

SEP

SECRETARÍA DE
EDUCACIÓN PÚBLICA



**Guía Pedagógica para el desarrollo de
Aprendizajes Esperados**

QUÍMICA II

Segundo Semestre

Contenido

Presentación	3
Antes de comenzar	4
Introducción.....	5
BLOQUE I. Estequiometría.	6
BLOQUE II. Sistemas dispersos.....	21
BLOQUE III. Compuestos del carbono y macromoléculas.....	43
Créditos.....	71

Presentación

Al personal docente:

Con la finalidad de contribuir a la labor educativa realizada al interior de los planteles y considerando las especificaciones de la Nueva Normalidad, la Dirección General del Bachillerato (DGB) a través de la Dirección de Coordinación Académica (DCA) en colaboración con personal docente llevaron a cabo la creación de Guías Pedagógicas para el desarrollo de Aprendizajes Esperados, de las asignaturas del componente de formación básica de 2°, 4° y 6° semestre, con el propósito de contar con un recurso para el estudiantado que no cuenta con acceso a internet, así como, que ante cualquier contingencia, se pueda garantizar que este cuente con las competencias necesarias para la continuidad de sus estudios.

Esta acción acontece en el marco de la declaración de la Organización Mundial de la Salud (OMS) del 11 de marzo de 2020, sobre el estatus de pandemia del brote del virus SARS-CoV2 (COVID-19) y de las diversas acciones tomadas por el gobierno de México a través de la Secretaría de Salud, como la “Jornada Nacional de Sana Distancia”.

Es por ello, y ante el panorama de incertidumbre para el reinicio de actividades de manera presencial, que el presente material busca que los y las jóvenes bachilleres durante condiciones a distancia cuenten con una guía que oriente el desarrollo de aprendizajes y competencias de este nivel educativo.

Bajo este contexto es que emiten las siguientes recomendaciones:

- Salvaguardar la salud física y emocional de la comunidad educativa.
- Promover en el estudiantado las competencias que implica la educación a distancia.
- Fortalecer las habilidades digitales en el profesorado, así como, la promoción del uso de recursos tecnológicos para el desarrollo de actividades académicas.
- Flexibilizar el proceso educativo acorde a las demandas y necesidades actuales.
- Generar, adaptar o reforzar los mecanismos de evaluación.

Asimismo, es necesario resaltar que a pesar de que este material está dirigido al estudiantado, el papel que el personal docente tiene en este proceso es fundamental, ya que fungirá como agente activo en el aprendizaje autónomo de las y los jóvenes y será de vital importancia para que se alcancen los propósitos anteriormente referidos.

Cabe aclarar que esta Guía Pedagógica no es de uso obligatorio, sino una sugerencia en busca de garantizar el adecuado desarrollo y tránsito del estudiantado de Educación Media Superior, sin embargo, será el personal docente, su creatividad y experiencia quien en todo momento buscará el abordaje de la totalidad de los programas de estudio vigentes.

Finalmente, la DGB reconoce el esfuerzo, dedicación y vocación del personal participante en la elaboración y revisión de la presente Guía, que es fruto del Trabajo Colegiado, el cual es el eje rector de la vida académica de los planteles de Educación Media Superior.

Antes de comenzar

Para el estudiantado:

A partir de la pandemia provocada por el virus SARS-CoV2 (COVID-19), nos vimos en la necesidad de dejar de asistir a los planteles y resguardarnos en casa para cuidar nuestra salud y la de las demás personas.

Esta situación ha provocado que todos y todas adoptemos nuevas formas de comunicación e interacción, tanto con familiares, como con docentes y amistades.

Específicamente en el contexto escolar, hay quienes han mantenido comunicación con sus docentes por medio de diferentes plataformas digitales: correo electrónico, WhatsApp, Facebook, mensajes de texto o llamadas telefónicas. Sin embargo, existen estudiantes que no han podido establecer una comunicación con sus maestras o maestros por alguna de estas vías.

Ante este panorama, la Dirección General del Bachillerato en colaboración con un gran equipo de maestras y maestros, ha diseñado este material que tienes frente a ti; una “*Guía Pedagógica para el desarrollo de Aprendizajes Esperados*”.

Esta Guía es una herramienta que te ayudará a estudiar cada una de las asignaturas que estarás cursando durante este semestre. Se fomentará tu aprendizaje y tránsito por la Educación Media Superior, a través de una serie de actividades y fuentes de consulta, que pueden ser materiales de la biblioteca de tu plantel o de manera electrónica; tomando en cuenta las adecuaciones realizadas por tus profesores/as de acuerdo con las características de la localidad en la que te encuentras.

Por ello, se te sugiere que atiendas a las indicaciones de cada una de las actividades propuestas, con la finalidad de que logres el mayor aprendizaje posible. Ante cualquier duda, podrás acercarte a tu maestra o maestro para que te brinde la orientación necesaria.

Finalmente te damos las siguientes recomendaciones para llevar a cabo el estudio de manera autónoma:

- Dedicar un horario determinado al estudio, considerando el tiempo que dedicarías si acudieras al plantel y las actividades que desempeñas en casa.
- Adecuar un espacio cómodo, procurando que cuentes con suficiente luz natural y tengas los menores distractores posibles.
- Definir una vía de comunicación y un horario con tus maestras o maestros.
- Revisar bien todo el material de la Guía y atender a las indicaciones que tu maestra o maestro te hagan para su estudio.

¡Mucho éxito!

Introducción

La presente Guía Pedagógica de la asignatura Química II, perteneciente al campo de Ciencias Experimentales es una herramienta a través de la cual examinaras distintas formas para la cuantificación de la materia, así como, la utilidad de los sistemas dispersos para explicar distintos contaminantes del aire, agua y suelo de su comunidad e incidir de manera positiva en ellos. Además, conocerá compuestos del carbono, su nomenclatura, la importancia de las macromoléculas que conforman el cuerpo humano y el impacto ambiental y económico de los polímeros sintéticos.

En esta encontrarás:

Alguna vez te has preguntado...	Contenido	Metodología de trabajo
<p>¿Te has preguntado cómo están constituidos los objetos que te rodean?</p> <p>¿Te gustaría saber cuál es la partícula más pequeña en la que se puede dividir una manzana?, mejor aún ¿Te gustaría investigar cuánto pesa esa partícula?</p> <p>¿Qué pasaría si no ingieres la cantidad adecuada de algún medicamento?</p> <p>¿Cómo podemos separar los contaminantes químicos del agua?</p> <p>¿Por qué crees que es importante seguir reglas para escribir tu nombre y el de los compuestos orgánicos?</p> <p>¿Sabías que los compuestos orgánicos son de gran aplicación en la salud, agricultura, energía, tecnología y así como en tu hogar?</p>	<p>Bloque I aprenderás conceptos que te permitirán realizar cálculos en procesos químicos. De igual manera podrás argumentar la importancia de estos cálculos en los procesos con impacto económico y ecológico en tu entorno.</p> <p>Bloque II podrás aprender que en nuestro planeta encontramos diferentes tipos de materia e incluso los podrás clasificar. Asimismo, podrás aprender a calcular las cantidades de una sustancia.</p> <p>Bloque III conocerás las estructuras de los compuestos orgánicos, el lenguaje que se utiliza en la química para nombrarlos, así como la importancia que estos tienen dentro de nuestra vida cotidiana y el medio ambiente.</p>	<p>Para el desarrollo de los bloques de la presente guía, se contemplan distintas actividades.</p> <p>Es importante mencionar que la forma de llevar a cabo las actividades de aprendizaje (individual y/o grupal) estará sujeta al contexto y consideración de los docentes.</p> <p>Finalmente, la evaluación se propone al término de cada bloque; sin embargo, las fechas y la forma de entrega deberán ser valoradas por el personal docente de cada plantel.</p>

BLOQUE I. Estequiometría.

Propósito del Bloque:

Aplica la noción de mol en la cuantificación de procesos químicos que tienen un impacto económico, ambiental y social.

Aprendizajes Esperados:

- Utiliza los conceptos de mol y la ley de la conservación de la materia, argumentando el uso de la estequiometría como herramienta útil para la sustentabilidad de procesos industriales, ecológicos entre otros.
- Interpreta reacciones químicas de procesos presentes en su entorno, resolviendo problemas en los que intervienen reactivos limitantes, reactivos impuros y cuyo rendimiento sea incompleto, para regular aspectos económicos y ecológicos.

Desarrollo y evaluación de las actividades de aprendizaje

Todos los objetos que nos rodean están constituidos por diversas sustancias y estas por elementos químicos en forma de átomos o moléculas que tienen la cantidad exacta para dar las características propias a cada objeto. Por ejemplo, tu cuaderno de trabajo, tu computadora, los granos de azúcar, un árbol, etc. Para poseer las características propias deben tener una relación cuantitativa exacta entre los elementos y compuestos que los forman.

Para iniciar con el estudio de nuestro bloque realizaremos algunos ejercicios de conversiones y cálculos matemáticos.

Como una analogía a los problemas de estequiometría, consideremos la siguiente situación: el peso promedio de una gallina es de 2.250 Kg o 2.250 Kg/1 gallina. Esta relación se puede usar como un factor para contar gallinas basándose en el peso. ¿Cuántas gallinas hay en 45 Kg?

Empleando el peso de una gallina como factor de conversión:

$$45 \text{ kg} \times \frac{1 \text{ gallina}}{2.250 \text{ kg}} = 20 \text{ gallinas}$$

De la "fórmula" de una gallina sabemos que hay dos patas por gallina.

$$\frac{2 \text{ patas}}{1 \text{ gallina}}$$

Esta relación nos sirve para calcular el número de patas de un número específico de gallinas.

¿Cuántas patas hay en 45 Kg de gallinas? Primero se usa el peso para hallar el número de gallinas y después la relación para encontrar el número de patas.

$$1 \text{ gallina} = 2 \text{ patas}$$

$$45 \text{ kg} \frac{1 \text{ gallina}}{2.250 \text{ kg}} \times \frac{2 \text{ patas}}{1 \text{ gallina}} = 40 \text{ patas}$$

Se puede averiguar más; por ejemplo, se puede determinar el peso de cierto número de patas dado un peso de gallinas, si conocemos el peso promedio de una pata. Suponiendo que una pata pesa 0.200 Kg, es decir.

$$\frac{0.200 \text{ kg}}{1 \text{ pata}}$$

$$1 \text{ pata}$$

Esta relación, junto con los factores mencionados anteriormente, nos permite la conversión peso de gallina o peso de patas. ¿Cuántos gramos de patas hay en 45 Kg de gallinas? Primero se calcula el número de gallinas, después el número de patas y finalmente el peso de las patas.

$$45 \text{ kg} \frac{1 \text{ gallina}}{2.250 \text{ kg}} \times \frac{2 \text{ patas}}{1 \text{ gallina}} \times \frac{0.200 \text{ Kg}}{1 \text{ pata}} = 8.0 \text{ Kg}$$

El mismo tipo de razonamiento se sigue en el cálculo estequiométrico, excepto que se trabaja con masa y moles.¹

Ahora, revisemos los siguientes conceptos:

Unidades químicas de masa

En las reacciones químicas intervienen partículas muy pequeñas como átomos, iones, o moléculas; para contar y pesar tales moléculas, en química se cuenta con ciertas unidades llamadas **unidades químicas de masa** siendo las principales el peso atómico, el átomo-gramo, la molécula-gramo, el peso molecular y el volumen molar o volumen molecular gramo.

Para entender mejor este tema qué te parece si empezamos por definir algunos conceptos:

Masa atómica (UMA):

Es la unidad de masa que permite expresar la masa microscópica como átomos, molécula

Peso atómico:

Es el peso promedio de los átomos de un elemento en relación con el peso de un átomo de carbono 12, al cual se le ha asignado 12 unidades de peso atómico o de masa atómica C¹².

¹ Ramírez Regalado Víctor Manuel, Bachillerato general *Química II*, México, Editorial Patria. Segunda edición, 2013, pág. 7.

El peso atómico de un elemento es proporcional al peso real de un átomo, ya que indica cuántas veces es mayor el peso de un átomo de dicho elemento.

Átomo-gramo:

Es el peso atómico expresado en gramos. Por ejemplo: un átomo-gramo de oxígeno pesa 16 gramos.

Molécula-gramo:

Es el peso molecular de una sustancia (elemento o compuesto) expresado en gramos. Por ejemplo: así tenemos que la molécula de H_2SO_4 (ácido sulfúrico) pesa 98 g.

Mol:

Es una unidad de cantidad de partículas. El número de partículas que constituye una mol se conoce con el nombre de **Número de Avogadro y es igual a 6.02×10^{23}** .

- Un mol de átomo es igual al número de átomos contenidos en el átomo-gramo.
- Un mol de moléculas es igual al número de moléculas contenidas en la molécula-gramo.

Para comenzar esta aventura en el conocimiento de la química te invito a que primero recordemos algunas partes de la tabla periódica que vimos el semestre pasado.

¿Qué datos son los que encontrarás en la tabla periódica que necesitamos ahora?

Imagen 1. Átomo de hierro (fierro)

Número Atómico	26
Símbolo Químico	Fe
Nombre del Elemento	Hierro
Masa Atómica	55.847

Fuente: <https://sites.google.com/site/latablademendeleiev/>

Como ves, una pequeña parte que fue tomada de la tabla periódica nos muestra las características que tiene y la información que nos puede proporcionar, nosotros vamos a tomar para esta parte de nuestra actividad el número atómico y el peso atómico también conocido por el nombre de masa atómica.

Es muy necesario que ubiques en tu tabla periódica en qué lugar del casillero se encuentran ubicados estos dos datos ya que en algunas tablas esta información tiene otro acomodo.

En el **ANEXO 1** te facilitamos una tabla periódica para comenzar a trabajar.

Seguramente te preguntarán ¿cómo se obtiene la masa atómica y el peso molecular de un compuesto? Te voy a dar los pasos, es muy sencillo:

Peso atómico (Pa)

Ejemplo 1:

Primero debemos ubicar en nuestra tabla periódica dónde se encuentra esta información posteriormente sigamos un orden, por ejemplo, si yo quiero saber cuánto pesa una sustancia que tiene la fórmula molecular siguiente: NaCl (cloruro de sodio).

Paso 1. Ordenamos en forma de lista los elementos que integran al cloruro de sodio

- Na
- Cl

Paso 2. Anotamos las masas atómicas de cada elemento

- Na = 22.9897 g
- Cl = 35.453 g

Paso 3. Sumamos los pesos de todos y así obtenemos el peso atómico

- Na = 22.9897 g
- Cl = 35.453 g

58.4427 g

El resultado de este procedimiento es 58.4427 g (gramos del Cloruro de sodio).

Peso Molecular (PM)

Ahora para obtener el peso molecular de la sustancia se siguen los mismos pasos, pero ahora si debemos tomar en cuenta cada átomo que participa en la fórmula del compuesto.

Ejemplo 2:

Paso 1. Ordenamos en forma de lista los elementos que integran al ácido sulfúrico y anotamos los átomos de cada elemento H₂SO₄.

H= 2

S= 1

O= 4

NOTA: Recuerda que si el elemento no tiene número lo consideramos 1 como átomo.

Paso 2. Ahora anotamos el signo de multiplicación y los pesos atómicos de cada elemento.

- H = 2 x 1.00794 g/ mol
- S = 1 x 32.065 g/mol

- $O = 4 \times 15.9994 \text{ g/mol}$

Paso 3. Multiplicamos los pesos por el número de átomos de cada uno y los resultados obtenidos se suman al final.

- $H = 2 \times 1.00794 = 2.01588 \text{ g/ mol}$
- $S = 1 \times 32.065 = 32.065 \text{ g/ mol}$
- $O = 4 \times 15.9994 = \underline{63.9976 \text{ g/ mol}}$

98.07848 g/ mol

Para realizar los cálculos estequiométricos utilicemos la información que anteriormente se proporcionó.

Número de moles en “x” gramos de sustancia

El peso de un mol es numéricamente igual al peso atómico o molecular; por lo tanto, el número de moléculas contenidas en determinada cantidad de sustancias se puede calcular mediante la siguiente relación:

Número de moles = masa en gramos / peso atómico o molecular

$$n = \text{masa (g)} / \text{Pa o PM}$$

Con esta ecuación también podemos calcular la masa de un determinado número de moles

Masa en gramos = No. de moles(n) por el peso molecular (PM) o el peso atómico (Pa)

$$\text{Masa en g} = n \times \text{PM}; \text{Masa en g} = n \times \text{Pa}$$

Ejemplo 3:

Un químico en el laboratorio obtiene 100 g del compuesto Cromato de plata (Ag_2CrO_4), se pregunta ¿cuál es el número de moles contenidas en el compuesto?

Organizando la información

Paso 1. Identificamos los datos que tenemos

Datos:

$n = ?$

Masa en gramos = 100 g

Compuesto = Ag_2CrO_4

PM = ?

