



INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL
SECRETARÍA ACADÉMICA
DIRECCIÓN DE EDUCACIÓN MEDIA SUPERIOR
CENTRO DE ESTUDIOS CIENTÍFICOS Y TECNOLÓGICOS No. 13
"RICARDO FLORES MAGÓN"



GUÍA

De estudio para
Presentar ETS de la
UNIDAD DE APRENDIZAJE
Química II
Semestre 2023-2
Turno matutino y vespertino

Fecha de Elaboración: **1°/04/2023**

Área: Nombre de la Unidad de Aprendizaje: Nivel/semestre:



Instrucciones generales de la guía:

Para aprobar el examen de Química II debes saber:

Resolver aspectos cualitativos y cuantitativos de los cambios químicos, empleando el lenguaje propio de la unidad de aprendizaje y con enfoque de Ciencia – Tecnología – Sociedad y Ambiente.

Comprende cuatro unidades.

Unidad I. "Balanceo de ecuaciones químicas".

Unidad II. "Estequiometría".

Unidad III. "Estructura de compuestos orgánicos".

Unidad IV

"Nomenclatura y formulación de compuestos orgánicos".

Presentación:

La química es una ciencia de gran influencia en nuestra vida cotidiana, permite comprender fenómenos que ocurren a nuestro alrededor o en nuestro cuerpo. A través del conocimiento generado por esta ciencia, los seres humanos hemos sido capaces de satisfacer muchas de nuestras necesidades y mejorar nuestra calidad de vida. Hoy resulta casi imposible un mundo sin aspirina, café, anestésicos, anticonceptivos, fertilizantes, cosméticos, detergentes, vinos, plásticos o antibióticos.

El conocimiento científico es parte de la cultura y constituye una herramienta que permite interactuar con el entorno de forma creativa y responsable. Al aprender ciencias se adquiere el conocimiento y entendimiento de conceptos y procesos científicos requeridos para la toma de decisiones, la participación activa en asuntos cívicos y culturales y la productividad económica, así como el desarrollo de habilidades específicas.

Unidad 1. Balanceo de ecuaciones químicas.

Balancear una ecuación química es hacer que cumpla con la Ley de la conservación de la masa la cual establece que en una reacción química la masa de los reactivos debe ser igual a la masa de los productos. Para ello aprenderás el método de tanteo y método redox.

Unidad 2. Estequiometría.

El conocimiento y aplicación de las unidades químicas te permitirá interpretar cuantitativamente un proceso químico. Determinarás fórmula empírica y molecular a partir de la composición de porcentaje en masa.

Determinarás el rendimiento de la reacción considerando pureza de reactivos e identificando el reactivo limitante.

Unidad 3. Estructura de compuestos orgánicos.

Se comenzará con la definición y la naturaleza de la química orgánica



Representarán la estructura de los compuestos orgánicos de acuerdo al tipo de hibridación que presenta el carbono, utilizando diferentes tipos de fórmulas.

Unidad 4. Nomenclatura y formulación de compuestos orgánicos.

A partir del grupo funcional se aplicarán reglas IUPAC para nombrar y formular compuestos orgánicos.

Estructura y contenidos

Unidad 1. Balanceo de ecuaciones químicas

Conceptos de:

Masa

Reacción y ecuación química

Ley de conservación de la masa

Balanceo por el método de tanteo

Balanceo por el método óxido-reducción

Conceptos de:

Oxidación

Reducción

Agente oxidante

Agente reductor

Unidad 2. Estequiometría

Ley de Proust

Fórmula mínima y molecular

Unidades químicas

Mol

Relaciones estequiométricas

Reactivo limitante y reactivo en exceso

Pureza de reactivos

Eficiencia de reacción

Unidad 3. Estructura de compuestos orgánicos

Diferencia entre compuestos orgánicos e inorgánicos.

Hibridación del átomo de carbono

Enlace molecular sigma y pi

Tipos de cadenas

Tipos de fórmulas

Isomería

Tipos de carbono

Función química y grupo funcional

Unidad 4. Nomenclatura orgánica

Reglas de nomenclatura IUPAC para compuestos orgánicos.

Alcanos (lineales, arborescentes y cíclicos),

alquenos (lineales, arborescentes y cíclicos),

alquinos, derivados halogenados, alcoholes,

aldehídos, cetonas, ácidos carboxílicos,

ésteres, sal orgánica, éter, amida, amina.

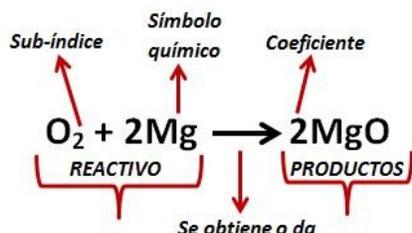
Evaluación

La guía no tiene ninguna ponderación en la evaluación, es un documento que te orientará en la preparación de tu examen.



Unidad 1. Balanceo de ecuaciones químicas

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



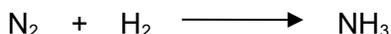
Reacción química es un proceso en donde unas sustancias (elementos o compuestos) denominadas reactivos o reactantes se transforman para dar lugar a sustancias diferentes denominadas productos.

Las ecuaciones químicas constituyen un lenguaje que permitirá reconocer diverso tipo de información; como el hecho de calcular la cantidad de sustancia que intervienen en las reacciones química, 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 observa que existe el mismo número de especies elementales tanto en reactivos 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 "Mol" de sustancia participante.

Método de tanteo

Este método consiste en ir colocando coeficientes a la izquierda de cada sustancia e ir cuantificando átomos hasta lograr que haya el mismo número tanto en reactantes como en productos.

Ejemplo:



En esta ecuación hay dos átomos de nitrógeno en los reactantes, por tanto se debe colocar el 2 al NH_3 para que en los productos quede el mismo número de átomos de dicho elemento.



Al colocar el coeficiente se tiene en el producto seis átomos de hidrógeno, para equilibrarlos hay que colocar un coeficiente 3 al H_2 en reactantes:

$N_2 + 3 H_2$	$2 NH_3$		
		Reactantes	Productos
		2	2
		6	6
		N	
		H	

La ecuación ha quedado balanceada el número de átomos de cada elemento es el mismo tanto en reactantes como en productos.



Actividad 1.1. Balancea por el método de tanteo las ecuaciones químicas.

- 1) $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$
- 3) $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$
- 4) $\text{CH}_4\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 5) $\text{Ba(OH)}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 6) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 7) $\text{Fe}_2\text{S}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe} + \text{SO}_2$
- 8) $\text{C}_5\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 9) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3$
- 10) $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
- 11) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 12) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$
- 13) $\text{CS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{SO}_2$
- 14) $\text{NH}_3 + \text{NaClO} \rightarrow \text{N}_2\text{H}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 15) $\text{PH}_3 + \text{N}_2\text{O} \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10} + \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$
- 16) $\text{F}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HF} + \text{O}_3$
- 17) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$
- 18) $\text{H}_8\text{B}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBO}_2 + \text{H}_2$

Método de óxido-reducción

Las reacciones de óxido – reducción, también llamadas reacciones REDOX, que se presentan 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. El manejo del número de oxidación es imprescindible para balancear las reacciones REDOX.

El número de oxidación o estado de oxidación se define como la carga real 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.

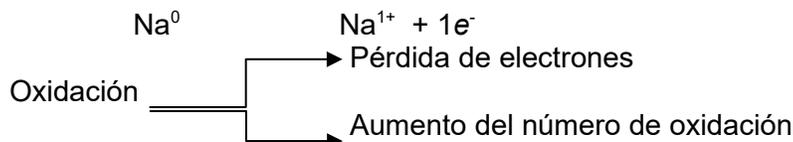
- El número de oxidación de un elemento químico es de cero ya sea que este se encuentre en forma atómica o molecular.



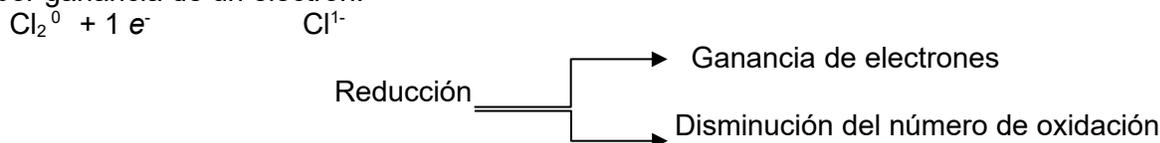
Ejemplos: Na^0 , Cu^0 , Fe^0 , H_2^0 , Cl_2^0 , P_4^0 , O_2^0 , S_8^0 , N_2^0

- El número de oxidación del hidrógeno generalmente es de 1+, salvo en el caso de los hidruros en donde es de 1-.
- El número de oxidación del oxígeno se considera casi siempre 2-, excepto en los peróxidos, donde es de 1-.
- 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.

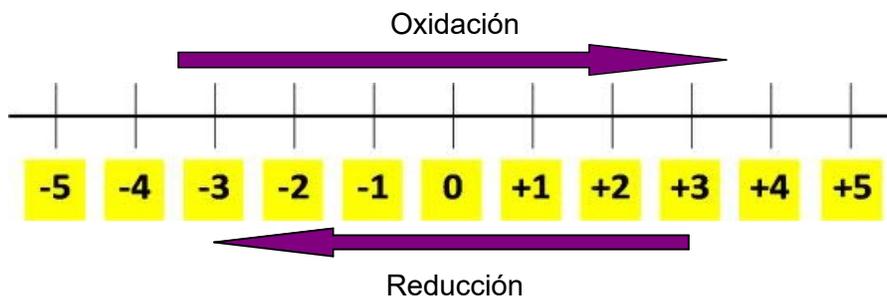
Oxidación. La oxidación tiene lugar cuando una especie química pierde electrones y en forma simultánea, aumenta su número de oxidación. Por ejemplo, el sodio metálico (con número de oxidación cero), se puede convertir en el ion sodio (con carga 1+) por la pérdida de dos electrones.



Reducción. La reducción ocurre cuando una especie química gana electrones y al mismo tiempo disminuye su número de oxidación. Por ejemplo, el cloro molecular, se convierte en ión cloruro, por ganancia de un electrón.



Empleando la recta numérica, decimos que si durante una reacción el número de oxidación de un elemento cambia desplazándose hacia la derecha, dicho elemento se ha oxidado (pierde electrones). En cambio, si pasa a una posición hacia la izquierda, entonces ese elemento se habrá reducido (gana electrones).



Agente oxidante. La especie química que en un proceso redox acepta electrones y se reduce, provocando la oxidación de otro elemento en dicho proceso, por ejemplo.



El cloro es el agente oxidante puesto que, gana electrones y su carga o número de oxidación



pasa de 0 a 1-



Agente reductor. Es la especie química que en un proceso redox pierde electrones y por tanto se oxida en dicho proceso, por ejemplo

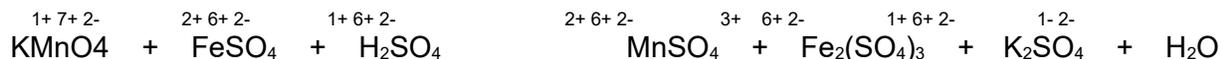


Balanceo por el método de óxido – reducción

Este método se basa en los cambios de números de oxidación



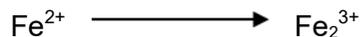
Paso 1. Determinar los números de oxidación de todos los elementos presentes en la reacción.



Paso 2. Se identifican los elementos que cambian su estado de oxidación y se escriben como semireacciones de oxidación y reducción.

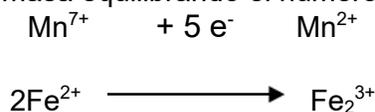


Disminuye su número de oxidación, por lo que se **reduce** al ganar 5 electrones

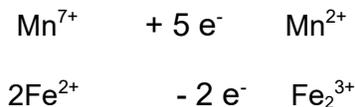


Aumenta su número de oxidación, por lo que se **oxida** al ceder 2 electrones

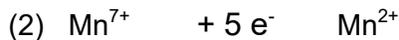
Paso 3. Se efectúa el balance de masa equilibrando el número de átomos



Paso 4. Balance de carga. Debe haber igual número de cargas en ambos lados de las semireacciones con la cantidad de electrones que se ganan o se pierden en el proceso.



Paso 5. Balance de electrones intercambiando los electrones perdidos y ganados en las semireacciones



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



Paso 6. Introduzca 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 continua con el balanceo para cumplir con la Ley de la conservación de la masa, quedando la reacción de la siguiente forma:



Agente oxidante KMnO_4 Agente reductor FeSO_4

Actividad 1.2. Contesta lo siguiente:

1. ¿En que consiste la oxidación? ¿y la reducción? Relaciona los conceptos con la variación del estado de oxidación .
2. ¿Qué es agente oxidante? ¿y agente reductor?

