentes, ya que no todas las reacciones darán origen a burbujas y a espuma, y no todas resultan en colores vistosos o llamativos.

En general, una reacción química sucede cuando las moléculas interactúan y provocan un cambio químico. Este cambio químico significa que las moléculas que interactúan ya no están presentes, se hayan ahora combinadas de diferente manera, para crear algo nuevo. Las reacciones químicas pueden realizarse a través de moléculas complejas, o a través de átomos.

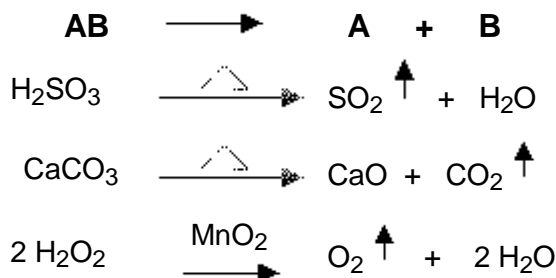
Una forma elemental de clasificar las reacciones químicas inorgánicas, es a partir de la manera en que reaccionarían las sustancias iniciales (reactivos), siendo esta clasificación:

- Reacciones de adición o síntesis
- Reacciones de descomposición o análisis
- Reacciones de simple sustitución o de simple desplazamiento
- Reacciones de doble sustitución o intercambio iónico

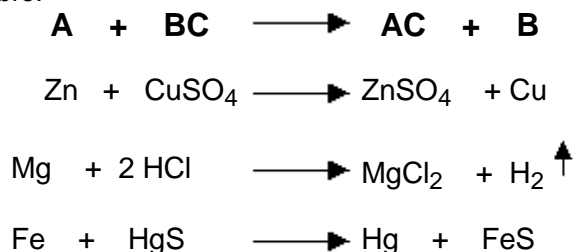
ADICIÓN O SÍNTESIS: Son aquellas en las que dos o más sustancias se unen para formar **una sola** nueva sustancia.



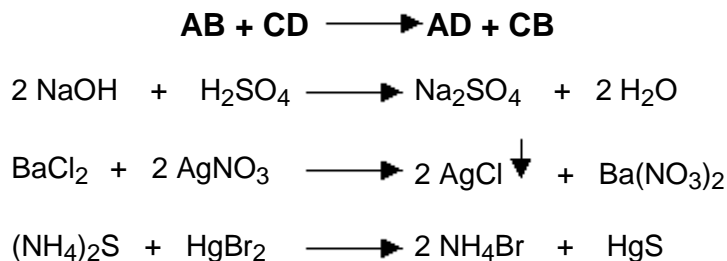
DESCOMPOSICIÓN O ANÁLISIS: Cuando una sola sustancia reacciona para dar lugar a la formación de dos o más nuevas sustancias por acción de algún tipo de energía externa.



SIMPLE SUSTITUCIÓN, ELIMINACIÓN O DESPLAZAMIENTO: Es el caso en el que una sustancia sustituye (ocupa el lugar) de alguno de los componentes de otra sustancia reaccionante, de tal manera que el componente sustituido queda libre.



DOBLE SUSTITUCIÓN O INTERCAMBIO IÓNICO (METÁTESIS): Si dos sustancias reaccionantes, intercambian entre ellas sus iones (anión y catión), se dice que se ha efectuado una reacción de doble desplazamiento.



Considerando los modelos anteriores, podemos recordar que de acuerdo a la posición de los elementos en la Tabla periódica, su valencia y actividad química, algunos modelos generales de cada reacción se pueden completar tomando en cuenta lo siguiente:

• **Reacciones de síntesis o adición:**

1. Metal + Oxígeno \longrightarrow Óxido metálico
2. No Metal + Oxígeno \longrightarrow Óxido no metálico (Anhídrido)
3. Óxido metálico + Agua \longrightarrow Hidróxido (base o álcali)
4. Óxido no metálico + Agua \longrightarrow Oxiácido (Anhídrido)
5. Metal + Hidrógeno \longrightarrow Hidruro
6. No Metal + Hidrógeno \longrightarrow Hidrácido
7. Metal + No metal \longrightarrow Sal binaria

• **Reacciones de eliminación o simple sustitución:**

8. Metal + Hidrácido \longrightarrow Sal binaria + Hidrógeno
9. Metal + Oxiácido \longrightarrow Sal binaria + Hidrógeno
10. Metal activo + Agua \longrightarrow Hidróxido + Hidrógeno (Li, Na, K, ...)

Reacciones de doble sustitución (intercambio iónico).

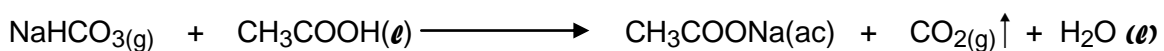
11. Hidróxido + Ácido \longrightarrow Sal + Agua (Reacción de neutralización)

Las reacciones de doble sustitución, permiten el intercambio de iones entre ácidos, hidróxidos, sales, oxisales, anhídridos, etc., por lo que cada una expresa procesos especiales.

Las **reacciones de descomposición o análisis**, son específicas a cada sustancia a separar, en las que se requiere de algún tipo de energía externa para su realización, como puede ser calor, electricidad, luz, etc.

EXPERIMENTO: ELABORACIÓN DE UN VOLCÁN QUÍMICO.

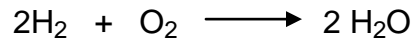
Empleando Bicarbonato de sodio y vinagre en casa, podemos observar una reacción química caracterizada por una **efervescencia**; es decir, la liberación de un gas que en este caso se llama dióxido de carbono (CO₂). Este experimento lo podemos representar mediante la siguiente ecuación:



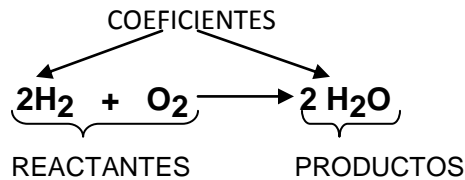
Como puedes observar, todo tipo de fenómeno químico puede representarse mediante una **ecuación química**, que indica los símbolos o fórmulas químicas de las especies participantes (elementos o compuestos), además de las cantidades molares que se requieren de los mismos mediante coeficientes de "balanceo". También, en la ecuación química, podemos utilizar otros signos, como la flecha (\longrightarrow) que indica el sentido del cambio de reactantes a productos; para conocer el estado de agregación de las sustancias se coloca entre paréntesis el mismo: (s, ℓ , g, ac); la formación de gases o precipitados (\uparrow, \downarrow), la utilización de energía calorífica (Δ), el signo de (+) para señalar las distintas especies a reaccionar o formadas, la presencia de catalizadores sobre la flecha de reacción, etc.

Las ecuaciones químicas constituyen un lenguaje preciso y versátil que permitirá reconocer otro tipo de información; como el hecho de calcular las cantidades de sustancias que intervienen en las reacciones químicas, para realizar cambios en las mismas con una base, considerando que se encuentran debidamente balanceadas; es decir, que de acuerdo con la **ley de la conservación de la masa**, planteada por Antoine Lavoisier, se observe que existe el mismo número de especies elementales tanto en los reactantes como en los productos y por ende, la cantidad de masa no cambiará. En este sentido, los **coeficientes** de una ecuación química **balanceada** se pueden interpretar, tanto **como los números relativos de moléculas comprendidas en la reacción, o bien, como los números relativos de “moles” de sustancia participante.**

Por ejemplo el hidrógeno gas (H₂) puede reaccionar con oxígeno gas (O₂) para formar agua (H₂O). La ecuación química para esta reacción se escribe:

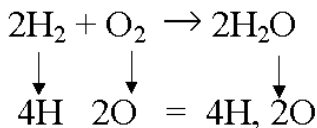


El “+” se lee como “reacciona con” y la flecha significa “produce”. Las fórmulas químicas a la izquierda de la flecha representan las sustancias de partida denominadas **reactivos o reactantes**. A la derecha de la flecha están las fórmulas químicas de las sustancias producidas denominadas **productos** de la reacción. Los números al lado de las fórmulas son los coeficientes (el coeficiente 1 se omite) que señalan la cantidad de “moles” de sustancia participante durante el proceso.



¿Qué le ocurre a la materia cuando sufre una reacción química?

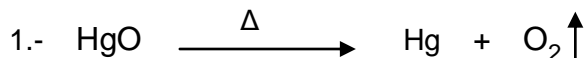
Según la ley de la **conservación de la masa los átomos ni se crean, ni se destruyen, durante una reacción química**. Por lo tanto **una ecuación química ha de tener el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados de la flecha**. Se dice entonces que la ecuación *está balanceada*.



Balanceo de las reacciones químicas:

1. Determinar los reactivos y los productos de la reacción.
2. Escribir la ecuación química: reactivos → productos
3. Balancear la ecuación; para ello:
 - Se empieza por igualar la ecuación probando diferentes coeficientes para lograr que el número de átomos de cada elemento sea igual en ambos lados de la ecuación. (*Nota: **No se pueden modificar los subíndices de las fórmulas***).
 - Primero se buscan los elementos que aparecen una sola vez en cada lado de la ecuación y con igual número de átomos: las fórmulas que contienen estos elementos deben tener el mismo coeficiente. Por lo tanto, no es necesario ajustar los coeficientes de estos elementos en ese momento.
 - A continuación, se buscan los elementos que aparecen sólo una vez en cada lado de la ecuación, pero con diferente número de átomos y se balancean estos elementos. Por último se balancean los elementos que aparecen en dos o más fórmulas del mismo lado de la ecuación.
4. Se verifica la ecuación igualada para asegurarse de que hay el mismo número total de átomos de cada tipo en ambos lados de la flecha de la ecuación.

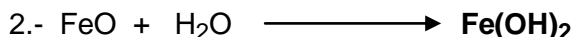
A.- BALANCEA POR EL MÉTODO DE TANTEO LAS ECUACIONES, Clasifícalas de acuerdo al tipo al que pertenecen, anota el nombre de reactantes y productos y contesta lo que se te indica.



Nombres _____

Modelo Matemático: _____ Tipo de Reacción: _____

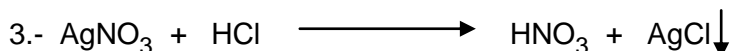
La flecha \uparrow representa _____



Nombres _____

Modelo Matemático: _____ Tipo de Reacción: _____

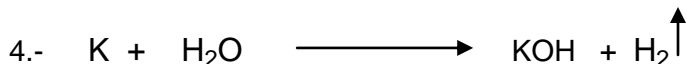
El compuesto en negritas pertenece a la función llamada: _____



Nombres _____

Modelo Matemático: _____ Tipo de Reacción: _____

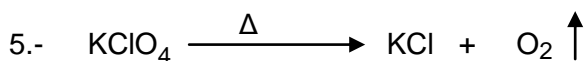
La función química del HNO_3 es _____



Nombres _____

Modelo Matemático: _____ Tipo de Reacción: _____

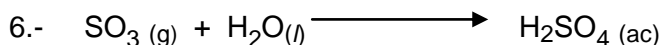
¿El gas producido es un combustible o un comburente? _____



Nombres _____

Modelo Matemático: _____ Tipo de Reacción: _____

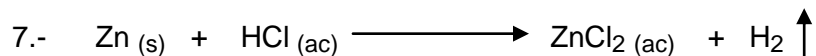
El triángulo sobre la flecha representa: _____



Nombres _____

Modelo Matemático: _____ Tipo de Reacción: _____

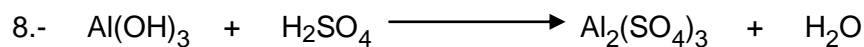
El gas $\text{SO}_3 (\text{g})$ es un ejemplo de un compuesto que pertenece a la función llamada _____



Nombres _____

Modelo Matemático: _____ Tipo de Reacción: _____

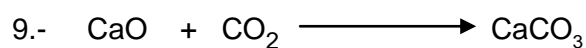
El símbolo (ac) indica: _____



Nombres _____

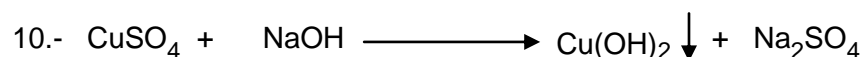
Modelo Matemático: _____ Tipo de Reacción: _____

Los coeficientes de la ecuación representan: _____



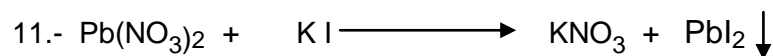
Nombres _____

Modelo Matemático: _____ Tipo de Reacción: _____



Nombres _____

Modelo Matemático: _____ Tipo de Reacción: _____



Nombres _____

Modelo Matemático: _____ Tipo de Reacción: _____

La flecha \downarrow representa _____



Nombres _____

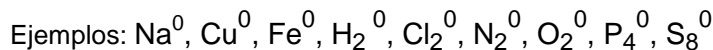
Modelo Matemático: _____ Tipo de Reacción: _____

BALANCEO DE REACCIONES REDOX

Existen otro tipo de reacciones denominado de oxidación – reducción (REDOX), que se presenta cuando las sustancias que se combinan intercambian electrones de manera simultánea, es decir, un elemento cede electrones y otro elemento los recibe. Este proceso se puede notar teóricamente si existe una variación en el **número de oxidación** (estado de oxidación) de las especies químicas que reaccionan con respecto a las producidas. El manejo del número de oxidación es imprescindible para el balanceo de las reacciones REDOX.

El **número de oxidación** puede definirse como la carga real o virtual que tienen las especies químicas (átomos, moléculas, iones) que forman las sustancias puras. Esta carga se determina con base en la electronegatividad de las especies según las reglas siguientes.

1.- Número de oxidación de un elemento químico. El número de oxidación de un elemento químico es de cero ya sea que este se encuentre en forma atómica o de molécula polinuclear.



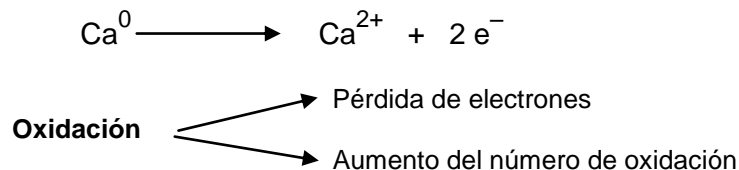
2.- Número de oxidación del hidrógeno. Generalmente es de 1+, salvo en el caso de los hidruros metálicos donde es de 1–.

3.- Número de oxidación del oxígeno. El número de oxidación del oxígeno se considera casi siempre 2–, excepto en los peróxidos, donde es de 1–.

4.- En los elementos que forman parte de un compuesto, los números de oxidación se asignan conforme la posición del mismo en la tabla periódica, de acuerdo a las reglas ya establecidas y a la necesidad de mostrar moléculas eléctricamente neutras.

CONCEPTOS DE OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN OXIDACIÓN.

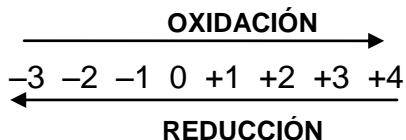
OXIDACIÓN.- La oxidación tiene lugar cuando una especie química pierde electrones y en forma simultánea, aumenta su número de oxidación. Por ejemplo, el calcio metálico (con número de oxidación cero), se puede convertir en el ion calcio (con carga de 2+) por la pérdida de dos electrones, según el esquema simbólico siguiente:



REDUCCIÓN. La reducción ocurre cuando una especie química gana electrones y al mismo tiempo disminuye su número de oxidación. Por ejemplo, el cloro atómico (con número de oxidación cero) se convierte en el ion cloruro (con número de oxidación y carga de 1–) por ganancia de un electrón, según el esquema simbólico siguiente:

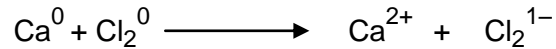


Para más facilidad se puede construir una escala numérica del número de oxidación y seguir el cambio electrónico del proceso redox por el aumento o disminución del mismo:

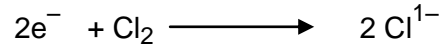


CONCEPTOS DE AGENTE OXIDANTE Y AGENTE REDUCTOR.

AGENTE OXIDANTE. Es la especie química que un proceso redox acepta electrones y se reduce, provocando la oxidación de otro elemento en dicho proceso. Por ejemplo, cuando se hacen reaccionar cloro elemental con calcio:

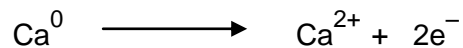


El cloro es el agente oxidante puesto que, gana electrones y su carga o número de oxidación pasa de 0 a 1-. Esto se puede escribir como:



Gana electrones y se considera el **Agente oxidante; se reduce** porque disminuye su número de oxidación.

AGENTE REDUCTOR. Es la especie química que un proceso redox pierde electrones que recibe otro elemento que simultáneamente se reduce y, por tanto, se oxida en dicho proceso (aumenta su número de oxidación). Por ejemplo, en la reacción anterior, el calcio es el agente reductor puesto que pierde electrones y su carga o número de oxidación pasa de 0 a 2+; Esto se puede escribir como:



Pierde electrones, es el **Agente reductor; se oxida** porque aumenta su número de oxidación.

BALANCEO DE REACCIONES QUÍMICAS REDOX

Existen varios métodos para el balanceo de reacciones Redox, en este caso se va a utilizar el método de transferencia de electrones.

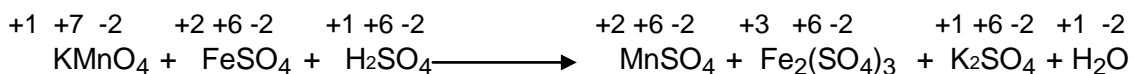
- **MÉTODO DEL CAMBIO DEL NÚMERO DE OXIDACIÓN (Transferencia de electrones).**

Como su nombre lo indica, este método de balanceo se basa en los cambios de los números de oxidación de las especies que reaccionan. A continuación se describen los pasos de este método de balanceo.

Balancear por el método del cambio del número de oxidación la reacción química siguiente:

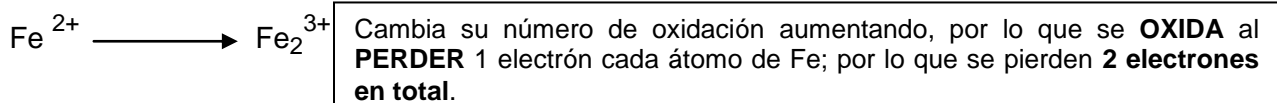
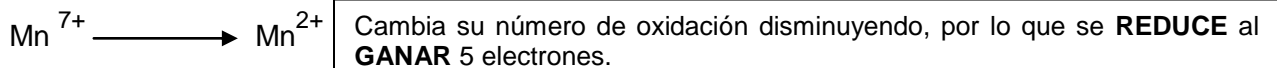


Paso 1. Determinar los números de oxidación de todos los elementos presentes en la reacción.

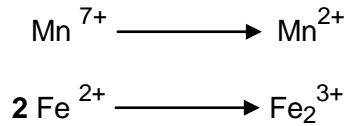


Paso 2. Identificación de los elementos que cambian su estado de oxidación.

Se identifican los elementos que cambian su estado de oxidación o carga y se escriben como semireacciones de oxidación y de reducción (no importa el orden de escritura de las semirreacciones).

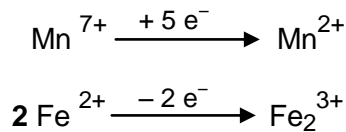


Paso 3. Balance de masa. Se efectúa el balance de masa. Debe haber el mismo número de especies químicas en ambos lados de la flecha de reacción. En el caso del manganeso, no es necesario efectuar ningún tipo de balance, puesto que hay un número igual de átomos en ambos miembros de la semirreacción. Sin embargo, en el caso del hierro, hay un coeficiente de 2 en el Fe^{3+} que también debe aparecer (como coeficiente) en el Fe^{2+} .



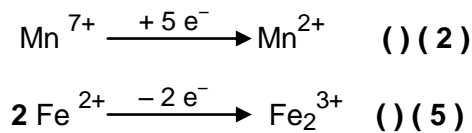
Paso 4. Balance de carga. Se efectúa el balance de carga. Debe haber igual número de cargas en ambos lados de las flechas de reacción. Lo único que puede utilizarse para el balance de carga son los electrones que se pierden o se ganan en el proceso redox.

El planteamiento de una desigualdad matemática puede servir para realizar el balance de carga. Al mismo tiempo se pueden identificar los procesos de oxidación y de reducción, dependiendo del lado de donde se cedan o agreden los electrones.

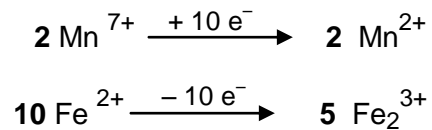


Paso 5. Balance de los electrones intercambiados (perdidos y ganados) en las semirreacciones redox balanceadas.

El número de electrones que se intercambian en las semirreacciones redox debe ser el mismo. Este se obtiene al multiplicar de manera cruzada los electrones perdidos y ganados. Se simplifica la ecuación.