Paso 2. Anotamos la fórmula que vamos a utilizar

$$n = \frac{m \text{ (masa en gramos)}}{\text{PM (Peso Molecular)}}$$

Paso 3. Calcular el peso molecular del compuesto

$$\begin{array}{r}
 \text{Ag} = 2 \times 107.86 = 215.72 \text{ g/mol} \\
 \text{Cr} = 1 \times 51.99 = 51.99 \text{ g/mol} \\
 \text{O} = 4 \times 15.99 = 63.96 \text{ g/mol} \\
 \hline
 331.67 \text{ g/mol}
 \end{array}$$

Paso 4. Determinar el número de moles

Sustituimos los datos en la fórmula

$$n = \frac{\text{masa en gramos}}{\text{PM}}$$

$$n = \frac{100 \text{ g}}{331.67 \text{ g/mol}}$$

$$n = 0.301 \text{ mol}$$

Número de átomos o moléculas en “x” gramos de sustancia

La palabra mol proviene del latín mole y lo propuso por primera vez Wilhelm Ostward, en 1886. Significa pila o montón, lo que a Ostward le pareció muy pertinente para expresar que el número de partículas en un mol era muy grande.

Para saber cuántos átomos hay en un mol, se hicieron muchos experimentos y cálculos matemáticos. Uno de ellos consistió en saber cuántos átomos había en 12 g de carbono -12 (^{12}C). Para lograrlo, se estableció por métodos indirectos que la masa de uno de estos átomos es 1.992×10^{-23} gramos.

Entonces:

$$\begin{array}{l}
 \frac{12 \text{ g de } ^{12}\text{C}}{1.992 \times 10^{-23} \text{ g de } ^{12}\text{C/ átomo de } ^{12}\text{C}} = 6.02 \times 10^{23} \text{ átomos de } ^{12}\text{C}
 \end{array}$$

De este resultado se tomó que un mol de átomo, de cualquier sustancia, contiene 6.02×10^{23} átomos. Esta cantidad se conoce como el número de Avogadro y es una constante tan grande que solo se utiliza para contar objetos submicroscópicos.

Para calcular el número de átomos o de moléculas contenidas en una sustancia cualquiera (X) se utiliza la siguiente relación:

Número de átomos o moléculas = Al número de moles multiplicado por el número de Avogadro

La expresión matemática queda de la siguiente manera

$$N = n \times (6.02 \times 10^{23} \text{moléculas /mol})$$

Ejemplo 4:

¿Cuántas moléculas están contenidas en 25 g de sulfato de aluminio ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$)?

Primero recordemos que cuando tienes una fórmula como la del sulfato de aluminio se debe quitar los paréntesis y después obtienen las moléculas



NOTA: Te preguntarán ¿Cómo se obtienen las moléculas de cada elemento de la fórmula? Es muy sencillo se multiplica el subíndice que se encuentra fuera del paréntesis por los subíndices que se encuentran dentro del paréntesis.

¿Qué fue lo que sucedió? El azufre (S) y el oxígeno (O) se ven afectados porque son los dos elementos que se encontraban dentro del paréntesis formando una sola molécula.

Ahora después de haber obtenido una fórmula sin paréntesis seguimos con la solución del problema

Procedimiento para calcular el número de moles:

Paso 1. Anotamos los datos que nos proporciona el problema

- $N = ?$
- $n = ?$
- masa en gramos = 25 g
- Fórmula del compuesto = $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

Paso 2. Se anotan las fórmulas que se van a utilizar

$$n = \frac{\text{masa en gramos}}{\text{Pm}}$$

$$N = n \times (6.02 \times 10^{23} \text{moléculas /mol})$$

Paso 3. Se obtiene el peso molecular (Pm) del compuesto

$$\text{Al} = 2 \times 26.98 = 53.96 \text{ g/mol}$$

$$\text{S} = 3 \times 32.06 = 96.18 \text{ g/mol}$$

$$O = 12 \times 15.99 = 191.88 \text{ g/mol}$$

$$344.02 \text{ g/mol}$$

Paso 4. Sustituimos los valores en las fórmulas y realizamos las operaciones

$$n = 25 \text{ g} = 0.072 \text{ mol}$$

$$344.02 \text{ g/mol}$$

$$n = 0.072 \text{ mol}$$

$$N = (0.072 \text{ mol}) \times (6.02 \times 10^{23} \text{ molécula/mol})$$

$$N = 4.3344 \times 10^{22} \text{ moléculas}$$

Volumen ocupado en “x” moles de un gas, en Condiciones Normales de Temperatura y Presión. CNTP (0°C ó 273°K, 760 mm de Hg ó 1 atm)

En condiciones normales, un mol de gas ocupa un volumen de 22.4 litros; en consecuencia, el volumen ocupado por “X” moles se puede obtener con la siguiente relación:

Volumen a temperatura y presión normal (V_{TPN}) = No. de moles por 22.4 litros por cada mol

$$V_{TPN} = n \times 22.4 \text{ litros/mol}$$

Ejemplo 5:

¿Qué volumen en litros, ocupa 2.5 moles de dióxido de carbono (CO_2) en condiciones normales de temperatura y presión?

Paso 1. Anotamos los datos que nos proporciona el problema

- $V_{TPN} = ?$
- $n = 2.5 \text{ mol}$
- Constante equivalente = 22.4 litros/mol

Paso 2. Se anotan las fórmulas que se van a utilizar

- $V_{TPN} = n \times 22.4 \text{ litros/mol}$

Paso 3. Sustituimos los valores en las fórmulas y realizamos las operaciones

- $V_{TPN} = (2.5 \text{ mol}) \times 22.4 \text{ litros/mol}$
- $V_{TPN} = 56 \text{ litros}$

Actividad 1. Unidades químicas de masa

Propósito: Reconoce las unidades de mol, molécula y el volumen molar que se encuentran contenidas en cada sustancia o compuesto.

Instrucciones:

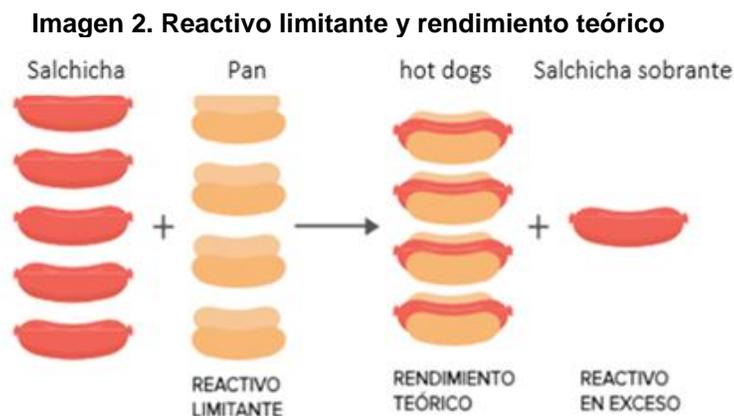
1. Realiza los siguientes ejercicios. anotando todo el procedimiento y las fórmulas con su respectivo resultado en tu cuaderno.
2. Calcula el número de moles, moléculas y volumen, que existen en:
 - a) 365 g de Hidróxido de Calcio $\text{Ca}(\text{OH})_2$
 - b) 450 g de Nitrato de Sodio NaNO_3
3. Una vez terminada la actividad guárdala en tu portafolio de evidencias

Cálculo de reactivo limitante y rendimiento de reacción

Lee con atención la información que a continuación se presenta:

Generalmente, en las reacciones químicas que se llevan a cabo a nivel industrial o laboratorio, algunos de los reactivos que intervienen se consumen en su totalidad y cuando esto sucede la reacción se detiene. Tratemos de adentrarnos al tema revisando el siguiente ejemplo:

Tenemos cinco salchichas y cuatro panes. ¿Cuántos hot dogs podemos hacer?



Fuente: <https://es.khanacademy.org/science/ap-chemistry/stoichiometry-and-molecular-composition-ap/limiting-reagent-stoichiometry-ap/a/limiting-reagents-and-percent-yield>

Suponiendo que las salchichas y los panes se combinan uno a uno, estaremos limitados por el número de panes porque es lo que se nos va a acabar primero. En esta situación llamaríamos a los panes el reactivo limitante.

Al reactivo que se agota en su totalidad en una reacción química se le llama **reactivo limitante**, ya que la cantidad de este reactivo limita la cantidad que se obtiene del producto. Al reactivo que está en mayor cantidad se le llama **reactivo en exceso**.

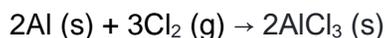
Cuando una reacción química ha terminado de efectuarse, es interesante desde el punto de vista económico y de impacto ambiental, conocer la eficacia con la cual se ha realizado el proceso. La cantidad máxima de producto que se puede producir se llama **rendimiento teórico**.

En los siguientes ejemplos vamos a identificar el reactivo limitante y vamos a calcular el rendimiento teórico de una reacción química.

Ejemplo 6:

Identifica el reactivo limitante

En la siguiente reacción, ¿Cuál es el reactivo limitante si empezamos con 2.80 g de Aluminio (Al) y 4.25 g de Cloro (Cl₂)?



Paso 1: Primero revisemos si la ecuación se encuentra balanceada, es decir, que se tenga la misma cantidad de átomos de cada elemento en las dos partes de la ecuación. Tenemos dos átomos de aluminio y seis átomos de cloro antes de la flecha (reactivos) y tenemos las mismas cantidades después de la flecha (productos). La ecuación está balanceada. Podemos continuar.

Paso 2: Convertir los gramos a moles

Podemos convertir las masas de aluminio (Al) y cloro (Cl₂) a moles usando los pesos atómicos por medio de una regla de tres:

$$\text{Moles de Al} = 2.80 \text{ g de Al} \times \frac{1 \text{ mol de Al}}{26.98 \text{ g de Al}} = 0.103 \text{ mol de Al}$$

$$\text{Moles de Cl}_2 = 4.25 \text{ g de Cl}_2 \times \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{70.90 \text{ g de Cl}_2} = 0.059 \text{ mol de Cl}_2$$

$$\begin{array}{r} 1 \text{ mol de Cl} \text{ -----} 35.45 \\ 2 \text{ moles de Cl} \text{ -----?} \\ \text{-----} \\ 70.90 \text{ g} \end{array}$$

Paso 3: Identificar el reactivo limitante

Para identificar el reactivo limitante hacemos lo siguiente:

Elegiremos uno de nuestros dos reactivos (puede ser cualquiera de los dos). Utilizaremos la cantidad de moles obtenidos en el paso anterior. Empezaremos con el aluminio (Al). Anotamos la cantidad de moles de Al y lo que vamos a ver es con cuántos moles de cloro (Cl₂) tendría que reaccionar para que reaccione la cantidad de moles de Al. Tenemos que por cada 2 moles de Al reaccionan 3 moles de Cl₂

$$0.103 \text{ mol Al} \times \frac{3 \text{ mol de Cl}_2}{2 \text{ mol de Al}} = 0.154 \text{ mol de Cl}_2$$

Esto quiere decir que necesitamos 0.154 moles de Cl₂ para que reaccionen 0.103 moles de Al.

La cantidad de Cl_2 requerida (0.154) es mayor a la cantidad que se tiene (0.059).

Ahora vamos a determinar cuántos moles de Al se necesitan para que reaccionen los moles que tenemos de Cl_2 . Tenemos que, por cada 3 moles de Cl_2 reaccionan 2 de Al

$$0.059 \text{ mol de } \text{Cl}_2 \times 2 \text{ mol de Al} \\ \text{-----} = 0.039 \text{ mol de Al} \\ 3 \text{ mol de } \text{Cl}_2$$

Lo anterior quiere decir que necesitamos 0.039 mol de Al para que reaccionen 0.059 moles de Cl_2 . La cantidad de aluminio requerida (0.039) es menor a la cantidad que se tiene (0.103).

Entonces tenemos:

- Moles de Cl_2 que se necesitan= 0.154
- Moles de Cl_2 que se tienen= 0.059
- Moles de Al que se necesitan= 0.039
- Moles de Al que se tienen= 0.103

Como podemos observar, la cantidad de Cl_2 que tenemos es menor a la que se necesita, por lo tanto, una vez que reaccione la cantidad que se tiene de Cl_2 la reacción se detendrá. En este sentido, el Cl_2 es el **reactivo limitante** y el Al el **reactivo en exceso**.

Ejemplo 7: Calcular el rendimiento teórico

Ya que identificamos el reactivo limitante podemos calcular el rendimiento teórico.

¿Cuál es el rendimiento teórico de cloruro de aluminio (AlCl_3) que puede producir la reacción cuando empezamos con 4.25 g de Cl_2 , a partir de nuestro reactivo limitante?

Podemos usar los moles del reactivo limitante junto con la relación estequiométrica de la reacción balanceada para calcular el rendimiento teórico. Los coeficientes de la reacción balanceada nos dicen que por cada tres moles de Cl_2 deberíamos obtener dos moles de AlCl_3 .

Por lo tanto, el rendimiento teórico en moles es:

$$\text{Rendimiento teórico en moles} = 0.059 \text{ mol de } \text{Cl}_2 \times \frac{2 \text{ mol de } \text{AlCl}_3}{3 \text{ mol de } \text{Cl}_2} = 0.039 \text{ mol de } \text{AlCl}_3$$

El rendimiento teórico se reporta con unidades de masa, así que podemos convertir los moles de AlCl_3 a gramos usando el peso molecular:

$$\text{Calculamos el peso molecular del } \text{AlCl}_3 \\ \text{Al} = 1 \times 26.98 \text{ g/mol} = 26.98 \text{ g/mol}$$

$$\text{Cl}=3 \times 35.45 \text{ g/mol} = 106.35 \text{ g/mol}$$

$$\frac{133.33 \text{ g/mol}}{133.33 \text{ g/mol}}$$

$$\text{Rendimiento teórico en gramos} = 0.039 \text{ mol de AlCl}_3 \times \frac{133.33 \text{ g de AlCl}_3}{1 \text{ mol de AlCl}_3} = 5.199 \text{ g de AlCl}_3$$

Rendimiento porcentual

El rendimiento teórico es la máxima cantidad de producto que podemos esperar obtener de una reacción basándonos en la cantidad de reactivo limitante. Sin embargo, en la práctica es difícil obtener el rendimiento máximo por varias razones.

Sin importar que tan ordenada parezca una reacción balanceada, los reactivos pueden reaccionar de formas inesperadas y no deseadas. El rendimiento real puede cambiar por distintos factores.

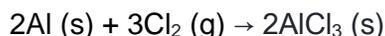
Como los químicos ya saben que el rendimiento real va a ser menor que el rendimiento teórico se reporta el rendimiento real usando el rendimiento porcentual, que nos dice qué porcentaje del rendimiento vamos a obtener. El rendimiento porcentual se determina usando la siguiente ecuación:

$$\text{Rendimiento porcentual} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100 \%$$

Ejemplo 8:

Calcula el rendimiento porcentual

Tenemos que la siguiente reacción se lleva a cabo con 4.25 g de Cl_2 que es el reactivo limitante y se lograron obtener 4.98 g de AlCl_3 .



¿Cuál es el rendimiento porcentual de esta reacción?

En los ejemplos anteriores ya identificamos el reactivo limitante y calculamos el rendimiento teórico. Para obtener el rendimiento porcentual tenemos que aplicar la ecuación:

$$\text{Rendimiento porcentual} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100\%$$

Sustituyendo los valores en la fórmula tenemos:

$$\text{Rendimiento porcentual} = \frac{4.98 \text{ g de AlCl}_3}{5.199 \text{ g de AlCl}_3} \times 100\%$$

Rendimiento porcentual= 95.7%

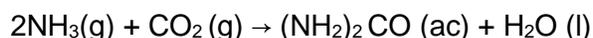
Actividad 2. Cálculo de reactivo limitante y rendimiento de reacción

Propósito: Identifica el reactivo limitante y calcula el rendimiento de reacción en reacciones químicas presentes en tu entorno.

Instrucciones:

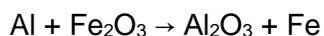
1. Realiza los siguientes ejercicios: identifica el reactivo limitante y calcula el rendimiento teórico y porcentual. Anota las fórmulas, procedimiento y resultado.

- a) La urea [(NH₂)₂CO] se prepara a partir de la reacción del amoníaco con dióxido de carbono:



En un proceso se hacen reaccionar 637.2 g de NH₃ con 1142 g de CO₂. En dicho proceso se logró obtener 1020 g de (NH₂)₂CO

- b) La reacción entre el aluminio (Al) y el óxido de hierro (III) puede producir temperaturas cercanas a 3000 °C que se utiliza para soldar metales. La reacción es la siguiente:



En un proceso se hicieron reaccionar 124 g de Al con 601 g de Fe₂O₃ y se obtuvieron 218.4 g de Al₂O₃

2. Una vez terminada la actividad guárdala en tu portafolio de evidencias.

Autoevaluación

Lee detenidamente los indicadores de la **Tabla 1** y responde colocando una (X) en el nivel de avance que tú consideras has logrado a lo largo del bloque I.

Tabla 1. Indicadores de Autoevaluación. Bloque I

Indicador	Nivel de avance		
	Satisfactorio	Suficiente	En proceso
Ordenas información, sigues instrucciones y procedimientos para alcanzar los propósitos propuestos.			
Calculas el peso atómico y molecular de distintos compuestos.			
Identificas el reactivo limitante y el reactivo en exceso de una reacción química			

Calculas el rendimiento teórico y porcentual en una reacción química a partir de la resolución de ejercicios prácticos			
Asumes una actitud constructiva en el desarrollo de las actividades.			