Actividad 1.3. Escribe dentro del paréntesis la letra que corresponda a la respuesta correcta

() Considerando el elemento azufre (S) que se localiza en el grupo VI A de la tabla periodica, su valencia es:

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

() Corresponde al número de oxidación de cromo en el compuesto dicromato de sodio $[\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7]$.

- a) 2+ b) 3+ c) 6+ d) 1+



- () En orden de izquierda a derecha los estados de oxidación de cada elemento del compuesto sulfato de aluminio Al_2SO_4 son
- a) 3+, 6+ 2- b) 4+, 3+, 6+ c) 6+, 2-, 3+ d) 2+, 4+, 2-
- () Es el número de oxidación del plomo en el nitrato plumbico $[\text{Pb}(\text{NO}_3)_4]$.
- a) 2+ b) 4+ c) 2- d) 4-
- () El elemento que se oxida en la ecuación química
 $2\text{KMnO}_4 + 6\text{HCl} + 6\text{H}_2\text{S} \rightarrow 2\text{MnCl}_2 + 2\text{KCl} + 5\text{S} + 8\text{H}_2\text{O}$
- a) potasio b) manganeso c) azufre d) cloro
- () Es el agente oxidante de la ecuación
 $3\text{H}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 5\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{NaHSO}_4 + 3\text{S} + 7\text{H}_2\text{O}$
- a) H_2S b) H_2SO_4 c) NaHSO_4 d) $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
- () Los coeficientes de la ecuación al balancearla por el método óxido – reducción son respectivamente
 $\text{SO}_2 + \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
- a) 3,6,6,3,2,6 b) 1,3,3,1,2,3 c) 3,1,1,1,1,1 d) 1,1,3,2,1,9
- () En la ecuación al quedar balanceada, el coeficiente del agua es:
 $\text{KMnO}_4 + \text{NH}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}$
- a) 2 b) 3 c) 8 d) 5
- () Son los coeficientes de la ecuación al balancearla por el método redox
 $\text{KMnO}_4 + \text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KHSO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- a) 2,5,9,2,2,5,8 b) 8,2,5,9,2,2,5 c) 5,8,2,5,8,2,2 d) 2,5,8,2,5,8,2
- () Representa una semireacción de oxidación.
- a) $\text{Cl}^{1-} \rightarrow \text{Cl}^{1+} + 2\text{e}^-$ b) $2\text{H}^{1+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2^0$
c) $\text{Cr}^{6+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Cr}^{3+}$ d) $\text{N}^{5+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{N}^{2+}$

Actividad 1.4 Balancea por óxido – reducción las ecuaciones



Semireacción de oxidación _____

Semireacción de reducción _____



Agente oxidante _____

Agente reductos _____

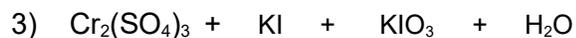


Semireacción de oxidación _____

Semireacción de reducción _____

Agente oxidante _____

Agente reductos _____



Semireacción de oxidación _____

Semireacción de reducción _____

Agente oxidante _____

Agente reductos _____

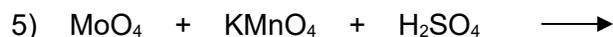


Semireacción de oxidación _____

Semireacción de reducción _____

Agente oxidante _____

Agente reductos _____

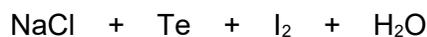


Semireacción de oxidación _____

Semireacción de reducción _____

Agente oxidante _____

Agente reductos _____



Semireacción de oxidación _____

Semireacción de reducción _____

Agente oxidante _____

Agente reductos _____



Semireacción de oxidación _____

Semireacción de reducción _____

Agente oxidante _____

Agente reductos _____

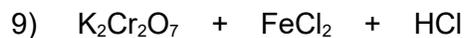


Semireacción de oxidación _____

Semireacción de reducción _____

Agente oxidante _____

Agente reductos _____

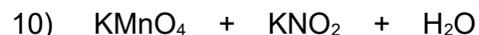


Semireacción de oxidación _____

Semireacción de reducción _____

Agente oxidante _____

Agente reductos _____





Semireacción de oxidación _____
Agente oxidante _____

Semireacción de reducción _____
Agente reductos _____



Semireacción de oxidación _____
Agente oxidante _____

Semireacción de reducción _____
Agente reductos _____



Semireacción de oxidación _____
Agente oxidante _____

Semireacción de reducción _____
Agente reductos _____



Semireacción de oxidación _____
Agente oxidante _____

Semireacción de reducción _____
Agente reductos _____



Semireacción de oxidación _____
Agente oxidante _____

Semireacción de reducción _____
Agente reductos _____



Semireacción de oxidación _____
Agente oxidante _____

Semireacción de reducción _____
Agente reductos _____



Semireacción de oxidación _____
Agente oxidante _____

Semireacción de reducción _____
Agente reductos _____



Semireacción de oxidación _____
Agente oxidante _____

Semireacción de reducción _____
Agente reductos _____



Semireacción de oxidación _____
Agente oxidante _____

Semireacción de reducción _____
Agente reductos _____



Semireacción de oxidación _____
Agente oxidante _____

Semireacción de reducción _____
Agente reductos _____



Semireacción de oxidación _____

Agente oxidante _____

Semireacción de reducción _____

Agente reductor _____

Unidad 2. Estequiometría

Rama de la química que estudia las relaciones cuantitativas entre reactivos y productos cuando experimentan cambios químicos.

Las leyes ponderales o de las combinaciones químicas son las que rigen la proporción en masa y en volumen para formar compuestos y realizar los cálculos necesarios para resolver problemas, algunas son: Ley de Proust (de las proporciones constantes o definidas); ley de



Lavoisier (conservación de la masa).

La estequiometría de una reacción química queda perfectamente establecida mediante la ecuación química. En ella, aparecen las fórmulas de reactivos y productos precedidos de unos números (los coeficientes estequiométricos) que indican las proporciones según las cuales ocurre la transformación. Una ecuación química ajustada admite varias interpretaciones. Veamos el siguiente ejemplo:



La primera es la interpretación cualitativa: el etileno (C_2H_6) reacciona con el oxígeno (O_2) para dar dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O).

La interpretación cuantitativa puede expresarse de varias formas. Así, a nivel microscópico, la ecuación nos indica que cada 2 moléculas de etileno que reaccionan con 7 moléculas de oxígeno producen 4 moléculas de dióxido de carbono y 6 moléculas de agua.

Otras posibles interpretaciones cuantitativas de este proceso requieren el uso de los conceptos de mol, masa molecular y masa molar de un compuesto.

Relaciones estequiométricas (mol – masa – volumen – partículas).

Además de conocer el número de moléculas de cada sustancia que reaccionan o se producen en el transcurso de la reacción química, es posible establecer otras interpretaciones cuantitativas a partir de la ecuación ajustada.



Así, considerando que el mol es la magnitud del Sistema Internacional para expresar cantidad de materia, y que 1 mol de cualquier sustancia equivale siempre a $6,022 \times 10^{23}$ partículas de la misma, podemos escribir, observando los coeficientes estequiométricos, la siguiente interpretación cuantitativa:

Cada 2 mol de etano (C_2H_6) que reaccionan con 7 mol de oxígeno (O_2), se producen 4 moles de dióxido de carbono (CO_2) y 6 moles de agua (H_2O).

Pero todavía queda una relación más por obtener, la relación de estequiometría en masa, quizás la más importante, pues permite realizar cálculos de cantidades reaccionantes o producidas en los procesos tanto de laboratorio como industriales. Pero para obtener esta última relación es preciso calcular previamente la masa molecular de cada sustancia. Fíjate cómo se hace:

Cálculo de relación de estequiometría en masa

Consultando la tabla periódica, obtenemos las masas atómicas de los elementos que participan en la reacción, expresadas en unidades de masa atómica (uma).



Elemento	Masa atómica (uma)
Carbono	C = 12 uma
Hidrógeno	H = 1 uma
Oxígeno	O = 16 uma

Con estos datos, calculamos la masa molecular de cada sustancia:

Masa molecular de C ₂ H ₆ = 30u	C = 12u x 2 + H 1u x 6 = 30 u
Masa molecular de O ₂ = 32u	O = 16u x 2 = 32 u
Masa molecular de CO ₂ = 44u	C = 12u x 1 + O 16u x 2 = 44 u
Masa molecular de H ₂ O = 18u	H = 1u x 2 + O 16u x 1 = 18 u

Si la masa molecular es la masa de una molécula, expresada en unidades de masa atómica(u), la masa molar es la cantidad en gramos de sustancia que corresponde a un mol de la misma. Ambos datos coinciden numéricamente, por lo que podemos decir:

Masa molar de C ₂ H ₆ = 30 g/mol	cada 30 gramos de C ₂ H ₆ tenemos 1 mol
Masa molar de O ₂ = 32 g/mol	cada 32 gramos de O ₂ tenemos 1 mol
Masa molar de CO ₂ = 44 g/mol	cada 44 gramos de CO ₂ tenemos 1 mol
Masa molar de H ₂ O = 18 g/mol	cada 18 gramos de H ₂ O tenemos 1 mol

Una vez que hemos calculado la masa molar de cada sustancia, y teniendo en cuenta que si reaccionan 2 moles de C₂H₆ con 7 moles de O₂ se producen 4 mol de CO₂ y 6 moles de H₂O, podemos escribir esta relación de estequiometría en masa, del siguiente modo:



Reactivos

2 mol de C₂H₆ corresponde a... (2) (30 g/mol) = 60 g de C₂H₆

7 mol de O₂ corresponde a..... (7) (32 g/mol) = 224 g de O₂

Productos

4 mol de CO₂ corresponde a.... (4) (44 g/mol) = 176 g de CO₂

6 mol de H₂O corresponde a.... (6) (18g/mol) = 108 g de H₂O

Cada 60 g de etano (C₂H₆) que reaccionan con 224 g de oxígeno (O₂), se producen 176 g de dióxido de carbono (CO₂) y 108 g de agua (H₂O).

1 mol de C₂H₆ = 30 gramos = 6.02 x 10²³ moléculas

1 mol de O₂ = 32 gramos = 6.02 x 10²³ moléculas

1 mol de CO₂ = 44 gramos = 6.02 x 10²³ moléculas

1 mol de H₂O = 18 gramos = 6.02 x 10²³ moléculas

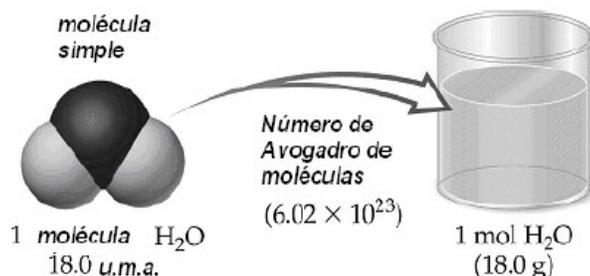
} 6.02 x 10²³ Numero de Avogadro
cantidad de partículas en cada mol
de sustancia.

También es conveniente señalar que cuando se trata de un gas, un mol de cualquier gas en condiciones normales de temperatura y presión (CNTP) ocupa un volumen igual a 22.4 litros, a este valor se le denomina Volumen molar. Las condiciones normales de temperatura y presión



son:

- $P = 1 \text{ Atm}$
- $T = 273\text{K}$



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.

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{500 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 27.77 \text{ g H}_2\text{O}$$

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

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

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

$$N \text{ partículas H}_2\text{O} = n (6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol})$$

$$N \text{ partículas H}_2\text{O} = 27.77 \text{ mol} (6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol}) = 16.73 \text{ moléculas H}_2\text{O}$$

Estas relaciones se pueden utilizar para realizar interesantes cálculos estequiométricos. Estudia con atención los ejemplos que aparecen continuación:

Utilizando la relación de estequiometría en términos de mol, planteamos las relaciones de proporcionalidad entre el etano y el dióxido de carbono:

a) ¿Cuántos mol de etano (C_2H_6) se necesitan si se desea obtener 60 mol de dióxido de carbono (CO_2)?

$$\text{Mol de etano } \text{C}_2\text{H}_6 = 60 \text{ mol de } \text{CO}_2 \frac{2 \text{ mol de } \text{C}_2\text{H}_6}{4 \text{ mol de } \text{CO}_2} = 30 \text{ mol de } \text{C}_2\text{H}_6$$

Se necesitan 30 mol de C_2H_6 para que se obtengan 60 mol de CO_2 .

b) Si reaccionan 672 gramos de oxígeno (O_2) ¿Qué cantidad de agua (H_2O) se obtendrá tras el proceso?

$$\text{gramos de H}_2\text{O} = 672 \text{ g de } \text{O}_2 \frac{1 \text{ mol de } \text{O}_2}{32 \text{ g } \text{O}_2} \times \frac{6 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}}{7 \text{ mol } \text{O}_2} \times \frac{18 \text{ g } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}} = 324 \text{ g H}_2\text{O}$$

Se producen 324 gramos de H_2O con 672 g de H_2O



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

Actividad 2.1. Conversiones de unidades, usa la tabla periódica y un cuaderno para plantear claramente tus procedimientos.