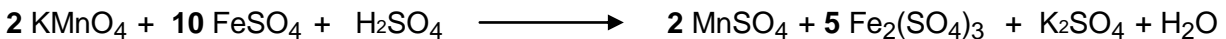


De donde se tienen los siguientes valores en las semirreacciones:



Paso 6. Introducción de los coeficientes obtenidos, en el proceso redox, en la reacción global.

Los coeficientes que se obtienen hasta este paso corresponden únicamente a las especies químicas que intervinieron en el proceso redox y se colocan como coeficientes de los compuestos correspondientes en la reacción completa:



Por último, se procede al ajuste de los coeficientes por el método de tanteo en las demás especies para cumplir con la ley de la conservación de la masa; quedando la reacción de la siguiente forma:

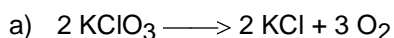


Contesta lo siguiente:

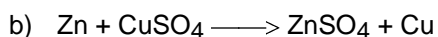
1.- ¿En qué consiste la **oxidación**? ¿Y la **reducción**? Relaciona los conceptos con la variación del número de oxidación.

2.- ¿Qué es un **oxidante**? ¿Y un **reductor**?

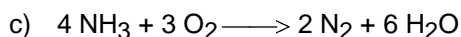
3.- En cada una de las siguientes reacciones redox, asigna el número de oxidación a cada elemento e identifica la oxidación, la reducción, el agente oxidante y el agente reductor. Justifica tus respuestas utilizando semi – reacciones, no olvides indicar los números de oxidación.



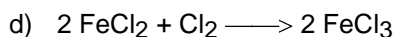
Oxidación	Reducción	Agente	Agente
Elemento oxidado _____	Elemento reducido _____	Oxidante _____	Reductor _____



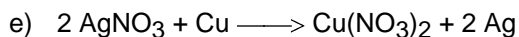
Oxidación	Reducción	Agente	Agente
Elemento oxidado _____	Elemento reducido _____	Oxidante _____	Reductor _____



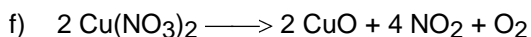
Oxidación	Reducción	Agente	Agente
Elemento oxidado _____	Elemento reducido _____	Oxidante _____	Reductor _____



Oxidación	Reducción	Agente	Agente
Elemento oxidado _____	Elemento reducido _____	Oxidante _____	Reductor _____



Oxidación	Reducción	Agente	Agente
Elemento oxidado _____	Elemento reducido _____	Oxidante _____	Reductor _____



Oxidación	Reducción	Agente	Agente
Elemento oxidado _____	Elemento reducido _____	Oxidante _____	Reductor _____

4.- ESCRIBE DENTRO DEL PARÉNTESIS LA LETRA QUE CORRESPONDA A LA RESPUESTA CORRECTA, ANEXA CLARAMENTE EL PROCEDIMIENTO EMPLEADO PARA SU RESOLUCIÓN EN EL CASO NECESARIO.

() Considerando que el elemento Azufre (S) se localiza en el grupo VI A de la tabla periódica, su valencia puede ser:

- a) -6, +6, +2 b) +6, +4, +2, -2 c) +6 d) ±2

() Corresponde al Número de Oxidación del Cromo en el compuesto llamado Dicromato de Sodio [Na₂Cr₂O₇]

- a) 2+ b) 3+ c) 6+ d) 14+

() En orden de izquierda a derecha, los números de oxidación de cada elemento que forma la molécula del Sulfato de aluminio [Al₂(SO₄)₃] son:

- a) 3+, 6+, 2- b) 3+, 4+, 6- c) 3+, 4+, 2- d) 2+, 3+, 2-

() Es el número de oxidación que presenta el plomo en el Nitrato de plúmbico [Pb(NO₃)₄].

- a) 2+ b) 4+ c) 4- d) 2-

() Es el elemento que se oxida en la siguiente ecuación química:

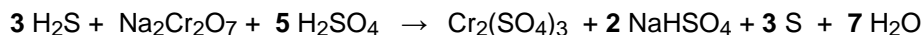


- a) El Azufre porque gana 5 electrones b) El Azufre porque pierde 2 electrones
c) El Manganese porque pierde 2 electrones d) El Manganese porque gana 5 electrones

() Representa una semirreacción de oxidación:

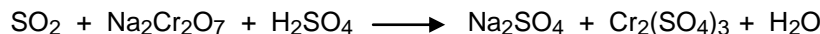
- a) $\text{Cl}^{1-} \longrightarrow \text{Cl}^{1+} + 2 \text{e}^-$ b) $2 \text{H}^{1+} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2^0$
c) $\text{Cr}^{6+} + 3 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cr}^{3+}$ d) $\text{N}^{5+} + 3 \text{e}^- \longrightarrow \text{N}^{2+}$

() Es el agente oxidante de la ecuación:



- a) H₂S b) H₂SO₄ c) NaHSO₄ d) Na₂Cr₂O₇

() Los coeficientes de la siguiente ecuación, al balancearla por el método de óxido reducción son, respectivamente:



- a) 3, 1, 1, 1, 1, 1 b) 1, 3, 3, 1, 1, 7 c) 3, 1, 3, 1, 1, 3 d) 3, 3, 9, 3, 3, 2

() En la ecuación $\text{KMnO}_4 + \text{NH}_3 \longrightarrow \text{KNO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}$, al quedar balanceada el coeficiente que corresponde al agua es:

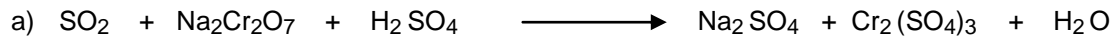
- a) 2 b) 3 c) 5 d) 8

() Son los coeficientes de la siguiente ecuación al balancearla por el método de óxido reducción:



- a) 2, 5, 9, 2, 2, 5, 8 b) 2, 5, 18, 2, 2, 5, 16
c) 5, 5, 9, 2, 4, 5, 18 d) 2, 5, 18, 2, 2, 5, 16

5.- BALANCEA POR EL MÉTODO DE OXIDACIÓN – REDUCCIÓN (REDOX), LAS SIGUIENTES ECUACIONES QUÍMICAS, INDICANDO LO QUE SE TE PIDE EN CADA CASO.



Elemento oxidado _____ No. de electrones perdidos _____

Elemento reducido _____ No. de electrones ganados _____

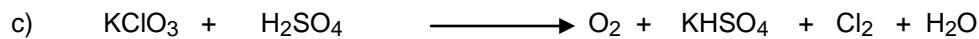
Agente oxidante _____ Agente reductor _____



Elemento oxidado _____ No. de electrones perdidos _____

Elemento reducido _____ No. de electrones ganados _____

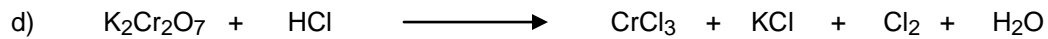
Agente oxidante _____ Agente reductor _____



Elemento oxidado _____ No. de electrones perdidos _____

Elemento reducido _____ No. de electrones ganados _____

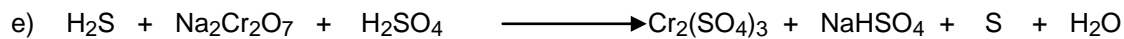
Agente oxidante _____ Agente reductor _____



Elemento oxidado _____ No. de electrones perdidos _____

Elemento reducido _____ No. de electrones ganados _____

Agente oxidante _____ Agente reductor _____



Elemento oxidado _____ No. de electrones perdidos _____

Elemento reducido _____ No. de electrones ganados _____

Agente oxidante _____ Agente reductor _____

UNIDAD 2. ESTEQUIOMETRÍA.

COMPETENCIA PARTICULAR: Plantea la maximización de la eficiencia y economía de una reacción química, aplicando los principios estequiométricos en los procesos industriales con visión al cuidado del medio ambiente.

(RAP) No. 1: Establece las relaciones estequiométricas de las sustancias que participan en una reacción química a partir de su fórmula real, para su aplicación en los contextos académico, industrial y social.

(RAP) No. 2: Cuantifica la eficiencia de una reacción química, considerando los parámetros determinantes que caracterizan a un proceso

UNIDADES QUÍMICAS.

MASA ATÓMICA: Como ya se indicó anteriormente, cada átomo de los distintos elementos, está definido por las partículas que contiene, la suma de la cantidad de protones y neutrones contenidos en el núcleo de un átomo, corresponde a la **masa atómica**.

MASA MOLECULAR. Cuando se unen 2 o más elementos para formar un compuesto, la partícula más simple que se tiene es la molécula; por lo que la masa de la misma debe estar representada por la cantidad de todos los átomos que contiene, considerando este valor como **masa o peso molecular (masa fórmula)**.

Así por ejemplo, si tenemos una molécula de agua, esta por definición, tendrá un peso molecular de 18 en donde las unidades serán cualquiera siempre y cuando definan el peso de algo, esto es gramos, libras, onzas, kilos, etc.

Molécula de agua H_2O Si las masas atómicas de los elementos son: $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16$
 $\text{PM H}_2\text{O} = (2 \times 1) + 16 = 18 \text{ g}$

Ejemplos:

Elemento	Unid.	P.A. (uma)	Elemento	Unid.	P.A. (uma)
Na =	1	x 23 uma	H	3	x 1 uma = 3 uma
H =	1	x 1 uma	P	1	x 31 uma = 31 uma
O =	1	x 16 uma	O	4	x 16 uma = 64 uma
NaOH	Peso molecular	= 40 uma	H₃PO₄	Peso molecular	= 98 uma

Los términos peso molecular, peso fórmula, masa molecular y masa molar, se usan indistintamente.

En la vida diaria o en experiencias de laboratorio no se utilizan cantidades de sustancia del orden del átomo o de la molécula, sino otras muy superiores, normalmente gramos. Por lo anterior, es mucho más útil introducir un nuevo concepto, una unidad que siendo múltiplo de la masa de un átomo o de una molécula, represente cantidades de materia que sean ya manejables en un laboratorio.

Así, de un elemento se puede tomar una cantidad de gramos que sea igual al número expresado por su peso atómico (**átomo-gramo**). Ejemplo: el peso atómico del hidrógeno es 1,0079; luego, 1,0079 g de hidrógeno equivalen a un átomo-gramo de hidrógeno.

De forma similar, se define la **molécula-gramo** de una sustancia como el número de gramos de esa sustancia igual a su peso molecular. Ejemplo: el **peso molecular** del hidrógeno (H_2) es 2,0158; luego, **2,0158 g** de hidrógeno equivalen a una molécula-gramo de hidrógeno.

Para medir las sustancias, se estableció convencionalmente una cantidad de partículas representativas de cada elemento o compuesto, denominada **mol**.

La masa de un mol de cualquier sustancia es el número de gramos de esa sustancia igual en valor a su masa molecular. A esta masa se la denomina Masa molar y se mide en g/mol.

También se puede definir la "mol" como la cantidad de materia que tiene tantos átomos que pesen exactamente 12 gramos de C^{12} .

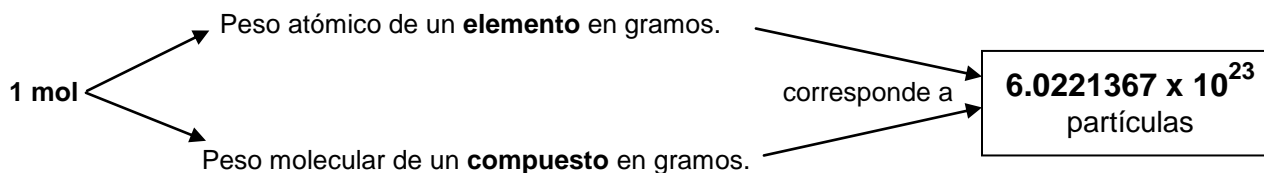
Por medio de varios experimentos, se ha demostrado que este número es...

$$6.0221367 \times 10^{23} \text{ partículas de sustancia.}$$

El cual normalmente se abrevia simplemente como 6.02×10^{23} , y se conoce con el nombre de **Número de Avogadro**.

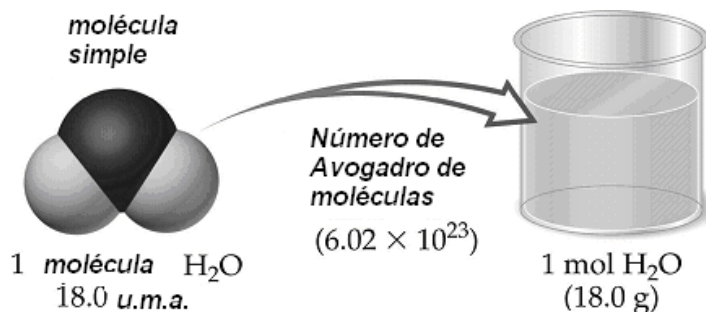
También es conveniente señalar que cuando se trata de un gas, **una mol de cualquier gas en C. N. T. P.** ocupa un volumen igual a **22.4 litros**, a ese valor se le denomina **Volumen Molecular Gramo**.

Lo anterior se puede resumir de acuerdo a la siguiente expresión:



Además, si se trata de un mol de gas que se encuentra en C. N. P. T., ocupa un volumen de 22.4 litros

Una mol de átomos, carcachas, cucarachas, canicas, centavos, gente, etc. tiene 6.02×10^{23} estos objetos.



Para determinar el **número de moles (n)** de una cantidad diferente de sustancia se puede considerar:

$$n = \frac{\text{masa de la sustancia en (g)}}{\text{Peso molecular de la sustancia (g / mol)}}$$

Ejemplo: Moles en 500 g de agua.

$$n_{H_2O} = \frac{500 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 27.77 \text{ g } H_2O$$

Otras determinaciones que se pueden realizar conociendo el número de moles de una sustancia son:

$$N \text{ partículas} = n (6.022 \times 10^{23} \text{ partículas/mol})$$

$$V \text{ gás (CNPT)} = n (22.4 \text{ L/mol})$$

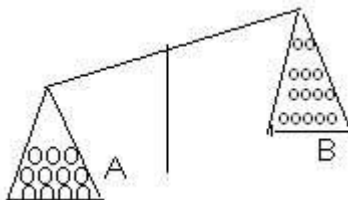
$$N \text{ partículas } H_2O = n (6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol})$$

$$N \text{ partículas } H_2O = 27.77 \text{ mol} (6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol}) = 16.73 \text{ moléculas } H_2O$$

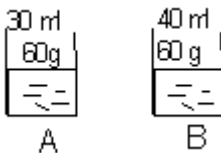
ACTIVIDADES SOBRE UNIDADES QUÍMICAS.

LEE DETENIDAMENTE LAS SIGUIENTES PREGUNTAS Y SUBRAYA CON UN COLOR DISTINTIVO AQUELLA QUE CORRESPONDA A LA RESPUESTA CORRECTA, SI ES NECESARIO QUE REALICES ALGUNA OPERACIÓN, REALIZALA EN EL ESPACIO QUE CADA CUESTIÓN PRESENTA.

1. El dibujo de la derecha representa una balanza especial donde se han colocado dos trozos de sustancias, indicándose sus correspondientes átomos, ¿dónde es mayor la cantidad de sustancia?



- Es mayor la cantidad de sustancia en B.
 - Es igual en ambos casos.
 - Es mayor la cantidad de sustancia en A.
2. La masa molar del agua es 18 g/mol ¿Cuál es la masa molecular del agua?
- La masa molecular del agua es de 1 g.
 - La masa molecular del agua es de 18 unidades de masa atómica.
 - La masa molecular del agua es de 18 g.
3. La masa atómica del sodio es de 23 u. ¿Cuál es el valor de su masa molar?
- La masa molar del sodio es de 1 gramo.
 - La masa molar del sodio es de 23 g/mol.
 - La masa molar del sodio es de 12 g.
4. La masa molar de la sustancia X es de 300 g/mol. ¿Cuál es la masa de una sola partícula (o unidad fundamental) de X?
- La masa de una sola partícula (o unidad fundamental) de X es de 300g.
 - La masa de una sola partícula (o unidad fundamental) de X es de 1 g.
 - La masa de una sola partícula (o unidad fundamental) de X es de 300 u.
5. La sustancia A está formada por moléculas de masa molecular relativa 40 y la sustancia B por moléculas de masa molecular relativa 50. Encima de la mesa tenemos dos vasos, con 60 g de ambas sustancias en estado líquido.



- La cantidad de sustancia es la misma en ambos casos.
- Es mayor la cantidad de sustancia B que la de A.
- Es mayor la cantidad de sustancia A que la de B.

6. Tenemos sobre la mesa dos montones de cobre y azufre Sabiendo que cada átomo de cobre pesa el doble que cada átomo de azufre, ¿qué masa hay que tomar de cada sustancia para que haya el mismo número de átomos de ambas?
- La misma masa en ambas.
 - Doble masa de cobre que de azufre.
 - Doble masa de azufre que de cobre.
7. En 64 gramos de Oxígeno (O_2) ¿cuántos moles de oxígeno hay? Masa atómica relativa (O) =16
- Hay 64 moles de oxígeno
 - Hay 4 moles de oxígeno
 - Hay 2 moles de oxígeno
8. Las masas moleculares de las siguientes sustancias: HCl, N_2 y CO_2 , son respectivamente 36.5, 28 y 44 u. Si consideramos 100 g de cada una de ellas, señala cuál contiene mayor número de moles.
- El N_2 porque de las tres sustancias es la que tiene menor masa molar.
 - Las tres tienen igual número de moles. Porque tienen la misma masa.
 - El CO_2 porque de las tres sustancias es la que tiene mayor masa molar.
9. Al comparar el número de átomos existentes en 1 g de carbono y los existentes en 1g de sodio, ¿Cómo piensas que será el resultado)? (Masa atómica del carbono: 12 u, del sodio: 23 u).
- El número de átomos de carbono es menor al número de átomos de sodio ya que la masa molar del carbono es menor que la del sodio, por lo que aunque es la misma masa el sodio contiene más moles.
 - El número de átomos de carbono es igual al número de átomos de sodio ya que tenemos la misma masa de los dos.
 - El número de átomos de carbono es mayor al número de átomos de sodio ya que la masa molar del carbono es menor que la del sodio, por lo que aunque es la misma masa el carbono contiene más moles.
10. Una cantidad en gramos igual al número que expresa la masa atómica relativa, indica:
- La masa en gramos de ese elemento.
 - La masa en gramos de un átomo de ese elemento.
 - La masa de un mol de átomos de ese elemento.
11. El mol representa:
- El número de moléculas contenidas, en condiciones normales, en 22,4 l de una sustancia.
 - La cantidad de sustancia que contiene tantas partículas (moléculas, átomos, iones.) como átomos hay en 12 gramos de carbono-12
 - El número de moléculas contenidas en un gramo de sustancia.
12. 100 L de un gas, contenidos en un recipiente hermético, a 20 °C tiene una masa de 50 g. Se calienta el gas y su volumen aumenta hasta 200 L.
- La masa del gas se mantiene constante, ya que la cantidad de gas no ha variado al no poderse "escapar".
 - La masa del gas disminuye, ya que los gases, a más temperatura pesan menos que cuando su temperatura es menor.
 - La masa del gas aumenta ya que a mayor temperatura los objetos pesan más.
 - La masa del gas cambia porque cambia el volumen.

ACTIVIDADES PROPUESTAS PARA LOS ALUMNOS:

Consulta la siguiente dirección y elabora un informe con tus observaciones, comentarios y conclusiones. Ingresar a la página, selecciona "GUÍA" y realiza las actividades referentes a Cantidad de gas.

http://www.juntadeandalucia.es/averroes/recursos_informaticos/andared02/leyes_gases/index.html

- Elabora un glosario que contenga los conceptos de las unidades químicas: mol, volumen molecular gramo, número de Avogadro.

EJERCICIO: Con ayuda de la tabla periódica y el cuadro de radicales, determina el peso molecular de los siguientes compuestos.

a. Ácido sulfúrico	b. Nitrato de plata	c. Carbonato de aluminio.	d. Clorito de amonio	e. Cromato de potasio
f. Cloruro de calcio	g. Óxido férrico	h. Pentóxido de dinitrógeno	i. Fosfato de hierro (III)	j. Hidróxido de magnesio

EJERCICIO: Utilizando la tabla periódica realiza las siguientes conversiones de unidades. Es conveniente que utilices hojas extra para plantear claramente tus procedimientos.

1. Un mol de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) pesa 180 gramos. Por consiguiente, debe haber más de 1 mol en 538 gramos. **Determina ese número de moles.**
2. Determina la cantidad de sustancia en gramos presente en 35 moles de ácido nítrico (HNO_3).
3. Para 200 litros de gas amoníaco (NH_3), medidos en las condiciones normales, determina el número de moles que se encuentran en ese volumen de gas.
4. Considerando 15.34×10^{25} moléculas de nitrato de calcio [$Ca(NO_3)_2$], ¿a qué cantidad en gramos de sustancia corresponde?
5. Para 1500 gramos de gas propano (C_3H_8), determina:
 - Número de moles contenidas en esa cantidad de gas.
 - Número de moléculas de gas.
 - Volumen ocupado por el gas considerando CNPT.
6. 20 moles de Nitrato de plata, ¿qué cantidad de gramos contienen?
7. Determina el número de moles presentes en 550 gramos de Hipoclorito de calcio.
8. Considerando que un tanque de gas Nitrógeno pesa 50 Kg, ¿cuántas moles de gas contiene y qué volumen ocuparía en CNPT?