Fuentes de consulta

- Chang, R. & Goldsby, K.A., *Química*, México, McGraw Hill Education, 2013.
- Víctor Manuel Ramírez Regalado, *Bachillerato general Química II*, México, 2013.
- Esperanza Cisneros Montes de Oca, *Química II*, México, SEP, DGETI, SEIT., 2000.
- Jorge Humberto García Ibarra, *Química 2 Bachillerato*, México, EK Editores, 2018.
- Almada, L. Y. & Marroquín, J. A., *Química 2*, 2018 Recuperado de <http://www.cobachsonora.edu.mx/files/semestre2-2018/basica/quimica2basica.pdf>
- <https://es.khanacademy.org/science/ap-chemistry/stoichiometry-and-molecular-composition-ap/limiting-reagent-stoichiometry-ap/a/limiting-reagents-and-percent-yield> (Consultada el 30 de noviembre de 2020)
- <https://youtu.be/L4Ewi0xsVRk> (Consultada el 07 de diciembre del 2020).
- <https://youtu.be/7L3Dt0ndcsE> (Consultada el 07 de diciembre del 2020)

Para saber más

Con la siguiente información podrás conocer un poco más sobre los contenidos abordados en este bloque.

Ley de la conservación de la materia

Durante siglos, muchas de las ideas de los conceptos químicos tuvieron inspiración filosófica. Algunas de las ideas acerca de los fenómenos que se estudiaban y predecían eran totalmente teóricas porque nunca se hicieron experiencias para corroborar o desechar hipótesis.

Antoine-Laurent Lavoisier consideró que era importante cuantificar los resultados de los experimentos. Se destacó en la historia y se convirtió en el primer investigador en seguir estrictamente el método científico para el estudio de la química. Fue el primero en escribir una ecuación química de manera básica.

Alrededor de 1771, Lavoisier se interesó por los problemas atmosféricos en las reacciones de combustión, y propuso que “el aumento de peso al calentar metales se debía a la combinación de este metal con oxígeno en el aire y no al flogisto”.

Con su manera de trabajar, aplicando una metodología precisa, controlada y reproducible, Lavoisier postuló “la ley de la conservación de la materia”, la cual se enuncia así:

“La materia no se crea ni se destruye, solo se transforma”

Esta ley es muy importante en las reacciones químicas que se llevan a cabo en la vida cotidiana, en la industria y en la naturaleza, pero también es fundamental para la relación que tenemos los humanos con el ambiente, sobre todo en el tema de la contaminación.

Anexos

ANEXO 1 "TABLA PERIÓDICA"

Tabla Periódica																	
1 H HIDRÓGENO 1.00797															2 He HELIO 4.0026		
3 Li LITIO 6.939	4 Be BERILIO 9.0122											5 B BORO 10.811	6 C CARBONO 12.0111	7 N NITRÓGENO 14.0067	8 O OXÍGENO 15.9994	9 F FLÚOR 18.9984	10 Ne NEÓN 20.183
11 Na SODIO 22.9898	12 Mg MAGNESIO 24.312											13 Al ALUMINIO 26.9815	14 Si SILICIO 28.086	15 P FÓSFORO 30.9738	16 S AZUFRE 32.064	17 Cl CLORO 35.453	18 Ar ARGÓN 39.948
19 K POTASIO 39.102	20 Ca CALCIO 40.08	21 Sc ESCANDIO 44.956	22 Ti TITANIO 47.90	23 V VANADIO 50.942	24 Cr CROMO 51.996	25 Mn MANGANESO 54.9381	26 Fe HIERRO 55.847	27 Co COBALTO 58.9332	28 Ni NÍQUEL 58.71	29 Cu COBRE 63.54	30 Zn ZINC 65.37	31 Ga GALIO 69.72	32 Ge GERMANIO 72.59	33 As ARSENICO 74.9216	34 Se SELENIO 78.96	35 Br BROMO 79.909	36 Kr KRIPTÓN 83.80
37 Rb RUBIDIO 85.47	38 Sr ESTRONCIO 87.62	39 Y ITRIO 88.905	40 Zr ZIRCONIO 91.22	41 Nb NIOBIO 92.906	42 Mo MOLIBDENO 95.94	43 Tc TECNESIO (99)	44 Ru RUTENIO 101.07	45 Rh RODIO 102.905	46 Pd PALADIO 106.4	47 Ag PLATA 107.868	48 Cd CADMIO 112.40	49 In INDIO 114.82	50 Sn ESTAÑO 118.69	51 Sb ANTIMONIO 121.75	52 Te TELURIO 127.60	53 I YODO 126.9044	54 Xe XENÓN 131.30
55 Cs CESIO 132.905	56 Ba BARIO 137.34	57 La LANTANO 138.91	72 Hf HAFNIO 178.49	73 Ta TANTALIO 180.94	74 W VOLFRAMIO 183.85	75 Re RENIÓ 186.21	76 Os OSMIO 190.2	77 Ir IRIDIO 192.2	78 Pt PLATINO 195.09	79 Au ORO 196.967	80 Hg MERCURIO 200.59	81 Tl TALIO 204.37	82 Pb PLOMO 207.19	83 Bi BISMUTO 208.96	84 Po POLONIO (209)	85 At ASTATO (210)	86 Rn RADÓN (222)
87 Fr FRANCIO (223)	88 Ra RADIO (226)	89 Ac ACTINIO (227)	104 Rf RUTHERFORDIO (261)	105 Db DUBNIO (262)	106 Sg SEABORGIO (263)	107 Bh BOHRIO (262)	108 Hs HASSIO (265)	109 Mt MEITNERIO (266)									
58 Ce CERIO 140.12	59 Pr PRASEODIMIO 140.907	60 Nd NEODIMIO 144.24	61 Pm PROMETIO (147)	62 Sm SAMARIO 150.35	63 Eu EUROPIO 151.96	64 Gd GADOLINIO 157.25	65 Tb TERBIO 158.924	66 Dy DISPROSIO 162.50	67 Ho HOLMIO 164.930	68 Er ERBIO 167.26	69 Tm TULIO 168.934	70 Yb ITERBIO 173.04	71 Lu LUTECIO 174.97				
90 Th TORIO 232.038	91 Pa PROTACTINIO (231)	92 U URANIO 238.03	93 Np NEPTUNIO (237)	94 Pu PLUTONIO (242)	95 Am AMERICIO (243)	96 Cm CURIÓ (248)	97 Bk BERKELIO (249)	98 Cf CALIFORNIO (249)	99 Es EINSTEINIO (254)	100 Fm FERMIO (253)	101 Md MENDELEVIO (256)	102 No NOBELIO (259)	103 Lr LAURENCIO (260)				

Fuente: <http://quimica-villa.blogspot.com/2011/04/18-masa-atmica-fraccionaria.html>

BLOQUE II. Sistemas dispersos

Propósito del Bloque:

Comprueba la utilidad de los sistemas dispersos en diferentes procesos presentes en su entorno, a través de examinar las características distintivas de los mismos y calcula la concentración de las disoluciones.

Aprendizajes Esperados:

- Ejemplifica la clasificación de la materia en situaciones de la vida cotidiana.
- Clasifica productos de uso cotidiano y sustancias del medio ambiente, de acuerdo al tipo de sistema disperso al que pertenece.
- Utiliza métodos físicos para separar los componentes de mezclas reales e hipotéticas, relacionándolos con procesos de su vida diaria.
- Determinar la concentración en soluciones reales e hipotéticas, valorando su aplicación en diferentes situaciones de su entorno.
- Explica la importancia de conocer el grado de acidez y basicidad de sustancias de uso común y aquellas relacionadas con el medio ambiente, favoreciendo la toma de decisión consciente.

Desarrollo y evaluación de las actividades de aprendizaje

¿Has notado que en tu entorno en el que vives, de manera diaria tienes contacto con diversos objetos, sustancias, productos e inclusive has preparado alimentos como ensaladas compuestas de diferentes cantidades de vegetales? Para esto es necesario que conozcas la forma en que se clasifica la materia y los sistemas dispersos.

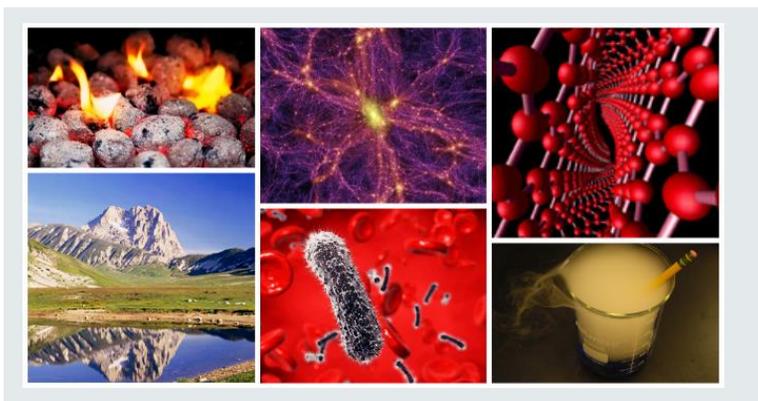
I. Clasificación de la materia y sistemas dispersos

Para poder comprender el comportamiento de la materia es necesario saber, como primer paso, identificar los distintos tipos que existen en nuestro entorno y calcular las concentraciones de soluciones ácidas y básicas; asimismo, en este bloque obtendrás los conocimientos necesarios y habilidades para identificar correctamente los tipos de materia y sistemas dispersos. A continuación, te presento la siguiente información y algunas imágenes.

Materia

Es todo lo que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio. La materia está formada por átomos y moléculas. Todo lo que nos rodea e incluso nosotros mismos estamos hechos por materia. El aire, la tierra, el agua, los animales, las plantas, los edificios, los vehículos; están constituidos por miles de millones de átomos y moléculas que forman parte de nuestra vida diaria.

Imagen 1. Materia



Fuente: <http://www.objetos.unam.mx/quimica/sustanciasPuras/>

Sustancias puras

Las sustancias puras están formadas por átomos o moléculas todas iguales, tienen propiedades específicas que las caracterizan y no pueden separarse en otras sustancias por procedimientos físicos. Las sustancias puras se clasifican en elementos y compuestos.

Imagen 2. Sustancias puras

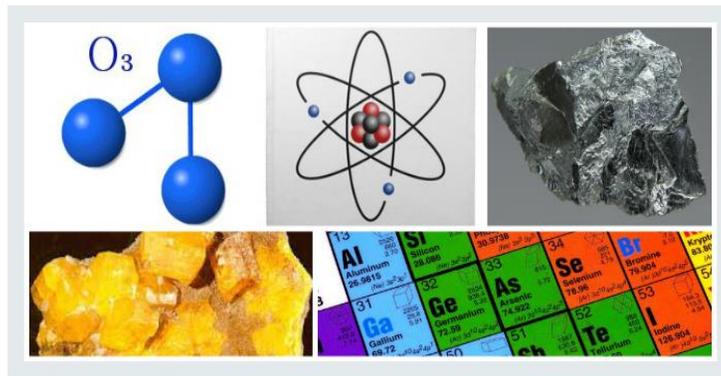


Fuente: <http://www.objetos.unam.mx/quimica/sustanciasPuras/>

Elemento

Los elementos también pueden llamarse sustancias puras simples y están formados por una sola clase de átomos, es decir, átomos con el mismo número de protones en su núcleo y por lo tanto con las mismas propiedades químicas. Los elementos no pueden descomponerse en otras sustancias puras más sencillas por ningún procedimiento. Son sustancias puras simples todos los elementos químicos de la tabla periódica. A las sustancias formadas por moléculas compuestas por átomos iguales también se les considera elementos, por ejemplo el oxígeno gaseoso, oxígeno molecular o dióxígeno.

Imagen 3. Elemento



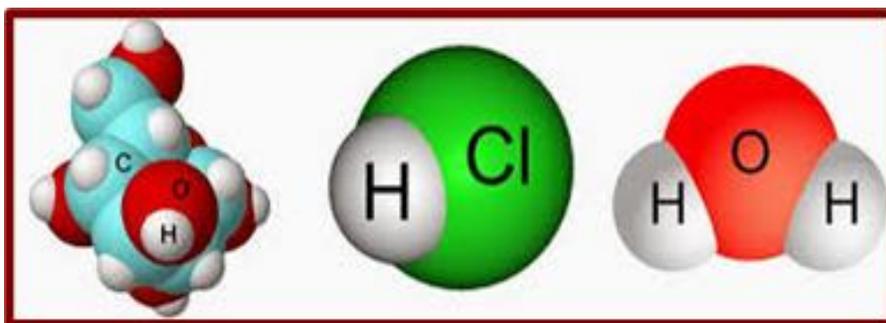
Fuente: <http://www.objetos.unam.mx/quimica/sustanciasPuras/>

Compuesto

Los compuestos son sustancias formadas por la unión de dos o más elementos de la tabla periódica en proporciones fijas. Una característica de los compuestos es que poseen una fórmula química que describe los diferentes elementos que forman al compuesto y su cantidad. Los métodos físicos no pueden separar un compuesto, éstos sólo pueden ser separados en sustancias más simples por métodos químicos, es decir, mediante reacciones.

Por ejemplo, el agua es una sustancia pura, pero si la sometemos a electrólisis (proceso mediante el cual se separan los elementos de un compuesto por medio de la electricidad) la podemos separar en los elementos que la forman, el oxígeno y el hidrógeno.

Imagen 4. Compuestos



Fuente: <http://www.objetos.unam.mx/quimica/sustanciasPuras/>

Mezcla

Resulta de la combinación de dos o más sustancias donde la identidad básica de cada una no se altera, es decir, no pierden sus propiedades y características por el hecho de mezclarse, porque al hacerlo no ocurre ninguna reacción química. Por ejemplo, si se mezcla limadura de hierro con azufre, cada sustancia conserva sus propiedades. La composición de las mezclas es variable, las

sustancias que componen a una mezcla pueden presentarse en mayor o menor cantidad. Otra característica de las mezclas es que pueden separarse por métodos físicos.

Imagen 5. Mezclas



Fuente: <http://www.objetos.unam.mx/quimica/sustanciasPuras/>

Mezcla homogénea

Se llaman también disoluciones. Tienen una apariencia totalmente uniforme por lo que sus componentes no pueden distinguirse a simple vista. Se dice que este tipo de mezclas tiene una sola fase. En química se denomina fase a una porción de materia con composición y propiedades uniformes. Por ejemplo, el agua de mar está formada por agua y muchas sales solubles, donde se observa una sola fase.

Imagen 6. Mezcla homogénea

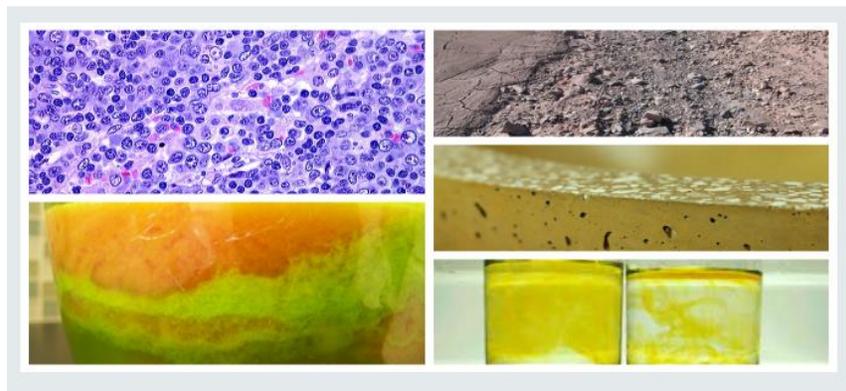


Fuente: <http://www.objetos.unam.mx/quimica/sustanciasPuras/>

Mezcla heterogénea

Presentan una composición no uniforme, sus componentes pueden distinguirse a simple vista, en otras palabras, se observan diferentes sustancias en la mezcla. Los componentes de este tipo de mezcla existen como regiones distintas que se llaman fases. Una mezcla heterogénea se compone de dos o más fases. Si observas la piedra de granito, puedes ver zonas de distinto color que indican que la roca está formada de cristales de distintas sustancias.

Imagen 7. Mezcla heterogénea



Fuente: <http://www.objetos.unam.mx/quimica/sustanciasPuras/>

Sistemas dispersos

Los sistemas dispersos son mezclas de dos o más sustancias simples o compuestas en donde hay una fase dispersa o discontinua, que en la mayoría de casos está en menor cantidad, y una fase dispersante o continua, que generalmente interviene en mayor proporción.

Soluciones

Una solución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. La sustancia disuelta se denomina *soluta* y la sustancia donde se disuelve se denomina *disolvente*. Pueden ser separadas por métodos físicos como la destilación o cristalización. El tamaño de la partícula es menor a 1 nm.

Imagen 8. Soluciones



Fuente: https://4.bp.blogspot.com/-greIFUOPt8/TFn1aumqigI/AAAAAAAAB_g/-mAhg9SeQL8/s200/disoluciones.jpg

Coloides

Son mezclas intermedias entre las soluciones y las suspensiones. Sistemas en los que un componente se encuentra disperso en otro, pero las entidades dispersas son mucho mayores que las moléculas del disolvente. El tamaño de las partículas dispersas está en el rango de 1 a 1000 nm.