1. La masa molar del agua es 18 g/mol ¿Cuál es la masa molecular del agua?
2. La masa atómica del Sodio es de 23 uma. ¿Cuál es el valor de su masa molar?
3. En 64 gramos de Oxígeno (O_2) ¿cuántas mol de oxígeno hay?
4. ¿Qué representa el mol?
5. ¿Cuántas mol de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) hay en 550 gramos?
6. Determina la cantidad de sustancia en gramos presente en 32 mol de ácido sulfúrico (H_2SO_4).
7. Cuántas partículas de gas amoniacado (NH_3), habrá en 200 litros medidos en condiciones normales.
8. Considerando 20.34×10^{25} moléculas de nitrato de potasio (KNO_3), ¿a qué cantidad en gramos de sustancia corresponde?
9. 15 mol de sulfato de calcio ($CaSO_4$), ¿qué cantidad de gramos contienen.
10. Determina los mol presentes en 600 gramos de hipoclorito de sodio.
11. Considerando que un tanque de gas Nitrógeno pesa 50 Kg, ¿ cuántas mol de gas contiene y que volumen ocuparía en CNPT.
12. Valor numérico que corresponde al Número de Avogadro.
13. Cantidad que corresponde al volumen molar (volumen que ocupa un mol de gas en condiciones normales de presión t temperatura).
14. Qué volumen ocuparían 2 mol de Cloro puro (Cl_2) en CNPT.
15. Qué volumen ocupan 300 gramos de Anhídrido carbónico (CO_2) en CNPT.

Ley de Proust o de las proporciones constantes

- Para formar un 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 H₂O, el hidrógeno y el oxígeno intervienen en las cantidades que por cada mol se indican:

1 mol de H₂O tiene una masa molar de 18 g/mol

Una aplicación de la ley de Proust es obtener la composición porcentual de un compuesto, misma que permanece constante sin importar la cantidad de sustancia.

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: H₂SO₄

Masa molecular = 98 grs

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

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

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

Fórmula mínima o empírica

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.

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

Determinar el número de mol del elemento, dividiendo la cantidad en gramos entre su masa atómica.

• Dividir cada valor entre el menor número de mol

• El resultado indica la relación mínima de átomos de cada elemento en la fórmula

$$\text{K}; 6.64 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol de K}}{39.1 \text{ g}} = 0.169 \text{ mol} \div 0.17 \text{ mol} = 0.994 = 1 \times 2 = 2$$

• La fórmula sería K₁Cr₁O_{3.5}
• como no es posible tener fracción de átomo se debe buscar un factor para tener un número entero. Este factor es (2) y todos los valores se



$$\text{Cr}; 8.84\text{g} \times \frac{1 \text{ mol de Cr}}{51.996 \text{ g}} = 0.17 \text{ mol} \div 0.17 \text{ mol} = 1 \times 2 = 2$$

$$\text{O}, 9.52\text{g} \times \frac{1 \text{ mol de O}}{15.999 \text{ g}} = 0.595 \text{ mol} \div 0.17 \text{ mol} = 3.5 \times 2 = 7$$

La fórmula mínima o empírica es **K₂Cr₂O₇**

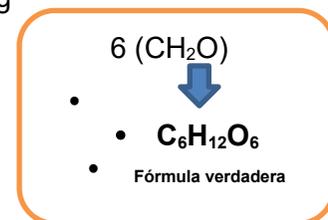
Fórmula molecular o verdadera

Fórmula que indica la cantidad real de átomos que conforman una molécula. En algunas ocasiones la fórmula mínima no coincide con la fórmula molecular o verdadera de un compuesto. Por ejemplo la fórmula mínima del Benceno es C₁H₁ y se sabe que su fórmula verdadera es C₆H₆.

Ejemplo: la fórmula empírica de la glucosa es CH₂O y su masa molar es de 180 g/mol. Determina su fórmula molecular o verdadera.

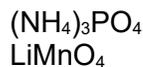
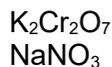
Formula empírica o mínima CH₂O, tiene una masa de 12 + 2 + 16 = 30 g

$$n = \frac{\text{masa molar de la sustancia}}{\text{masa de la fórmula mínima o empírica}} = \frac{180 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ glucosa}}{30 \text{ g de CH}_2\text{O}} = 6$$



- n - representa un número que se usa como factor para multiplicar por la fórmula mínima y encontrar la formula verdadera o molecular.

Actividad 2.1. Determina la composición porcentual de cada elemento



Actividad 2.2. Resuelve los problemas referentes a fórmula mínima y fórmula verdadera.

- ¿Cuál será la fórmula mínima o empírica de un compuesto, cuya composición es: P = 43.65% O = 56.36%
- El análisis de una sal muestra que contiene 56.58% de potasio, 8.68% de carbono y 34.73% de oxígeno. Calcula la fórmula empírica de esta sustancia.

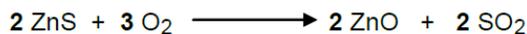


3. En 1,07 g de un compuesto de cobre hay 0.36 g de este metal y 0.16 g de nitrógeno. El resto es oxígeno. Hallar la fórmula empírica del compuesto.
4. El nylon 6 utilizado en la industria tiene la siguiente composición porcentual: 63.68% de carbono, 12,38% de nitrógeno, 9.8% de hidrógeno y 14.14% de oxígeno. Calcula su fórmula empírica.
5. Uno de los principales componentes de las pastas dentales, está formado por 45.238% de flúor y 54.4762% de sodio. Calcula la fórmula mínima.
6. Se analizaron 120 mg de ácido fosfórico encontrando 3.703 mg de hidrógeno, 37.932 mg de fósforo y el resto de oxígeno. Cuál será la fórmula mínima de este compuesto.
7. Un hidrocarburo tiene 82.76 % de carbono, 17.24 % de hidrógeno, con una masa molar del compuesto de 58 g/mol. ¿Calcula la fórmula molecular o verdadera del compuesto?
8. El análisis de un diurético indica la siguiente composición porcentual: H = 5%, N = 35%, y O = 60%; la masa molecular de la sustancia es 80g. Hallar la fórmula molecular del diurético.
9. La sulfadiacina, un medicamento que se utiliza en el tratamiento de las infecciones bacterianas, después de un análisis químico, dio la siguiente fórmula empírica: $C_{10}H_{10}N_4SO_2$, y una masa de 250 g. Determina su fórmula molecular.
10. Uno de los principales productos anticongelantes está formado por 38.7% de carbono, 9.7% de hidrógeno y el resto de oxígeno. Si su masa molecular es 323.6, determina su fórmula verdadera.
11. Uno de los compuestos básicos de la piña, es un aceite esencial que presenta la siguiente composición porcentual: 62.06% de carbono; 10.34% de hidrógeno y lo demás de oxígeno, con una masa molecular determinada experimentalmente de 116 g/mol. Calcula la fórmula molecular de este aceite.
12. Un ácido orgánico muy abundante en los limones, naranjas, toronjas, conocido como ácido cítrico, está formado por 58.33% de oxígeno; 4.16% de hidrógeno y 37.5% de carbono. Teniendo una masa molecular de 192 gramos. Determina la fórmula mínima y verdadera del ácido cítrico.

Ley de Lavoisier o ley de conservación de la masa

Esta ley se enuncia: "en una reacción química, la suma de las masa de las sustancias reaccionantes es igual a la suma de las sustancias producidas, (la masa no se crea ni se destruye, sólo se transforma)".

Ejemplo: Comprueba que se cumple la Ley de conservación de la masa en la siguiente reacción:



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
O ₂ = 16 X 2	= 32
ZnO = 65 + 16	= 81
SO ₂ = 32 + (16X2)	= 64

La ley de de Lavoisier puede 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.

Actividad 2.3. Comprueba le ley de conservación de la masa.

Para resolver este tipo de problemas debes considerar:

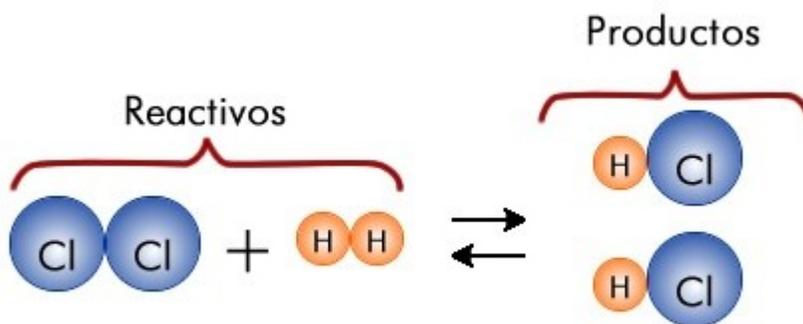
- Plantear la ecuación de la reacción (en caso de que no se proporcione).
- Balancear la ecuación química.

1. La combustión del azúcar produce dióxido de carbono y agua. Investiga la reacción y comprueba que la cantida en masa de los reactivos es igual a la cantidad en masa de los roductos.

2. De acuerdo a la siguiente ecuación. Comprueba la ley de conservación de la masa.



3.



Usa el esquema y escribe la ecuación

Actividad 2.4. Resolución de problemas referentes a relaciones estequiométricas, usa cuaderno para realizar tus planteamientos.



Para resolver este tipo de problemas debes considerar:

- 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.

1. ¿Cuántas mol de oxígeno (O₂) reaccionan con 3.97 moles de Al? Según la ecuación
- $$4 \text{ Al} + 3 \text{ O}_2 \longrightarrow 2 \text{ Al}_2\text{O}_3$$

2. De acuerdo a la siguiente ecuación.



- a) ¿Cuántos gramos de H₃PO₄ (ácido fosfórico) reaccionan con 5.70 mol de Ca(OH)₂?
- b) ¿Cuántas mol de agua se producen si se obtienen 500 g de Ca₃(PO₄)₂ (fosfato de calcio)?
- c) ¿Cuántos gramos de H₃PO₄ (ácido fosfórico) son necesarios para producir 275 g de agua?

3. Para la siguiente ecuación:



- a) ¿Cuántas mol de Cu(NO₃)₂ (nitrato de cobre II) se producen a partir de 5.50 mol de HNO₃ (ácido nítrico)?
- b) ¿Cuántos gramos de CuS (sulfuro de cobre II) son necesarios para producir 8.17 mol de S (azufre)?
- c) ¿Cuántas mol de NO (monóxido de nitrógeno) se producen cuando se obtienen 175 g de H₂O (agua)?
- d) ¿Cuántos gramos de HNO₃ (ácido nítrico) reaccionan con 225 g de CuS (sulfuro de cobre)?
4. De acuerdo con los datos mostrados en la siguiente ecuación balanceada:



- a) ¿Cuántas mol de Na₃PO₄ (fosfato de sodio) reaccionan con 5.45 moles de CaCl₂ (cloruro de calcio)?
- b) ¿Cuántos gramos de Ca₃(PO₄)₂ (fosfato de calcio) se producen a partir de 230 g de CaCl₂ (cloruro de calcio)?



c) ¿Cuántas mol de Na_3PO_4 (fosfato de sodio) son necesarias para producir 150 g de NaCl (cloruro de sodio)?

d) ¿Cuántos gramos de NaCl (cloruro de sodio) se producen al obtener 210 g de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (fosfato de calcio)?

5. La siguiente ecuación, muestra la combustión del propano y se efectúa a condiciones estándar de temperatura y presión.



a) ¿Cuántos gramos de C_3H_8 (propano) reaccionan con 50 litros de O_2 (oxígeno)?

b) ¿Cuántos litros de CO_2 (bióxido de carbono) se producen a partir de 130 g de C_3H_8 (propano)?

c) ¿Cuántos gramos de agua se obtienen al producirse 319 litros de CO_2 (bióxido de carbono)?

6. La siguiente ecuación, se lleva a cabo a condiciones normales de temperatura y presión, y representa la combustión de etano:



Calcule:

a) Mol de C_2H_6 (etano) necesarias para producir 75 litros de CO_2 (bióxido de carbono).

b) A partir de 11.7 mol de O_2 (oxígeno molecular) ¿cuántos litros de agua se obtienen?

c) Si se hacen reaccionar 225 g de C_2H_6 (etano) con un exceso de oxígeno, ¿cuántos litros de CO_2 (bióxido de carbono) se producen?

d) Si se producen 25 litros de CO_2 , ¿cuántos g de agua se obtienen?