Escribe dentro del paréntesis las letras que correspondan a la respuesta correcta.

1. () Se considera la cantidad de sustancia en gramos, equivalente al peso molecular de una sustancia:
A) Peso atómico B) Mol C) 22.4 L D) Átomo – gramo
2. () Valor numérico que corresponde al Número de Avogadro.
A) 22.4 B) 0.082 C) 6.023×10^{-23} D) 6.023×10^{23}
3. () Número que corresponde al volumen molecular gramo (volumen que ocupa un mol de gas en condiciones normales de presión y temperatura).
A) 22.4 B) 0.082 C) 6.023×10^{-23} D) 6.023×10^{23}
4. () 2 moles de Cloro puro (Cl_2) en condiciones normales de presión y temperatura ocupan un volumen de:
A) 22.4 L B) 3 L C) 44.8 L D) 67.2 L
5. () Una muestra de 5.6 gramos de plata, expresada en moles corresponde a:
A) 0.0518 mol B) 19.28 mol C) 604.8 mol D) 1 mol
6. () 3 moles de agua, equivalen a una masa en gramos igual a:
A) 2 gramos B) 6 gramos C) 18 gramos D) 54 gramos
7. () Una muestra de 45 litros de gas Neón, medida en C. N. P. T., corresponde en moles a:
A) 2 B) 40.17 C) 22.4 D) 2.25
8. () Es el volumen que ocupan 253 gramos de Anhídrido Sulfúrico (SO_3) a C. N. P. T.
A) 3.16 L B) 11.29 C) 70.84 L D) 80 L
9. () 1.5 moles de Cloro puro (Cl_2) en C. N. P. T., ocupan un volumen de:
A) 1.5 L B) 22.4 L C) 33.6 L D) 44.8 L
10. () Una muestra de 3.8 gramos de oro, expresada en moles corresponde a:
A) 0.0192 mol B) 1.928 mol C) 51.84 mol D) 784.6 mol
11. () 4 moles de agua, equivalen a una masa en gramos igual a:
A) 4 gramos B) 4.5 gramos C) 18 gramos D) 72 gramos
12. () Una muestra de 45 litros de gas Argón, medida en C. N. P. T., contiene una masa en gramos igual a:
A) 1.125 g B) 2.001 g C) 25.2 g D) 2.25 g
13. () Es el volumen que ocupan 300 gramos de Anhídrido Carbónico (CO_2) a C. N. P. T.
A) 6.81 L B) 13.39 L C) 152.72 L D) 670 L

ESTEQUIOMETRÍA. Leyes estequiométricas

Del griego *στοιχείον*, (*stoicheion*), letra o **elemento básico constitutivo** y *μέτρον* (*métron*), **medida**. La **Estequiometría** es la parte de la química que se ocupa del estudio de las cantidades de las especies que forman parte de un compuesto; o bien, la cantidad de reactivos y productos que participan en una reacción química; es decir, de las proporciones en que se combinan las sustancias, basándose para su estudio en algunas leyes llamadas *ponderales*.

LEYES PONDERALES. Son las leyes usadas en la ESTEQUIOMETRÍA que nos ayudan a comprender mejor la misma y poder realizar los cálculos necesarios para cualquier tipo de problema, algunas son: Ley de Proust (de las proporciones constantes o definidas) y Ley de Lavoisier (de la conservación de la masa).

- **LEY DE PROUST O DE LAS PROPORCIONES CONSTANTES.** Proust llegó a la conclusión de que:

- Para formar un determinado compuesto, dos o más elementos químicos se unen siempre en la misma proporción de peso o porcentaje.
- La relación en que se combinan las sustancias durante una reacción química, para formar un producto, siempre mantendrá una relación proporcional y constante.

Por ejemplo, para formar agua H_2O , el hidrógeno y el oxígeno intervienen en las cantidades que por cada mol, se indican a continuación:

$$1 \text{ MOL DE AGUA PESA: } (2)1.008 \text{ g H} + 15.999 \text{ g O} = 18.015 \text{ g}$$

Para simplificar los cálculos, se considera que el peso atómico de H es 1 y el O es 16: 1 mol $H_2O = 2 + 16 = 18$ g, de los que 2 son de H y 16 de oxígeno. Por tanto, la relación ponderal (o sea, entre pesos) es de 8 g de oxígeno por cada uno de hidrógeno, la cual se conservará siempre que se deba formar H_2O .

Una aplicación de la ley de Proust es la obtención de la **composición porcentual** de un compuesto, misma que para cualquier cantidad de sustancia permanece constante; esto es, el porcentaje que representa cada elemento dentro de la molécula no cambia; sin importar el tamaño de la muestra.

Composición Porcentual

Esta magnitud especifica los porcentajes en masa de cada uno de los elementos presentes en un compuesto.

$$\% \text{ elemento} = \frac{\text{masa del elemento}}{\text{masa total del compuesto}} \times 100$$

Ejemplo: H_2SO_4 Masa molecular = 98 grs

$$H : 2 \text{ mol} \times 1. \text{ grs/mol} = 2 \text{ grs} \quad \Rightarrow \quad \% H = \frac{2}{98} \times 100 = 2.04 \% \text{ de H}$$

$$O = 4 \text{ mol} \times 16 \text{ grs/mol} = 64 \text{ grs} \quad \Rightarrow \quad \% O = \frac{64}{98} \times 100 = 65.3 \% \text{ de O}$$

$$S = 1 \text{ mol} \times 32 \text{ grs/mol} = 32 \text{ grs} \quad \Rightarrow \quad \% S = \frac{32}{98} \times 100 = 32.65 \% \text{ de S}$$

De acuerdo con esta ley, también se puede conocer la fórmula de cualquier tipo de compuesto conociendo su composición. La relación de la cantidad mínima en la que se encuentra cada elemento en una fórmula se denomina fórmula mínima o empírica y se determina de acuerdo a lo siguiente:

Determinación de la Fórmula empírica (mínima) de una sustancia.

A partir de la composición de un compuesto, expresada, ya sea en porcentaje o en gramos, es posible deducir su fórmula más simple (**fórmula empírica o mínima**), que es una **relación de números enteros** entre los átomos que lo componen esencialmente. Para conocer esta fórmula, podemos tomar como base lo que a continuación se expresa:

Se determina el número de moles del elemento en el compuesto, dividiendo la cantidad del mismo con base en el Porcentaje o masa en gramos que tenemos como dato entre el peso atómico.	Se identifica el menor número de moles obtenido	Dividir entre el menor número de moles todos los valores de los elementos presentes.	El resultado indica: Relación mínima entre los átomos de cada elemento en la fórmula
------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	--------------------------------------------------------	---------------------------------------------------------------------------------------------	---------------------------------------------------------------------------------------------

Ejemplo: Calcular la fórmula empírica para un compuesto que contiene 6.64 gramos de potasio, 8.84 gramos de Cromo y 9.52 gramos de oxígeno.

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

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

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

La relación en este caso es: 1 K : 1 Cr: 3.5 O

Podemos observar que uno de los elementos se debe encontrar **3.5** veces en la fórmula y no es posible que exista 0.5 de átomo en una molécula; por lo tanto, debemos buscar un **factor** que permita “convertir” esta fracción en número entero –puede ser multiplicar () 2, 3, 4,... En el ejemplo, al **multiplicar X 2** alcanzaríamos el objetivo deseado, siendo la fórmula mínima correcta: **2 (K₁Cr₁O_{3.5})**

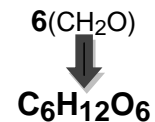


En algunas ocasiones la fórmula mínima no coincide con la fórmula molecular o verdadera de un compuesto; debido a que, sobre todo en compuestos orgánicos, una misma relación entre átomos se repite en su fórmula real. **Por ejemplo:** La fórmula empírica o mínima del Benceno es **C₁H₁** y se sabe que su fórmula verdadera es **C₆H₆**. Lo anterior parte del conocimiento del peso molecular del compuesto a identificar, para lo que es necesario tener este dato y determinar también el de la fórmula mínima resultante por el procedimiento ya descrito.

Ejemplo: La fórmula empírica de la glucosa es **CH₂O** y su masa molecular es de **180**. Determina su fórmula molecular.

DATOS

$$\begin{aligned} \text{Fórmula molecular} &= (\text{CH}_2\text{O})n \\ \text{Masa } (\text{CH}_2\text{O}) &= 12 + 2 + 16 = 30 \end{aligned} \quad n = \frac{180 \text{ g/mol glucosa}}{30 \text{ g de CH}_2\text{O}} = 6$$



Donde – **n** – representa un número que utilizaremos como factor para multiplicarlo por la fórmula mínima y encontrar la fórmula verdadera o molecular.

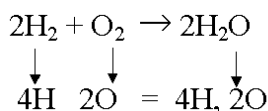
EJERCICIO: Determina la composición porcentual de las siguientes sustancias:

H_3PO_4	$(NH_4)_3PO_4$	$AgOH$
Cl_2O_7	$KMnO_4$	Na_2CO_3

RESUELVE LOS SIGUIENTES EJEMPLOS REFERENTES A LA DETERMINACIÓN DE LA FÓRMULA MÍNIMA Y VERDADERA DE UN COMPUESTO. Nuevamente se recomienda emplear hojas extra para que se muestre el procedimiento empleado.

1. En la actualidad, uno de los principales componentes de las pastas dentales, está formado por 45.238% de flúor y 54.4762% de sodio. Calcula la fórmula para dicho compuesto.
2. La aplicación principal que tiene el ácido fosfórico es en bebidas gaseosas, fertilizantes, dentífricos y detergentes. Se analizaron 120 mg de este ácido, teniendo presentes 3.703 mg de hidrógeno, 37.932 mg de fósforo y el resto de oxígeno. La fórmula mínima de este compuesto es:
3. Un exceso de azufre reacciona con 1.13 gramos de cobalto, produciéndose 2.054 gramos de Sulfuro de Cobalto. Determina la fórmula mínima del producto formado.
4. 0.5 gramos de una muestra de fósforo, se sometió a una combustión hasta formar óxido de fósforo en una corriente de oxígeno puro. Si el producto tiene una masa de 1.145 gramos, sabiendo además que de acuerdo con un experimento adicional se obtuvo una masa molecular aproximada de 285, determina la fórmula mínima y verdadera del producto.
5. Uno de los principales productos anticongelantes está formado por 38.7% de Carbono, 9.7% de Hidrógeno y el resto de Oxígeno. Si tiene una masa molecular de 323.6, determina su fórmula verdadera.
6. ¿Cuál es la fórmula molecular o verdadera de una sustancia que contiene 21.6% de Sodio, 33.3% de Cloro y 45.1% de Oxígeno, cuya masa molecular es aproximadamente de 106.5?
7. La composición en por ciento del acetaldehído es 54.5% de C, 9.2% de H y 36.3 de O, y su peso molecular es 44 uma. Determina la fórmula molecular del acetaldehído.
8. Una muestra de 275 gramos de un compuesto orgánico, se sometió a una determinación de laboratorio, encontrándose un contenido de 110 gramos de Carbono, 18.315 gramos de Hidrógeno y lo demás de Oxígeno. Si su masa molecular experimental es de 180 g/mol, ¿cuál es su fórmula verdadera?
9. Uno de los componentes básicos de la piña, es un aceite esencial que presenta la siguiente composición porcentual: 62.06% de C, 10.34% de H y lo demás de Oxígeno, con una masa molecular determinada experimentalmente igual a 116 g/mol. Calcula la fórmula molecular de este aceite.
10. Un ácido orgánico muy abundante en los limones, naranjas, toronjas, conocido como ácido cítrico, está formado por un 58.33% de Oxígeno; 4.16% de Hidrógeno y 37.5% de Carbono. Teniendo una masa molecular de 192. Determina la fórmula mínima y verdadera del ácido cítrico.

ESTEQUIOMETRÍA. LEY DE LAVOISIER. De la conservación de la masa. Esta ley se enuncia: **“en una reacción química, la suma de las masas de las sustancias reaccionantes es igual a la suma de las masas de los productos de la reacción (la masa ni se crea ni se destruye solo se transforma)”**. Ya mencionamos anteriormente que cuando se transforman químicamente las sustancias, se da lugar a otras especies con propiedades diferentes de las originales; pero: ¿Qué le ocurre a la materia cuando sufre una reacción química?

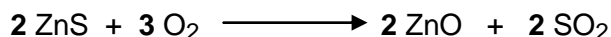


Según la ley de la **conservación de la masa los átomos ni se crean, ni se destruyen**. Por lo tanto **una ecuación química ha de tener el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados de la flecha**; es decir la ecuación debe *estar balanceada*. Los coeficiente empleados para ese balanceo, simbólicamente representan la cantidad en moles de cada especie (elemento o compuesto), participante en la reacción.

Conforme la Ley de Lavoisier, si se emplea la información que proporciona la ecuación química de una reacción, la suma de las masas (atómica o molecular) multiplicadas por el número de moles de cada especie en cuestión, debe ser igual, tanto en reactivos como en productos.

Ejemplo: Comprueba que se cumple la Ley de Lavoisier en el siguiente proceso:

La esfalerita es un mineral de sulfuro de zinc (ZnS) y una fuente importante del metal zinc. El primer paso en el procesamiento de la mena consiste en calentar el sulfuro de zinc con oxígeno para obtener óxido de zinc ZnO, y dióxido de azufre, SO₂; determina las cantidades estequiométricas de cada sustancia en gramos para comprobar la ley de la conservación de la masa, de acuerdo a la siguiente ecuación de la reacción: **Recuerda que la ecuación debe estar debidamente balanceada.**

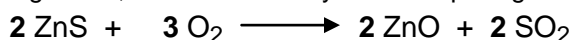


Cantidad de la sustancia en moles:	2 mol ZnS	3 mol O ₂		2 mol ZnO	2 mol SO ₂
Multiplicar el número de moles por el P. M. de cada especie (cantidad estequiométrica)	194 g ZnS	96 g O ₂		162 g ZnO	128 g SO ₂
Sumar las cantidades en gramos de reactivos y productos.	290 g Reactantes		=	290 g Productos	

Pesos moleculares (g/mol)	
ZnS = 65 + 32	= 97
O₂ = 16 X 2	= 32
ZnO = 65 + 16	= 81
SO₂ = 32 + (16X2)	= 64

Al combinar los postulados descritos, es decir, la ley de Lavoisier y la ley de Proust, se puede determinar en una reacción **debidamente balanceada**, lo que se conoce como **relaciones estequiométricas**; es decir, se pueden establecer y modificar las cantidades en que se encuentran las sustancias durante una reacción química; vistas desde el nivel microscópico y trasladadas al nivel macroscópico en función de unidades como la masa, el mol y el volumen de cada especie participante.

EJEMPLO: Considerando el proceso anteriormente desarrollado, observa como al modificar la cantidad de alguno de los componentes, se modifica **proporcionalmente** la cantidad de los otros, y se puede expresar esa variación en cualquier unidad establecida. Suponer entonces, que la cantidad de “mena” (ZnO) empleado es de **10 gramos** para una prueba de laboratorio, por lo que, las cantidades necesarias y producidas de cada especie serán medidas tanto en gramos, como en moles y volumen para gases (L) considerando CNPT:



Cantidad de la sustancia en moles:	2 mol ZnS	3 mol (67.2 L) O ₂		2 mol ZnO	2 mol (44.8 L) SO ₂
(cantidad (g) estequiométrica)	194 g ZnS	96 g O ₂		162 g ZnO	128 g SO ₂
Nueva cantidad de sustancias	10 g	X= 4.95 g		X= 8.35 g	X= 6.60 g
	0.103 mol	0.155 mol		0.103 mol	0.103 mol
		3.472 L CNPT			2.31 L CNPT

194 g ZnS reaccionan con 96 g de O ₂
10 g ZnS _____ 4.95 g O₂
194 g ZnS producen 162 g de ZnO
10 g ZnS _____ 8.35 g ZnO
194 g ZnS producen 128 g de SO ₂
10 g ZnS _____ 6.60 g SO₂

Resuelve los siguientes problemas, considerando para todos ellos lo siguiente:

- Plantear la ecuación de la reacción (en caso de que no se proporcione).
- Balancear la ecuación química.
- Establecer la base de cálculo (relación estequiométrica).
- Observar claramente los datos proporcionados.

I. ESCRIBE EN EL PARÉNTESIS LA OPCIÓN QUE CORRESPONDA A LA RESPUESTA CORRECTA.

- a. () A partir de ecuación ajustada determina la masa de cobre que producirá 0.167 moles de NO(g) si reaccionan con ácido nítrico en exceso.



- a) 10.6 g b) 31.8 g c) 190.6 g d) 15.9 g

- b. () La síntesis del amoníaco en la industria es a partir de nitrógeno e hidrógeno, de acuerdo con la ecuación: $3 \text{ H}_2(\text{g}) + \text{ N}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{ NH}_3(\text{g})$ La cantidad en litros medidos en CNPT de cada uno de estos gases necesarios para obtener 100 litros de amoníaco son, respectivamente:

- a) 6 y 28 b) 17.64 y 82.35 c) 67.2 y 22.4 d) 150 y 50

- c. () Al estudiar la descomposición del etanal (acetaldehído) a alta temperatura, de acuerdo a la ecuación: $\text{CH}_3\text{CHO(l)} \longrightarrow \text{CH}_4(\text{g}) + \text{CO(g)}$; los gramos de etanal necesarios para generar 250 mL de metano (CH₄) y los moles de CO que se obtienen al mismo tiempo son respectivamente:

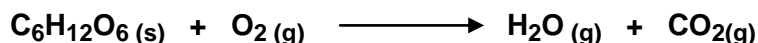
- a) 44 g CH₃CHO y 1 mol CO b) 491.07 g CH₃CHO, 11 mol CO
c) 0.49 g CH₃CHO y 0.011 mol CO d) 4.91 g CH₃CHO y 0.11 mol CO

- d. () Al calentar Clorato de potasio, se obtiene oxígeno gaseoso, gas comburente que se identifica al acercarle un punto de ignición, mediante la siguiente ecuación química: $2\text{KClO}_3(\text{s}) \longrightarrow 2\text{KCl}(\text{s}) + 3\text{O}_2\uparrow$ Si en un experimento de laboratorio se calienta 1 gramo de Clorato de potasio, la cantidad en gramos, mol y volumen que se genera de oxígeno es:

- a) 0.39 g, 0.012 mol, 0.274 L b) 96 g, 3 mol, 67.2 L
c) 32 g, 3 mol, 22.4 L d) 1 g, 1 mol, 2.74 L

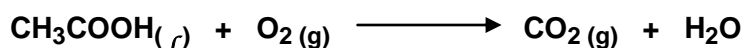
II. RESUELVE LOS SIGUIENTES PROBLEMAS, INDICA CLARAMENTE TU PROCEDIMIENTO.

1. Balancea la reacción que muestra la combustión del azúcar (C₆H₁₂O₆), comprobando la ley de la conservación de la masa, de acuerdo con la siguiente ecuación de la reacción.



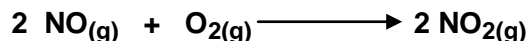
2. La fórmula química del ácido acético es CH₃COOH (el vinagre es una solución diluida de ácido acético). El ácido acético puro es inflamable, de manera que si se queman 315 gramos de ácido acético,

- b) ¿Cuántos gramos de CO₂ y H₂O se producirán? Considera la siguiente ecuación de la reacción.



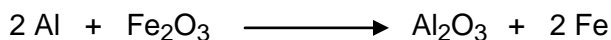
- c) En la combustión del ejemplo anterior ¿Cuántas moles y litros (en CNPT) de CO₂ se producen a partir de 35 gramos de ácido acético?

3. La reacción entre el óxido nítrico (NO) y oxígeno para formar dióxido de nitrógeno (NO₂) es un paso determinante para la formación del smog fotoquímico, representado por la siguiente ecuación.



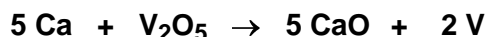
- a) ¿Cuántos moles de NO₂ se formarán por la reacción completa de 5.7 litros de O₂? Medidos en las CNPT
 b) ¿Cuántos gramos de NO₂ se formarán por la reacción completa de 1.44 g de NO?

4. La reacción entre aluminio y óxido de hierro (III) puede producir temperaturas cercanas a los 3000 °C, lo que se utiliza para soldar metales:



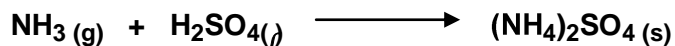
En un proceso se hicieron reaccionar 601 g de óxido férrico; calcúlese la masa (en gramos) de óxido de aluminio que se formará así como los moles de hierro producidos.