Imagen 9. Coloides



Fuente: https://i2.wp.com/images.slideplayer.es/14/4399876/slides/slide_9.jpg?resize=640%2C480

Suspensiones

Mezclas heterogéneas formadas por un sólido en polvo o pequeñas partículas no solubles (fase dispersa) que se dispersan en un medio líquido (fase dispersante o dispersora). Las partículas en las suspensiones son visibles a nivel macroscópico (mayores a 1000 nm). Consultar **ANEXO 1**.

Imagen 10. Suspensiones



Fuente: <https://encrypted-tbn0.gstatic.com/images?q=tbn:ANd9GcQBESXG8exaew7fFDSC4mvrJpuDHi5cl3Cb5Q&usqp=CAU>

II. Métodos de separación de mezclas

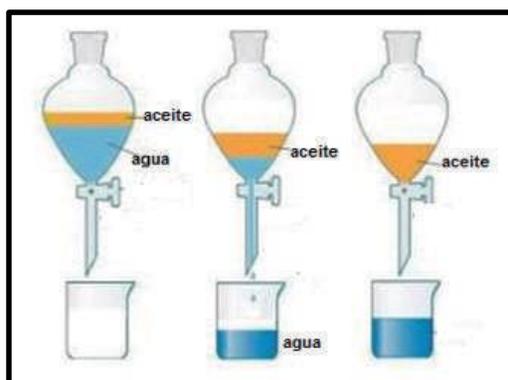
¿Te has dado cuenta que de manera cotidiana separamos, por conveniencia, los ingredientes de una mezcla? Imagínate que el agua para beber (embotellada) tuviera piedras del subsuelo; para ello existen distintos métodos para separar una mezcla en sus diferentes componentes.

Existen distintos métodos para separar una mezcla en sus diferentes componentes. Dichos métodos son físicos ya que no alteran las propiedades de los componentes.

Decantación

Se utiliza para separar dos líquidos con diferentes densidades o una mezcla constituida por un sólido insoluble en un líquido. Se trata de un método basado en la diferencia por densidades. Si tenemos una mezcla de sólido y un líquido que no disuelve dicho sólido, se deja reposar la mezcla y el sólido se va al fondo del recipiente. Si se trata de dos líquidos se coloca la mezcla en un embudo de decantación, se deja reposar y el líquido más denso queda en la parte inferior del embudo. En nuestra casa tenemos muchos ejemplos de mezclas que separamos normalmente por este método, cuando queremos un caldo de pollo sin grasa, lo dejamos enfriar y por diferencia de densidades la grasa queda en la superficie y con una cuchara lo retiramos.

Imagen 11. Decantación

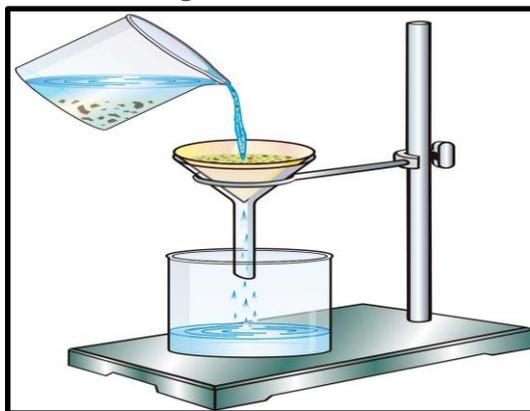


Fuente: <https://www.cobachsonora.edu.mx/files/semestre2-2018/basica/quimica2basica.pdf>

Filtración

Se trata de una operación que permite separar mezclas heterogéneas de un sólido insoluble en un líquido. Se hace pasar la mezcla a través de un papel filtro, el sólido se quedará en la superficie del papel y el otro componente pasará. Es posible separar sólidos de partículas sumamente pequeñas. Utilizando papeles con el tamaño de los poros adecuados. Es uno de los métodos más simples de separación física, además de ser sencillo y barato. Seguramente lo has usado, al colar en la cocina algún elemento.

Imagen 12. Filtración



Fuente:

https://www.blinklearning.com/useruploads/ctx/a/38541499/r/s/9233269/ILU_FQ_LA_1803.jpg?idcurso=737519

Evaporación

Es un método físico que permite separar un sólido de un líquido en una mezcla homogénea. Se basa en que el punto de fusión del sólido es mayor al punto de ebullición del líquido. Se utiliza cuando no hay interés en el líquido que se evapora, ya que este no se recupera, pasa a formar parte del entorno. Esta operación se emplea para separar la sal del agua de mar en las salinas. El agua de mar almacenada en tanques abiertos se evapora poco a poco por los rayos de sol.

Imagen 13. Evaporación



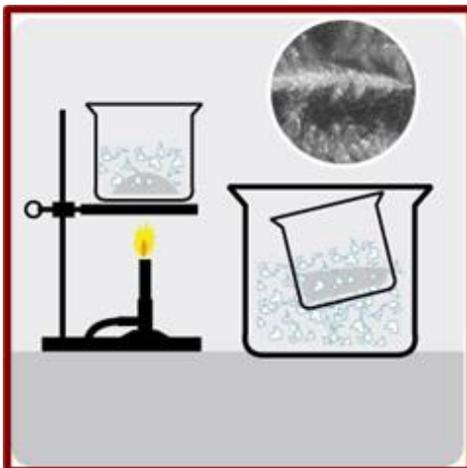
Fuente: <http://eevaporacion.blogspot.com/2015/10/la-evaporacion.html>

Cristalización

Este método se utiliza para separar una mezcla de un sólido en un líquido. La mezcla se calienta para evaporar parte del disolvente. Posteriormente se deja enfriar la mezcla y el soluto se precipita formando cristales. Se utiliza para separar el azúcar del agua en una disolución azucarada. No se puede separar por evaporación, ya que el punto de fusión del azúcar es menor

al punto de ebullición del agua y lo que se obtiene es un caramelo y no la separación de las sustancias puras.

Imagen 14. Cristalización



Fuente:

https://www.aev.dfie.ipn.mx/Materia_quimica/temas/tema1/subtema3/images/sub3_img03E.jpg

Centrifugación

Se trata de una operación que consiste en la separación de materiales de diferentes densidades que componen una mezcla. Para eso se coloca la mezcla dentro de un aparato llamado centrífuga que tiene un movimiento de rotación constante y rápido, lo cual hace que las partículas de mayor densidad vayan al fondo y las más livianas queden en la parte superior. Observamos un ejemplo en las lavadoras automáticas o semiautomáticas. En el ciclo de secado el tambor de la lavadora gira a cierta velocidad, de manera que las partículas de agua adheridas a la ropa durante su lavado salen expeditas por los orificios del tambor.

Imagen 15. Centrifugación

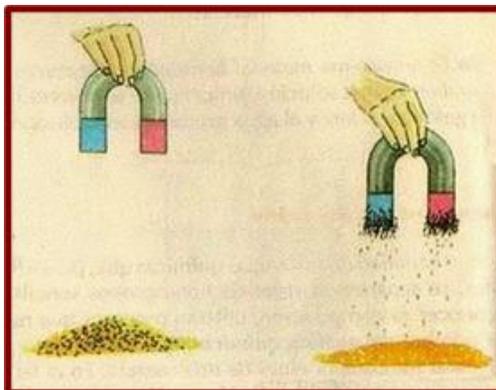


Fuente: https://www.aev.dfie.ipn.mx/Materia_quimica/temas/tema1/subtema3/images/sub3_img03J.jpg

Imantación

Consiste en separar con un imán los componentes de una mezcla de un material magnético y otro que no lo es. La separación se hace pasando el imán a través de la mezcla para que el material magnético se adhiera a él. Por ejemplo, separar los objetos metálicos (magnéticos) que se encuentran mezclados con la basura (no magnético), para lo cual basta con mantener con un imán el componente magnético.

Imagen 16. Imantación

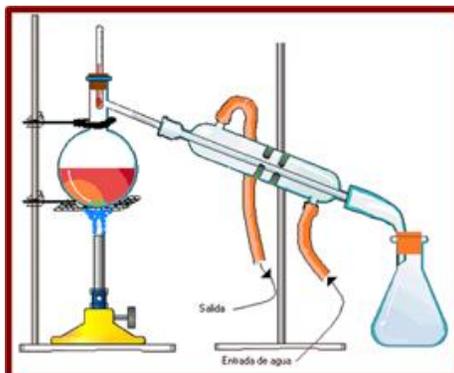


Fuente: <https://i.pinimg.com/originals/27/1d/d7/271dd75c8eb0a6bd1a2a905d56a87b63.jpg>

Destilación

Este método consiste en separar dos o más líquidos miscibles con diferentes puntos de ebullición, primero por medio de la evaporación posteriormente por la condensación de las sustancias. A través de esta operación se separan principalmente mezclas homogéneas de líquidos. Este método se utiliza para separar a las diferentes fracciones del petróleo. Por este procedimiento también puede separarse una mezcla de un sólido en un líquido, con la ventaja de que se pueden recuperar tanto el líquido como el sólido, a diferencia de la evaporación.

Imagen 17. Destilación



Fuente: https://www.ecured.cu/Separación_de_mezclas#/media/File:Sep.png

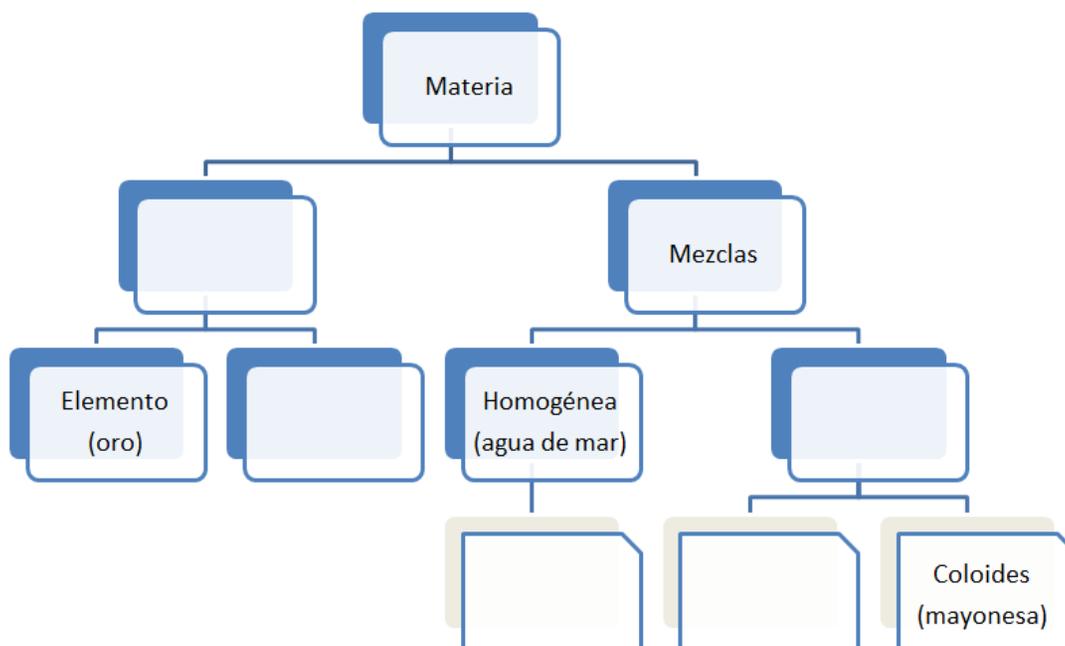
De acuerdo a la información presentada, realiza las siguientes actividades para reforzar tus conocimientos.

Actividad 1: Clasificación de la materia y sistemas dispersos

Propósito: Identifica los tipos de materia que existen en tu entorno y su clasificación.

Instrucciones:

1. Con la información anterior y los conocimientos adquiridos, copia en hojas blancas el siguiente esquema y completa lo que se te pide, coloca en el recuadro entre paréntesis un ejemplo de tu entorno.
2. Concluida la actividad guárdala en tu portafolio de evidencias.



¿Por qué el agua se contamina tan fácilmente? Tratando de dar respuesta a esta interrogante podemos decir que entendemos la palabra contaminar como sinónimo de ensuciar, sin embargo, para los químicos significa simplemente que una sustancia está mezclada con otras de modo que ninguna es pura. Así, el agua contaminada es sólo agua con otras sustancias deseables o indeseables que pueden estar suspendidas o disueltas uno de los factores que contribuyen a la contaminación del agua es su alta capacidad de disolución y por disolver una gran cantidad de sustancias.

Actividad 2 (experimental): Métodos de separación de mezclas

Propósito: Utiliza la filtración para separar los componentes insolubles de una muestra de suelo.

Materiales requeridos:

- 1 hoja de periódico
- 2 recipientes con capacidad de un litro
- 1 pala
- 500 ml de agua limpia
- 1 agitador de madera
- 200 gramos de suelo

Instrucciones:

1. En el patio o jardinera de tu casa recolecta 200 gramos (aproximados) de tierra.
2. Vierte la tierra en el recipiente.
3. Agrega el agua sobre la muestra de tierra.
4. Deja reposar durante 5 minutos.
5. Agita suavemente la mezcla.
6. Coloca la hoja de periódico sobre el segundo recipiente.
7. Lentamente vierte la solución sobre el periódico.
8. Observa los resultados y escribe en tu cuaderno la siguiente pregunta ¿Se distinguen partículas (insolubles en agua) que no lograron pasar (no filtradas) por el papel periódico?
9. Escribe tus observaciones en hojas blancas y guárdalas en tu portafolio de evidencias.

III. Concentración en soluciones.

Seguramente has escuchado alguna vez estas frases: “se le pasó de sal a la comida”, “estaba tan azucarado que parecía miel”. Pues bien, todo esto es común porque en las mezclas cotidianas en ocasiones las concentraciones del soluto no son las adecuadas. Por ello aprenderás a calcular con exactitud las cantidades de soluto que se encuentra en una disolución.

Ahora te invitamos a leer con atención el siguiente contenido:

Concentración

La concentración es la medida de cantidad de soluto en una cantidad dada de solvente o disolución y puede expresarse en forma cualitativa o cuantitativa.

Concentración expresada en forma cualitativa

Este tipo de concentración, no toma en cuenta la cantidad exacta de soluto y disolvente presente en la disolución.

Dependiendo de la proporción la concentración puede ser, diluida o concentrada.

- *Disolución diluida*: Es aquella en donde la cantidad de soluto está en una pequeña proporción en un volumen determinado.
- *Disolución concentrada*: Es la que tiene una cantidad considerable de soluto en un volumen determinado; las soluciones saturadas y sobresaturadas están altamente concentradas. Consultar **ANEXO 2**.

Concentración expresada en forma cuantitativa

La concentración cuantitativa es aquella que se expresa de una manera numérica muy exacta y precisa; a diferencia de las concentraciones expresadas de una manera cualitativa, estas concentraciones son expresadas tomando en cuenta de una manera muy precisa las proporciones entre las cantidades de soluto y disolvente que se están utilizando en una disolución.

Este tipo de clasificación de las concentraciones es muy utilizada en la industria, los procedimientos químicos, en la farmacia, hospitales e industrias entre otras, ya que en todos ellos es necesario mediciones muy precisas de las concentraciones de los productos.

La concentración de la disolución en términos cuantitativos se puede expresar de las siguientes formas.

1. Porcentual (%)
 - Porcentaje masa/masa (% m/m)
 - Porcentaje volumen/volumen (% V/V)
2. Partes por millón (ppm)
3. Molaridad (M)

Consultar **ANEXO 3**

Porcentual

El porcentaje en masa indica los gramos de soluto presentes en 100 gramos de solución. El porcentaje en volumen nos indica los mililitros de soluto presentes en 100 ml de disolución; para calcular la concentración porcentual debemos de utilizar las fórmulas siguientes:

$$(\% m) = \frac{\text{g de soluto}}{\text{g de solución}} \times 100$$

$$(\%v) = \frac{\text{ml de soluto}}{\text{ml de solución}} \times 100$$

Donde:

Masa (g) de solución = masa de soluto + masa de disolvente (agua).

Mililitros (ml) de solución = ml de soluto + ml de disolvente (agua).

Ejemplo 1:

Calcula el porcentaje en masa para cada 78.5 g de hidróxido de calcio $\text{Ca}(\text{OH})_2$ en 195 g de solución.

Solución: Después de leer el ejemplo me doy cuenta de que necesito la fórmula de porcentaje en masa y de que los datos que tengo son precisamente los datos que pide la fórmula.

Datos:

- % m=?
- gramos de soluto= 78.5 g
- gramos de solución= 195 g

$$(\% m) = \frac{\text{g de soluto}}{\text{g de solución}} \times 100$$

Sustitución en la fórmula:

$$(\% m) = \frac{78.5 \text{ g}}{195 \text{ g}} \times 100$$

Resultado:

$$(\%m) = 40.25\% \text{ porcentaje del soluto en la disolución.}$$

Nota: Para calcular el porcentaje en volumen se realizará el mismo procedimiento que en porcentaje en masa, cambiando solo las unidades de gramos (g) a mililitros (ml).