7. La siguiente ecuación muestra la combustión del metanol.



Suponiendo que la reacción se lleva a cabo en condiciones estándar de presión y temperatura:

a) ¿Cuántas moles de O_2 (oxígeno gaseoso) reaccionan con 135 litros de CH_3OH (metanol)?

b) ¿Cuántos litros de metanol son necesarios para producir 75.0 g de CO_2 (bióxido de carbono)?



- c) ¿Cuántos gramos de bióxido de carbono se producen si se obtienen 50.7 litros de vapor de agua?
- d) ¿Cuántos litros de vapor de agua se producen a partir de 25.50 litros de oxígeno gaseoso?

8. La siguiente ecuación muestra la combustión del metanol.



Suponiendo que la reacción se lleva a cabo en condiciones estándar de presión y temperatura:

- a) ¿Cuántas moles de O_2 (oxígeno gaseoso) reaccionan con 135 litros de CH_3OH (metanol)?
- b) ¿Cuántos litros de metanol son necesarios para producir 75.0 g de CO_2 (bióxido de carbono).
- c) ¿Cuántos gramos de bióxido de carbono se producen si se obtienen 50.7 litros de vapor de agua?
- d) ¿Cuántos litros de vapor de agua se producen a partir de 25.50 litros de oxígeno gaseoso?
9. En la tabla se recogen los resultados de una serie de experiencias realizadas en el laboratorio. Los estudiantes hacen reaccionar plata y azufre para formar sulfuro de plata, de acuerdo a la ecuación:



Completa el contenido de los recuadros que faltan.

Experiencia	Ag (g)	S (g)	Ag_2S (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

10. El ácido acético es CH_3COOH , puro es inflamable, $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{O}_2 \qquad \qquad \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ de manera que si se queman 315 gramos:
- a) ¿Cuántos gramos de CO_2 y H_2O se producirán?
- b) ¿Cuántas mol y litros en CNPT de CO_2 de producen a partir de 35 gramos de ácido



acético.

Reactivo limitante y en exceso

En una reacción química el reactivo limitante es el reactivo que determina cuanto producto se va a obtener. El resto de los reactivos están en exceso ya que sobran una vez que el reactivo limitante se haya agotado.

El reactivo que no se consume completamente se denomina reactivo en exceso y se encuentra en mayor cantidad de la que se necesita estequiométricamente.

Supongamos que se desean preparar sandwiches de jamón y queso. Para preparar un sandwich se necesitan

“Supongamos que se desean preparar sandwiches de jamón y queso. Para preparar: dos rebanadas de pan, una rebanada de jamón y otra de queso, hay 45 rebanadas pan, 29 rebanadas de queso y 19 de jamón. Sólo se podrán preparar 19 sandwiches de jamón y queso y ni uno más porque no hay más jamón. Decimos entonces que el jamón es el ingrediente limitante”. En el caso de una reacción química, primero debemos identificar, con base en la estequiometría, cuál de los reactivos se encuentra limitando el proceso o la producción.

¿Cómo se puede conocer cuál es el reactivo limitante de una reacción? Una de las formas más simples es calculando los mol de producto que se obtienen con cada reactivo, suponiendo que el resto de reactivos están en cantidad suficiente. Aquel reactivo que de el menor número de mol de producto es el reactivo limitante. Al otro (s), se le denomina reactivo en exceso.

Ejemplo: considera la siguiente reacción:



se mezclan 637.2 gramos de NH_3 con 1142 gramos de CO_2 ¿cuántos gramos de $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ se obtendrán?

1. primero convertir los gramos de reactivo en mol:

$$637.2 \text{ gramos de } \text{NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol}}{17.03 \text{ g}} = 37.42 \text{ mol } \text{NH}_3$$

$$1142 \text{ gramos de } \text{CO}_2 \times \frac{1 \text{ mol}}{44.01 \text{ g}} = 25.95 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

2. se establece la relación estequiométrica entre reactivos y productos.

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

3. Se calculan los mol de producto que se obtendrían con cada reactivo

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



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

2 mol de NH_3 producen 1 mol de $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$
37.42 mol de NH_3 producen 18.71 mol de $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$

1 mol de CO_2 producen 1 mol de $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$
25.95 mol de CO_2 producen 25.95 mol de $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$

4. Como se observa, el reactivo limitante es el NH_3 y se podrá obtener como máximo 18.71 mol de urea. Ahora se hace la conversión a gramos:

$$18.71 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{CO} \times \frac{60.06 \text{ g de } (\text{NH}_4)_2\text{CO}}{1 \text{ mol de } (\text{NH}_4)_2\text{CO}} = 1123.7 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{CO}$$

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 determina a partir de la estequiometría basada en el reactivo limitante.

Actividad 2.5. Resuelve los problemas referentes a reactivo limitante y reactivo en exceso. Recuerda que las ecuaciones deben estar balanceadas.

1. ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se forman si se queman 110 g de propano en presencia de 160 g de oxígeno?



2. Dada la reacción en la que reacciona 45 g de hidróxido de sodio (NaOH) y 28 g de dióxido de carbono (CO_2) determina:



- a) el reactivo limitante
b) la cantidad de reactivo en exceso
c) la cantidad de carbonato de sodio (Na_2CO_3) obtenido.
3. Reaccionan 20 g de bicarbonato de sodio (NaHCO_3) con 17.6 g de ácido clorhídrico (HCl), La reacción es:



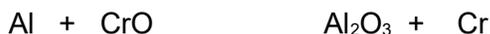
- a) el reactivo limitante
b) la masa de cloruro de sodio (NaCl).



4. Al agregar un trozo de fósforo a bromo líquido la reacción es inmediata y libera calor. Si se agregan 5.00 g de P_4 (fósforo) con 40.5 g de Br_2 (bromo líquido).



- a) ¿Quién es el reactivo limitante?
- b) ¿Cuántos gramos de PBr_3 (tribromuro de fósforo) se forman?
- c) ¿Cuántos gramos de reactivo en exceso quedaron al terminar la reacción?
5. La siguiente ecuación balanceada muestra la preparación de Al_2O_3 (óxido de aluminio) calentando 225 g de óxido de cromo II con 125 g de aluminio.



- a) ¿Quién es el reactivo limitante?
- b) ¿Cuántos gramos de óxido de aluminio se forman?
- c) ¿Cuántos gramos de reactivo en exceso quedan después de la reacción?
6. De acuerdo a la siguiente ecuación balanceada:



- a) ¿Cuál es el reactivo limitante?
- b) ¿Cuántos litros de CO_2 (bióxido de carbono) se obtienen a partir de 150 g de carbono y 95.0 g de SO_2 (dióxido de azufre)?
- c) ¿Cuántos gramos de reactivo en exceso quedan al finalizar la reacción?
7. Considerando la siguiente ecuación.



- a) ¿Cuál es el reactivo limitante?
- b) ¿Cuántos litros de NO (monóxido de nitrógeno) se producen cuando reaccionan 75.0 g de NH_3 y 15 litros de O_2 ?
8. La siguiente ecuación representa la segunda etapa del Proceso Ostwald para producir ácido nítrico. Si reaccionan 25 litros de NO_2 y 50 g de agua

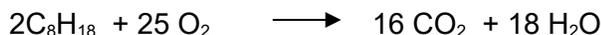




a) ¿Cuál es el reactivo limitante?

b) ¿cuántos gramos de HNO₃ se obtienen?

9. ¿Qué masa de CO₂ puede producirse por la combustión total de 2.00 Kg de octano (C₈H₁₈) el cual es uno de los principales componentes de la gasolina, con 8.00 Kg de oxígeno?



10. La urea (NH₂)₂CO se prepara por la reacción del amoníaco con dióxido de carbono:



En un proceso se hacen reaccionar 637.2 g de NH₃ con 1142 g de CO₂ Determine:

a) la masa de Urea que se forma.

b) ¿Cuánto del reactivo en exceso (en gramos) quedará sin reaccionar al finalizar la reacción?

11. ¿Cuántas mol de Fe₃O₄ se pueden obtener al reaccionar 16.8 g de Fe con 10.0 g de H₂O?



12. ¿Cuántos gramos de bromuro de plata se pueden formar cuando se mezclan soluciones que contienen 50.0 g de MgBr₂ y 100.0 de AgNO₃? ¿Cuántos gramos del reactivo en exceso permanecen sin reaccionar?



13. 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 a la reacción:



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



a) Calcúlese la masa en gramos de óxido de aluminio que se formará.

b) ¿Cuánto del reactivo en exceso quedó sin reaccionar al terminar el proceso?

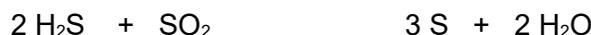


Pureza de reactivos

En la naturaleza no existe ningún producto puro al 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 grado de pureza en la etiqueta y para efectuar algún tipo de cálculos es preciso conocer este dato, ya que afectara al rendimiento.

Ejemplo: Para obtener azufre, se puede emplear la siguiente reacción:



Si se colocan 6.8 g de H_2S (sulfuro de hidrógeno), que tiene una pureza del 85% con un exceso de SO_2 (anhídrido sulfuroso) determina la cantidad de azufre formado.

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

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

Si la muestra tiene una masa de 6.8 g H_2S al 85% de pureza, la cantidad real de reactivo será:

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

A partir de la cantidad real de reactivo empleado, se realizan cálculos.

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 formado se le llama rendimiento o rendimiento de la reacción.

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

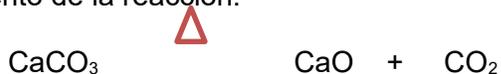
$$\% \text{ rendimiento} = \frac{\text{Masa real de producto}}{\text{masa teórica estequiométrica}} \times 100 \%$$

Actividad 2.6. resuelve los problemas referentes a pureza de reactivos y rendimiento de



una reacción.

1. ¿Cuántos gramos de cal viva (CaO) se obtendrán por descomposición térmica de 200 gramos de piedra caliza (CaCO₃) con una pureza del 92%? Si se obtienen 90 g de CaO calcular el rendimiento de la reacción.



2. Se dispone de 87 g de nitrato de plata, con el 87.9 % de pureza, que reacciona con 50 mL de una disolución de ácido clorhídrico, al 37 % en masa y densidad 1.07 g/mL, obteniéndose cloruro de plata y ácido nítrico, si se obtienen 57.6 g de AgCl Cuál será el rendimiento de la reacción.



3. Por calentamiento de pirita FeS₂, en presencia de oxígeno del aire se producen dióxido de azufre y óxido de hierro III.

a) Calcula los gramos de óxido de hierro III que se obtienen si se tratan 1000 g de FeS₂ de 80 % de pureza.



4. Reaccionan 12 gramos de C₂H₄(OH)₂ y 12 gramos de O₂ para obtener CO₂ y H₂O según la siguiente reacción:



La pureza del C₂H₄(OH)₂ es del 73% y la pureza del O₂ es del 90%. Si experimentalmente se obtienen 8 gramos de CO₂. Calcular el rendimiento de la reacción.

5. Dada la siguiente reacción



Si colocamos 6.8 g de H₂S, con SO₂ en exceso, y se producen 8.2 g de S ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?

6. ¿Cuántos gramos de CO₂ se producen a partir de la reacción de combustión de 90 g de metano con un rendimiento del 80%, dada la siguiente reacción:



7. Preparación de la Úrea, (NH₂)₂CO. Durante un proceso se ponen a reaccionar 60.7 g de NH₃ con 60% de pureza con 114.2 g de CO₂. Calcular la masa de urea (NH₂)₂CO que se obtiene si el porcentaje de rendimiento es igual a 93%. Determinar la cantidad de reactivo en exceso que queda sin reaccionar.

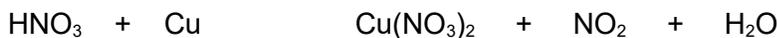


8. En la reacción de neutralización del ácido clorhídrico con hidróxido de calcio:



Se utilizan 100 g de ácido clorhídrico 60% puro. Calcular a) la cantidad de cloruro de calcio obtenido. b) Conociendo la pureza del HCl, ¿cuántos gramos de este habría que usar para obtener 50 g de H₂O.

9. En la reacción química



Se desprenden 2.8 L de NO₂, en condiciones normales, cuando se hacen reaccionar 5 g de cobre puro con la cantidad necesaria de HNO₃.

a) ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?