5. En la industria, el vanadio metálico, que se utiliza en aleaciones con acero, se puede obtener por la reacción del óxido de vanadio (V) con calcio, a temperatura elevada:



Durante un proceso determinado 1.54 x 10³ gramos de Pentóxido de vanadio reaccionan con 1.96 x 10³ gramos de Calcio. Determina la cantidad en moles y en gramos de vanadio generado.

6. El ácido sulfúrico se utiliza para producir industrialmente sulfato de amonio. La ecuación que representa este proceso es



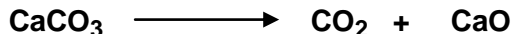
- a. Si se hacen reaccionar 4 moles de ácido sulfúrico, determina el volumen en litros que se necesita de Amoníaco para reaccionar estequiométricamente, considerando que se trabaja en CNPT.
 b. La masa de sulfato de amonio producida en gramos.

7. En la siguiente tabla se recogen los resultados de una serie de experiencias en las que se hace reaccionar plata y azufre para formar sulfuro de plata, de acuerdo con la ecuación: $2 \text{Ag} + \text{S} \longrightarrow \text{Ag}_2\text{S}$

Completa el contenido de los recuadros que faltan.

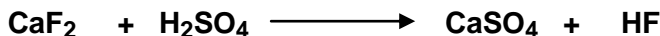
Experiencia	Ag (g)	S (g)	Ag ₂ S (g)	Ag (g) sobrante	S (g) sobrante
A	3.60	0.54	4.14	0	0
B			6.30	0	0
C			5.20	0.50	0.30
D		1.50		1.30	0
E	4.20	2.50			
F	7.50		8.20		1.50

8. El cemento está formado entre otras cosas, por óxido de calcio que se obtiene por el tratamiento a altas temperaturas de la piedra caliza, como se muestra en la siguiente ecuación química.



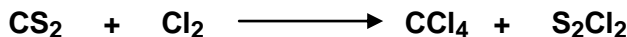
- Si para la producción de 1250 Kg de óxido de calcio, se utilizó carbonato de calcio; la cantidad en gramos de este material que se necesita en el proceso es:
- El número de moles producidos de dióxido de carbono durante el proceso es igual a:

9. El ácido fluorhídrico se utiliza para el grabado de vidrio. Su obtención se realiza a partir de la sal de calcio, mediante la siguiente reacción:

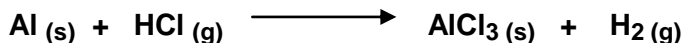


Si se hacen reaccionar 25 Kg de fluoruro de calcio con la cantidad estequiométrica de ácido sulfúrico, calcula:

- Los Kg producidos de sulfato de calcio.
 - Las moles de ácido fluorhídrico generadas.
10. Se preparó tetracloruro de carbono haciendo reaccionar disulfuro de carbono con cloro elemental, de tal manera que se produjeron 32.5 gramos de tetracloruro de carbono. Determina la cantidad de disulfuro de carbono y cloro necesarios estequiométricamente para el proceso si la ecuación de la reacción es la siguiente.

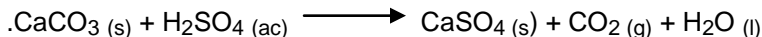


11. El cloruro de aluminio, AlCl_3 , se utiliza como catalizador en diversas reacciones industriales. y se prepara a partir del cloruro de hidrógeno gaseoso y viruta de aluminio metálico, de acuerdo con la siguiente ecuación química.



Si se desea preparar 13 Kg de cloruro de aluminio, determina:

- El volumen de hidrógeno producido en CNPT durante el proceso.
 - ¿Cuántos gramos de aluminio reaccionaron en ese proceso?
 - ¿Cuántas moles de cloruro de hidrógeno gaseoso participa durante la reacción? Expresa también el resultado en volumen en litros.
12. En los monumentos antiguos construidos de mármol y caliza (Acrópolis de Atenas, por ejemplo) se observa un deterioro de las fachadas denominado el «mal de piedra». Está originado por el ácido sulfúrico de la lluvia ácida que reacciona con el carbonato de calcio originando sulfato de calcio, sustancia que el agua de lluvia disuelve y arrastra, la reacción se representan por medio de la ecuación:



Calcula:

- La cantidad de carbonato de calcio que reaccionará con 100 g de ácido sulfúrico.
- La cantidad de CO_2 que se formará en la reacción anterior.
- La cantidad de agua (en moles) que se formará.

Reactivos limitantes y Reactivos en exceso.

A veces se cree equivocadamente que en las reacciones se utilizan siempre las cantidades exactas de reactivos. Sin embargo, en la práctica normal no sucede así.

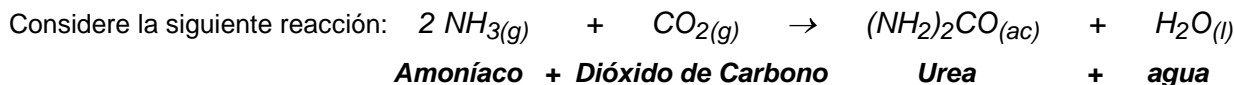
En muchas ocasiones, una de las sustancias participantes en una reacción es conocida como **reactivo limitante** y es aquel que se encuentra en una **proporción menor a la requerida estequiométricamente** de acuerdo a la reacción balanceada, por lo que **es consumido completamente** cuando se efectúa una reacción hasta ser completa y por ende, **del que depende la cantidad de producto formado**.

El **reactivo que no se consume completamente** se denomina **reactivo en exceso** y se encuentra en **mayor cantidad de la que se necesita estequiométricamente**. La elección de un reactivo en exceso, dependerá de la abundancia del mismo en el mercado o del costo, procurando que sea el más barato.

Una vez que uno de los reactivos se agota **–reiterando que se trata del reactivo limitante–** se detiene la reacción, por lo que la cantidad de producto siempre se determina por la presencia de esta sustancia.

“Supongamos que se prepara un almuerzo para un grupo de estudiantes: un sándwich de jamón y queso. **Para preparar un sándwich se necesitan: dos rebanadas de pan, una rebanada de jamón y otra de queso.** Hay 45 rebanadas de pan, 25 rebanadas de queso y 19 de jamón. Podremos preparar 19 sándwiches de jamón y queso y ni uno más porque no hay más jamón. Decimos entonces que el jamón es el ingrediente limitante del número de sándwiches preparados”. **En el caso de una reacción química, primero debemos identificar, con base en la estequiometría, cuál de los reactivos se encuentra limitante del proceso a realizar.**

¿Cómo se puede conocer cuál es el reactivo limitante de una reacción? Una de las formas más simples es calculando **los moles** de producto que se obtienen con cada reactivo, suponiendo que el resto de reactivos están en cantidad suficiente. **Aquel reactivo que nos dé el menor número potencial de moles de producto es el reactivo limitante.** Al otro (s), se le denomina **reactivo en exceso** y podemos establecer en el mismo proceso la cantidad que queda en exceso, sin reaccionar.



Supongamos que se mezclan 637.2 gramos de NH_3 (amoníaco) con 1142 gramos de CO_2 (dióxido de carbono).
¿Cuántos gramos de urea $[(\text{NH}_2)_2\text{CO}]$ se obtendrán?

1. Primero tendremos que convertir los gramos de reactivos en **moles**:

$$637.2 \text{ gramos } (\text{NH}_3) \times \frac{1 \text{ mol}}{17.03 \text{ gramos}} = 37.42 \text{ moles } (\text{NH}_3)$$

$$1142 \text{ gramos } (\text{CO}_2) \times \frac{1 \text{ mol}}{44.01 \text{ gramos}} = 25.95 \text{ moles } (\text{CO}_2)$$

2. Ahora definimos la relación estequiométrica entre reactivos y productos:

A partir de 2 moles de NH_3 se obtiene 1 mol de urea	A partir de 1 mol de CO_2 se obtiene 1 mol de urea
----------------------------------------------------------------------------------------	--------------------------------------------------------------------------------------

3. Calculamos el número de moles de producto que se obtendrían si cada reactivo se consumiese en su totalidad:

$$37.42 \text{ moles } (\text{NH}_3) \times \frac{1 \text{ mol } (\text{NH}_2)_2\text{CO}}{2 \text{ moles } (\text{NH}_3)} = 18.71 \text{ moles } (\text{NH}_2)_2\text{CO}$$

$$25.95 \text{ moles } (\text{CO}_2) \times \frac{1 \text{ mol } (\text{NH}_2)_2\text{CO}}{1 \text{ mol } (\text{CO}_2)} = 25.95 \text{ moles } (\text{NH}_2)_2\text{CO}$$

2 mol NH_3 producen 1 mol de $(\text{NH}_4)_2\text{CO}$

37.42 mol NH_3 → **18.71 mol $(\text{NH}_4)_2\text{CO}$**

2 mol CO_2 producen 1 mol de $(\text{NH}_4)_2\text{CO}$

25.95 mol CO_2 → **25.95 mol $(\text{NH}_4)_2\text{CO}$**

4. Como se puede observar, el reactivo limitante es el (NH_3) y podremos obtener como máximo **18.71 moles** de urea. Y ahora hacemos la conversión a gramos:

$$18.71\text{mol}(\text{NH}_2)_2\text{CO} \times \frac{60,06\text{g}(\text{NH}_2)_2\text{CO}}{1\text{mol}(\text{NH}_2)_2\text{CO}} = 1124\text{g}(\text{NH}_2)_2\text{CO}$$

También se supone que las reacciones progresan, es decir, transcurren, hasta que se consumen totalmente los reactivos; pero, en muchas ocasiones, **la cantidad de producto que se forma puede ser diferente a lo que se debería obtener de acuerdo con la teoría**; es decir, con la cantidad estequiométrica, a la cantidad real de producto formado se le conoce como **rendimiento** o eficiencia de una reacción.

La “cantidad estequiométrica” de una reacción, es el **rendimiento teórico** de la misma; y es la cantidad máxima de producto que se puede obtener en una reacción a partir de cantidades dadas de reactivos. Se calcula a partir de la estequiometría basada en el reactivo limitante.

RENDIMIENTO O EFICIENCIA DE UNA REACCIÓN

El **porcentaje de rendimiento** de un producto es el rendimiento real (determinado experimentalmente) expresado como un porcentaje del rendimiento teórico calculado. A la cantidad de producto realmente formado se le llama simplemente rendimiento o rendimiento de la reacción. Es claro que siempre se cumplirá la siguiente desigualdad:

Rendimiento de la reacción \neq rendimiento teórico

Razones para explicar la diferencia entre el rendimiento real y el teórico:

- ◆ Muchas reacciones son reversibles, de manera que no proceden 100% de izquierda a derecha.
- ◆ Aún cuando una reacción se complete en un 100%, resulta difícil recuperar todo el producto del medio de la reacción (como sacar *toda* la mermelada de un frasco).
- ◆ Los productos formados pueden seguir reaccionando entre sí o con los reactivos, para formar todavía otros productos. Estas reacciones adicionales reducen el rendimiento de la primera reacción.

El rendimiento porcentual o porcentaje del rendimiento describe la relación del rendimiento real y el rendimiento teórico:

$$\% \text{ rendimiento} = \frac{\text{Masa real de producto}}{\text{Masa teórica estequiométrica}} \times 100\%$$

Por ejemplo en la reacción anterior calculábamos que se formarían **1124 g** de urea a partir del reactivo limitante. Este es el **rendimiento teórico**. Si en realidad se formasen 953.6 g (masa real) el porcentaje de rendimiento sería:

$\text{Porcentaje de rendimiento} = \frac{\text{Masa real de producto}}{\text{Masa teórica estequiométrica}} \times 100\%$	$\left(\frac{953.6\text{g}}{1124\text{g}} \right) \times 100 = 84.84\%$
----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	--------------------------------------------------------------------------

El intervalo del porcentaje del rendimiento puede fluctuar desde 1 hasta 100%. Los químicos siempre buscan aumentar el porcentaje del rendimiento de las reacciones. Entre los factores que pueden afectar el porcentaje del rendimiento se encuentran la temperatura, la presión y, sobre todo, la pureza de los reactantes empleados.

PUREZA DE UN REACTIVO.

En la naturaleza no existe ningún producto puro en un 100%; las sustancias aparecen formando mezclas. “la cantidad real de sustancia presente en una muestra, se puede expresar como **pureza de reactivo** y generalmente se expresa en función de un porcentaje, por lo que se llama % de pureza”.

Los reactivos químicos indican su pureza en la etiqueta y para efectuar algún tipo de cálculos es preciso conocer este valor, que **afectará al rendimiento...**(1) o que se tendrá que considerar para evitar problemas y aumentar la eficiencia del proceso a realizar calculando la cantidad que se deberá emplear para ajustar la presencia de las impurezas...(2).

Ejemplo (1). Para la obtención de azufre, se puede emplear la siguiente reacción:



Si se colocan 6.8 g de H₂S (sulfuro de hidrógeno), que tiene una pureza del 85% con un exceso de SO₂ (anhídrido sulfuroso), determina la cantidad de azufre formado. Pesos atómicos: H = 1; S = 32; O = 16. Al determinar los pesos moleculares: H₂S = 34 g/mol; SO₂ = 64 g/mol; H₂O = 18 g/mol.



Considerando la estequiometría de la reacción, se determina la cantidad teórica de producto formado, a partir de la siguiente relación: se debe considerar para el cálculo, la pureza real, de la sustancia empleada.

$$\% \text{ pureza} = \frac{\text{Cantidad real de reactivo}}{\text{Cantidad total de la muestra}} \times 100$$

Si la muestra tiene una masa de **6.8 g H₂S**, la cantidad real de reactivo activo será:

$$\text{Cantidad real de reactivo} = \frac{\% \text{ pureza} \times \text{Cantidad total de la muestra}}{100} = \frac{85 \times 6.8 \text{ g}}{100} = \mathbf{5.78 \text{ g H}_2\text{S}}$$

A partir de la cantidad real de reactivo empleado, que es el sulfuro de hidrógeno, (H₂S), se realiza la relación adecuada:

De acuerdo con la estequiometría, empleando: **64 g H₂S** se producen **96 g S**, conforme la ecuación.

Tomando en cuenta el dato proporcionado, **5.78 g H₂S** producen **8.67 g de Azufre**

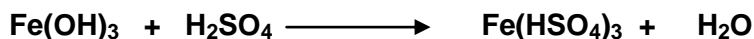
Sin embargo, considerando la posibilidad de aumentar la eficiencia del proceso, si se desea obtener una cantidad de producto, previamente especificada, se debe agregar mayor cantidad del reactivo "impuro"; para con ello, eliminar o contrarrestar esas impurezas y tener una muestra con la cantidad exacta de material determinado estequiométricamente.

EJEMPLO (2): Si se desea producir 500 Kg de "cal viva" a partir de piedra caliza que contiene el 78% de Carbonato de calcio, ¿qué cantidad de material se debe calcinar de acuerdo con la siguiente ecuación de la reacción:

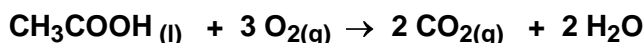
Ecuación	CaCO ₃	$\xrightarrow{\Delta}$	CaO	+	CO ₂
Estequiometría de la reacción:	100 g		56 g	+	44 g
Datos del problema:	X g		500 Kg		
Cantidad de materiales necesarios:	X = 892.857 Kg de piedra caliza (es la muestra real); pero esta cantidad tendría solo el 78% de pureza de CaCO ₃ ; por lo que, se debe realizar el siguiente ajuste:				
Cantidad ajustada de reactivo necesario, considerando su pureza.	Si 892.757 Kg -----78% de CaCO ₃ (piedra caliza)		Desde luego, es mayor la cantidad que se debe emplear del reactivo, en este caso, la piedra caliza, porque de este modo, de esos 1144.69 Kg, de acuerdo con la pureza es seguro que 892.857 Kg corresponden al CaCO ₃ necesario.		
	X = 1144.69 Kg ----- 100 % CaCO ₃				

EJERCICIO: Resuelve los siguientes problemas. Recuerda que las reacciones deben estar debidamente balanceadas.

1. Dada la siguiente reacción de neutralización, determina la cantidad de Sulfato ácido de hierro (III) que se obtiene al combinar 50 gramos de hidróxido de hierro (III), con 85 gramos de ácido sulfúrico; de acuerdo con la siguiente ecuación.



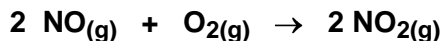
2. La fórmula química del ácido acético es CH_3COOH (el vinagre es una solución diluida de ácido acético). El ácido acético puro es inflamable, de manera que si se queman 315 gramos de vinagre, ¿cuántos gramos de CO_2 y H_2O se producirán, considerando que se tiene un contenido del 36% de ácido acético en la solución?



3. En la combustión del ejemplo anterior ¿Cuántos gramos de CO_2 se habrían producido a partir de 35.0 g de ácido acético y 17.0 g de O_2 ?

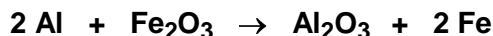
- Identifica el reactivo limitante.
- Determina la cantidad en gramos y moles de reactivo en exceso que queda sin reaccionar.

4. La reacción entre el óxido nítrico (NO) y oxígeno para formar dióxido de nitrógeno (NO_2) es un paso determinante para la formación del smog fotoquímico, como lo ilustra la siguiente ecuación química:



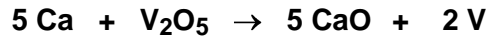
- ¿Cuántos moles de NO_2 se formarán por la reacción completa de 0.254 mol de O_2 ? Suponemos que la reacción tiene el 85% de rendimiento.
- ¿Cuántos gramos de NO_2 se formarán por la reacción completa de 216.44 g de NO ? Considera el mismo rendimiento de la reacción.

5. La reacción entre aluminio y óxido de hierro (III) puede producir temperaturas cercanas a los 3000 °C, lo que se utiliza para soldar metales, si en un proceso se hicieron reaccionar 124 g de Al con 601 g de Fe_2O_3 , como lo muestra la siguiente ecuación:

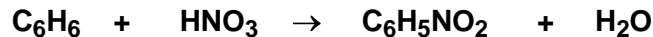


- Calcúlese la masa (en gramos) de Al_2O_3 que se formará.
- ¿Cuánto del reactivo en exceso quedó sin reaccionar al final de la reacción?

6. En la industria, el vanadio metálico, que se utiliza en aleaciones con acero, se puede obtener por la reacción del óxido de vanadio (V) con calcio, a temperatura elevada: Durante un proceso determinado 1.54×10^3 gramos de Pentóxido de vanadio reaccionan con 1.96×10^3 gramos de calcio, calcula:



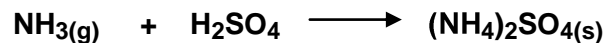
- a) La cantidad teórica de Vanadio producido.
b) Calcule el porcentaje del rendimiento del proceso si se obtienen 803 gramos de Vanadio
7. Al reaccionar, una muestra de 15.6 gramos de un compuesto orgánico llamado benceno (C_6H_6) con ácido nítrico (HNO_3) en exceso, se produce 18.0 g de nitrobenzono, ($\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$). ¿Cuál es el rendimiento de esta reacción? Calcúlese en primer lugar el rendimiento teórico del $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$ de acuerdo a la ESTEQUIOMETRÍA, considerando la siguiente ecuación de la reacción:



8. En 1774, el químico británico Joseph Priestley preparó el oxígeno por calentamiento del óxido de mercurio (II), HgO . Si se recogen 6.47 g de oxígeno, ¿qué cantidad de Óxido de mercurio (II) se debió haber utilizado, si se sabe que tiene una pureza del 86%? La ecuación de la reacción es:

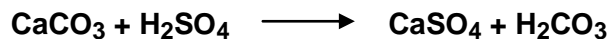


9. El ácido sulfúrico se utiliza para producir industrialmente sulfato de amonio. La ecuación que representa este proceso es:



Si se utilizan 500 L de amoníaco gaseoso en condiciones normales, ¿Cuántos kilogramos de sulfato de amonio se obtienen? Se sabe que la reacción tiene un rendimiento del 74%.

10. Una planta industrial necesita producir 7800 kg de Sulfato de calcio. Para ello dispone de suficiente cantidad de las dos materias primas necesarias, carbonato de calcio y ácido sulfúrico. El carbonato de calcio se encuentra en estado puro y el ácido sulfúrico tiene un 90% de pureza. ¿Qué cantidad de ácido sulfúrico debe emplearse? La ecuación que representa al proceso es:



11. Dada la reacción: $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$, Si a 6 gramos de Fe se le añaden 0.4 moles de HCl:
- a. ¿Cuántos gramos de sal se forman?
b. ¿Cuántos gramos del reactivo en defecto deben añadirse para que reaccione totalmente el reactivo que inicialmente se hallaba en exceso?

UNIDAD 3. “ESTRUCTURA DE COMPUESTOS ORGÁNICOS”.