Partes por millón

Expresa el número de unidades en masa de un soluto por cada millón de partes en peso de solución; se expresa usualmente en miligramos (mg) de soluto por cada kilogramo (Kg) de solución o por cada litro (L) de solución, porque para disoluciones acuosas un litro de solución pesa aproximadamente 1 Kg.

$$ppm = \frac{mg \text{ de soluto}}{Kg \text{ o Litro de solución}}$$

Ejemplo 2:

Calcula la concentración de iones cloruros, Cl^{-1} , en partes por millón contenidos en 5.4 litros de una muestra de agua de alberca, que contiene 35 mg de Cl^{-1} .

Datos:

- ppm =?
- L de solución = 5.4
- mg de soluto= 35

Sustitución en la fórmula:

$$ppm = \frac{35 \text{ mg}}{5.4 \text{ L de solución}} = 6.48 \text{ mg/L} = 6.48 \text{ ppm.}$$

Resultado:

6.48 ppm de concentración.

Molaridad

Se representa con M, y se refiere a la medida de concentración de una solución que expresa la cantidad de moles de soluto en un litro de solución (moles/L solución), para calcular la molaridad se utilizan las siguientes fórmulas:

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{L de solución}}$$

$$\text{moles de soluto} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa molar del soluto}}$$

Por lo tanto, podemos considerar:

$$M = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa molar de soluto} \times \text{litros de solución}}$$

Ejemplo 3:

¿Cuántos g de hidróxido de bario $\text{Ba}(\text{OH})_2$ se necesitan para preparar 650 ml de una solución 0.2M?

Solución: Después de leer el ejemplo me doy cuenta que necesito la fórmula de molaridad.

$$M = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa molar de soluto} \times \text{litros de solución}}$$

Los datos que me da el problema son el volumen y la molaridad, por lo tanto, debemos despejar la masa de soluto (g de hidróxido de bario) y además, necesitamos calcular la masa molar de $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

$$\text{masa de soluto} = M \times \text{masa molar de soluto} \times \text{litros de solución.}$$

Recuerden que el ejemplo nos está pidiendo los gramos de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ que sería nuestro soluto, por ello lo que le está afectando en la fórmula es la masa molar de soluto y los litros de solución, así que si están dividiendo pasarán multiplicando.

Para obtener la masa molar de soluto debemos hacer lo siguiente:

$$\text{Ba: } 137.33 \times 1 = 137.33$$

$$\text{H: } 1.00794 \times 2 = 2.01588$$

$$\text{O: } 15.9994 \times 2 = 31.9988$$

$$\hline 171.3477 \text{ gramos masa de un mol de } \text{Ba}(\text{OH})_2$$

Ahora bien, nos falta un dato que son los litros de solución, el ejemplo nos da el dato en ml, lo que tenemos que hacer es convertir esos ml a litros con una regla de tres, como se presenta a continuación:

$$1000 \text{ ml} = 1 \text{ litro.}$$

$$650 \text{ ml} = X$$

Nota: Para resolver la regla de tres los 650 ml que nos da el ejemplo, los multiplicamos por 1 litro y lo dividimos entre 1000 ml que es lo que equivale.

Resultado:

0.650 litros

Datos:

- masa de soluto=?
- $M = 0.2 \text{ mol/litro}$
- masa molar= 171.3447 g/mol
- litros de solución= 0.650 litros

Sustitución en la fórmula:

Masa de soluto = $M \times \text{masa molar de soluto} \times \text{litros de solución}$.

Masa de soluto = $(0.2 \text{ mol/litro}) \times (171.3447 \text{ g/mol}) \times (0.650 \text{ litros})$

Resultado:

Masa de soluto = $22.27 \text{ gramos de } \text{Ba}(\text{OH})_2$ se necesitan para preparar la solución.

Actividad 3. Concentración en soluciones

Propósito: Identifica las características distintivas de los sistemas dispersos a través de cálculos de la concentración de las disoluciones a partir del análisis y organización de datos para la resolución de problemas en diferentes situaciones del entorno.

Instrucciones:

1. Copia en hojas de tu cuaderno los siguientes ejercicios y resuélvelos
2. Identifica de qué manera está expresada la concentración y realiza los cálculos necesarios.
 - a) Calcula el porcentaje en masa de una disolución que se formó añadiendo 5 g de sal (NaCl) a 95 g de agua (H₂O).
 - b) Si se disuelven 35 ml de alcohol de caña en 250 ml de agua, ¿Cuál es el porcentaje en volumen de esta disolución?
 - c) Calcula el porcentaje en masa/volumen de una solución que se preparó agregando 18.9 g de cloruro de potasio (KCl) en 368.9 ml de solución.
 - d) Calcula las partes por millón de una solución que contiene 0.8 mg de iones de magnesio, Mg⁺², en 5.8 litros de agua.
 - e) Calcula los miligramos de iones cloro contenidos en 20 litros de agua de una alberca, la cual contiene una concentración de 543 ppm de Cl⁻¹.
 - f) Calcula la molaridad de una solución de KMnO₄ que se preparó disolviendo 340 g de KMnO₄ en 2.98 litros de solución.
 - g) Se necesitan preparar 668 ml de una solución de NaCl al 0.8 M. ¿Cuántos gramos de sal se tienen que agregar para preparar esta solución?
3. Una vez concluida la actividad guárdala en tu portafolio de evidencias.

Para continuar con tu aprendizaje realiza con atención la lectura que se presenta a continuación:

¿Alguna vez has sentido dolor en los músculos al realizar algún ejercicio?, si la respuesta es sí, la causa de este dolor es la producción del ácido láctico que es uno de los productos de una serie de reacciones químicas en un proceso biológico llamado respiración. Como puedes observar el conocimiento de las sustancias ácidas y básicas es de gran valor para la vida del hombre.

Ácidos y bases

Los ácidos y las bases son un importante grupo de sustancias que se encuentran a nuestro alrededor y en nuestro propio organismo. Por ejemplo, encontramos una gran variedad de productos útiles para el ser humano, tal es el caso de los limpiadores domésticos, los fertilizantes, muchos de los alimentos que consumimos y los medicamentos, entre otros.

Conocer lo que son los ácidos y las bases no solo es útil en una clase de química, también para la vida cotidiana, ya que muchos de ellos están presentes en los alimentos, a los que dan sabor, o en productos que utilizamos con frecuencia, ejemplo: algunos alimentos y frutas contienen ácidos, como las naranjas y limones, contienen ácido cítrico, las manzanas ácido málico, el yogur ácido láctico, la mantequilla ácido butírico y el ácido tartárico presente en la uva, por mencionar algunos.

Sabemos también que el ácido clorhídrico (HCl) se encuentra en el jugo gástrico producido en el estómago de los seres humanos, cuya función es la digestión de los alimentos y la activación de enzimas digestivas.

Entre los productos de limpieza doméstica es muy común el uso de sosa cáustica, (hidróxido de sodio), es una base fuerte, que se emplea frecuentemente para destapar las cañerías.

En ciertos productos de limpieza corporal, como es el caso del shampoo y geles de baño, suele constar en el envase el pH del producto que contiene, ya que altos grados de acidez o basicidad de estas sustancias puede influir en la salud del pelo y de la piel.

Imagen 18. Características de ácidos y bases



Ácidos



Bases

Fuente: <https://www.cobachsonora.edu.mx/files/semestre2-2018/basica/quimica2basica.pdf>

Tabla 1. Principales características de ácidos y bases

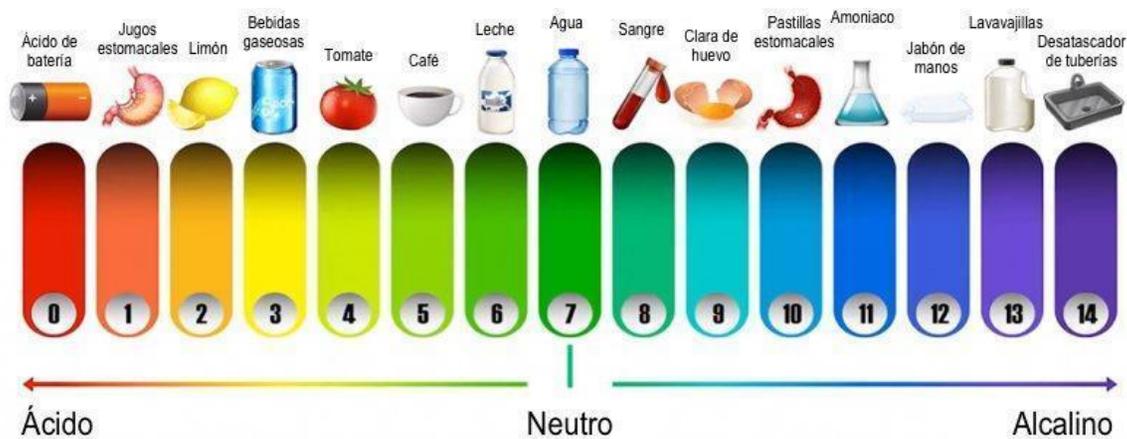
Características	Ácidos	Bases
Sabor	Acre (agrio)	Amargo
Tacto	Picante, producen ardor, queman la piel.	Jabonosos
Son untuosas o grasientas	A veces	Untuosa
Cambian el tornasol	De azul a rojo	De rojo a azul
Rango de pH	0 a 6.9	7.1 a 14
Reaccionan con algunos metales	Liberan hidrógeno gaseoso	Generan sólidos insolubles-hidróxidos
Conducen corriente eléctrica	Si	Si
Son electrolitos	Si	Si
Neutralizan	A hidróxidos metálicos	A los ácidos

Fuente: <https://www.cobachsonora.edu.mx/files/semestre2-2018/basica/quimica2basica.pdf>

Escala pH

La escala pH tiene valores que van del 0 al 14. Las sustancias ácidas tienen valores de pH inferiores a 7, y las bases o álcalis presentan valores de pH mayores a 7; el pH igual a 7 indica que la solución es neutra, como se muestra en la siguiente figura.

Imagen 19. Escala de pH



Fuente: <https://institutodetailing.com/blog/que-es-el-ph-y-que-importancia-tiene-en-el-detailing/>

Actividad 4. Ácidos y bases

Propósito: Clasifica las sustancias en ácidas o básicas en función a sus características y determina el valor de su pH.

Instrucciones:

- Anota en hojas blancas los siguientes incisos y escribe si las soluciones son neutras, ácidas o básicas.
 - Agua caliente, pH 7.8 _____
 - Agua de mar, pH 8.5 _____
 - Café, pH 5.0 _____
 - Blanqueador, pH 12 _____
 - Jugo de limón, pH 2.4 _____
 - Lagrimas pH 7.4 _____
- Una vez concluida la actividad no olvides guardarla en tu portafolio de evidencias.

Autodiagnóstico: ¡Es hora de medir tu aprendizaje en este bloque!

Instrucción: Escribe sobre la línea la palabra que falta para completar el texto.

La materia es todo lo que tiene _____ y ocupa un lugar en el espacio. La materia está formada por _____ y moléculas. Las sustancias puras están formadas por átomos o

moléculas todas _____; se pueden clasificar en elementos y _____. Las mezclas homogéneas tienen una apariencia totalmente uniforme por lo que sus _____ no pueden distinguirse a simple vista.

En las soluciones, la sustancia disuelta se denomina soluto y la sustancia donde se disuelve se denomina _____. Los _____ son sistemas en los que un componente se encuentra disperso en otro, pero las entidades dispersas son mucho mayores que las moléculas del disolvente.

Tenemos entonces que la medida de cantidad de soluto en una cantidad dada de solvente o disolución es lo que conocemos como _____.

La concentración en una solución puede expresarse en forma _____ o en forma _____.

Dentro de los _____ y _____ podemos encontrar una gran variedad de productos útiles para el ser humano, tal es el caso de los limpiadores domésticos, los fertilizantes, muchos de los alimentos que consumimos y los medicamentos, entre otros.

Evaluación:

A partir de las distintas actividades que elaboraste durante el desarrollo del presente bloque, te proponemos que reflexiones todos los conocimientos aprendidos y habilidades desarrolladas, con la finalidad de que tú mismo percibas el progreso y logros con relación a los aprendizajes esperados plasmados al inicio de este bloque.

Fuentes de consulta

- Rosales Guzmán Elizabeth. *Química II*, México, Editorial Limusa, 2010.
- Ulloa Arellano, S. *Química II*, México. Editorial Book Mart. 2016.
- Libro de texto. Química 2. Formación básica. Segundo semestre. Estado de Sonora. 2014. Recuperado de: <https://www.cobachsonora.edu.mx/files/semestre2-2018/basica/quimica2basica.pdf>
- Libro de texto. Química II. Telebachillerato Comunitario. Segundo semestre. 2015. Recuperado de: <https://www.dgb.sep.gob.mx/servicios-educativos/telebachillerato/LIBROS/2-semester-2016/Quimica-II.pdf>
- <http://www.objetos.unam.mx/quimica/sustanciasPuras/index.html> (consultada el 16 de noviembre de 2020).
- <https://micienciaquimicap.files.wordpress.com/2014/03/quimica-pre-ii-sanchez-garcia-balderas.pdf> (consultada el 26 de noviembre de 2020).
- https://www.ecured.cu/Sistemas_dispersos (consultada el 27 de noviembre de 2020).
- http://uapas2.bunam.unam.mx/ciencias/metodo_separacion_mezclas/ (consultada el 08 de diciembre de 2020).

ANEXOS

ANEXO 1. Características de los sistemas dispersos.

Características	Disoluciones	Coloides	Suspensiones
Tipo de partícula	Partículas pequeñas como átomos, iones o moléculas individuales.	Moléculas grandes o conjunto de moléculas o iones.	Partículas grandes.
Tamaño	Menor a 10 Å; menos de 1 nm, o inferior a 0.001 micras.	10 - 2000 Å o 1 a 1000 nm, o mayor de 0.001 hasta 0.1 micras.	Mayor de 2000 Å o más de 1000 nm; superior a 0.1 micras.
Movilidad	Molecular o iónica.	Browniano.	Sólo por gravedad.
Visibilidad	No son visibles.	Con ultramicroscopio.	Visible a simple vista y con microscopio óptico.
Efecto de luz	Transparente, no dispersan la luz.	Dispersan la luz, Efecto Tyndall.	Dispersan la luz. Opaca o translúcida.
Posibilidad de adsorción	No existe.	Muy grande.	Muy pequeña.
Carga eléctrica	Moléculas no; iones sí.	Habitualmente sí.	Ninguna.
Filtración	Con membranas impermeables.	Con membranas semipermeables.	Con papel filtro.
Número de fase	Una.	Dos o más.	Dos o más.
Ejemplos	Aleaciones, sueros, bebidas gaseosas, vinagre.	Humo, mayonesa, atole, merengue, mantequilla.	Antiácidos. agua con arcilla, sangre, antibióticos.

Fuente: Rosales Guzmán Elizabeth, Química II. México. Editorial Limusa, 2010.

ANEXO 2. Tipos de solución

Tipo de disolución	Características
Soluciones diluidas	Pequeña cantidad de soluto comparada con la del disolvente.
Soluciones concentradas	Gran cantidad de soluto comparada con la del disolvente.
Soluciones saturadas	Exceso de soluto en donde el disolvente ya no puede disolver más.
Soluciones sobresaturadas	Una solución saturada preparada a temperatura alta puede conservar el exceso de soluto en solución. La miel es un ejemplo de este tipo de solución.

Fuente: <https://www.dgb.sep.gob.mx/servicios-educativos/telebachillerato/LIBROS/2-semester-2016/Quimica-II.pfd>

ANEXO 3. Unidades de concentración de los sistemas dispersos.



Fuente: <https://www.dgb.sep.gob.mx/servicios-educativos/telebachillerato/LIBROS/2- semestre-2016/Quimica-II.pfd>

Para saber más

En las siguientes referencias puedes encontrar información, para profundizar sobre los temas abordados en el presente bloque:

- https://portalacademico.cch.unam.mx/materiales/prof/matdidac/sitpro/exp/quim/quim2/quimicall/L_AcidosYbases.pdf (Consultado el 10 de diciembre del 2020).
- http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/apuntesMetodosDseparacn_24865.pdf (Consultado el 9 de diciembre del 2020).
- <https://www.ipn.mx/assets/files/cecyt11/docs/Guias/UABasicas/Quimica/quimica-1.pdf> . (Consultado el 10 de diciembre del 2020).

BLOQUE III. Compuestos del carbono y macromoléculas.

Propósito del Bloque:

Toma una postura responsable ante el impacto de los diferentes usos de los compuestos del carbono argumentando la importancia de éstos en procesos biológicos e industriales.

Aprendizajes Esperados:

- Reconoce al átomo de carbono como el elemento fundamental en la estructura de los compuestos orgánicos de interés biológico e industrial.
- Utiliza el lenguaje químico para referirse a hidrocarburos y grupos funcionales, identificando sus aplicaciones en diversos ámbitos.
- Diferencia los distintos grupos funcionales al relacionarlos con compuestos orgánicos de interés biológico e industrial.
- Analiza éticamente el impacto ambiental y económico de los compuestos orgánicos naturales y sintéticos.
- Toma una postura ética ante las ventajas y desventajas del uso de polímeros sintéticos de interés tecnológico y biológico relacionándolo con su impacto social, ambiental y económico.