10. Se hacen reaccionar 180 gramos de Fe₂(SO₄)₃ con 200 gramos de NaI al 85% de pureza, obteniéndose 98 gramos de yodo, según la ecuación:



Determinar:

a) reactivo limitante.

c) masa de FeSO₄

b) rendimiento de la reacción.

11. Si se alimenta a un reactor 80 Kg de Al₂O₃ y 252 Kg ácido sulfúrico, obteniéndose 234.62 Kg de sulfato de aluminio determinar:

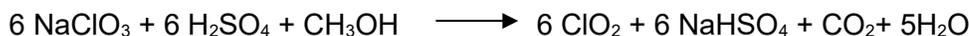


a) Reactivo limitante y reactivo en exceso.

b) % de reactivo en exceso.

c) rendimiento de la reacción.

12. El gas bióxido de cloro, se utiliza en la industria papelera para blanquear la pulpa y se produce de acuerdo a la siguiente reacción:



Cuando se alimentan a un reactor 3600 Kg de NaClO₃ de 98 % de pureza, 6000 Kg de solución de H₂SO₄ al 70 % de pureza y 200 Kg de CH₃OH de 90 % de pureza, se obtienen 1750 Kg de ClO₂, determinar:

a) % de reactivos en exceso.



b) La eficiencia de la reacción.

13. Se mezclan 1206 g de HClO_4 y 284 g de P_4O_{10} para obtener H_3PO_4 y Cl_2O_7 según la siguiente reacción:



La pureza del HClO_4 es del 87% y la pureza del P_4O_{10} es del 93%, si experimentalmente se obtienen 643 g de Cl_2O_7 . Calcular el rendimiento de la reacción.

14. Se mezclan 100 g de Na_2CO_3 , 50 g de C y 50 g de N_2 para obtener NaCN y CO según la siguiente reacción:



La pureza del Na_2CO_3 es del 97%, la pureza del C es del 63% y la pureza del N_2 es del 93%. Si experimentalmente se obtienen 50 g de NaCN . Calcular el rendimiento de la reacción.

15. La reacción entre el óxido férrico con el monóxido de carbono según la reacción:



¿Cuál será el rendimiento de la reacción? si a partir de la combinación de 250 gramos de óxido de hierro de 20% de pureza, con 300 g de óxido de carbono (II) cuya pureza es del 25%, y se forman 15 g de hierro.

16. La síntesis industrial del acetileno, consiste en el tratamiento de carburo de calcio con agua:



Cuál será el rendimiento de la reacción si al combinar 90 g de carburo de calcio de 90 % de pureza con 180 g de agua de 50 % de pureza, se forman 21 gramos de acetileno (C_2H_2).

La aspirina ($\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$) se produce a partir de ácido salicílico ($\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$) y anhídrido acético ($\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3$), la siguiente ecuación representa dicha reacción. Valor del ejercicio 10 puntos.



- a) ¿Cuánto ácido salicílico se requiere para producir 1.5×10^2 kg de aspirina, suponiendo que todo el ácido salicílico se convierte en aspirina?
b) ¿Cuánto ácido salicílico se requeriría si sólo el 80% del ácido se convirtiera en aspirina?



- c) Calcule el rendimiento teórico de aspirina si 185 kg de ácido salicílico se hace reaccionar con 125 kg de anhídrido acético.
- d) Si la situación descrita en el inciso (c) produce 182 kg de aspirina, calcula el rendimiento de la reacción

Unidad 3. Estructura de compuestos orgánicos

Química Orgánica. Rama de la química que estudia los compuestos del carbono en cuanto a su composición, propiedades, obtención, transformaciones y usos..

La aparición de la Química Orgánica, se asocia al descubrimiento en 1828 por parte del químico



alemán Friedrich Wöhler, a partir de cianato de amonio (compuesto inorgánico) obtuvo urea (compuesto orgánico) que se encuentra en la orina de muchos animales. El experimento de Wöhler rompió la barrera entre sustancias orgánicas e inorgánicas.

Cualitativamente, los compuestos orgánicos presentan propiedades distintas a las de los compuestos inorgánicos.

Actividad 3.1. Complementa la tabla correspondiente a las propiedades entre compuestos orgánicos e inorgánicos.

Propiedad	Compuesto orgánico	Compuesto inorgánico
Fuente de donde se extrae		
Elementos que lo forman		
Enlace predominante		
Puntos de fusión		
Puntos de ebullición		
Solubilidad		
Velocidad de reacción		
Conductividad eléctrica		
Fenómeno de isomería		
Estructura		
Estabilidad		

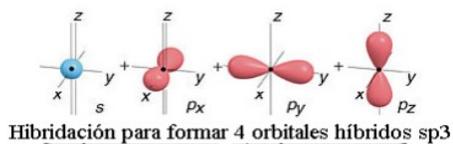
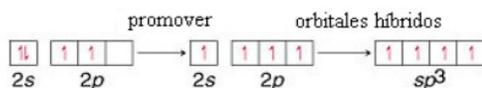
Propiedades del carbono

Siendo la base de los compuestos orgánicos el átomo de carbono, es un elemento que se localiza en el grupo IVA (columna 14) de la tabla periódica, con número atómico 6 y masa atómica 12 uma.

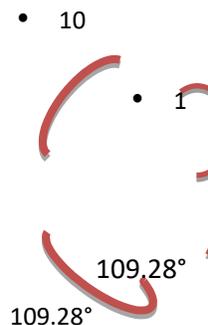
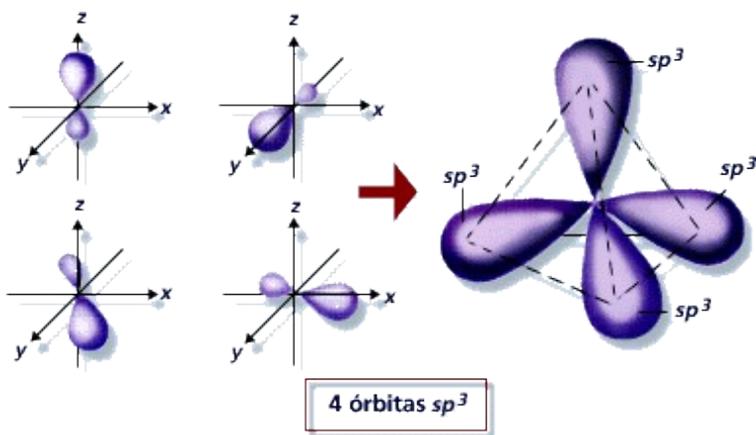
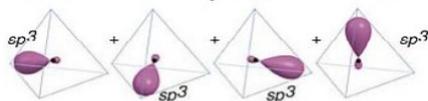
Hibridación del átomo de carbono

La Hibridación: sucede cuando se combinan varios orbitales atómicos para formar otros orbitales con la misma energía y mayor estabilidad; las hibridaciones, en el caso de los compuestos orgánicos, son entre el carbono y los átomos que lo rodean, y estos enlaces son los que le van a dar la geometría a la molécula.

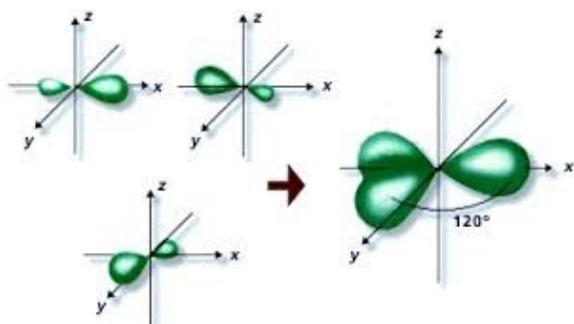
Hibridación sp^3 . Se forma por la combinación de un orbital s con los tres orbitales p



Hibridación para formar 4 orbitales híbridos sp^3



Hibridación sp^2 . Se combina un orbital s con dos orbitales p , y queda un orbital p puro, sin hibridarse.

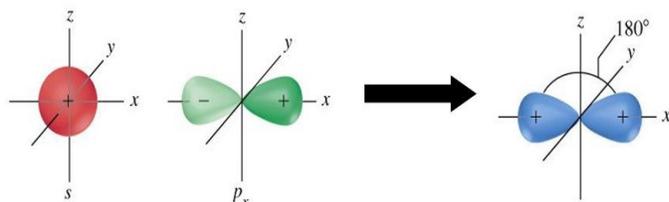


Se forman tres orbitales híbridos sp^2 dando lugar a una estructura de geometría trigonal plana, con ángulo de enlace de 120° entre los orbitales híbridos.

Es propia de los compuestos que presentan doble enlace entre los átomos de carbono (alquenos).



Hibridación sp . Se combina un orbital s con un orbitales p , y quedan dos orbital p puros, sin hibridarse.



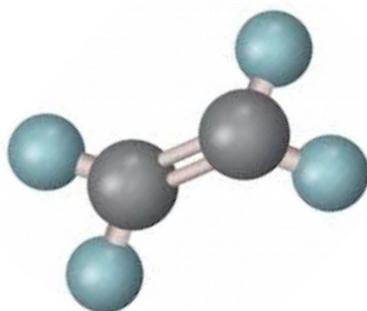
Se forman dos orbitales híbridos sp dando lugar a una estructura de geometría lineal, con ángulo de enlace de 180° entre los orbitales híbridos.

Es propia de los compuestos que presenta triple enlace entre los átomos de carbono (alquinos).

Enlaces carbono – carbono

El enlace sencillo se forma cuando se unen entre sí átomos de carbono con **hibridación sp^3** clasificándose este enlace como **sigma**.

También es enlace sigma a la unión carbono con hibridación sp^3 y el orbital s del hidrógeno



En la formación de **doble enlace** los átomos de carbono involucrados presentan **hibridación sp^2** dando lugar al enlace **sigma**, pero también se unen paralelamente los orbitales **p puros** del carbono, formando el otro enlace que se denomina **enlace pi**.



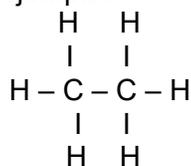
Carbono	Tipo de hibridación	Geometría molecular	Ángulo de enlace	Tipo de enlace	Tipo de carbono
a)					
b)					
c)					
d)					
e)					
f)					
g)					

Tipos de fórmula

Condensada o molecular. Indica el número total de átomos de cada elemento
ejemplo: C_2H_6

Semidesarrollada. Indica los enlaces principales carbono-carbono, ejemplo: $H_3C - CH_3$

Desarrollada. Indica todos los enlaces de la molécula, ejemplo:



Gráfica



Actividad 3.4. Realiza un cuadro sinóptico referente a la clasificación de cadenas en compuestos orgánicos.

Isomería. Propiedad que presentan los compuestos orgánicos de tener la misma fórmula molecular pero diferente estructura.

Actividad 3.5. Realiza un mapa conceptual referente a los tipos de isomería que presentan los compuestos orgánicos y cita ejemplos.

Grupo funcional y función química



Los compuestos orgánicos se clasifican generalmente según las propiedades de los grupos reactivos que contienen. Al átomo o grupo de átomos que definen la estructura de una clase particular de compuestos orgánicos y determina sus propiedades se llama **grupo funcional**. La familia que caracteriza a los grupos funcionales se le llama **función química**.

Las propiedades de los compuestos del carbono dependen del arreglo de sus cadenas y tipos de átomos a los que están unidos, esto es, a su estructura. Un grupo funcional es un arreglo de átomos o de enlaces (dobles, triples) que siempre reaccionan de una forma determinada, además, es la parte de la molécula responsable de su comportamiento químico, y la que le confiere propiedades características a la molécula que lo contiene. Muchos compuestos orgánicos contienen más de un grupo funcional.

Actividad 3.6. Relaciona el grupo funcional con la función química que le corresponda, colocando en el paréntesis la letra correcta.

()	$\text{CH}_3\text{-OH}$	a) Amida
()		b) Sal orgánica
()	$\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$	c) Cetona
()	$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{-C=O} \\ \\ \text{H} \end{array}$	d) Éster
()	$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{-C-CH}_3 \\ \\ \text{O} \end{array}$	e) Amina
()	$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{-C=O} \\ \\ \text{OH} \end{array}$	f) Ácido orgánico
()	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3\text{-C-O-CH}_3 \end{array}$	g) Aldehído
()	O	



	$\text{CH}_3\text{-}\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C-O-Na}$	h) Halogenuro de alquilo
()	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH}_2$	i) Alquino
()	$\text{CH}_3\text{-}\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C-NH}_2$	j) Alqueno
()	C_5H_{12}	k) Alcohol
()	$\text{CH}_2 = \text{CH}_2$	

Unidad 4. Nomenclatura de compuestos orgánicos

Hidrocarburos. Son compuestos orgánicos formados sólo por carbono e hidrógeno. Dentro de los hidrocarburos hay grados y tipos de reactividad química. Se clasifican con base a los enlaces covalentes formados entre los átomos de carbono.