Competencia particular: Propone medidas generales de higiene y seguridad a partir de la selección de compuestos orgánicos en los contextos académico, social y laboral.

RAP 1) Representa la estructura de compuestos orgánicos de acuerdo al tipo de hibridación que presenta el carbono, utilizando diferentes tipos de fórmulas.

RAP 2) Ubica el campo de aplicación de la química orgánica a partir de la amplia variedad de compuestos que se utilizan en diferentes ramas de la industria química.

QUÍMICA ORGÁNICA. Rama de la química en la que se estudian los compuestos del carbono y sus reacciones, esta definición amplía su alcance, ya que incluye no solamente los compuestos que provienen de la naturaleza, si no también los compuestos sintéticos, que son compuestos ideados por los químicos orgánicos y preparados en sus laboratorios. Existe una amplia gama de sustancias (medicamentos, vitaminas, plásticos, fibras sintéticas y naturales, carbohidratos, proteínas y grasas) formadas por moléculas orgánicas.

La aparición de la Química Orgánica se asocia al descubrimiento en 1828 por parte del químico alemán Friedrich Wöhler, de que la sustancia inorgánica cianato de amonio podía convertirse en urea, una sustancia orgánica que se encuentra en la orina de muchos animales. Antes de este descubrimiento, los químicos creían que para sintetizar sustancias orgánicas, era necesaria la intervención de lo que llamaban 'la fuerza vital' (el “vis vitalis”); es decir, los organismos vivos. El experimento de Wöhler rompió la barrera entre sustancias orgánicas e inorgánicas. Los químicos modernos consideran compuestos orgánicos a aquellos que contienen carbono y otros elementos, siendo los más comunes: (C, H, O, N, S, X).

Cualitativamente, los compuestos orgánicos presentan propiedades distintas a las mostradas por los compuestos inorgánicos, algunas se muestran en el siguiente cuadro:

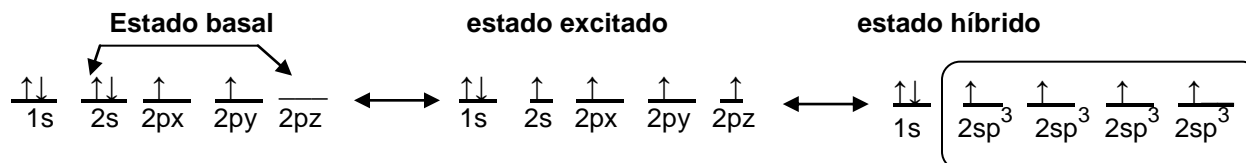
PROPIEDAD	COMPUESTOS ORGÁNICOS	COMPUESTOS INORGÁNICOS
Fuente de donde se extrae	Petróleo y carbón mineral y combustibles fósiles.	Sales minerales
Los elementos que lo forman	Carbono, Hidrógeno, Oxígeno, Nitrógeno, Azufre, Fósforo y algunos metales	Toda la tabla periódica
Enlace predominante	COVALENTE	IÓNICO
Sus puntos de fusión	Bajos , por lo general menores de 250°	Altos, sobre 750°
Su solubilidad en agua	Son insolubles en agua, pero se disuelven en solventes no polares o de baja polaridad, como el tetracloruro de carbono CCl ₄ , el cloroformo CHCl ₃ , etc.	Se disuelven en agua, que es un solvente polar.
Puntos de ebullición	Bajo, 300°C	Sobre los 1000°C.
La velocidad de las reacciones	De 256 veces mayor a 100° temperatura máxima.	Varían con la naturaleza de las sustancias, con la temperatura, presión, etc.
Su conductividad eléctrica	No conducen corriente eléctrica.	Conducen la corriente eléctrica, ya sean disueltos y aún sólidos o cuando se encuentran en estado líquido después de su fundición.
Fenómeno de Isomería	Si lo presentan; se refiere a la posibilidad de tener varias formas estructurales para una misma fórmula molecular o condensada.	No la presentan

INSTRUCCIONES: Tomando como referencia las propiedades del cuadro anterior, contesta brevemente las siguientes preguntas: **tus respuestas deben ser justificadas con alguna de las propiedades anteriormente mostradas.**

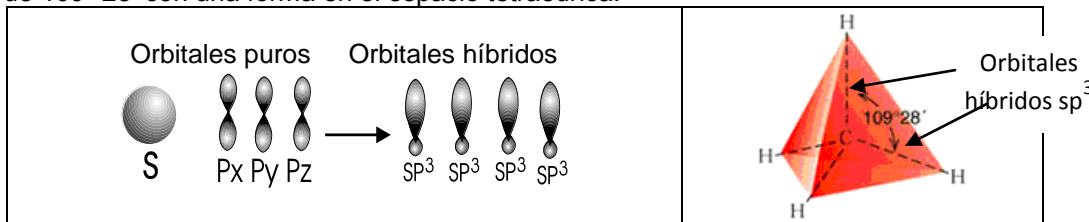
1. ¿Qué sucede cuando se olvida cerrar bien un frasco con alcohol?
2. ¿Qué pasa cuando se deja caer un poco de sal (NaCl) en una sartén caliente?
3. ¿Por qué los cables eléctricos están recubiertos por un material plástico?
4. ¿Cuál es la razón de que los mecánicos utilicen gasolina o thinner para limpiarse las manos sucias por el aceite, antes de utilizar directamente agua y jabón?
5. ¿Qué sucede cuando se derrama la gasolina en el pavimento; por qué?
6. ¿Qué pasa con los materiales que forman una vela cuando se enciende y por qué?
7. ¿Por qué una solución salina se considera un buen electrolito y una solución azucarada es un mal electrolito?
8. Al calentar azúcar para hacer caramelo, ¿qué le sucede si no se realiza con precaución el calentamiento?
9. Define lo que es la isomería. Menciona los tipos de isomería que pueden presentar los compuestos orgánicos. Consulta la bibliografía propuesta.

PROPIEDADES DEL CARBONO

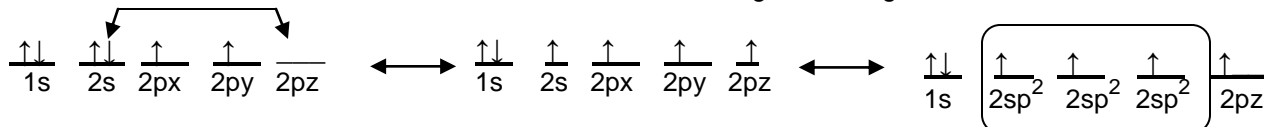
Siendo la base de los compuestos orgánicos el átomo de carbono, es conveniente mencionar algunas de sus propiedades más importantes. El **Carbono** es un elemento que se localiza en el **grupo IVA** de la tabla periódica, con un **número y masa atómica: 6 y 12** respectivamente y cuya configuración electrónica se puede representar como se muestra enseguida, además de que favorece la formación de una **Hibridación** entre los orbitales puros de los átomos de carbono; lo que se refiere a la combinación de estos orbitales.



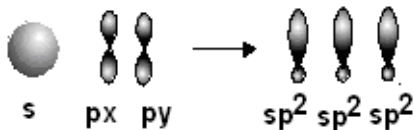
Modelo del átomo de carbono con **hibridación sp^3** ; en donde los ángulos de separación entre los orbitales es de $109^\circ 28'$ con una forma en el espacio tetraédrica.



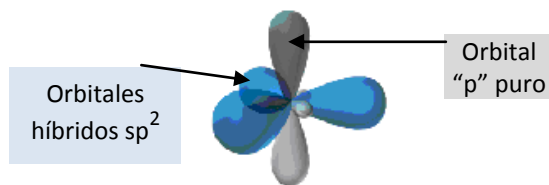
Hibridación sp^2 . Se manifiesta cuando en la promoción electrónica intervienen dos orbitales "p" y un orbital "s", resultando tres orbitales híbridos; como se muestra en el siguiente diagrama:



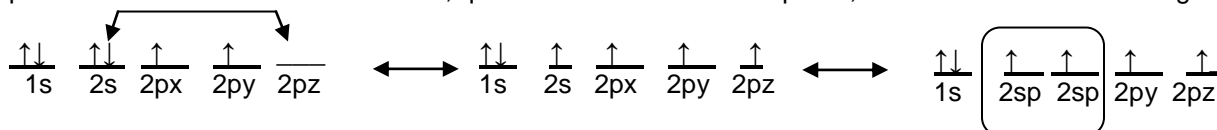
Representación gráfica de la forma de los orbitales "s" y "p" puros e híbridos para la hibridación sp^2 .



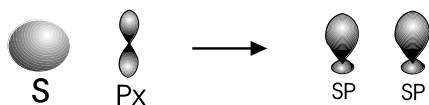
El átomo de carbono con hibridación sp^2 presenta una forma trigonal plana en el espacio, con un ángulo de separación entre sus orbitales de 120° .



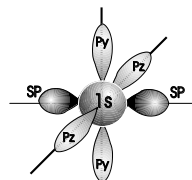
Hibridación sp . Se lleva a cabo cuando en la combinación electrónica participa un orbital "s" y un orbital "p" produciéndose dos orbitales híbridos, quedando otros 2 orbitales puros; como se observa en el diagrama:



Representación gráfica de la forma de los orbitales "s" y "p" puros e híbridos para la hibridación sp .

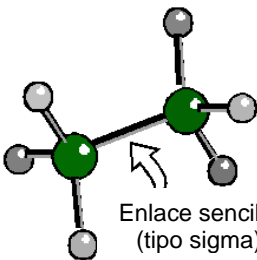
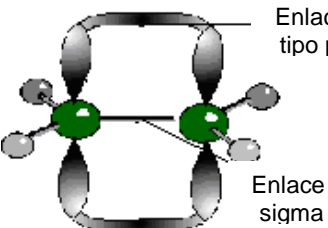
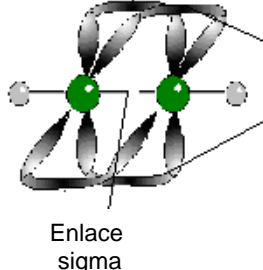


Los átomos de carbono con hibridación sp , presentan una separación entre sus orbitales híbridos de 180° con una forma en el espacio lineal.



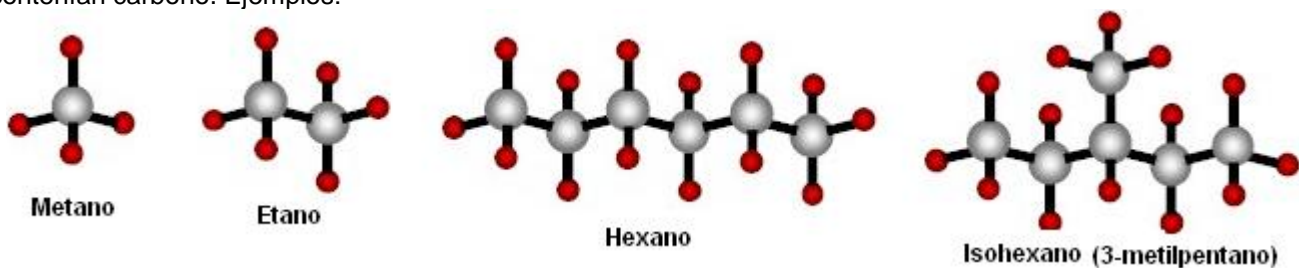
Enlaces carbono-carbono

Una de las características importantes del carbono es la de formar cadenas al unirse entre si varios átomos del mismo elemento. Sin embargo, dependiendo del tipo de hibridación presente en los átomos de carbono que se unen se originan enlaces sencillos, dobles o triples entre carbono y carbono.

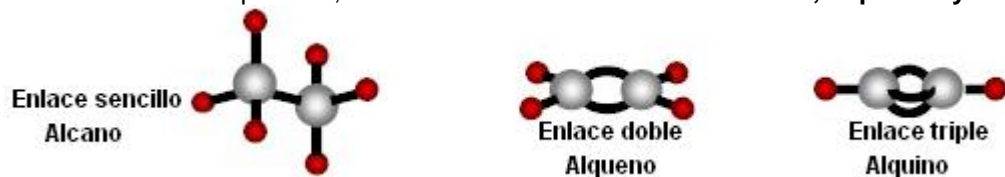
Enlace sencillo	Enlace Doble	Enlace Triple
<p>El enlace sencillo se forma cuando se unen entre si átomos de carbono con hibridación sp^3, clasificándose este tipo de enlaces como sigma.</p>	<p>En un doble enlace los átomos de carbono involucrados presentan hibridación sp^2. Formándose un enlace de tipo sigma entre los orbitales híbridos; pero también se unen paralelamente los orbitales p puros del carbono, formando el otro enlace que ahora se denomina de tipo "pi".</p>	<p>Para formar un triple enlace entre átomos de carbono, éstos deben tener hibridación sp. Donde dos de estas uniones son del tipo pi por el recubrimiento de los orbitales "p_y y p_z" puros y además paralelos, y el otro sigma por el recubrimiento de orbitales híbridos sp.</p>
 <p>Enlace sencillo (tipo sigma)</p>	 <p>Enlace tipo pi</p> <p>Enlace sigma</p>	 <p>Enlaces tipo pi</p> <p>Enlace sigma</p>

Fórmulas y enlaces químicos

Las fuerzas que mantienen unidos a los átomos en una molécula son los enlaces químicos. La capacidad del carbono para formar enlaces covalentes con otros átomos de carbono en largas cadenas y ciclos, distingue al carbono de los demás elementos. Esta propiedad del carbono, llamada "concatenación" y el hecho de que pueda formar hasta cuatro enlaces con otros átomos, explica el gran número de compuestos conocidos. Al menos un 80% de los 5 millones de compuestos químicos registrados a principios de la década de 1980 contenían carbono. Ejemplos:



Los enlaces que se pueden compartir entre 2 átomos de Carbono pueden ser: simples, dobles o triples, dando lugar a diferentes familias de compuestos, entre ellos a los hidrocarburos **alcanos**, **alquenos** y **alquinos**.

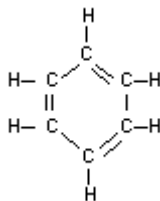


Para representar la estructura de un compuesto, podemos emplear diferentes tipos de fórmula. La **fórmula molecular o condensada** de un compuesto indica el número y el tipo de átomos contenidos en una molécula de esa sustancia; sin embargo, no muestra una estructura real de un compuesto determinado. La molécula de benceno, compuesto aromática muy importante, tiene la fórmula condensada (C_6H_6), es una molécula que contienen 6 átomos de carbono y 6 átomos de hidrógeno, mismos que se distribuyen de acuerdo al siguiente diagrama:

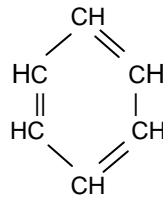
Fórmula condensada



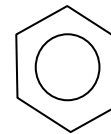
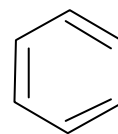
Fórmula desarrollada



Fórmula Semidesarrollada



Fórmula taquigráfica



De esta forma, el conjunto de propiedades del carbono, otorga la gran diversidad de compuestos relacionados con esta rama de la Química llamada "orgánica", ampliando su estudio y su aplicación en todo tipo de contextos.

CLASIFICACIÓN DE LOS ESQUELETOS DE LOS COMPUESTOS DEL CARBONO

De acuerdo a la estructura de los esqueletos de los compuestos orgánicos, estos se clasifican de la siguiente forma:



	ACÍCLICO SATURADO LINEAL		ACÍCLICO SATURADO ARBORESCENTE		ACÍCLICOS NO SATURADOS LINEALES	
	ACÍCLICO NO SATURADO ARBORESCENTE		HOMOCÍCLICO SATURADO NO ARBORESCENTE			HOMOCÍCLICO SATURADO ARBORESCENTE
	HETEROCÍCLICO SATURADO NO ARBORESCENTE			HETEROCÍCLICO NO SATURADO NO ARBORESCENTE		HETEROCÍCLICO NO SATURADO ARBORESCENTE

Los compuestos orgánicos más sencillos, de acuerdo a su estructura se denominan Hidrocarburos, ya que se encuentran constituidos solo por Carbono e Hidrógeno. Los más simples se conocen como alcanos y tienen solo un enlace sencillo entre sus Carbonos; los alquenos presentan por lo menos un doble enlace entre sus Carbonos y los alquinos tienen un triple enlace entre 2 átomos de Carbono.

Además de los hidrocarburos, existen un gran número de compuestos orgánicos; cuya característica principal es la de tener en su estructura algún átomo o grupo de átomos de algunos elementos, que determinan las propiedades comunes a una serie de compuestos, estos se conocen como **grupos funcionales**, ejemplos: - OH (grupo hidroxilo); - X (Halogenuro); - COO - (carboxilo); etc.

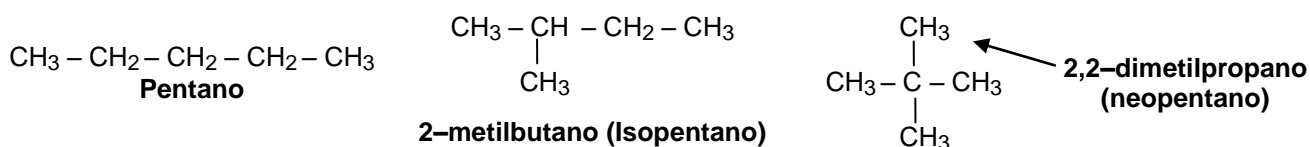
La serie de compuestos con propiedades comunes que contienen grupos funcionales específicos, forma familias conocidas como **FUNCIONES QUÍMICAS**, ejemplos: R - OH (**Alcohol**); R - COOH (**Ácidos orgánicos o carboxílicos**); R - COO - R' (**Ester**); R - CO - R (**Cetona**), etc.

La familia o serie de compuestos con propiedades comunes que van incrementando su cadena a medida que se aumenta un metileno (- CH₂-) se le llama **SERIE HOMÓLOGA**.

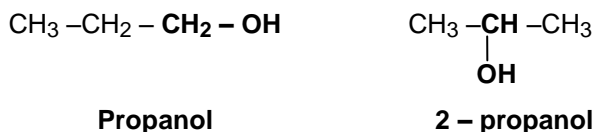
Serie Homóloga para Alcanos Normales	
CH ₄	Metano
CH ₃ - CH ₃	Etano
CH ₃ - CH ₂ - CH ₃	Propano
CH ₃ - CH ₂ - CH ₂ - CH ₃	Butano
CH ₃ - CH ₂ - CH ₂ - CH ₂ - CH ₃	Pentano
CH ₃ (- CH ₂ -) ₄ CH ₃	Hexano
CH ₃ (- CH ₂ -) ₅ CH ₃	Heptano
CH ₃ (- CH ₂ -) ₆ CH ₃	Octano
CH ₃ (- CH ₂ -) ₇ CH ₃	Nonano
CH ₃ (- CH ₂ -) ₈ CH ₃	Decano

ISOMERÍA es la propiedad que presentan los compuestos orgánicos de tener diferente forma en el espacio bajo una misma composición centesimal, fórmula molecular o misma cantidad y tipo de elementos. La isomería se puede clasificar en: Isomería de cadena, de lugar, funcional, geométrica y óptica.

- **Isomería de cadena (estructural)**. Cambia el orden de la cadena de carbonos, se modifica la estructura.



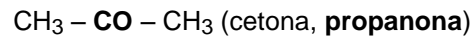
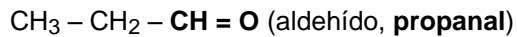
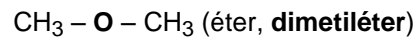
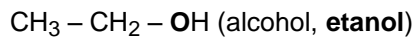
- Los **isómeros de posición**, la presentan compuestos en los que difiere la posición que ocupa un mismo grupo funcional a lo largo de la cadena carbonada.



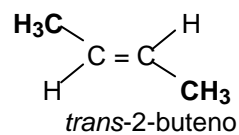
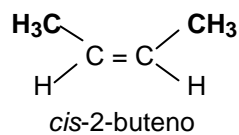
También la presencia de **diferente lugar de los enlaces dobles o triples** genera **isomería de posición**.



- Los **isómeros de función**, como el etanol y el dimetiléter, presentan distinto arreglo en la estructura de sus elementos, lo que origina diferencias en el grupo funcional que muestran.



Existe otro tipo de isomería que es exclusivo de los alquenos, la **isomería geométrica “cis – trans”**. Por ejemplo, una molécula de 2-buteno puede estar distribuida en dos formas distintas en el espacio porque la rotación alrededor del doble enlace está restringida. Cuando los grupos iguales (átomos de hidrógeno en este caso) están en partes opuestas de los átomos de carbono unidos por el doble enlace, el isómero se llama trans y cuando los grupos iguales están en la misma parte, el isómero se llama cis. Ejemplos:



ACTIVIDADES PROPUESTAS PARA EL ALUMNO:

- Elabora un esquema, mapa (mental, conceptual, etc.), para relacionar los conceptos e información anteriormente expuesta.
- ¿En qué consiste la hibridación del Carbono?, señala los tipos de hibridación que pueden presentar los átomos de carbono.
- De acuerdo con la facilidad del carbono para formar cadenas, elabora en equipos de trabajo algunas estructuras moleculares con materiales sencillos (esferas de unisel de varios colores, palillos), para identificar los tipos de hibridación.
- Resuelve los ejercicios propuestos.