Desarrollo y evaluación de las actividades de aprendizaje

Introducción a la química orgánica

Tú sabías que el cuerpo humano posee tanta cantidad de carbono como para fabricar alrededor de 9,000 lápices.

Antes de adentrarnos en el carbono y los compuestos orgánicos, es importante que conozcas más sobre la Química Orgánica:

La química orgánica estudia los compuestos del carbono. Los químicos del siglo XVIII utilizaban la palabra "orgánica" para describir las sustancias que se obtenían de fuentes vivas, como plantas y animales. Estos químicos creían que la naturaleza poseía cierta fuerza vital y que sólo las cosas vivas podían producir compuestos orgánicos.

En 1828 esta idea se desechó, cuando Friedrich Wöhler, un químico alemán, preparó urea, un compuesto orgánico, a partir de la reacción de dos compuestos inorgánicos, cianato de plomo y amoníaco acuoso: $\text{Pb}(\text{OCN})_2 + 2\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \text{ -----} > 2(\text{NH}_2)_2\text{CO} + \text{Pb}(\text{OH})_2$

En la actualidad se conocen más de 14 millones de compuestos orgánicos sintéticos y naturales².

² Chang, Raymond, Mc Graw-Hill. *Química*. México, 2007, pág.1003.

Es por eso que los compuestos orgánicos son tan importantes ya que forman parte de nuestra vida diaria, hacemos uso de ellos a diario y los podemos encontrar en la industria, medicamentos, frutas, verduras, papel, alcohol, alimentos, insecticidas, pesticidas, combustibles y mucho más producto.

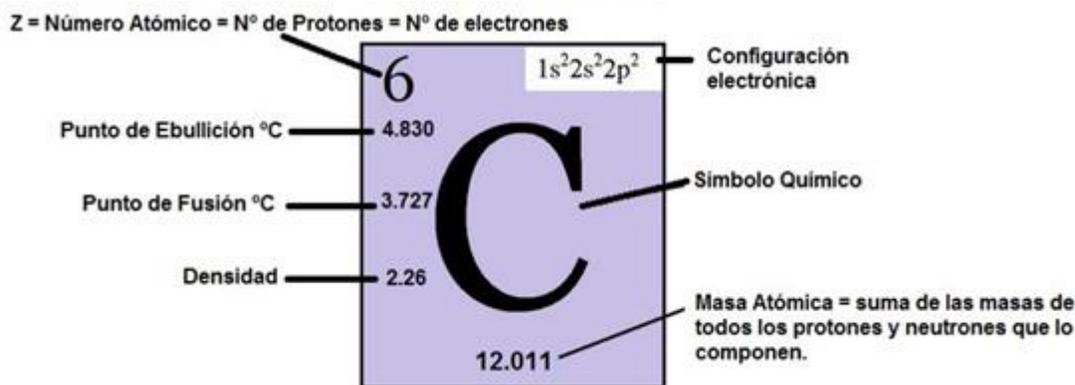
Los principales elementos químicos que intervienen en la formación de los compuestos orgánicos son: carbono (C), hidrógeno (H), oxígeno (O), nitrógeno (N), fósforo (P), azufre (S), arsénico (As), halógenos (Cl, Br, I) y algunos metales.

Reflexiona: ¿Qué tan importantes son los compuestos orgánicos en tu vida diaria?

El Carbono

Carbono es un elemento químico que encontramos en la naturaleza y dentro de la tabla periódica con el símbolo "C", número atómico 6 y se encuentra ubicado en el grupo IVA y periodo 2.

Imagen 1. El átomo de carbono



Fuente: <https://www.areaciencias.com/quimica/estructura-del-atomo-de-carbono/>

Hibridación

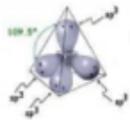
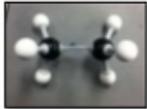
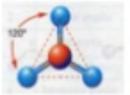
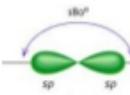
Es la combinación de orbitales puros de diferente energía de un mismo nivel atómico para generar orbitales híbridos o combinados de la misma energía.

Para que se formen diversos enlaces entre el carbono, otros átomos o el mismo carbono se deben hibridar. El carbono es el único elemento que sufre los tres tipos de hibridación que hay: sp^3 , sp^2 y sp , originando así compuestos que presentan enlaces covalentes sencillos, dobles y triples en su estructura.

La hibridación se da por la promoción de electrones apareados a orbitales vacíos. Este proceso ocurre cuando uno de los dos electrones del orbital 2s se promueve al orbital vacío $2p_z$, mediante

la aplicación de una cantidad de energía interna, cambiando la configuración electrónica³ (estado excitado).

Tabla 1. Hibridación y geometría molecular del carbono

Tipo de Hibridación	No. de orbitales	Tipo de enlace	Geometría	Ángulo	Imagen de la geometría	Enlaces	Molécula característica
sp^3	s, p, p, p	Simple C - C	Tetraédrica	109.5°		Σ	
sp^2	s, p, p	Doble C = C	Trigonal plano	120°		Σ, π	
sp	s, p	Triple C \equiv C	Lineal	180°		Σ, π, π	

Fuente: <https://docplayer.es/70590528-Curso-de-quimica-organica.html>

En la **Tabla 1** puedes observar que la hibridación sp se obtiene por la combinación de un orbital s y uno p, generando un enlace triple, ángulo de 180° y geometría lineal. La hibridación sp^2 se da con la combinación de un orbital s y dos orbitales p, generando enlace doble, ángulo de 120° y geometría trigonal plana. Y la hibridación sp^3 se da por la combinación de un orbital s con tres orbitales p, generando un enlace sencillo, ángulo de 109.5° y geometría tetraédrica.

Cómo podemos identificar el tipo de hibridación que presenta cada átomo de carbono dentro de un compuesto:

Ejemplo 1:



Paso 1. Enumera todos los átomos de carbono.



1 2 3 4 5

Paso 2. Identifica cuál es el tipo de enlace mayor que tiene cada átomo de carbono. Utiliza nuevamente la **Tabla 1** para determinar el tipo de hibridación que presenta de acuerdo al enlace que genera.

³González Pérez, Patricia & Uriarte Zambrano, María del Carmen Verónica. *Química II*. México, 2015, pág.169.

Tabla 2. Hibridación de cada átomo de carbono

No. de carbono	Estructura	Tipo de enlace	Hibridación
1	CH ₂ =	Doble	sp ²
2	= CH -	Doble	sp ²
3	- CH =	Doble	sp ²
4	= CH -	Doble	sp ²
5	- CH ₃	Sencillo	sp ³

Fuente: Elaboración propia

Ejemplo 2:

Imagen 2. Compuesto orgánico

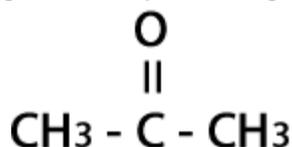
Fuente: https://www.ejemplode.com/38-quimica/4725-ejemplo_de_cetonas.html**Paso 1.** Enumera todos los átomos de carbono.**Paso 2.** Identifica cuál es el tipo de enlace mayor que tiene cada átomo de carbono. Utiliza la **Tabla 1** para determinar el tipo de hibridación que presenta de acuerdo al enlace que genera.

Tabla 3. Hibridación para cada átomo de carbono del Ejemplo 2

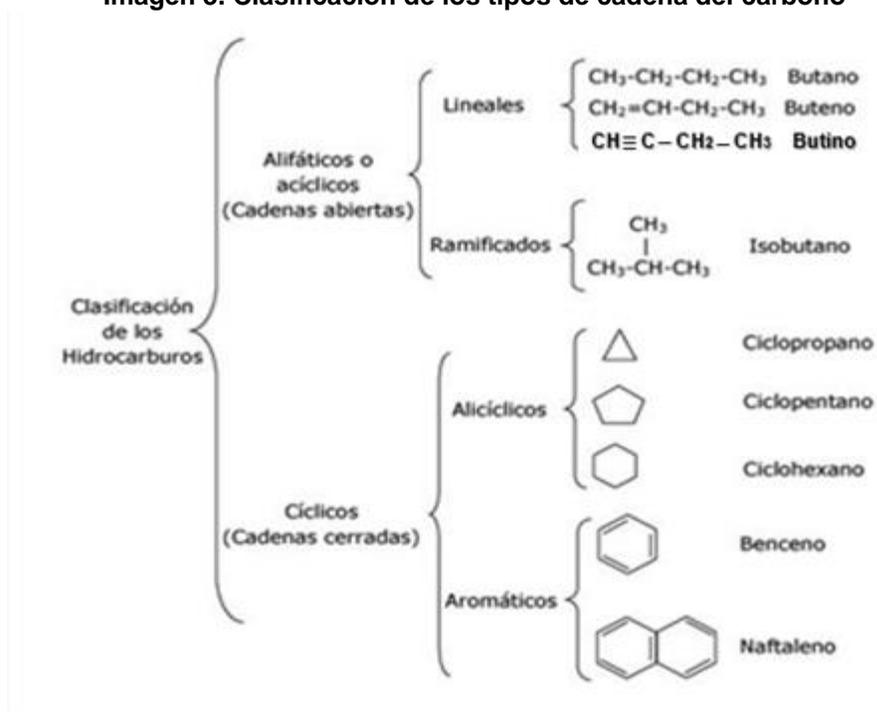
No. de carbono	Estructura	Tipo de enlace	Hibridación
1	CH ₃ -	Sencillo	sp ³
2	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ - \text{C} - \end{array}$	Doble	sp ²
3	- CH ₃	Sencillo	sp ³

Fuente: Elaboración propia

Tipos de cadenas del carbono

Los compuestos orgánicos pueden ser clasificados dependiendo de la estructura que presentan, debido a la capacidad que tiene el carbono para enlazarse con más carbonos:

Imagen 3. Clasificación de los tipos de cadena del carbono



Fuente: <https://sites.google.com/site/quimicaorganicaisct/hidrocarburos/hidrocarburos>

Tipos de fórmulas

Para representar los compuestos orgánicos se utilizan tres diferentes tipos de fórmulas, las cuales proporcionan diferente tipo de información.

Tabla 4. Tipos de fórmulas

Nombre	Descripción	Ejemplo
Fórmula condensada	Indica sólo la cantidad de átomos de cada elemento (composición molecular)	C_3H_8 3 átomo de carbono 8 átomos de hidrógeno
Fórmula semidesarrollada	Indican los enlaces que se forman entre carbonos u otros átomos, pero no se muestran los enlaces entre carbono e hidrógeno.	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$
Fórmula desarrollada	Indican todos los enlaces que se generan entre átomos, incluyendo los de carbono-hidrógeno.	$\begin{array}{c} \text{H} & \text{H} & \text{H} \\ & & \\ \text{H}-\text{C} & -\text{C} & -\text{C}-\text{H} \\ & & \\ \text{H} & \text{H} & \text{H} \end{array}$ (google imagenes)

Fuente: Elaboración propia

Isomería

La isomería es un fenómeno que consiste en que dos o más compuestos tienen la misma fórmula molecular, pero distintas estructuras moleculares.

Se llaman isómeros a moléculas que tienen la misma fórmula molecular pero distinta estructura. En otras palabras, misma fórmula molecular pero distinta fórmula desarrollada y diferentes propiedades físicas y químicas.

Tipos de isomería

1. Estructural: de cadena y de posición
2. Funcional

Isomería estructural

Se refiere a dos o más compuestos, con la misma fórmula molecular, pero diferente acomodo de átomos en la fórmula y pueden ser:

- *Isomería de cadena*: se distinguen por la diferente estructura de las cadenas carbonadas. Un ejemplo de este tipo de isómeros son el butano y el 2-metilpropano.
- *Isómeros de posición*: el grupo funcional ocupa una posición diferente en cada isómero. El 2-pentanol y el 3-pentanol son isómeros de posición.

Isomería funcional

El grupo funcional es diferente. El 2-butanol y el dietil éter presentan la misma fórmula molecular, pero pertenecen a familias diferentes -alcohol y éter- por ello se clasifican como isómeros de función.⁴

Actividad 1. El carbono y los compuestos orgánicos.

Propósito: Conoce cómo por medio de la hibridación del carbono, se explica la estructura molecular de los compuestos orgánicos y sus isómeros, los tipos de enlaces que forman y cadenas que presentan, así como los tipos de fórmulas que se utilizan para representarlos.

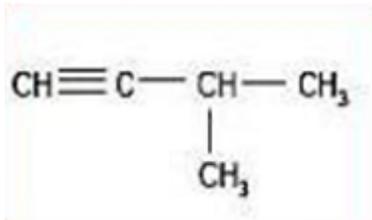
Instrucciones:

1. Utiliza los conocimientos de las lecturas Introducción a la química orgánica y el átomo de carbono y responde las siguientes preguntas:
 - Ciencia que estudia a los compuestos que contienen carbono.
 - ¿A partir de que compuestos inorgánicos, se preparó la urea?
 - ¿Cuáles son los principales elementos químicos en los compuestos orgánicos?
 - Escribe el nombre de tres sustancias orgánicas de uso diario.

⁴Colegio de Bachilleres del Estado de Sonora, *Química 2. Formación básica*. Segundo semestre. México, 2014, pág. 137.

2. Determina el tipo de hibridación que presenta cada átomo de carbono del compuesto de la **Imagen 4** y el tipo de cadena que es utilizado.

Imagen 4. Ejercicio



Fuente: <https://brainly.lat/tarea/17812197>

3. Si fuera necesario repasa nuevamente la lectura “Tipos de fórmulas” y realiza el ejercicio que se encuentra en el **ANEXO 2**.
4. Todas las actividades antes señaladas deberás realizarlas en tu cuaderno de trabajo y al concluir deberás guardarlas en tu portafolio de evidencias.

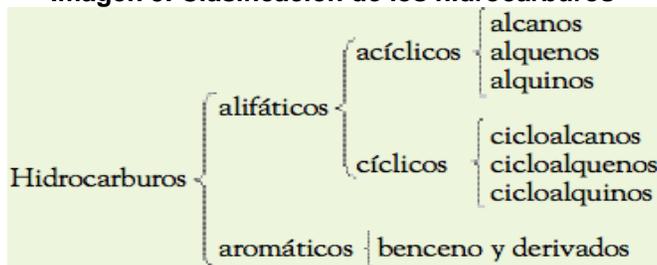
Nomenclatura de compuestos orgánicos y grupos funcionales de acuerdo a UIQPA (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada)

El carbono puede construir más compuestos que ningún otro elemento porque los átomos de carbono tienen la capacidad de formar enlaces carbono-carbono sencillos, dobles y triples y también de unirse entre sí formando cadenas o estructuras cíclicas.

Las clases de los compuestos orgánicos se distinguen de acuerdo con los grupos funcionales que contienen. Un grupo funcional es un grupo de átomos responsables del comportamiento químico de la molécula que lo contiene.

La mayor parte de los compuestos orgánicos se derivan de un grupo de compuestos conocidos como hidrocarburos debido a que están formados solo por hidrógeno y carbono. Con base en la estructura, los hidrocarburos se dividen en dos clases principales: alifáticos y aromáticos. Los hidrocarburos alifáticos no contienen el grupo benceno, en tanto los hidrocarburos aromáticos contienen uno o más anillos bencénicos⁵.

Imagen 5. Clasificación de los hidrocarburos



Fuente: <https://www.magnaplus.org/articulo/-/articulo/RT232/hidrocarburos-y-derivados-halogenados>

⁵ Chang, Raymond, Mc Graw-Hill. *Química*. México, 2007, pág.1004.

Reflexiona: ¿Por qué crees que es importante seguir un orden al escribir nuestro nombre completo? ¿Qué pasaría si cada uno de nosotros escribiéramos nuestro nombre como mejor nos parece?

Nomenclatura

Como te pudiste dar cuenta en la reflexión, es muy importante conocer y seguir las reglas para escribir y ordenar nuestro nombre. Este tipo de reglas se aplican para aprender a leer y escribir otro idioma, aplicar el lenguaje matemático y dentro de la química para dar nombre a los compuestos.

Alcanos: Conjunto de los compuestos orgánicos más sencillos, formados por carbono e hidrógeno. Se dice que están saturados porque cada molécula de carbono está enlazada con el máximo número posible de hidrógenos y su hibridación es siempre sp^3 .

Alquenos: Presentan uno o más enlaces dobles carbono-carbono en su molécula, pueden ser saturados o insaturados.

Alquinos: Tienen uno o más triples enlaces. Debido a su carácter insaturado son muy reactivos.