Hidrocarburos alifáticos

Función química	Fórmula general	Tipo de enlace	Nombre genérico	Hibridación	Forma geométrica	Ángulo de enlace	Compuesto más sencillo
Alcanos	$\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$	Sencillo	Parafinas	sp^3	Tetraédrica	109.28°	CH_4 Metano
Alquenos	C_nH_{2n}	Doble	Olefinas	sp^2	Trigonal plana	120°	$\text{CH}_2 = \text{CH}_2$ Eteno
Alquinos	$\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$	Triple	Acetilenos	sp	Lineal	180°	Etino $\text{CH} \equiv \text{CH}$



Alcanos

Los alcanos se describen generalmente como hidrocarburos saturados. Se les llama hidrocarburos debido a que poseen sólo carbono e hidrógeno. Saturados, ya que sólo poseen enlaces sencillos del tipo C-C y enlaces C-H y porque poseen el número máximo de hidrógenos por carbón. Tienen una fórmula general la cual es C_nH_{2n+2} .

Los alcanos también son conocidos como compuestos alifáticos, un nombre derivado del griego *aleiphas* lo cual significa grasa. Muchas grasas animales contienen largas cadenas similares a los alcanos. Otro nombre que reciben los alcanos es parafinas, lo cual significa poca afinidad. Este término describe el comportamiento de los alcanos ya que tienen poca afinidad química por otras sustancias. Son inertes ante la mayoría de los reactivos en un laboratorio. Aunque hay que tener mucho cuidado, que son muy inflamables.

Alcanos lineales no ramificados se nombran con un prefijo latino o griego que indica el número de átomos de carbono, seguido del sufijo ano. Ver tabla

n	Raíz + sufijo	n	Raíz + sufijo	n	Raíz + sufijo
1	Metano	16	Hexadecano	31	Hentriacontano
2	Etano	17	Heptadecano	32	Dotriacontano
3	Propano	18	Octadecano	33	Tritriacontano
4	Butano	19	Nonadecano	34	Tretratriacontano
5	Pentano	20	Eicosano	35	Pentatriacontano
6	Hexano	21	Heneicosano	36	Hexatriacontano
7	Heptano	22	Docosano	37	Heptatriacontano
8	Octano	23	Tricosano	40	Tetracontano
9	Nonano	24	Tetracosano	50	Pentacontano
10	Decano	25	Pentacosano	60	Hexacontano
11	Undecano	26	Hexacosano	70	Heptacontano
12	Dodecano	27	Heptacosano	80	Octacontano
13	Tridecano	28	Octacosano	90	Nonacontano
14	Tetradecano	29	Nonacosano	100	Hectano
15	Pentadecano	30	Triacotano	132	Dotriacontahectano

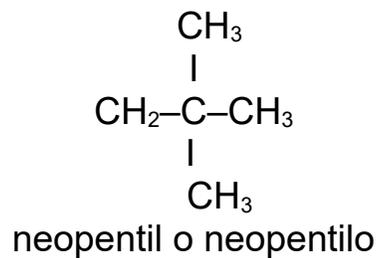
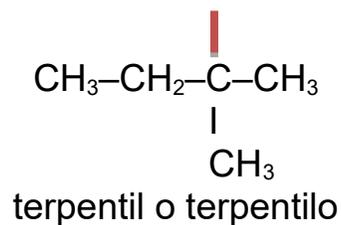
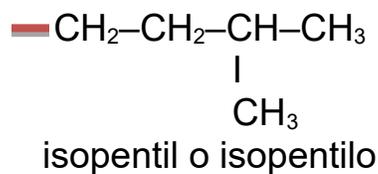
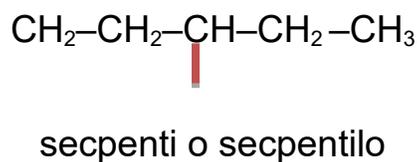
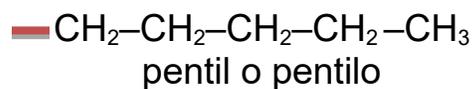
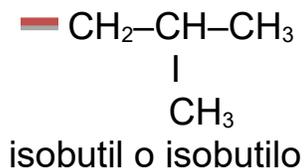
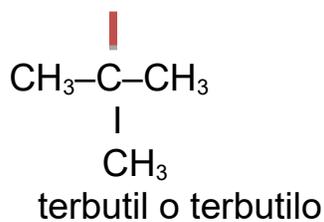
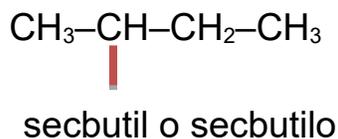
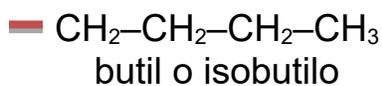
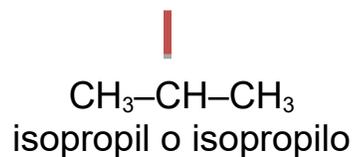
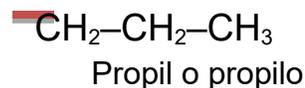
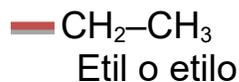
Se llama **radical alquilo** a las agrupaciones de átomos procedentes de la eliminación de un átomo de H en un alcano, por lo que contiene un electrón de valencia disponible para formar un enlace covalente. Se nombran cambiando la terminación -ano por -ilo, o -il cuando forme parte de un hidrocarburo.



Lista de radicales alquilo



Metil o metilo





Nomenclatura de alcanos arborescentes. Reglas IUPAC

- Identificar la cadena más larga de átomos de carbono, la cual dará origen al nombre básico del compuesto y será la estructura principal.
- Se numera la cadena principal empezando por el extremo que tenga la arborescencia más próxima.
- Se nombra cada sustituyente o arborescencia indicando su posición con el número que corresponda al átomo de carbono al cual se encuentre unido.
- Si en la molécula se encuentra el mismo radical o sustituyente dos o más veces, se indica con prefijos di, tri, tetra, penta, etc., unido al nombre del sustituyente.
- Se nombran los radicales por orden alfabético.
- Se nombra el compuesto principal con una sola palabra y se separan los nombres de los números con guiones y los números entre sí con comas.

Alquenos

Los alquenos u olefinas son hidrocarburos no saturados de fórmula general C_nH_{2n} el doble enlace carbono-carbono es el rasgo que los identifica, los nombres de estos compuestos tienen la terminación **eno**.

Para los alquenos arborescentes se aplican las mismas reglas que para los alcanos, con las siguientes observaciones:

- La cadena principal siempre contendrá la o las dobles ligaduras, indicando la posición de ellas.
- Cuando en los alquenos se presenta una arborescencia y una doble ligadura a la misma distancia de los extremos, tiene preferencia la doble ligadura. En la nomenclatura, las funciones químicas siempre tienen preferencia sobre los radicales alquilo.
- Cuando existen 2 o 3 dobles ligaduras en la cadena principal, se acompaña la terminación eno con prefijos numerales di, tri, etc., se indica con número la posición de esos dobles enlaces.

Alquinos



Estos hidrocarburos tienen como fórmula general C_nH_{2n-2} . Su nomenclatura es similar a la de los alquenos pero se cambia la terminación "**eno**" por "**ino**".

Actividad 4.1. Da el nombre de las estructuras, referente a hidrocarburos alifáticos (alcanos, alquenos, alquinos) lineales.

- 1 $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3$
- 2 $CH_2 = CH - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$
- 3 $CH \equiv C - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - C \equiv C - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$
- 4 $CH_3 - CH_2 - CH_3$
- 5 $CH_3 - CH_2 - CH = CH - CH_2 - CH = CH - (CH_2)_6 - CH_3$
- 6 $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - C \equiv C - CH_2 - CH_2 - C \equiv CH$
- 7 $CH_3 - (CH_2)_{15} - CH_3$
- 8 $CH_3 - (CH_2)_5 - CH = CH - CH_3$
- 9 $CH_3 - CH_2 - C \equiv C - CH_2 - C \equiv CH$

Actividad 4.2. Escribe las estructuras, referente a hidrocarburos alifáticos (alcanos, alquenos, alquinos) lineales.

- 1 n – heptano



2 3 – deceno

3 2, 5 – octa – di – ino

4 Henicosano

5 1,3,5 – dodeca – tri – eno

6 3,6,9 – pentadeca – tri – ino

7 n – tridecano

8 2 – hepteno

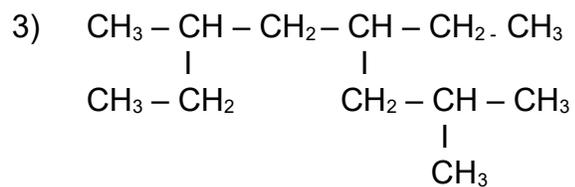
9 3 – nonino

Actividad 4.3. Escribe la fórmula o nombre según corresponda para los alcanos, alquenos y alquinos arborescentes.

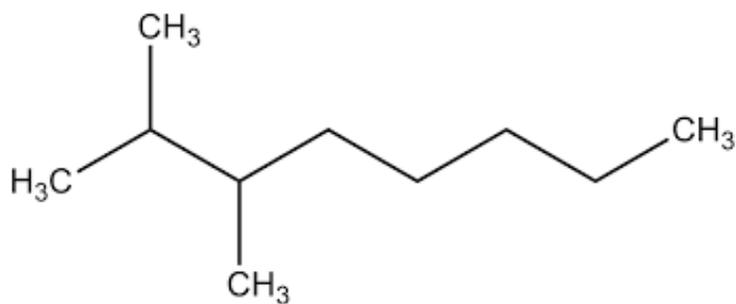
1) $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_{15} - \text{CH}_3$



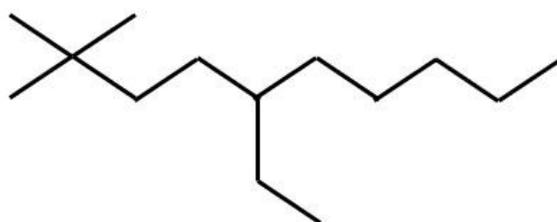
2) 5 – etil – 5 – isobutil – 3 metil –7– neopentildecano



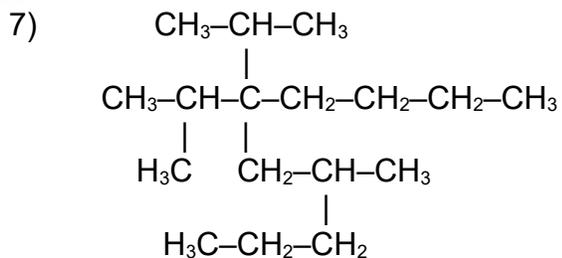
4)



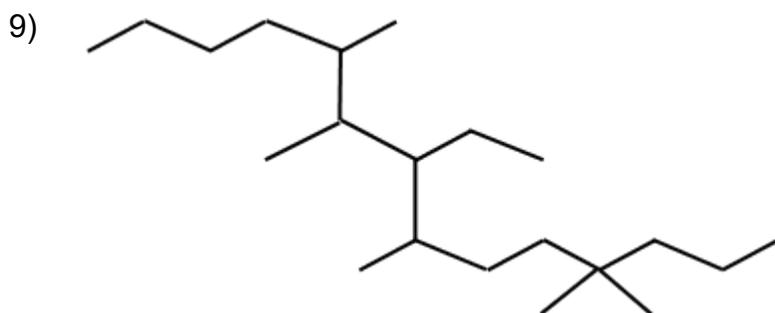
5)



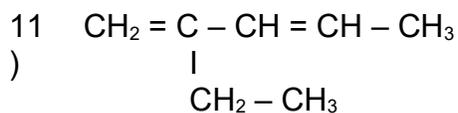
6) 4 – isobutil – 2 – etil – 7 – neopentil tridecano



8) 3,5,7-trietil-2,4,6-trimetil-9,15-diterbutil pentaicosano.



10) 4,7-dietil-2,6,9,11-tetrametil-5,13-diisopropil heptadecano.