A. ESCRIBE CINCO PROPIEDADES QUE DIFERENCIEN A LOS COMPUESTOS ORGÁNICOS DE LOS INORGÁNICOS SEÑALANDO UN EJEMPLO (de preferencia observado de la vida diaria), COMPLETANDO EL CUADRO.

Propiedad	Compuestos Orgánicos	Compuestos Inorgánicos	Ejemplo

B. DE ACUERDO A LA HIBRIDACIÓN DEL ÁTOMO DE CARBONO, COMPLETA EL SIGUIENTE CUADRO Y CON BASE EN EL MISMO CONTESTA LO QUE SE SOLICITA.

Tipo de hibridación	sp^3	sp^2	sp
Ángulo de separación entre sus orbitales			
Forma espacial de sus moléculas			
Número y tipo de enlaces que presentan entre Carbonos.			

C. ESCRIBE DENTRO DEL PARÉNTESIS UNA LETRA (F) o (V) SI LA ASEVERACIÓN ES FALSA O VERDADERA.

- La química orgánica estudia exclusivamente los compuestos presentes en los organismos vivos..... ()
- Los compuestos orgánicos contienen solamente al elemento carbono en su estructura..... ()
- Los compuestos orgánicos no se disuelven fácilmente en agua..... ()
- A diferencia de los compuestos inorgánicos, los compuestos orgánicos se descomponen fácilmente por acción del calor..... ()
- La configuración electrónica del átomo de carbono en estado excitado es: $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ ()
- La hibridación del carbono sp , origina la formación de un doble enlace..... ()
- Los átomos de carbono con hibridación sp^3 son característicos en los hidrocarburos saturados..... ()
- Un grupo funcional solo caracteriza a los compuestos inorgánicos..... ()
- Los átomos de carbono con hibridación sp^2 tienen una geometría lineal..... ()
- La isomería es la propiedad por la cual, para una misma fórmula condensada pueden existir diferentes formas estructurales en un compuesto orgánico..... ()

D. ESCRIBE DENTRO DEL PARÉNTESIS LAS LETRAS QUE CORRESPONDAN A LA RESPUESTA CORRECTA.

1. () Elementos que se encuentran con mayor frecuencia en los compuestos químicos orgánicos:
a) N, O, P, S b) C, H, O, N c) Halógenos d) H, O, Metales
2. () Compuestos que presentan igual peso molecular pero diferente fórmula estructural:
a) Isótopos b) Alótropos c) Anfóteros d) Isómeros
3. () Tipo de hibridación del carbono donde los átomos comparten un triple enlace:
a) sp^3 b) sp^2 c) s^2p d) sp
4. () Tipo de hibridación que caracteriza a los alcanos:
a) sp^3 b) sp c) s^2p d) sp^2
5. () La configuración electrónica del Carbono $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^0$, corresponde a su estado:
a) Híbrido b) Excitado c) Basal d) Energizado
6. () Los compuestos inorgánicos, a diferencia de los orgánicos presentan:
a) Baja estabilidad térmica b) Altos puntos de fusión
c) El fenómeno de isomería d) Mala conductividad térmica
7. () La gasolina es un compuesto químico orgánico y puede disolver compuestos como:
a) La sal común b) El agua c) La naftalina d) El sulfato cúprico
8. () Átomo o grupo de átomos que definen la estructura de una clase de compuestos orgánicos y determinan sus propiedades.
a) Isómeros b) Carbonos c) Grupo funcional d) Serie homóloga
9. () Tipo de enlace presente en los Carbonos con hibridación sp^2 .
a) Iónico b) Sigma c) 1 Sigma y 1 Pi d) 1 Sigma y 2 Pi
10. () Ciencia que se encarga del estudio de los compuestos del carbono:
a) Química inorgánica b) Química Analítica
c) Electroquímica d) Química Orgánica

E. COLOCA EN EL ESPACIO, LA PALABRA O PALABRAS ENMARCADAS QUE SE RELACIONEN CON LOS CONCEPTOS.

<ul style="list-style-type: none"> • $\uparrow\downarrow$ 1s \uparrow 2s \uparrow 2p_x \uparrow 2p_y \uparrow 2p_z • Estado basal • Un enlace pi y dos sigma 	<ul style="list-style-type: none"> • Covalencia doble • Tetraédrica • 180° 	<ul style="list-style-type: none"> • 120° • sp • sp^2 	<ul style="list-style-type: none"> • $C_n H_{2n-2}$ • $C_n H_{2n+2}$ • Estado excitado 	<ul style="list-style-type: none"> • \uparrow 1s $\uparrow\downarrow$ 2s \uparrow 2p_x \uparrow 2p_y \uparrow 2p_z • Un sigma y dos pi.
----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	-------------------------------------------------------------------------------------------------------------	-----------------------------------------------------------------------------------------------------	-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

La configuración electrónica del átomo de Carbono $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^0$ corresponde a su..... _____

Corresponde al tipo de enlaces entre Carbono – Carbono que forma una triple covalencia... _____

La distribución de los orbitales sp^3 , forman ángulos de 109° 28' y su forma geométrica en el espacio es:..... _____

El ángulo de enlace que forman los orbitales sp es de..... _____

Corresponde al estado excitado del átomo de carbono:..... _____

El enlace que existe entre dos átomos de Carbono con hibridación sp^2 es..... _____

Al combinarse un orbital "s" con un orbital "p", quedando dos orbitales "p" puros o sin combinar, da lugar a una hibridación de tipo..... _____

La fórmula general de los alcanos es..... _____

UNIDAD 4. “NOMENCLATURA Y APLICACIÓN DE COMPUESTOS ORGÁNICOS”

Competencia particular: Argumenta los beneficios y repercusiones socioeconómicas y ecológicas de diferentes compuestos orgánicos, aplicando su nomenclatura en distintos lenguajes para una adecuada comunicación en los contextos académico, social y laboral.

(RAP) 1: Traduce de un lenguaje verbal a uno simbólico o viceversa, el nombre o fórmula de un compuesto orgánico, para una comunicación adecuada en diferentes contextos.

(RAP) 2: Emplea el lenguaje químico de diferentes compuestos orgánicos, en función de la importancia, uso y prevención de riesgos en su vida cotidiana y medio ambiente.

HIDROCARBUROS ALIFÁTICOS

FUNCIÓN QUÍMICA	Fórmula general	Tipo de enlace presente	Nombre genérico	Hibridación	Forma espacial	Ángulo de enlace	Compuesto más sencillo
ALCANOS	C_nH_{2n+2}	Ligadura sencilla (1 enlace sigma)	PARAFINAS	sp^3	Tetraédrica (Piramidal)	109.5°	Metano CH_4
ALQUENOS	C_nH_{2n}	Doble ligadura (1 sigma 1 pi)	OLEFINAS	sp^2	Trigonal plana	120°	Eteno $CH_2=CH_2$
ALQUINOS	C_nH_{2n-2}	Triple ligadura (1 sigma 2 pi)	ACETILENOS	sp	lineal	180°	Etino $CH\equiv CH$

Los hidrocarburos alifáticos más abundantes son los denominados **Alcanos o parafinas**, cuya característica principal es la de formar cadenas donde los átomos de Carbono solo presentan enlaces sencillos entre sí. Los **Alquenos**, también conocidos como **olefinas**, pueden presentar en su estructura uno o más dobles enlaces entre átomos de Carbono; y los **Alquinos** se pueden denominar hidrocarburos **acetilénicos**, y presentan entre Carbonos por lo menos un triple enlace.

Cuando se agrega un átomo de Carbono progresivamente a un compuesto orgánico, se forman **series homólogas**, en el siguiente cuadro se muestran las series homólogas iniciales para los Alcanos, Alquenos y Alquinos normales más sencillos.

Prefijo	Alcanos (ano) C_nH_{2n+2}		Alquenos (eno) C_nH_{2n}		Alquinos (ino) C_nH_{2n-2}	
	Met	Metano	$-C-$	-----	-----	-----
Et	Etano	$-C-C-$	Eteno (etileno)	$-C=C-$	Etino (acetileno)	$-C\equiv C-$
Próp	Propano	$-C-C-C-$	Propeno	$-C=C-C-$	Propino	$-C\equiv C-C-$
But	Butano	$-C-C-C-C-$	Buteno	$-C=C-C-C-$	Butino	$-C\equiv C-C-C-$
Pent	Pentano	$-C-C-C-C-C-$	Penteno	$-C=C-C-C-C-$	Pentino	$-C\equiv C-C-C-C-$

Las líneas entre átomos de carbono representan enlaces Carbono-Carbono; el resto de las líneas representan enlaces Carbono – Hidrógeno.

A partir de 5 átomos de Carbono, se emplean prefijos griegos para indicarlos en el nombre: pent, hex, hept, oct, non, dec, undec, dodec, etc.

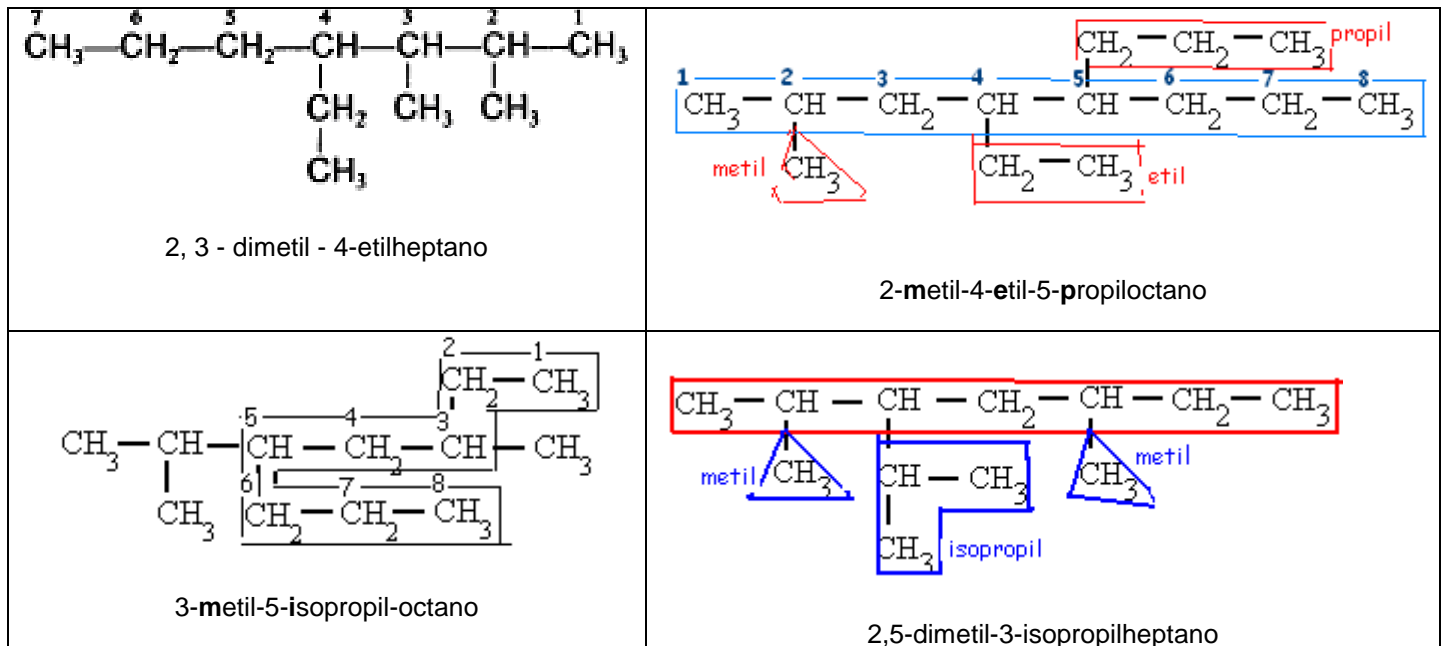
Al eliminar un átomo de hidrógeno de alguno de los hidrocarburos, se forman especies denominadas **radicales alquilo**; los cuales se toman como referencia para nombrar a otros compuestos orgánicos. Los principales radicales derivados de los alcanos son los siguientes:

LISTA DE LOS PRINCIPALES RADICALES ALQUILO

ALCANO DEL QUE PROVIENE	RADICAL ALQUILO	NOMBRE
CH ₄ Metano	CH ₃ –	Metil ó metilo
CH ₃ – CH ₃ Etano	CH ₃ – CH ₂ –	Etil ó etilo
CH ₃ – CH ₂ – CH ₃ Propano	CH ₃ – CH ₂ – CH ₂ –	Propil ó propilo
	CH ₃ – CH – CH ₃ 	Isopropil ó isopropilo
CH ₃ – CH ₂ – CH ₂ – CH ₃ Butano	CH ₃ – CH ₂ – CH ₂ – CH ₂ –	Butil ó butilo
	CH ₃ – CH ₂ – CH – CH ₃ 	Secbutil ó secbutilo
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ Isobutano (2-metilpropano)	CH ₃ – CH – CH ₂ – CH ₃	Isobutil ó isobutilo
	$\begin{array}{c} \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	Terbutil ó terbutilo
CH ₃ – CH ₂ – CH ₂ – CH ₂ – CH ₃ Pentano	CH ₃ – CH ₂ – CH ₂ – CH ₂ – CH ₂ –	Pentil o pentilo
	CH ₃ – CH ₂ – CH ₂ – CH – CH ₃ 	Secpentil o 2-pentil
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ Isopentano (2-metilbutano)	CH ₃ – CH – CH ₂ – CH ₂ – CH ₃	Isopentil o isopentilo
	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{C} - \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	Terpentil o terpentilo
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ Neopentano	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_2 - \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	Neopentil o neopentilo

REGLAS DE NOMENCLATURA IUPAC PARA ALCANOS ARBORESCENTES

1. Localizar la cadena continua más larga de Carbonos (cadena principal), se debe considerar aquella que presente el mayor número de arborescencias o las arborescencias más sencillas.
2. La cadena más larga se numera de un extremo a otro, iniciando por el Carbono más cercano a alguna arborescencia.
3. Se nombran las arborescencias presentes en el compuesto anotando el número del Carbono donde se localizan; si en la cadena más larga un radical se repite más de una vez, éstos se nombran con los prefijos de cantidad *di*, *tri*, *tetra*, *penta*, *hexa*, (solamente son validos para sustituyentes sencillos). Si en un mismo carbono existe más de una vez el mismo sustituyente, el numero localizador se repite tantas veces como se repita el radical.
4. Los radicales se pueden ordenar de dos formas: a) Por orden alfabético o b) De acuerdo a la complejidad del mismo.
5. Se da el nombre del Alcano de acuerdo a la cantidad de carbonos que se encuentren en la cadena principal.



ACTIVIDADES PROPUESTAS PARA EL ALUMNO:

- Realiza una investigación de las características que presentan los diferentes tipos de hidrocarburos alifáticos; así como las reglas propuestas por la IUPAC para nombrarlos y escribir sus fórmulas y el tipo de Isomería que pueden mostrar.
- **Elabora un trabajo referente a la importancia socioeconómica y repercusión ecológica por el uso de los hidrocarburos alifáticos. (trabajo para entregar).**
- Con la información mostrada anteriormente, elabora un cuadro o mapa mental o conceptual con lo más relevante.
- Resuelve los ejercicios propuestos enseguida

I.- DE ACUERDO A LAS CARACTERÍSTICAS SEÑALADAS ANTERIORMENTE, ESCRIBE DENTRO DEL PARÉNTESIS UNA (A) SI LO QUE SE MENCIONA CORRESPONDE A UN ALCANO, UNA (E) SI ES A UN ALQUENO O UNA (I) SI SE TRATA DE UN ALQUINO:

1. () A partir de éstos al eliminar un hidrógeno de su cadena se forman los radicales alquilo.
2. () Su fórmula general es $C_nH_{2n - 2}$:
3. () Compuestos que corresponden a la fórmula general: C_nH_{2n}
4. () Compuestos que presentan triples enlaces:
5. () Se les da el nombre genérico de Olefinas.
6. () Presentan solo enlaces sigma entre las uniones carbono-carbono.
7. () El más sencillo y representativo de este tipo de compuestos es el acetileno.
8. () Son compuestos que tienen como fórmula general $C_nH_{2n + 2}$
9. () Son hidrocarburos saturados :
10. () Presentan un enlace sigma y dos pi entre las uniones carbono-carbono.
11. () Compuestos que presentan dobles enlaces:
12. () Se les da el nombre genérico de Parafinas.
13. () Presentan hibridación sp^3
14. () La geometría espacial que presentan sus moléculas es lineal.
15. () La forma que presenta sus moléculas en el espacio es tetraédrica

II. ANOTA EL NOMBRE O FÓRMULA DE LOS SIGUIENTES COMPUESTOS O RADICALES.

1.- $CH_3 - (CH_2)_2 - CH -$ $\quad \quad \quad $ $\quad \quad \quad CH_3$ NOMBRE _____	A) NEOPENTIL
2.- $CH_3 - (CH_2)_6 - CH_3$ NOMBRE _____	B) HEXANO
3.- $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3$ NOMBRE _____	D) PROPANO

4.- $\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - (\text{CH}_2)_4 - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	C) ISOPROPIL
NOMBRE _____	
5.- $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \end{array}$	E) 3 - ETIL - 4 - METIL - PENTANO
NOMBRE _____	
6.- $\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \end{array}$	F) n - PENTIL
NOMBRE _____	
7.- $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - (\text{CH}_2)_4 - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	G) TERPENTIL
NOMBRE _____	
8.- $\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	H) 2 - METIL - 4 ISOPROPIL - OCTANO
NOMBRE _____	
9.- $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 -$	I) ISOBUTIL
NOMBRE _____	
10.- $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_3 - \text{CH}_2 -$	J) NEOPENTANO
NOMBRE _____	
11.- $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_{11} - \text{CH}_3$	K) BUTILO
NOMBRE _____	
12.- $\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	L) ISOPENTILO
NOMBRE _____	

Señala, subrayando o sombreando los nombres correctos para estos radicales y compuestos:

$\text{CH}_3 -$	a) metilo b) metano c) etilo	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 -$	a) propenilo b) propilo c) etilo
$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_3 - \text{CH}_2 -$	a) butilo b) pentilo c) butenilo	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 -$	a) etenilo b) etilo c) propilo
$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_4 - \text{CH}_2 -$	a) hexilo b) etilo c) heptilo	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 -$	a) tetrailo b) propilo c) butilo
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} - \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	a) 1-metil-propilo o isopropilo b) 1-metil-propilo o terbutilo c) 1-metil-propilo o secbutilo	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	a) 3-metil-butilo o isopentilo b) 2-metil-butilo c) 3-metil-butilo o secpentilo
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	a) 2-metil-propilo o secbutilo b) 2-metil-propilo o isobutilo c) 1-metil-propilo o secbutilo	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	a) 1,1-dimetil-etilo o secbutilo b) 1,1-dimetil-etilo o terbutilo c) 1,1-dimetil-etilo o neobutilo
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	a) metil-propano b) butano c) propil-metano	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	a) pentano b) etil-propano c) metil-butano
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	a) tetrametil-metano (terpentilo) b) dimetil-propano (neopentano) c) pentano (isopentano)	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	a) dimetil-butano (secpentano) b) 2-metil-pentano (isohexano) c) 4-metil-pentano (isopentano)
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \quad \\ \text{CH}_3 \quad \text{CH}_3 \end{array}$	a) 2,3-metil-butano b) 2,3-dimetil-butano c) 2,3-dietil-butano	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \end{array}$	a) 2-propilbutano b) 2-etilpentano c) 3-metilhexano

$ \begin{array}{ccccccc} & & & & \text{CH}_2-\text{CH}_3 & & \\ & & & & & & \\ \text{CH}_3 & -\text{CH} & -\text{CH} & -\text{CH}_2 & -\text{CH} & -\text{CH}_3 \\ & & & & & & \\ \text{CH}_3 & & \text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3 & & & & \end{array} $ <p>2-metil-3-propil-5-etil-hexano 5-etil-2-metil-3-propil-hexano 3-metil-5-isopropil-octano</p>	$ \begin{array}{ccccccc} & \text{CH}_3 & & & \text{CH}_2-\text{CH}_3 & & \\ & & & & & & \\ \text{CH}_3 & -\text{C} & -\text{CH}_2 & -\text{C} & -\text{CH}_2 & -\text{CH}_3 \\ & & & & & & \\ \text{CH}_3 & & & & \text{CH}_3 & & \end{array} $ <p>4-etil-2,2,4-trimetil-hexano 3-etil-3,3,5-trimetil-hexano 4-etil-2,2,4-metil-hexano</p>
$ \begin{array}{ccccccc} & \text{CH}_3 & & & & & \\ & & & & & & \\ \text{CH}_3 & -\text{C} & -\text{CH}_2 & -\text{CH} & -\text{CH}_3 \\ & & & & & & \\ \text{CH}_3 & & & \text{CH}_3 & & & \end{array} $ <p>a) 2,2,4-tetrametil-pentano b) 2,2,4-trimetil-pentano c) 2,2-dimetil-4-metil-pentano</p>	$ \begin{array}{ccccccc} & \text{CH}_3 & & & \text{CH}_2-\text{CH}_3 & & \\ & & & & & & \\ \text{CH}_3 & -\text{C} & -(\text{CH}_2)_4 & -\text{C} & -\text{CH}_3 \\ & & & & & & \\ \text{CH}_3 & & & & \text{CH}_3 & & \end{array} $ <p>a) 7-etil-2,2,7-trimetil-octano b) 2-etil-2,7,7-trimetil-octano c) 2,2,7,7-tetrametil-nonano</p>
$ \text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_3 - \text{CH}_3 $ <p>a) pentágono b) pentano c) pentilo</p>	$ \text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_5 - \text{CH}_3 $ <p>a) octano b) hexano c) heptano</p>
$ \begin{array}{ccccccc} & & & & & & \\ & & & & & & \\ \text{CH}_3 & -\text{CH} & -\text{CH}_2 & -\text{CH}_3 \\ & & & & & & \\ & \text{CH}_3 & & & & & \end{array} $ <p>a) pentano b) etil-propano c) metil-butano</p>	$ \begin{array}{ccccccc} & \text{CH}_3 & & & & & \\ & & & & & & \\ \text{CH}_3 & -\text{C} & -\text{CH}_2 & -\text{CH} & -\text{CH}_3 \\ & & & & & & \\ \text{CH}_3 & & & \text{CH}_3 & & & \end{array} $ <p>a) 2,2,4-tetrametil-pentano b) 2,2,4-trimetil-pentano c) 2,2-dimetil-4-metil-pentano</p>
$ \begin{array}{ccccccc} & \text{CH}_3 & & & & & \\ & & & & & & \\ \text{CH}_3 & -\text{C} & -\text{CH}_2 & -\text{CH}_2 & -\text{CH}_3 \\ & & & & & & \\ & \text{CH}_2-\text{CH}_3 & & & & & \end{array} $ <p>a) 2-etil-2-metilpentano b) 2-metil-2-propil-butano c) 3,3-dimetil-hexano</p>	$ \begin{array}{ccccccc} \text{CH}_3 & -\text{CH} & -\text{CH}_2 & -\text{CH} & -\text{CH}_2 & -\text{CH}_2 & -\text{CH}_2 & -\text{CH}_3 \\ & & & & & & & \\ & \text{CH}_2 & & \text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3 & & & & \\ & & & & & & & \\ & \text{CH}_3 & & & & & & \end{array} $ <p>a) 2-etil-4-propil-octano b) 3-metil-5-propil-nonano c) 3-metil-5-butil-octano</p>

ESCRIBE EL NOMBRE CORRECTO DE LAS SIGUIENTES ESTRUCTURAS. SEÑALA LA CADENA PRINCIPAL Y SU NUMERACIÓN.