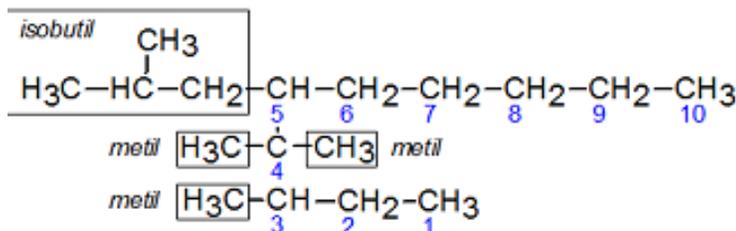
Tabla 5. Características de alcanos, alquenos y alquinos

Hidrocarburo	Alcano	Alqueno	Alquino
Fórmula general	C_nH_{2n+2}	C_nH_{2n}	C_nH_{2n-2}
Terminación	- ano	- eno	- ino
Tipo de enlace	Sencillo	Doble	Triple

Fuente: Elaboración propia

Pasos para dar nombre a los Alcanos

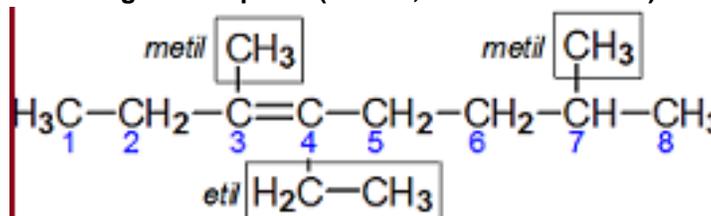
- Identifica la cadena más larga de carbonos y enciérrala.
- Numera los carbonos comenzando por el extremo en el que se encuentre la arborescencia más cercana.
- Encierra las arborescencias y coloca sus nombres. Utiliza la tabla de “radicales alquilo” que encuentras en el **ANEXO 3**.
- Organiza el nombre del compuesto: número-arborescencia por orden alfabético-cadena principal con terminación “ano”. Para dar nombre a la cadena de carbonos revisa el **ANEXO 2** “Tabla de prefijos”.
- Entre número y letra o letra y número se separan con un guión (-).
- Entre números se separan con una coma (,).
- Si el nombre de alguna arborescencia se repite más de una vez se utilizan los prefijos di, tri, tetra, penta, hexa, hepta, etc.

Ejemplo 3:**Imagen 6. Alcano (5-isobutil-3,4,4-trimetil-decano)**

Fuente: <https://www.quimicas.net/2015/05/ejemplos-de-alcanos.html>

Pasos para dar nombre a los Alquenos

- Identifica la cadena más larga de carbonos que incluya el doble enlace y enciérrala.
- Numera los carbonos comenzando por el extremo en el que se encuentre el doble enlace más cercano.
- Encierra las arborescencias y coloca sus nombres. Utiliza la tabla de “radicales alquilo” que encuentras en el **ANEXO 3**.
- Organiza el nombre del compuesto: número-arborescencia por orden alfabético-número de carbono del doble enlace-cadena principal con terminación “eno”. Para dar nombre a la cadena de carbonos revisa el **ANEXO 2** “Tabla de prefijos”.
- Entre número y letra o letra y número se separan con un guión (-).
- Entre números se separan con una coma (,).
- Si el nombre de alguna arborescencia se repite más de una vez se utilizan los prefijos di, tri, tetra, penta, hexa, hepta, etc.

Ejemplo 4:**Imagen 7. Alqueno (4-etil-3,7-dimetil-3-octeno)**

Fuente: <https://www.quimicas.net/2015/05/ejemplos-de-alquenos.html>

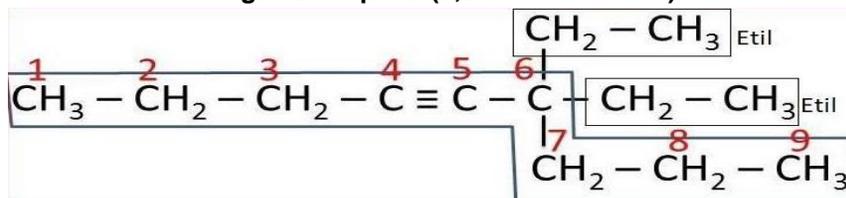
Pasos para dar nombre a los Alquinos

- Identifica la cadena más larga de carbonos que incluya el triple enlace y enciérrala.
- Numera los carbonos comenzando por el extremo en el que se encuentre el triple enlace más cercano.
- Encierra las arborescencias y coloca sus nombres. Utiliza la tabla de “radicales alquilo” que encuentras en el **ANEXO 3**.
- Organiza el nombre del compuesto: número-arborescencia por orden alfabético-número de carbono del triple enlace-cadena principal con terminación “ino”. Para dar nombre a la cadena de carbonos revisa el **ANEXO 2** “Tabla de prefijos”.
- Entre número y letra o letra y número se separan con un guión (-).
- Entre números se separan con una coma (,).

- g) Si el nombre de alguna arborescencia se repite más de una vez se utilizan los prefijos di, tri, tetra, penta, hexa, hepta, etc.

Ejemplo 5:

Imagen 8. Alquino (6,6-dietil-4-nonino)

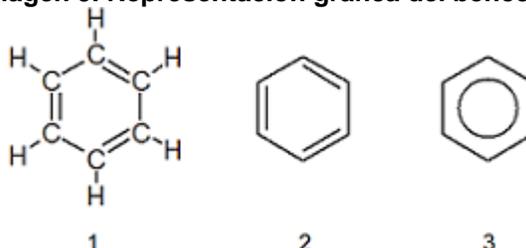


Fuente: <https://www.youtube.com/watch?v=uWMNihqH3s>.

Hidrocarburos Aromáticos

Conjunto de hidrocarburos con estructuras cíclicas no saturadas. Todos ellos pueden considerarse derivados del benceno. El término aromático hace referencia a los intensos olores, normalmente agradables, que desprenden estos compuestos. Algunos están constituidos por dos o más anillos de benceno condensados y son conocidos como compuestos aromáticos policíclicos. Son muy inflamables, insolubles en agua y solubles en disolventes orgánicos.

Imagen 9. Representación gráfica del benceno



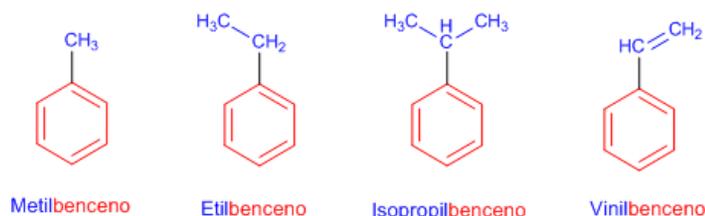
Fuente: <https://ar.pinterest.com/pin/299770918933148204/>

Pasos para nombrar a los hidrocarburos aromáticos.

- a) Cuando el benceno solo lleva un radical (monosustituidos), se escribe el nombre del radical seguido de la palabra benceno. Revisar el **ANEXO 3** para ver los nombres de los radicales.

Ejemplo 6

Imagen 10. Benceno monosustituido

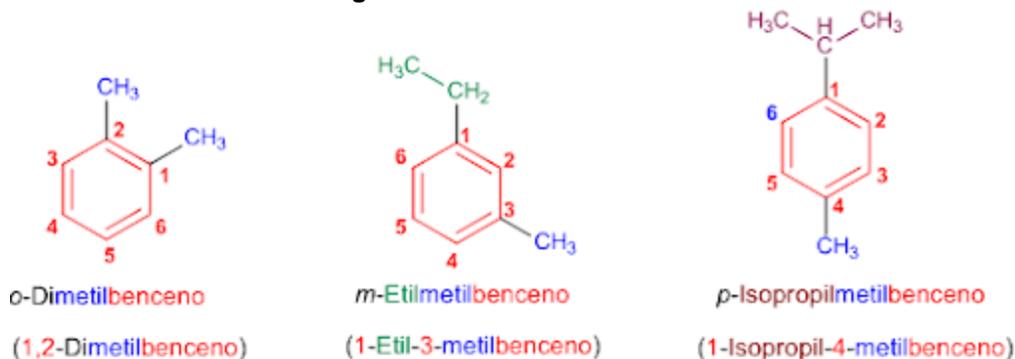


Fuente: <http://www.quimicaorganica.net/reglas-nomenclatura-benceno.html>

- b) Si el benceno tiene dos radicales (disustituido), se indica la posición de los radicales utilizando los prefijos o- (orto-) 1,2-, m- (meta-) 1,3- y p- (para-) 1,4.

Ejemplo 7:

Imagen 11. Benceno disustituido

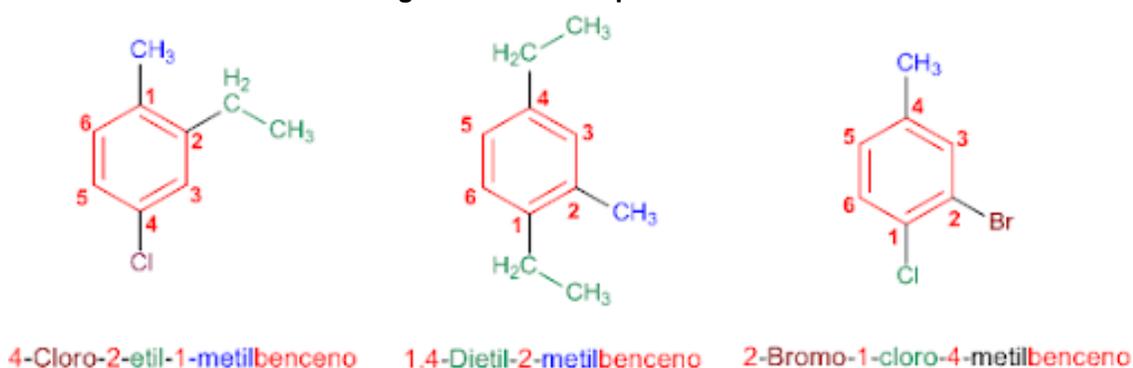


Fuente: <http://www.quimicaorganica.net/reglas-nomenclatura-benceno.html>

- c) Si el benceno tiene más de dos radicales, se deben numerar los carbonos del anillo de tal manera que los radicales ocupen las posiciones menores. Los radicales deben acomodarse en orden alfabético.

Ejemplo 8:

Imagen 12. Benceno polisustituido



Fuente: <http://www.quimicaorganica.net/reglas-nomenclatura-benceno.html>

Alcoholes

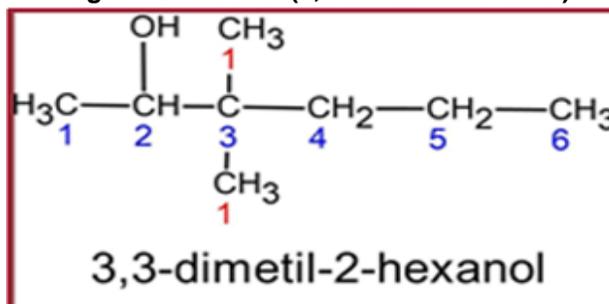
Contienen el grupo funcional hidroxilo (-OH) unido al átomo de carbono. Para dar nombre a los alcoholes, se siguen las mismas reglas que para los hidrocarburos.

- Encuentra la cadena principal que contiene el grupo funcional -OH.
- Numera la cadena principal iniciando del lado que esté más próximo el -OH.
- Indica el número de carbono en el que se encuentra el -OH.
- Utiliza la terminación -ol.
- Si se presentan más de un grupo funcional -OH, entre el nombre de la cadena y la terminación -ol se agregan los prefijos (di, tri, tetra, etc.) dependiendo el número de -OH

que tenga el compuesto. Por ejemplo, en una cadena de 5 carbonos y con dos -OH, tendrías que escribir -penta *di* ol.

Ejemplo 9:

Imagen 13. Alcohol (3,3-dimetil-2-hexanol)



Fuente: <https://brainly.lat/tarea/17464275>

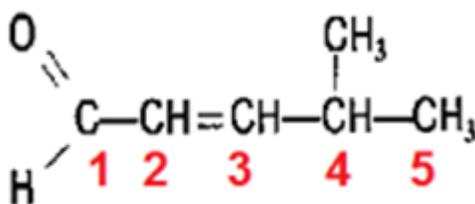
Aldehídos

Estos compuestos contienen el grupo funcional carbonilo (C = O) en el extremo de la cadena de carbonos. Para dar nombre a los aldehídos se siguen las mismas reglas que para los hidrocarburos.

- Encuentra la cadena principal que contiene el grupo funcional C = O.
- Numera la cadena principal, el carbono del grupo funcional siempre recibe el número uno.
- Utiliza la terminación -al.

Ejemplo 10:

Imagen 14. Aldehídos (4-metil-2-pentanal)

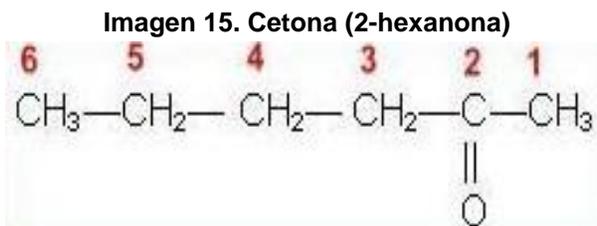


Fuente: <https://quimicaencasa.com/aldehidos-ejercicios-resueltos/>

Cetonas

Contienen un grupo funcional carbonilo (R - CO - R), el cual no puede estar al final o al inicio de la cadena ya que se encuentra unido a dos átomos de carbono. Para dar nombre a las cetonas se siguen las mismas reglas que para los hidrocarburos.

- Encuentra la cadena principal que contiene el grupo funcional R - CO - R.
- Numera la cadena principal, se debe iniciar por el lado que quede más próximo el grupo funcional.
- Indica la posición del grupo funcional y se utiliza la terminación -ona.

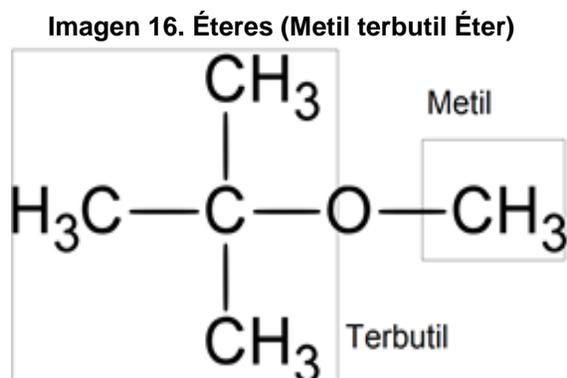
Ejemplo 11:

Fuente: <http://compuestosorganicos203.blogspot.com/2012/06/cetonas.html>

Éteres

Los éteres se pueden considerar como un derivado de los alcoholes, se sustituye el radical -OH por un alquil. Su grupo funcional es (R₁ - O - R₂). Para la nomenclatura común se siguen los siguientes pasos:

- Identifica y nombra los radicales y escríbelos en orden alfabético.
- Para finalizar escribe la palabra éter.

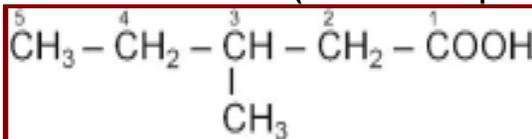
Ejemplo 12:

Fuente: https://es.wikipedia.org/wiki/Metil_ter-butil_%C3%A9ter

Ácidos Carboxílicos

Estos compuestos poseen un grupo carboxílico (-COOH). Los alcoholes y los aldehídos en condiciones apropiadas se pueden oxidar hasta convertirse en ácidos carboxílicos. Para dar nombre a los ácidos carboxílicos se siguen las mismas reglas que para los hidrocarburos.

- Encuentra la cadena principal que contiene el grupo funcional R - COOH.
- Numera la cadena principal, el carbono del grupo funcional siempre recibe el número uno.
- Se inicia con la palabra "ácido" seguido del nombre de la cadena dependiendo el número de carbonos y se agrega la terminación -oico.

Ejemplo 13:**Imagen 17. Ácido Carboxílico (Ácido-3-metil-pentanoico)**

Fuente: <https://www.dgb.sep.gob.mx/servicios-educativos/telebachillerato/LIBROS/2-semester-2016/Quimica-II.pdf>

Ésteres

Su grupo funcional es (R - COO - R). Son muy comunes, se utilizan para aromatizantes y perfumes. Para dar nombre a los ésteres se siguen las siguientes reglas:

- Encuentra la cadena principal que contiene el grupo funcional (R - COO - R).
- Numera la cadena principal, el carbono del grupo funcional siempre recibe el número uno.
- Primero se nombra la cadena principal, que es la parte donde se encuentra el grupo funcional. Utilizando el prefijo que corresponde al número de carbonos con terminación -ato.
- Para finalizar escribe el nombre del radical presente con terminación -ilo.

Ejemplo 14:**Imagen 18. Ésteres**

Fuente: http://centros.edu.xunta.es/iesasardineira/web_CS/qo/nomenclatura/nomenorgan/oxigenados/esteres.php

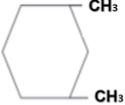
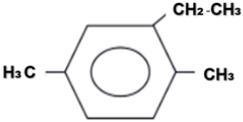
Actividad 2. Nomenclatura de compuestos orgánicos y grupos funcionales

Propósito: Identifica los grupos funcionales para aplicar las reglas de nomenclatura de la UIQPA (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) para nombrar los compuestos orgánicos.

Instrucciones:

- El siguiente cuadro deberá ser copiado en tu cuaderno de trabajo y presentado en tu portafolio de evidencias.
- Con base a la información adquirida en la lectura de “Nomenclatura de compuestos orgánicos y grupos funcionales” utiliza las reglas de nomenclatura de la **UIQPA** para nombrar a los siguientes compuestos.