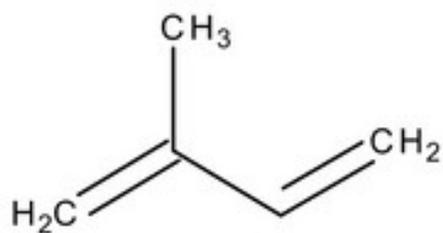
12) 5-terbutil-7-neopentil-3-isopropil-1,4,10-pentadecatrieno



)

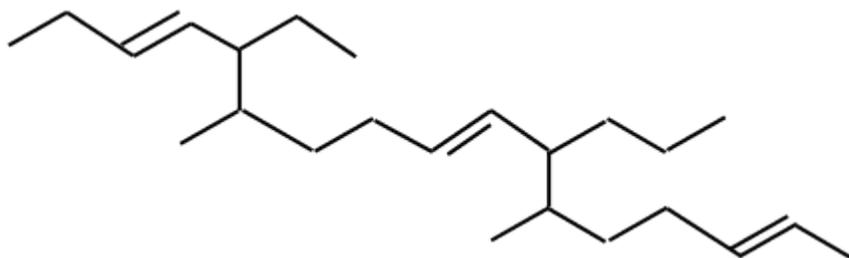
13

)



14

)

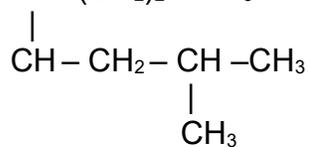


15 4,7,9 – trietil – 6 – isopentil – 2,5 – doicosadieno

)

16 $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{C} = \text{C} - (\text{CH}_2)_2 - \text{CH}_3$

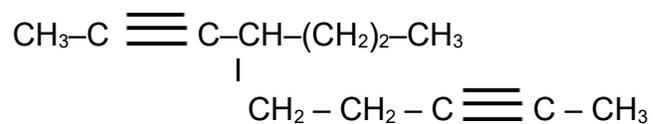
)



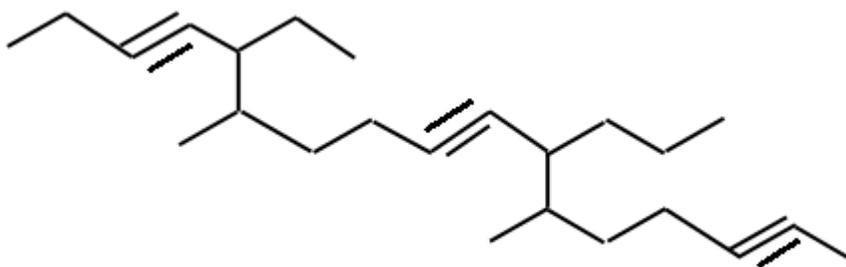


17 4 – isobutil – 8 – secpentil – 5 – pentadecino
)

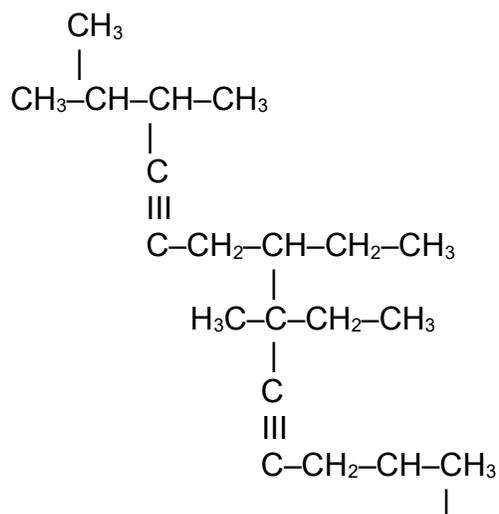
18
)

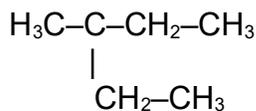


19
)

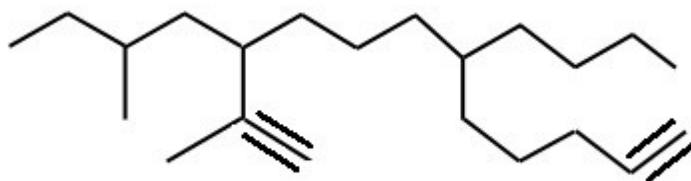


20
)





21
)



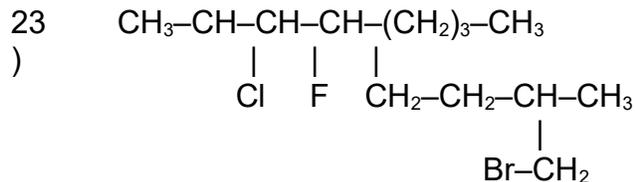
22 5-isobutil-8-secpentil-3-pentadecino.
)

Derivados halogenados (R - X)

X = halógenos

Se trata de compuestos hidrocarbonados en los que se sustituye uno o varios átomos de hidrógeno por uno o varios átomos de halógenos. Se nombran y representan igual que el hidrocarburo del que procede indicando previamente el lugar y nombre del halógeno como si fuera un sustituyente alquílico. Se conservan algunos nombres comunes como el cloroformo CHCl_3 (triclorometano). Otro nombre común es el cloruro de metilo (clorometano)

Actividad 4.4. Escribe el nombre o la fórmula.



24 Tetracloro metano



)

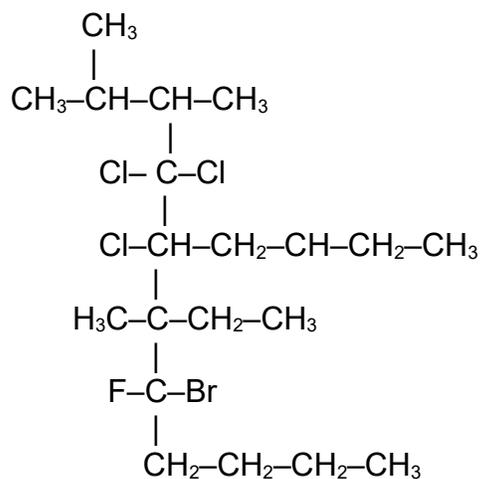
25

)



26

)

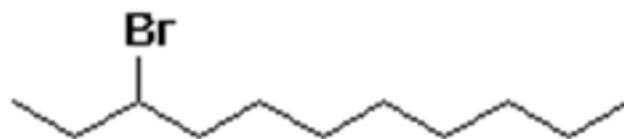


27 1-bromo-2-buteno.

)

28

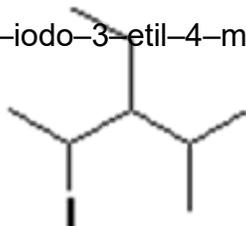
)





29 1-iodo-3-etil-4-metilpentano

)



30

)

31 2-fluor-3,4-dibromooctano

)

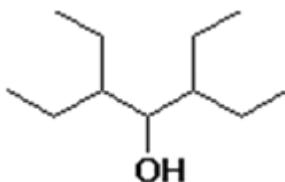
Alcoholes (R – OH)

Se nombran como derivados de los alcanos con la terminación "ol". En sistemas ramificados más complejos, el nombre del alcohol deriva de la cadena más larga que contiene el **OH**, que no tiene por qué; ser la más larga de la molécula. La cadena se numera empezando por el extremo más cercano al OH (independientemente de que haya enlaces múltiples).

Si hay más de un grupo **-OH** se utilizan los términos diol, triol, etc, según el número de grupos hidroxilo presente, eligiéndose como cadena principal, la cadena más larga que contenga el mayor número de grupos **-OH**, de forma que se le asignen los localizadores más bajos.

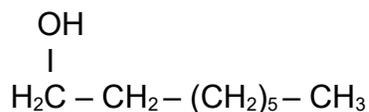
32

)



33

)



34 2,4 – dimetil – 4 – isopropyl – 3,6 – undecadiol

)



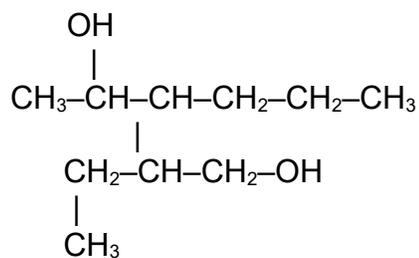
35

)



36

)

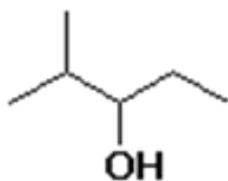


37 5-terpentil-2,4-decanodiol

)

38

)



39 3,6,9-tridecatriol

)

Aldehídos (R – CHO)

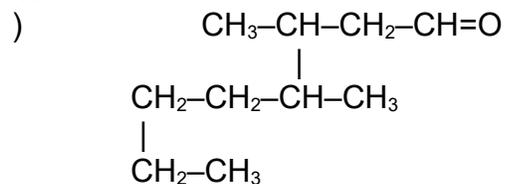


Los más pequeños conservan nombres comunes: formaldehído (HCHO) y acetaldehído (CH₃CHO).

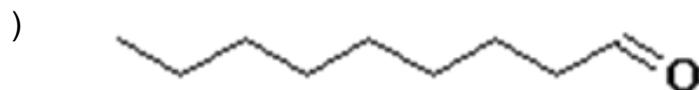
La IUPAC trata a los aldehídos como derivados de alcanos con la terminación "**al**". Los sustituyentes de la cadena se numeran empezando por el grupo carbonilo.

Si existen dos grupos –CHO se elegirá; como cadena principal la que contiene a dichos grupos y se nombran de igual manera que en el caso anterior finalizando con el sufijo "**dial**".

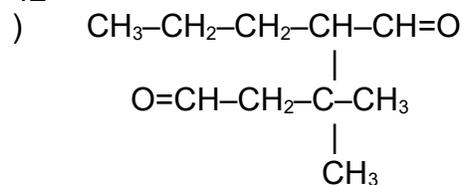
40



41



42



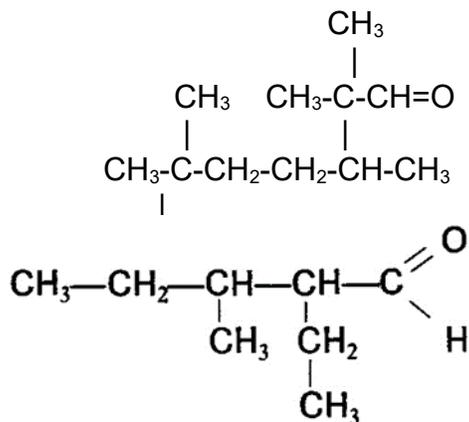
43

) 2,6-dimetil-7-terbutildodecanal

44



)



45

)

46

)

47 2,3,4 – trimetil pentanal

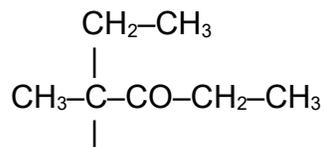
)

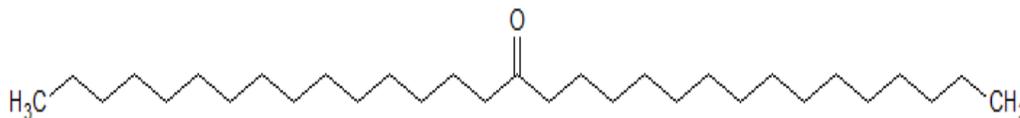
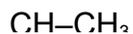
Cetonas (R – CO – R')

La más sencilla conserva su nombre común: acetona (CH_3COCH_3). Las cetonas se nombran cambiando la terminación ano por "**ona**". Se asigna el número más bajo al carbonilo de la cadena.

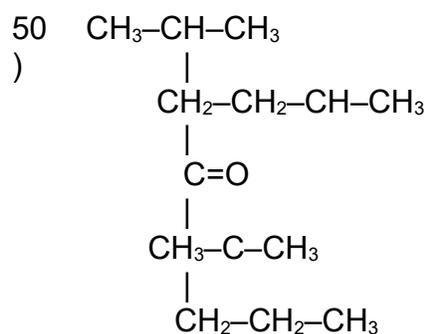
48

)

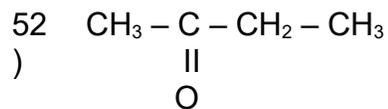




49) 3,4 - dietil - 5 - isopropil - 2 - nonanona

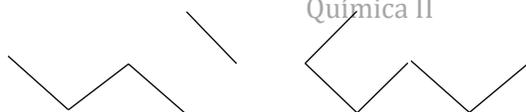


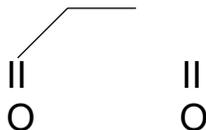
51) 5 - secbutil - 3 - etil - 7 - neopentil - 4,6,8 - pentadecatriona.