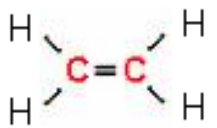
a)	$ \begin{array}{c} \text{CH}_3\text{-CH-CH}_3 \\ \\ \text{CH}_2\text{-CH}_2\text{-C-CH}_2\text{-CH-CH}_3 \\ \quad \quad \\ \text{CH}_3 \quad \text{CH}_2 \quad \text{CH}_2\text{-CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} $	b)	$ \begin{array}{c} \text{CH}_2\text{-CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH-CH}_2\text{-C-CH}_2\text{-CH}_3 \\ \quad \\ \text{CH}_3\text{-CH-CH}_3 \quad \text{CH}_3 \end{array} $
c)	$ \begin{array}{c} \text{CH}_3\text{-CH-CH}_2\text{-CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH-CH-CH}_2\text{-CH-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3 \\ \quad \quad \\ \text{CH}_2 \quad \text{CH}_3\text{-C-CH}_3 \\ \quad \\ \text{CH}_3\text{-CH-CH}_3 \quad \text{CH}_3 \end{array} $	d)	$ \begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3\text{-CH-CH}_2\text{-CH-CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3\text{-CH-CH}_3 \end{array} $
g)	$ \begin{array}{c} \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2 \\ \\ \text{CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH-CH-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3 \\ \quad \\ \text{CH}_3 \quad \text{CH}_3\text{-C-CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} $	h)	$ \begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3\text{-CH-CH}_2\text{-C-CH}_3 \\ \quad \\ \text{CH}_3\text{-C-CH}_3 \quad \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} $
i)	$ \begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3\text{-CH-CH}_2 \\ \\ \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH-CH-CH-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3 \\ \quad \\ \text{CH}_3\text{-CH} \quad \text{CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} $	j)	$ \begin{array}{c} \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3 \\ \quad \\ \text{CH}_3\text{-C-CH}_3 \quad \text{CH-CH}_2\text{-CH}_3 \\ \quad \\ \text{CH}_3 \quad \text{CH}_3 \end{array} $

ESCRIBA EN UNA HOJA BLANCA TAMAÑO CARTA, LA FÓRMULA SEMIDESARROLLADA PARA CADA UNO DE LOS SIGUIENTES COMPUESTOS.

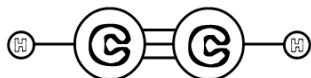
- 1) 3-etil-2,3-dimetilpentano
- 2) 2-metilbutano
- 3) 4-etil-2,2,5,6-tetrametilheptano
- 4) 5-terbutil-3-etil-5-isopropiloctano
- 5) 5-secbutil-4-propilnonano

ALQUENOS Y ALQUINOS

Los **alquenos** se representan por la fórmula general C_nH_{2n} . Esta familia de hidrocarburos se caracteriza por contener uno o más dobles enlaces entre los átomos de carbono. (La posición del doble enlace se indica con el número del Carbono que lo manifiesta, anteponiéndolo al nombre conforme el total de Carbonos de la cadena principal, cambiando la terminación "ano" de los alcanos por "ENO"; por ejemplo: '2 - hexeno'). Se sobreentiende que cada átomo de carbono está unido a 2, 1 o ningún átomo de hidrógeno, dependiendo de los átomos de carbono a los que se encuentra unido. El alqueno más sencillo es el que consta de 2 átomos de Carbono; denominado de manera trivial "etileno" y en la nomenclatura sistemática **Eteno (C_2H_4)**.

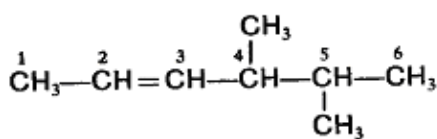


Los **alquinos o acetilenos**, la tercera familia más importante de los hidrocarburos alifáticos, tienen la fórmula general C_nH_{2n-2} , y contienen aún menos átomos de hidrógeno que los alcanos o los alquenos. Para nombrarlos, se escribe el prefijo correspondiente al número total de carbonos agregando la terminación "ino" **indicando con un número la posición del triple enlace**. El acetileno, $HC \equiv CH$, (C_2H_2) que es el ejemplo más común, se denomina **etino** en el sistema de la IUPAC.

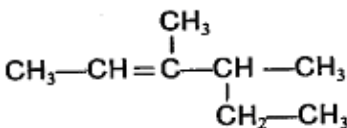


REGLAS DE NOMENCLATURA PARA ALQUENOS ARBORESCENTES.

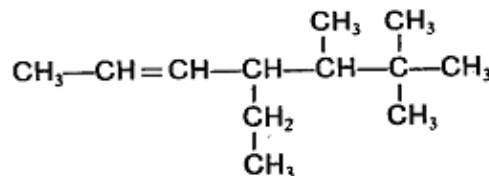
1. Para el nombre base se escoge la cadena continua de átomos de carbono más larga que contenga al doble enlace.
2. La cadena se numera del extremo más cercano al doble enlace.
3. Para indicar la presencia del doble enlace se cambia la terminación "ano" del nombre del alcano con el mismo número de átomos de carbono de la cadena más larga que contenga el doble enlace por la terminación "eno".
4. La posición del doble enlace se indica mediante el número menor que le corresponde a uno de los átomos de carbono del doble enlace. Este número se coloca antes del nombre de la cadena principal:
5. Si el hidrocarburo es arborescente, se nombrarán los radicales de manera similar a los alcanos; es decir, indicando el número del carbono donde se localiza la arborescencia.



4,5-dimetil-2-hexeno

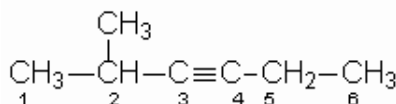


3,4-dimetil-2-hexeno

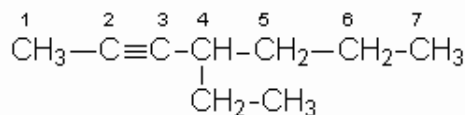


4-etil-5,6,6-trimetil-2-hepteno

ALQUINOS. Las reglas son exactamente las mismas que para nombrar los alquenos, excepto que la terminación "ino", reemplaza la de "eno". La estructura principal es la cadena continua más larga que contiene el triple enlace, y las posiciones de los sustituyentes y el triple enlace son indicadas por números. El triple enlace se localiza numerando el primer carbono que contiene el triple enlace, comenzando por el extremo de la cadena más cercano al triple enlace.



2 - metil - 3 - hexino

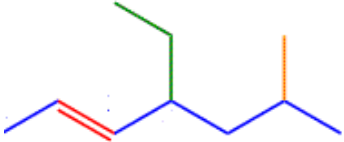
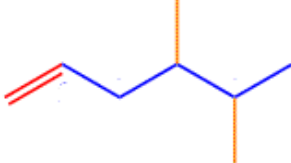
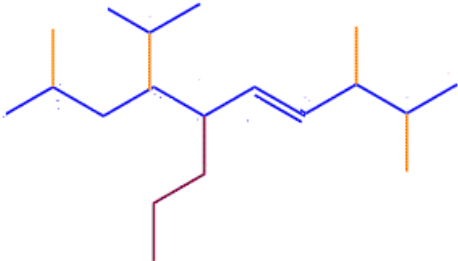
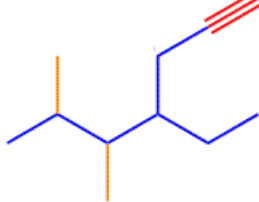
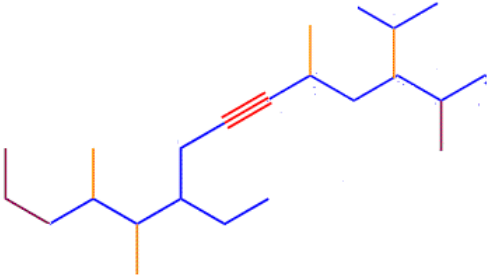


4 - etil - 2 - heptino

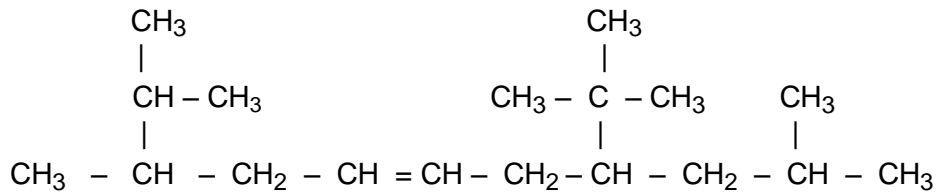
EJERCICIO: Contesta lo que se te indica en los siguientes ejemplos; rectifica tus respuestas con tus compañeros y con tu profesor.

1.- Anota dentro del cuadro el nombre o fórmula correspondientes a los siguientes compuestos:

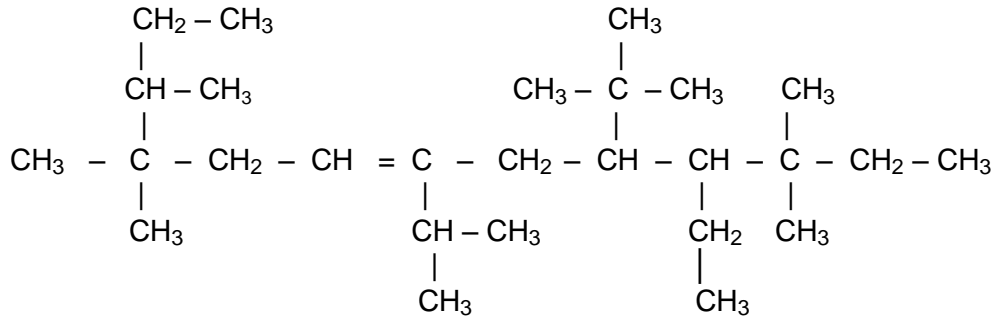
1.- $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$	A) 3 - HEXENO (desarrolla sus isómeros geométricos en una hoja extra)
2.- $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{C} \equiv \text{CH}$	B) PROPINO
4.- $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH} = \text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	D) ACETILENO
6.- $\text{CH}_3 - \text{C} \equiv \text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	F) 2 - BUTENO
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH}_2$	$\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_3$	$\text{CH}_3 - \text{C} \equiv \text{CH}$
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{C} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH} - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \quad \\ \text{CH}_2 \quad \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{C} \equiv \text{CH}_2 \\ \quad \quad \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_3 \quad \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \quad \quad \quad \text{CH}_3 \\ \quad \quad \quad \quad \\ \text{CH}_3 - \text{CH} \quad \text{CH}_3 \quad \quad \quad \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \\ \quad \quad \quad \quad \quad \quad \\ \text{CH}_2 - \text{C} - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \quad \quad \quad \quad \quad \quad \\ \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \end{array}$

$ \begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \qquad \qquad \\ \text{C} \equiv \text{CH} \qquad \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} $	$ \begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH} \equiv \text{C} - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \\ \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \qquad \qquad \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} $
	
	
	$ \begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{C} \equiv \text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \end{array} $
	$ \begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{C} \equiv \text{C} - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \end{array} $
<p style="text-align: center;">Propeno</p>	<p style="text-align: center;">2 - buteno</p>
<p style="text-align: center;">4 -metil- 3, 5- dietil - 6 -secpropil - 1- noneno</p>	<p style="text-align: center;">3 - etil - 4 - metil - 1 - penteno</p>
<p style="text-align: center;">4-metil-2-penteno</p>	<p style="text-align: center;">3-metil-4-octeno</p>
<p style="text-align: center;">4,5,5-trimetil-2-nonino</p>	<p style="text-align: center;">4,4-dimetil-2-octino</p>

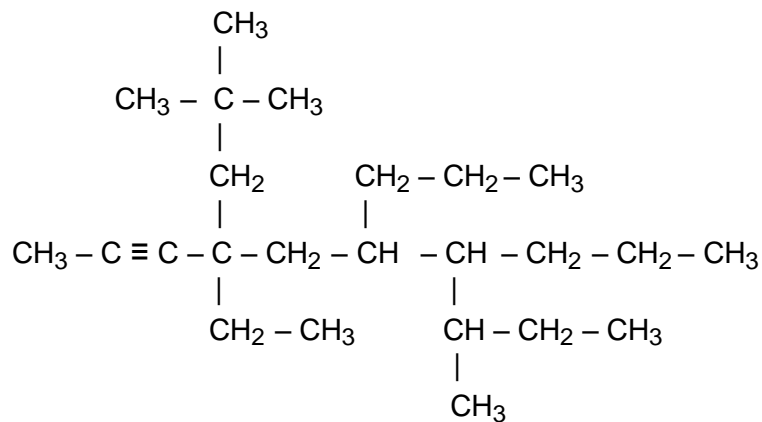
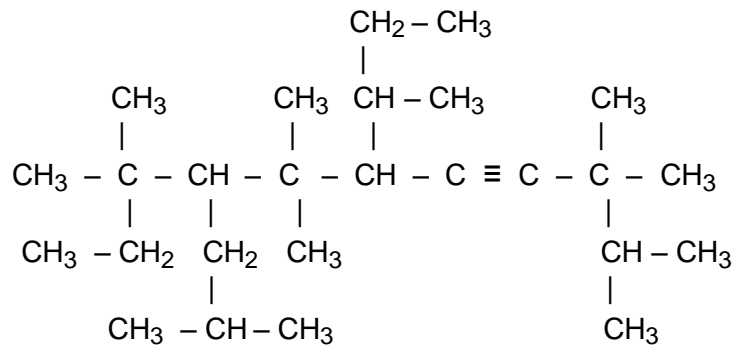
2.- ESCRIBE EL NOMBRE DE LOS SIGUIENTES HIDROCARBUROS, SIGUIENDO LAS REGLAS PROPUESTAS POR LA IUPAC.



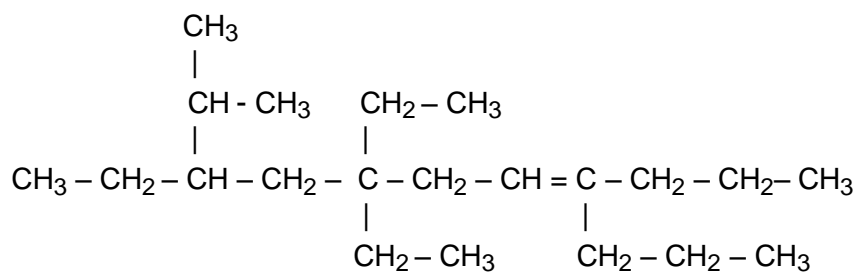
NOMBRE: _____



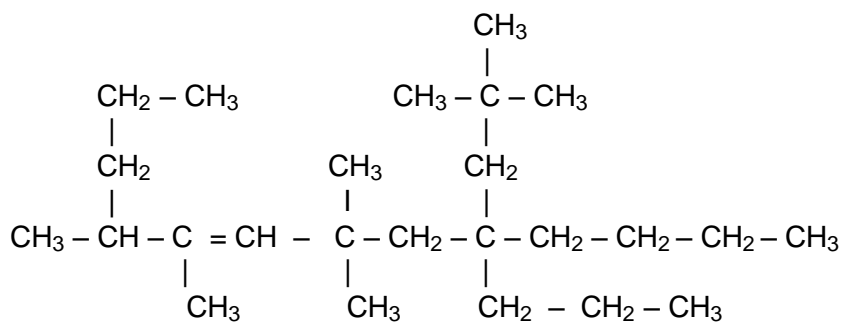
NOMBRE: _____



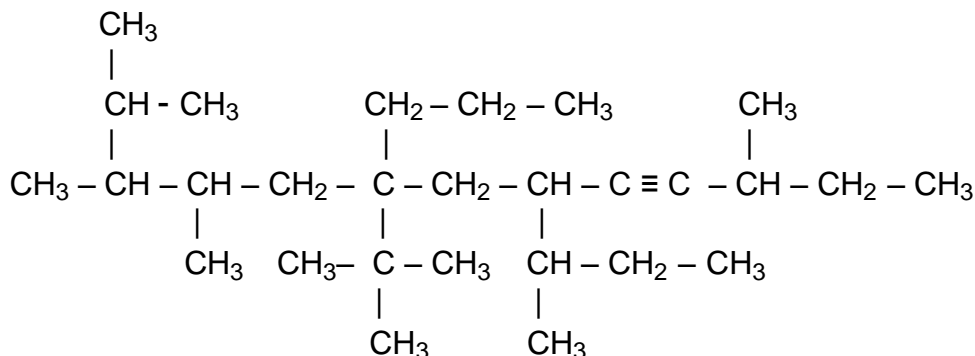
NOMBRE: _____



NOMBRE: _____



NOMBRE: _____



NOMBRE: _____

3.- ESCRIBE LA FÓRMULA SEMIDESARROLLADA DE LOS SIGUIENTES COMPUESTOS (UTILIZA HOJAS ANEXAS):

- A. 8 SECBUTIL – 2, 6, 11 TRIMETIL – 4 NEOPENTIL – 5 ISOPROPIL – 3 TRIDECENO
- B. 3,6 DIMETIL – 7 ETIL – 5 SECBUTIL – 6 TERPENTIL - 3 DECENO
- C. 2, 2, 12 TRIMETIL – 4 ISOPROPIL – 7 SECBUTIL – 10 ISOBUTIL – 3 TRIDECENO
- D. 5 - ISOBUTIL – 8 TERBUTIL – 7 ETIL – 2, 8 DIMETIL – 5 PROPIL – 3 UNDECENO
- E. 6, 9 DIETIL – 7 PROPIL – 8 ISOPROPIL – 5 ISOBUTIL- 4 TERBUTIL – 2 UNDECINO
- F. 5, 8 DIMETIL – 3, 3 DIETIL – 8 SECBUTIL – 9 TERBUTIL – 5 NEOPENTIL – 6 DODECINO

NOMENCLATURA DE LAS PRINCIPALES FUNCIONES QUÍMICAS ACÍCLICAS.