53)

54)

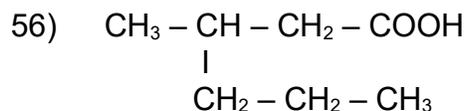




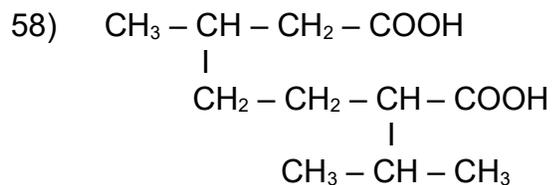
55) 4 – isopropil – 6 – terpentil – 2 – decanona
)

Ácidos carboxílicos (R – COOH)

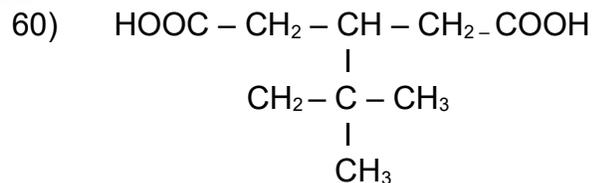
Se nombran con la terminación “oico” y anteponiendo la palabra **ácido**. Se asigna al carbono carboxílico el número 1 de la cadena. Los ácidos dicarboxílicos se nombran con la terminación **dioico**.



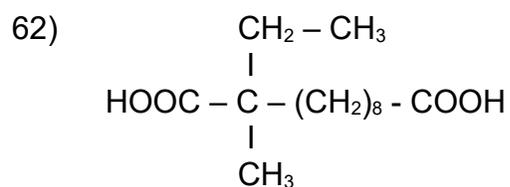
57) Ácido 3 – etilhexanoico



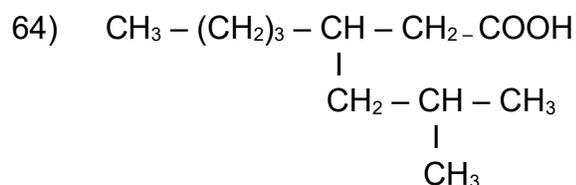
59) Ácido 4,6 – dimetilnonanoico



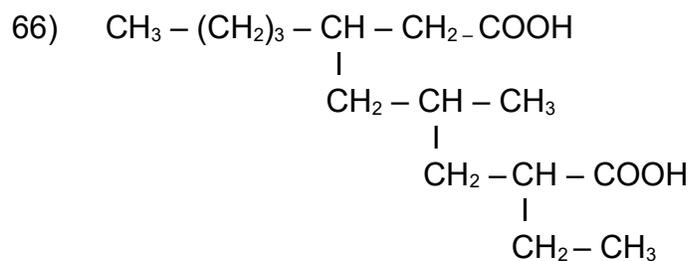
61) Ácido metanoico



63) Ácido 3,5,7 – trietil – 6,9 – diisobutil – 2,4,8 – trimetilpentadecanodioico.



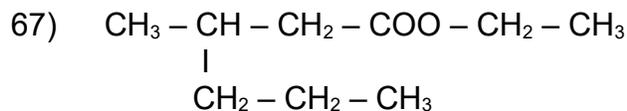
65) Ácido propanoico



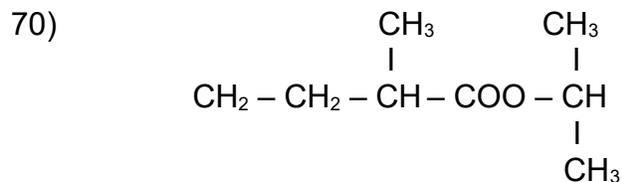


Ésteres (R – COO – R')

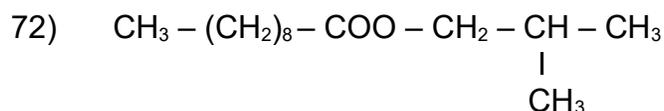
Se nombran cambiando la terminación oico por **oato** y seguida del nombre del radical con terminación **"ilo"**.



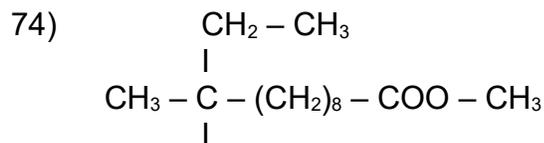
68) Hexanoato de isobutilo



71) nonanoato de isopentilo

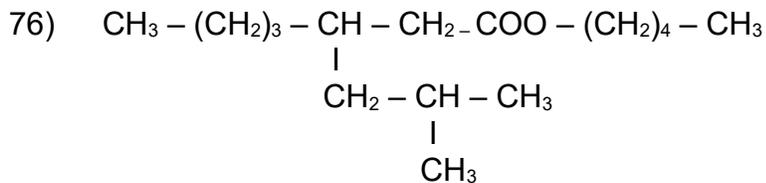


73) Metanoato de etilo

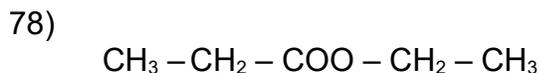




75) Pentadecanoato de terbutilo.

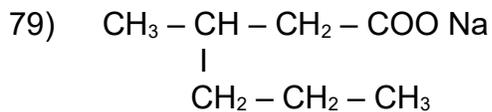


77) Propanoato de metilo

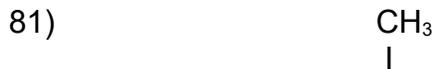


Sales (R – COO – M)

Las sales orgánicas se nombran como el ácido del cual derivan, cambiando la terminación oico por "oato" y seguida del nombre del metal.



80) Hexanoato de potasio





82 nonanoato de berilio

83) $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_8 - \text{COOFr}$

84) Metanoato de cobre

85)
$$\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 - \text{C} - (\text{CH}_2)_8 - \text{COORb} \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$$

86) Pentadecanoato de fierro

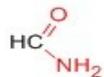
87) $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{COOZn}$

88) Propanoato de manganeso

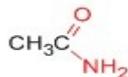
89) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COOCs}$

Amidas (R - CONH₂)

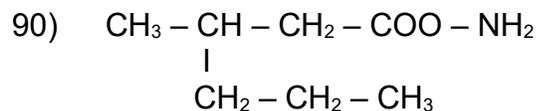
Se nombran como derivados de ácidos carboxílicos sustituyendo la terminación -oico del ácido por -amida. Ejemplo:



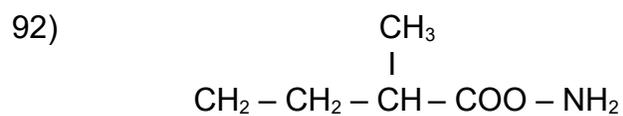
Metanamida



Etanamida



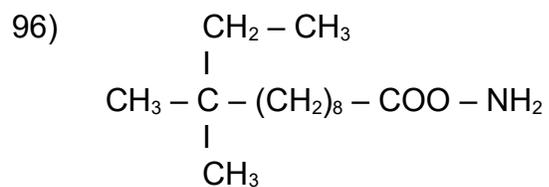
91) Hexanoamida



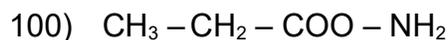
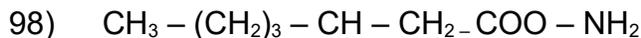
93) nonanoamida



95) Metanoamida

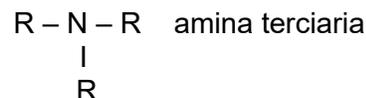
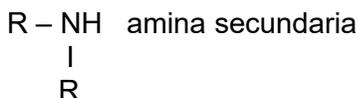


97) Pentadecanoamida

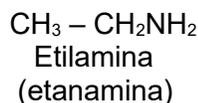


Aminas ($\text{R} - \text{NH}_2$)

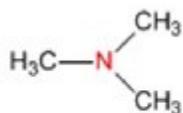
Se pueden considerar compuestos derivados del amoníaco (NH_3) al sustituir uno, dos o tres de sus hidrógenos por radicales alquílicos o aromáticos. Según el número de hidrógenos que se substituyan se denominan aminas primarias, secundarias o terciarias. Su fórmula general es:



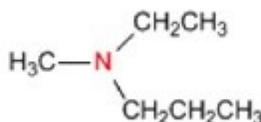
Regla 1. Las aminas se pueden nombrar como derivados de alquilaminas o alcanaminas. Veamos algunos ejemplos:



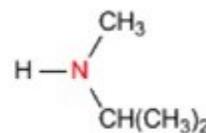
Regla 2. Si un radical está repetido varias veces, se indica con los prefijos di-, tri-. Si la amina lleva radicales diferentes, se nombran alfabéticamente. Ejemplos:



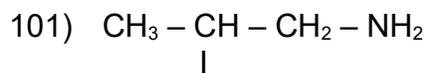
Trimetilamina



Etilmetilpropilamina

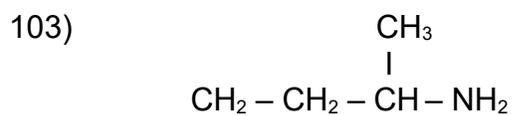


Isopropilmetilamina

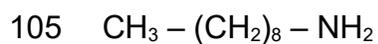




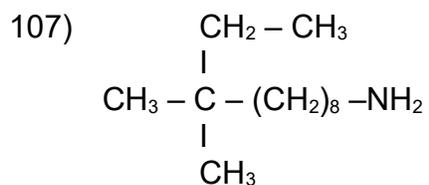
102) Hexanilamina



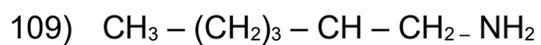
104) Dietilamina



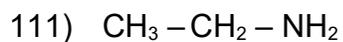
106) Metilamina



108) triisopropilamina



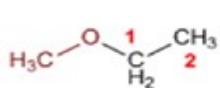
110) Propilamina



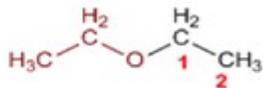


Éter (R – O – R')

Regla 1. Los éteres pueden nombrarse como alcoxi derivados de alcanos (nomenclatura IUPAC sustitutiva). Se toma como cadena principal la de mayor longitud y se nombra el **alcóxido** como un sustituyente. Ejemplo:

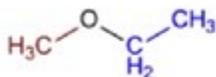


Metoxietano

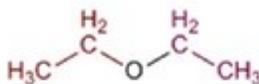


Etoxietano

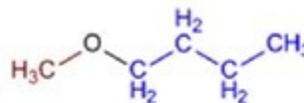
Regla 2. La nomenclatura funcional (IUPAC) nombra los éteres como derivados de dos grupos alquilo, ordenados alfabéticamente, **terminando el nombre en la palabra éter**. Ejemplo:



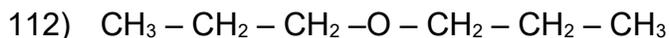
Etil metil éter



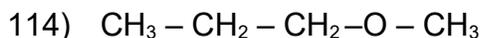
Dietil éter



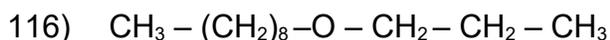
Butil metil éter



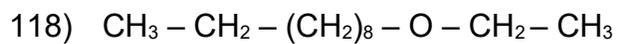
113) dietiléter



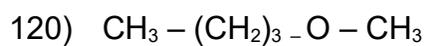
115) diterbutiléter



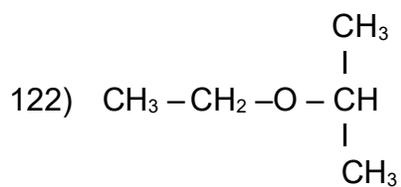
117) isobutiletaléter



119) diisopentiléter



121) neopentiléter





Bibliografía Básica

- American Chemical Society, QuimCom. *Química en la Comunidad*. (1993) Pearson Educación México,
- American Chemical Society, *Chemistry in context*. (1993), W.M.C. Brown Publisher. USA
- Burns, F. A., *Fundamentos de química*. (2003) Pearson Educación. México.
- Chang, R., *Química*, Colombia, Mc Graw Hill, 2002.
- Fox, M., *Química Orgánica*, Pearson Educación (2000) Addison WesleyLongman, S. A., de C.V. Segunda edición. México
- Gómez, J., et al. *Manual de Química II*, CCH Azcapotzalco. México.
- Martínez, A., y Castro, C., *Química*. (2007) Preuniversitario Santillana, México.
- Pimentel, G. C., *Química una ciencia experimental*. (1972) Editorial Reverté S.A. España.
- Rico, A., Pérez, R., *Segundo Curso Química para estudiantes del bachillerato del CCH*. (2011) CCH-UNAM. México.
- Seminario de Química de Naucalpan, *Guía para el profesor de Química II*, CCH Plantel Naucalpan, 2010.
- Zumdahl, S., *Fundamentos de química*, China, Mc Graw Hill, 2007.

Recursos digitales

<http://www.objetos.unam.mx/quimica/balanceoEcuaciones/index.html>

<http://objetos.unam.mx/quimica/compuestosDelCarbono/index.html>

<http://objetos.unam.mx/quimica/hidrocarburos/index.html>

http://centros.edu.xunta.es/iesasardineira/web_CS/qo/nomenclatura/nomenorgan/nitrogenados/aminas.php