PRINCIPALES FUNCIONES QUÍMICAS ORGÁNICAS Y GRUPOS FUNCIONALES

Grupo Funcional	Función Química	Nombre de la Función Química	Ejemplo	Nombre químico
- X (-F, -Cl, -Br, -I)	R - X	Halogenuro de alquilo	CH ₃ - Br	Bromo - metano (bromuro de metilo)
- OH	R - OH	Alcohol	CH ₃ - CH ₂ - OH	Etanol (alcohol etílico)
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ - \text{C} - \end{array}$	R - $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ - \text{C} - \text{H} \end{array}$	Aldehído	CH ₃ - CH ₂ - $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ - \text{C} - \text{H} \end{array}$ (CH ₃ - CH ₂ - CHO)	Propanal
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ - \text{C} - \end{array}$	R - $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ - \text{C} - \text{R} \end{array}$ (R - CO - R)	Cetona	CH ₃ - $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ - \text{C} - \end{array}$ - CH ₃ (CH ₃ - CO - CH ₃)	Propanona (Dimetilcetona) (Acetona)
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ - \text{C} - \text{O} - \end{array}$	R - $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ - \text{C} - \text{OH} \end{array}$ (R - COOH)	Ácido orgánico	CH ₃ - $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ - \text{C} - \text{OH} \end{array}$ CH ₃ - CH ₂ - COOH	Ácido etanóico Ácido acético
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ - \text{C} - \text{O} - \end{array}$	R - $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ - \text{C} - \text{O} - \text{R} \end{array}$ (R - COO - R)	Ester	CH ₃ - $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ - \text{C} - \text{O} - \text{CH}_3 \end{array}$ CH ₃ - COO - CH ₃	Etanoato de metilo (Acetato de metilo)
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ - \text{C} - \text{O} - \end{array}$	R - $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ - \text{C} - \text{O} - \text{Me} \end{array}$	Sal orgánica	CH ₃ - $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ - \text{C} - \text{O} - \text{Na} \end{array}$ CH ₃ - COO - Na	Etanoato de sodio (Acetato de sodio)
- O -	R - O - R	Éter	CH ₃ - CH ₂ - O - CH ₂ - CH ₃	Etoxietano (Diethyl eter)
- NH₂	R - NH ₂	Amina	CH ₃ - CH ₂ - CH ₂ - NH ₂	Propanamina (Propil amina)
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ - \text{C} - \text{NH}_2 \end{array}$	R - $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ - \text{C} - \text{NH}_2 \end{array}$	Amida	CH ₃ - CH ₂ - $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ - \text{C} - \text{NH}_2 \end{array}$ CH ₃ - CH ₂ - CO - NH ₂	Propanamida

ACTIVIDADES PARA EL ALUMNO:

- Investigación bibliográfica de los diferentes tipos de compuestos orgánicos.
- Elabora algún tipo de instrumento, que te permita reconocer los grupos funcionales característicos de cada función química orgánica (memoramas, dominó, lotería).
- **Investiga la importancia socio-económico-ecológica de algunos compuestos orgánicos como son: Alcohol etílico, éter etílico, cloroformo, acetona, ácido acético, etc., característicos de las diferentes funciones químicas orgánicas.**
- Completa los ejercicios propuestos, considera la información señalada en el cuadro siguiente.

I.- ESCRIBE LA FÓRMULA DE LOS GRUPOS FUNCIONALES; O EL NOMBRE CORRESPONDIENTES DE LAS SIGUIENTES FUNCIONES QUÍMICAS.

A) ALCOHOL	B) ALDEHÍDO	C) ÉSTER
D) AMINA SECUNDARIA	E) HALOGENURO DE ALQUILO	F) SAL ORGÁNICA
1.- $\begin{array}{c} -C- \\ \\ O \end{array}$	2.- $\begin{array}{c} -C- OH \\ \\ O \end{array}$	3.- $\begin{array}{c} -C- NH_2 \\ \\ O \end{array}$
4.- $-O-$	5.- $\begin{array}{c} -C- O- Metal \\ \\ O \end{array}$	6.- $\begin{array}{c} -C- H \\ \\ O \end{array}$

REGLAS DE NOMENCLATURA PARA LOS COMPUESTOS ORGÁNICOS.

Derivados halogenados de los hidrocarburos (Halogenuros de alquilo).

Son hidrocarburos que contienen en su molécula átomos de halógeno, los que se representan por una $-X$.

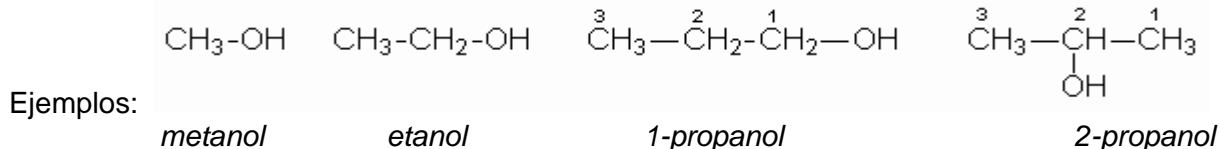
Se nombran anteponiendo el nombre del halógeno (flúor, cloro, bromo, yodo) al del hidrocarburo correspondiente. La posición de los átomos de halógeno se indica por medio de localizadores.

Ejemplos:

$\begin{array}{c} 3 \quad 2 \quad 1 \\ CH_3-CH_2-CH_2-Cl \end{array}$	1-cloropropano	$CH_3-CH_2-CH_2-\underset{\substack{ \\ Br}}{CH}-CH_3$	(2-bromopentano o bromuro de secpentilo)
$Cl-CH_2-CH_2-Cl$	1,2-dicloroetano	$\begin{array}{c} CH_2-CH_3 \\ \\ CH_3-C-CH_2-CH_2-CH_3 \\ \\ F \end{array}$	(3-metil-3-fluorohexano)
$CH_3-CH=CH-Cl$	1-cloro-1-propeno		

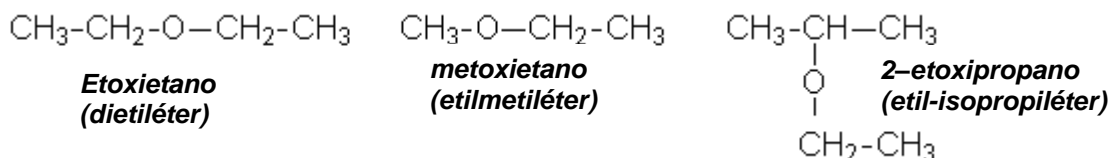
Alcoholes

1. Se elige la cadena más larga que contiene el grupo hidroxilo (cadena fundamental). Esto forma la base del nombre del compuesto, cambiando la terminación "o" del hidrocarburo correspondiente por el sufijo "ol".
2. La numeración de la cadena fundamental se realiza de modo que la posición del hidroxilo quede establecida por el menor número posible.
3. Se nombran las ramificaciones y sustituyentes indicando sus posiciones mediante números.



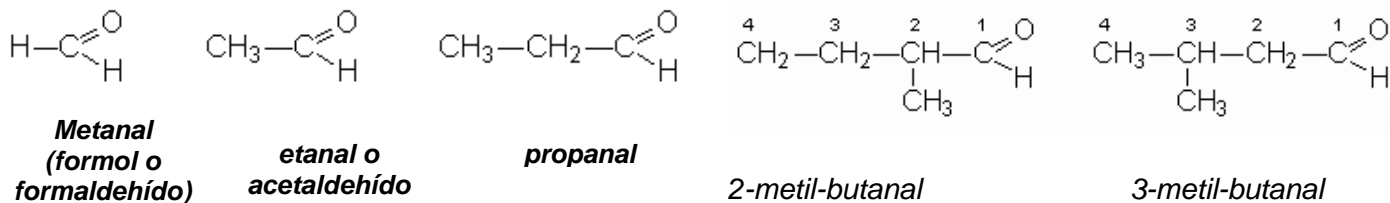
Éteres

Se nombra como un hidrocarburo que presenta un alcóxido como sustituyente. Si es necesario se indica la posición del alcóxido, utilizando un número (el menor posible); o bien, citar los dos radicales que están unidos al O por orden alfabético y a continuación la palabra éter.



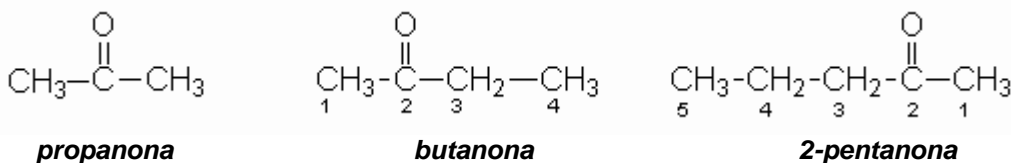
Aldehídos

1. La cadena mayor que contiene al grupo funcional -CHO, se considera como base para nombrar al compuesto.
2. La terminación "o" del alcano, se cambia por "al".
3. Las posiciones de los sustituyentes, se indican mediante los números menores posible, reservando el 1 para el carbono carbonílico; es decir, el Carbono del grupo funcional.

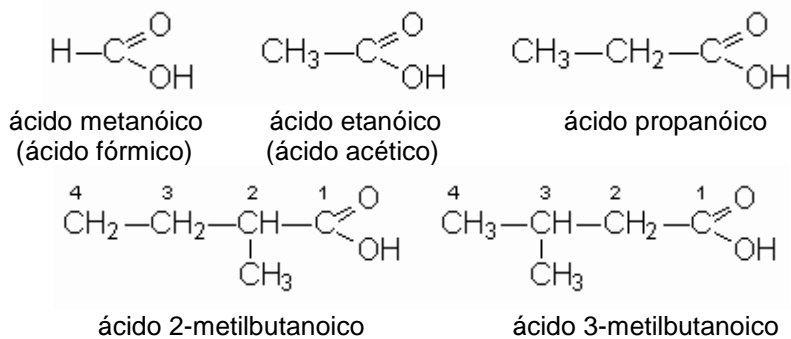


Cetonas

1. Se considera la cadena mayor la que contiene el grupo carbonilo como base y la terminación "o" del alcano correspondiente se cambia por "ona".
2. Las posiciones de los sustituyentes se indican mediante números, utilizando el menor número posible para el grupo carbonilo.

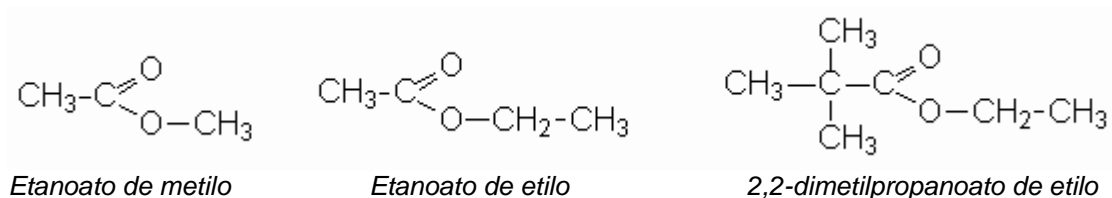


Ácidos carboxílicos. Sigue las mismas reglas que para los aldehídos, solo que comienzan a nombrarse con la palabra *ácido* y se cambia la terminación "al" del aldehído por "oico"



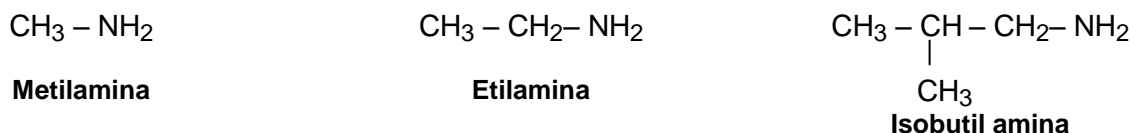
Ésteres

La parte de la cadena que corresponde al ácido (radical carboxilato), se nombra de acuerdo con el alcano correspondiente con la terminación "ato" y la que corresponde al radical unido al oxígeno, se termina en "ilo".

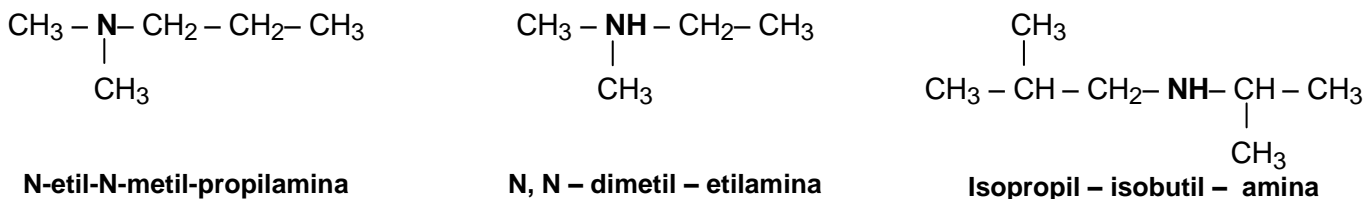


Aminas.

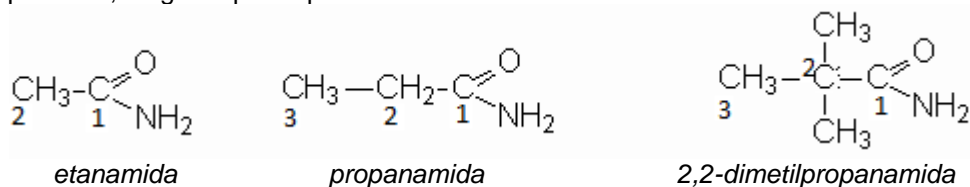
Se nombran añadiendo al nombre del radical hidrocarbonado el sufijo "-amina".



En las aminas secundarias y terciarias, si un radical se repite se utilizan los prefijos "di-" o "tri", pero, de acuerdo a las reglas de IUPAC, se elige el radical de mayor número de átomos de Carbono como cadena principal y los demás se nombran anteponiendo una **N-** para indicar que están unidos al átomo de nitrógeno.



Amidas. Se consideran los carbonos incluyendo al carbono del grupo funcional y se escribe el nombre del alcano del que proviene, seguido por la palabra amida.



II.- LEE CON ATENCIÓN EL SIGUIENTE TEXTO

En la siguiente lectura, encontrarás algunas aplicaciones de las funciones químicas e hidrocarburos que estás estudiando.

Los Ésteres se usan en perfumería y en alimentos por sus sabores y olores florales y frutales; tal es el caso del **Butanoato de Etilo** que tiene sabor a piña. Los Éteres se utilizan como disolventes y anestésicos como el **Etoxi – Etano (Éter etílico)**, pero como es un compuesto muy flamable se dejó de usar en medicina. También un Halogenuro de alquilo se utilizó mucho tiempo como anestésico, el **Cloroformo**, cuyo nombre químico es el de **Tricloro – Metano** (Tricloruro de metilo). El **Ácido Fórmico (Ácido Metanoico)** es producido por las hormigas y las abejas, por ello su picadura produce dolor e irritación, ya que lo que inyectan es el ácido mencionado.

DE ACUERDO CON LO ANTERIOR, CONTESTA LO QUE SE TE PIDE.

- 1.- El compuesto que tiene sabor a piña se llama _____ y su fórmula semidesarrollada es _____, pertenece a la función química denominada: _____.
- 2.- La sustancia de característica muy flamable se conoce como _____, cuya fórmula semidesarrollada es _____; pertenece a la función química de _____.
- 3.- El cloroformo que se utilizaba como anestésico recibe el nombre químico de _____, pertenece a la función química denominada _____ y su fórmula es _____.
- 4.- El ácido que producen hormigas y abejas se llama _____, que presenta la fórmula _____, es un ejemplo de la función química denominada _____.

III.- ESCRIBE EL NOMBRE DE LOS SIGUIENTES COMPUESTOS:

$ \begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ \\ \text{OH} \end{array} $	$ \begin{array}{cccc} \text{Cl} & \text{CH}_3 & \text{CH}_2 - \text{CH}_3 & \text{CH}_3 \\ & & & \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH} - \text{C} - \text{CH}_2 - \text{C} - \text{CH}_3 \\ & & & \\ & & \text{CH}_3 - \text{CH}_2 & \text{CH}_3 \end{array} $
$ \begin{array}{ccccc} & \text{CH}_3 & \text{O} & & \text{CH}_3 \\ & & & & \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - & \text{C} & - \text{CH}_2 - & \text{C} & - \text{CH}_3 \\ & & & & \\ & & & \text{CH}_3 & \end{array} $	$ \begin{array}{ccccccc} & & & & \text{O} & & \\ & & & & & & \\ \text{CH}_3 - & \text{CH}_2 - & \text{CH} - & \text{C} - & \text{H} \\ & & & & \\ & & \text{CH}_3 & & \end{array} $

$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_3 \end{array}$
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \quad \text{O} \\ \quad \\ \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{C} - \text{C} - \text{H} \\ \quad \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 \quad \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \quad \text{O} \quad \text{CH}_3 \\ \quad \quad \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH} - \text{C} - \text{CH}_2 - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \quad \\ \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \quad \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3 \end{array}$
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{C} - \text{OH} \\ \\ \text{O} \end{array}$	$\text{CH}_3 - \text{COO Li}$
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COO} - \text{CH}_2 - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	$\left[\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{C} - \text{O} \\ \quad \quad \\ \text{CH}_3 \quad \text{CH} - \text{CH}_3 \quad \text{O} \end{array} \right]_3 \text{Al}$
$\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{CH}_3 \\ \quad \\ \text{H} - \text{C} - \text{O} - \text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{O} - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$
$\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{N} - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \quad \\ \text{CH}_3 \quad \text{CH}_3 \end{array}$
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ \\ \text{NH}_2 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{C} - \text{NH}_2 \end{array}$

$ \begin{array}{ccccccc} & & & & \text{O} & & \\ & & & & & & \\ \text{CH}_3 & - & \text{CH} & - & \text{CH} & - & \text{CH}_2 & - & \text{C} & - & \text{NH}_2 \\ & & & & & & & & & & \\ & \text{CH}_3 & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_3 & & & & & & \end{array} $	$ \begin{array}{ccccccc} & & & & \text{O} & & \\ & & & & & & \\ \text{CH}_3 & - & \text{CH}_2 & - & \text{C} & - & \text{NH} & - & \text{CH} & - & \text{CH}_3 \\ & & & & & & & & & & \\ & & & & & & & & \text{CH}_3 & & \end{array} $
$ \begin{array}{ccccccc} & & \text{CH}_3 & & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_3 & & \\ & & & & & & & & \\ \text{CH}_3 & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH} & - & \text{C} & - & \text{COOH} \\ & & & & & & & & \\ & & & & & & \text{CH}_3 & & \end{array} $	$ \begin{array}{ccccccc} & & \text{CH}_3 & & & & & & \\ & & & & & & & & \\ \text{CH}_3 & - & \text{C} & - & \text{O} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH} & - & \text{CH}_3 \\ & & & & & & & & & & \\ & & \text{CH}_3 & & & & & & \text{CH}_3 & & \end{array} $

IV.- ESCRIBE LA FÓRMULA SEMIDESARROLLADA DE LOS SIGUIENTES COMPUESTOS ORGÁNICOS. (UTILIZA HOJAS ANEXAS PARA SU DESARROLLO SI ES NECESARIO)

a) Cloro – Hexano	b) 2 – etil – 3,5,5 – trimetil – Octanol
c) Éter - dimetílico	d) etil –metil –Éter
e) 2 – metil – Hexanal	f) 3 – Pentanona
g) 2 – secbutil – 3, 4, 5 – trimetil – 4 – isopentil – Heptanal	h) 4 – etil – 2, 4 – dimetil –3 – Hexanona

i) Ácido 3 – terbutil – Octanóico	j) Ácido 2, 5 - dimetil – 4 – neopentil – 3 – isopropil –Decanóico
k) Butanoato de Cobre II	l) 3, 3 – dimetil – Pentanoato de Magnesio
m) 2 – Amino – Propano	n) Etanoamida
o) Metil – Isopropil – Neopentil – Amina	p) 2,2,5,6- tetrametil – 4-terbutil – Octanoamida
q) 2 – secbutil – 4, 5 – dietil –Heptanoato de Secpentilo	r) 4–Cloro – 4–etil – 3,6–dimetil –6–isopropil — Nonano
s) Metanoato de Isobutilo	t) Propanoato de Terbutilo

V.- DESARROLLA LAS FÓRMULAS CORRESPONDIENTES A LO QUE SE TE INDICA EN EL CUADRO ADJUNTO:

NOMBRE DEL COMPUESTO	FÓRMULA CONDENSADA	FÓRMULA SEMIDESARROLLADA	FUNCIÓN QUÍMICA
2 – Propanol			
		$\text{CH}_3 - \text{COO} - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_3$	
Metil-etil-cetona			
	C₃H₈O		Éter
		$\text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \underset{\text{H}}{\text{C}} = \text{O}$	
Ácido 3 – metil – Butanóico			

Tomando como base el cuadro anterior, indica las parejas de compuesto que presentan isomería de tipo funcional.

a) _____ y _____

b) _____ y _____

c) _____ y _____