Imagen 19. Ejercicio de nomenclatura

Fórmula semidesarrollada	Nombre del hidrocarburo	Fórmula semidesarrollada	Nombre del hidrocarburo
$\begin{array}{c} \text{CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3 \\ \\ \text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$		$\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	
$\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$		$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}-\text{C}=\text{CH}_2 \\ \qquad \qquad \\ \text{CH}_2-\text{CH}_3 \qquad \text{CH}_3 \end{array}$	
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \qquad \text{CH}_2\text{-CH}_3 \\ \qquad \qquad \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{CH}_2-\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \\ \qquad \qquad \\ \text{CH}_3 \qquad \text{CH}_3 \end{array}$		$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{C}-\text{CH}_3 \\ \qquad \qquad \\ \text{C}\equiv\text{CH} \qquad \text{CH}_3 \end{array}$	
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{CH}=\text{CH}-\text{C}=\text{CH}_2 \\ \qquad \qquad \\ \text{CH}_3 \qquad \text{CH}_2-\text{CH}_3 \end{array}$			
$\begin{array}{c} \text{CH}_2\text{-CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ \qquad \qquad \\ \text{CH}_3 \qquad \text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \end{array}$			

Fuente: Elaboración propia a partir de: <https://www.dgb.sep.gob.mx/servicios-educativos/telebachillerato/LIBROS/2- semestre-2016/Quimica-II.pdf>

3. Ya que conoces las reglas de nomenclatura para hidrocarburos y para algunos de los grupos funcionales. Complementa tus conocimientos y revisando el **ANEXO 4**

Para continuar con nuestro aprendizaje sobre macromoléculas, te invitamos a revisar el siguiente texto.

Macromoléculas sintéticas

Importancia y clasificación de las macromoléculas sintéticas

¿Sabías que el vasto campo de la química orgánica comprende la composición de todos los organismos vivos y una cantidad de otros materiales sintéticos que se usan diariamente? Como ejemplo de materiales orgánicos y que demuestran su importancia se tiene: combustibles (gasolina, gasoil), telas (nylon, rayón), alimentos (grasas, proteínas, carbohidratos), productos de madera y de papel, pinturas y barnices, plásticos, medicamentos, colorantes, jabones y detergentes, productos de caucho, cosméticos, explosivos y muchos otros que usamos en nuestra vida diaria y en la industria.

Sin embargo, resulta importante mencionar los problemas ambientales que surgen del uso y abuso de los compuestos orgánicos, especialmente sintéticos, como los plásticos que no son biodegradables y resisten la desintegración bacteriana por lo que persisten como agentes contaminantes del agua y del suelo, durante mucho tiempo.

Muchos detergentes tampoco son biodegradables, provocando graves problemas de espumas en ríos y lagos. Algunos plaguicidas y otros compuestos orgánicos industriales no son biodegradables, resultando muy tóxicos para los animales y las plantas.

El uso excesivo de los combustibles fósiles como el petróleo, gas natural y carbón ha desencadenado el denominado efecto invernadero por aumento del dióxido de carbono en la

atmósfera, lo que impide que la energía calorífica sea reflejada nuevamente al espacio con el consecuente aumento de la temperatura en la Tierra debido a la alteración del balance energético en el planeta.

Estos problemas ambientales demuestran la importancia del uso racional de los compuestos orgánicos, así como la necesidad de nuevas tecnologías y normativas que reduzcan su impacto sobre el ambiente.

Los polímeros son un tipo de macromoléculas constituidas por cadenas de unidades más simples, llamadas monómeros, unidas entre sí mediante enlaces covalentes. Su nombre, de hecho, proviene del griego *polys* (“muchos”) y *meros* (“segmento”).

Generalmente son moléculas orgánicas de enorme importancia tanto en el mundo natural como en el industrial del ser humano. Entre ellas se incluyen el ADN en nuestras células o el almidón de las plantas, hasta el nailon y la mayoría de los plásticos.

A finales del siglo XIX e inicios del XX se descubrió cómo manipularlos. Así se revolucionó para siempre el manejo de materiales por parte de la humanidad.

Un polímero de adición puede definirse como una gran molécula formada por la adición de un elevado número de moléculas simples (monómeros) de uno o más alquenos por rotura de dobles enlaces. Estos polímeros son muy inertes a los agentes químicos, aunque es algo sensible a la oxidación provocada por rayos ultravioleta.

La polimerización por condensación es una reacción química de crecimiento por pasos, en la que se combinan dos o más monómeros (moléculas pequeñas), con la formación de un subproducto cada que se unen dos monómeros. En muchos casos, este subproducto es agua u otra sustancia simple a esta reacción se le conoce como reacción de condensación. A diferencia de los polímeros de condensación, los de adición no pierden estos átomos debido a que se forman de monómeros insaturados.

“El hombre es dueño de su destino y su destino es la tierra y él mismo la está destruyendo hasta quedarse sin destino” fue una de las frases de la famosa pintora Frida Kahlo, y es que hoy en día, hablar de contaminación ambiental y el cuidado del medio ambiente es relevante y preocupante cada año. Escuchamos día a día como nuestro planeta se va llenando de toneladas de basura que no solamente afecta a la flora y fauna, sino que también nos afecta a nosotros mismos. No cabe duda que el plástico, o mejor dicho *polímero*, es uno de los principales contaminantes en el siglo XXI y ha causado mucha polémica en los últimos años debido a cifras impresionantes de contaminación debido a este. Pero ¿qué tanto sabemos acerca de los polímeros? ¿Cómo afecta este material al medio ambiente y cómo se podría frenar su contaminación?

Actividad 3: Macromoléculas sintéticas

Propósito: Identifica los polímeros sintéticos en tu contexto y el impacto ambiental de compuestos orgánicos sintéticos, así como su importancia tanto en lo social como en la economía del mundo.

Instrucciones:

1. Para la realización de esta actividad es indispensable que hayas comprendido la información correspondiente a Macromoléculas sintéticas.

2. Escribe en la **tabla 6** lo que se te pide: Menciona 5 artículos o productos que observes en tu vida diaria como ejemplos de polímeros.

Tabla 6. Polímeros

Número	Artículo o producto considerado como polímero

Elaboración propia

3. Escribe tres características de polímero de adición y de polímero de condensación. En la **tabla 7**. **Consultar:** Colegio de Bachilleres del Estado de Sonora, *Química 2. Formación básica*. Segundo semestre. México, 2014, pág. 170.

Tabla 7. Polímero de adición y de polímero de condensación

Características de polímero de adición	Características de polímero de condensación

Elaboración propia

4. Elabora un ensayo donde reflexiones sobre algunos daños ocurridos al planeta por el mal uso de macromoléculas sintéticas y aporta una posible acción para mitigar estos daños.

Macromoléculas naturales

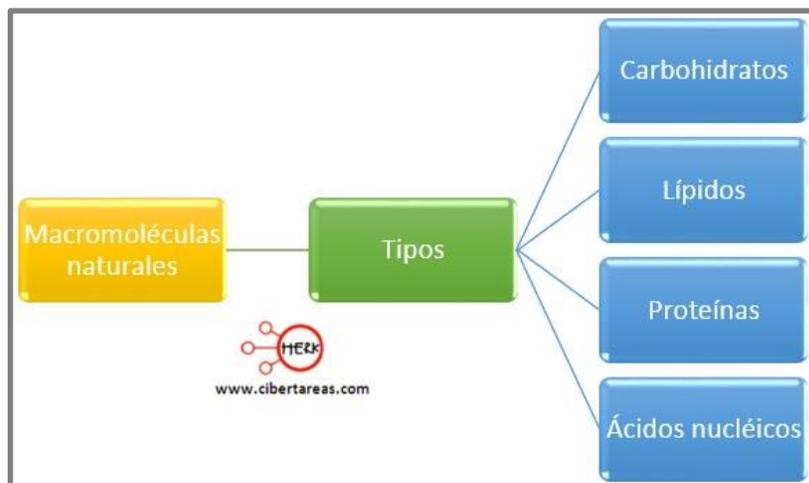
Importancia de las Macromoléculas Naturales.

Todos los seres vivos estamos constituidos de agua, moléculas orgánicas simples, moléculas orgánicas complejas y algunos elementos y sales inorgánicas. Las macromoléculas son vitales en el ser humano, ya que gracias a ellas el organismo realiza una gran cantidad de funciones para su desarrollo y supervivencia

Por ejemplo, cuando corres o juegas, estudias, caminas, pláticas, ¡incluso cuando duermes!, el organismo depende de la energía. Esta energía se obtiene del consumo diario de alimentos y mediante procesos metabólicos que suceden en el interior del organismo.

La mayoría de los compuestos del carbono que constituyen a los seres vivos pertenecen al grupo de las macromoléculas naturales, que son, como ya habíamos dicho, estructuras grandes y complejas, pero se encuentran generalmente en productos naturales de origen animal y vegetal.

Imagen 20: Tipos de macromoléculas naturales



Fuente: <https://cibertareas.info/macromoleculas-naturales-quimica-2.html#gallery>

Carbohidratos

Es casi seguro que te gustaría saborear un rico café con azúcar o miel, un chocolate, un pan de dulce, incluso una tortilla o un plato de cereal. Todos estos alimentos nos gustan porque tienen un sabor dulce y agradable.

¿Y qué pensarías si te dijeran que todos estos productos naturales que hemos mencionado son llamados en forma trivial azúcares? Tanto en Biología como en Química son llamados carbohidratos

Los carbohidratos son moléculas formadas principalmente por átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno. También son llamados glúcidos o hidratos de carbono y son la principal fuente de energía, se clasifican en:

a) Los monosacáridos son los azúcares más simples, están formados por una sola molécula y generalmente son responsables del sabor dulce de las frutas. Son solubles en agua y nuestro cuerpo los absorbe con rapidez, son los responsables de la producción de energía, y su absorción induce la síntesis de la hormona insulina que regula la concentración de glucosa en la sangre, los monosacáridos (azúcares) más importantes son:

- **Pentosas:** entre las más importantes se encuentran la ribosa y la desoxirribosa, que son parte de la estructura de los ácidos nucleicos, ARN y ADN, y son responsables de transmitir la información genética en los seres vivos.
- **Hexosas:** algunas de las hexosas de mayor relevancia biológica son la glucosa, galactosa y fructosa, carbohidratos presentes en las frutas, la miel y las verduras. Estos azúcares son isómeros uno del otro, su fórmula general es $C_6H_{12}O_6$, pero presentan diferente acomodo de sus átomos y, por lo tanto, tienen propiedades químicas distintas.

b) Los disacáridos: Son carbohidratos que resultan de la unión de dos moléculas mediante un enlace llamado glucosídico, son los azúcares que consumimos cuando comemos pasteles dulces y bebidas endulzadas con azúcar de mesa.

c) Polisacáridos: Son carbohidratos formados por la unión de cientos o miles de monosacáridos a través del enlace glucosídico, debido a ello, su masa molecular puede alcanzar valores mayores a un millón de una (unidades de masa atómica) tienen como función el almacenamiento de energía en los seres vivos.

Imagen 21: Clasificación de los carbohidratos



Fuente: <https://es.slideshare.net/pcnurlon/biologia-carbohidratos>

Lípidos

Están formados por ácidos grasos. Se pueden encontrar de cuatro tipos, dependiendo de su densidad:

Saturados: son los más sólidos a temperatura ambiente (por ejemplo, los que contiene la mantequilla). Son los denominados grasas "trans".

Los insaturados son esenciales para el correcto funcionamiento de nuestro cuerpo y deben ser aportados en cantidades suficientes con los alimentos. Su falta se asocia con las enfermedades coronarias y una concentración elevada de colesterol en sangre.

Mono insaturados: en el punto medio de solidez (por ejemplo, el aceite de oliva).

Poliinsaturados: los más líquidos. Dentro de este último grupo, los más populares son el linoleico en aceites de semillas, y el linolénico en pescado.

Estos dos ácidos grasos son esenciales, es decir, el organismo no los fabrica, con lo que es necesario ingerirlos.

Imagen 22: Clasificación de los lípidos



Fuente: <http://biomodel.uah.es/model2/lip/acgr-salud.htm>

Proteínas

Las proteínas también tienen una disposición en el espacio o estructura tridimensional, ésta es muy compleja y depende de la secuencia de los aminoácidos, de los puentes de hidrógeno, las atracciones electrostáticas y las interacciones entre las cadenas de aminoácidos y puede estudiarse a diferentes niveles.

Primaria: cantidad de aminoácidos y orden específico en el que se unen.

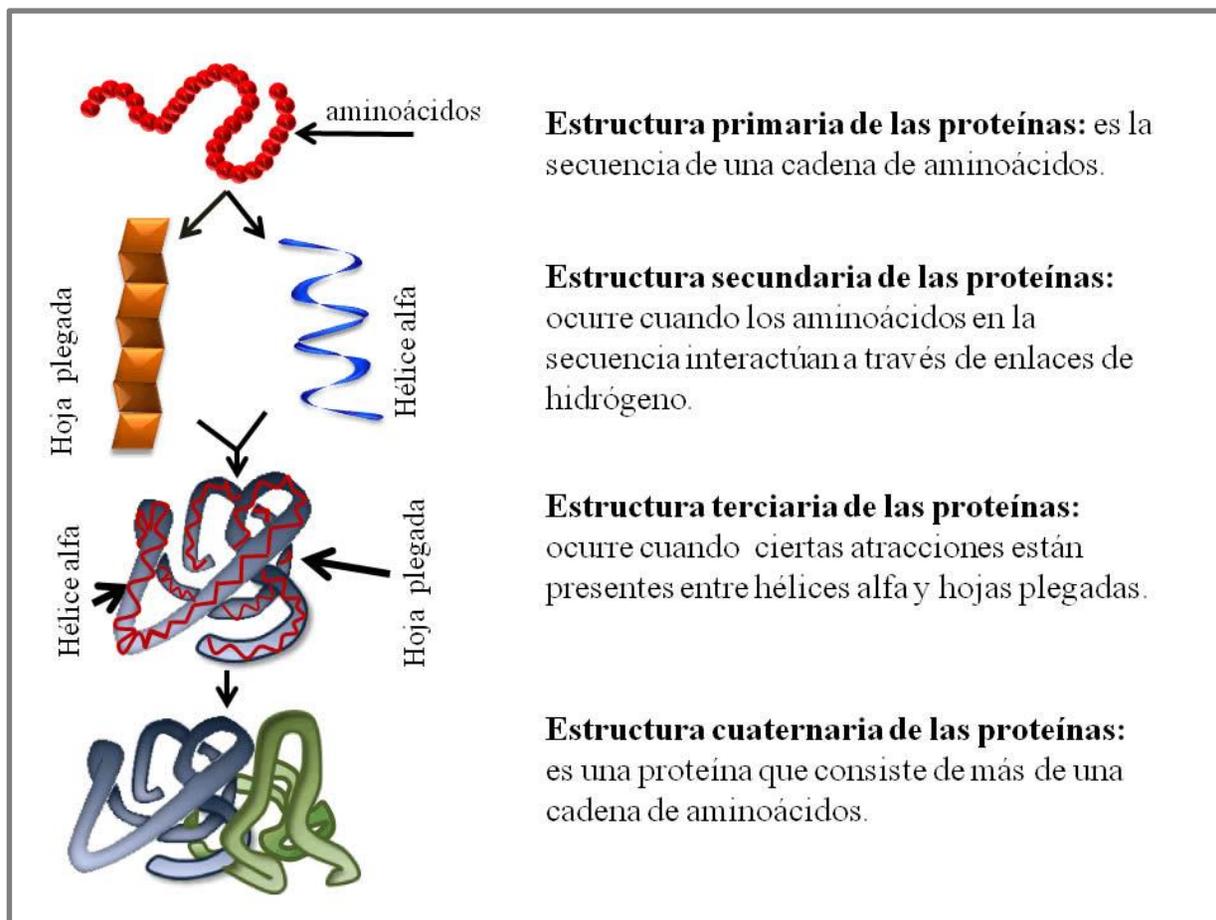
Secundaria: resulta de la formación de puentes de hidrógeno entre distintos aminoácidos de la misma o diferente cadena, originando una forma espiral.

Terciaria: las proteínas sufren plegamientos, ocasionan que la molécula adopte una estructura tridimensional, los pliegues se deben a ciertos aminoácidos como la prolina, serina, la cisteína, la isoleucina o el triptófano.

Cuaternaria: se forma por la unión de dos cadenas de polipéptidos.

Las proteínas son esenciales en la dieta. Los aminoácidos que las forman pueden ser esenciales o no esenciales. En el caso de los primeros, no los puede producir el cuerpo por sí mismo, por lo que tienen que adquirirse a través de la alimentación. Son especialmente necesarias en personas que se encuentran en edad de crecimiento como niños y adolescentes y también en mujeres embarazadas, ya que hacen posible la producción de células nuevas.

Imagen 23: Clasificación de las proteínas según su estructura



Estructura primaria de las proteínas: es la secuencia de una cadena de aminoácidos.

Estructura secundaria de las proteínas: ocurre cuando los aminoácidos en la secuencia interactúan a través de enlaces de hidrógeno.

Estructura terciaria de las proteínas: ocurre cuando ciertas atracciones están presentes entre hélices alfa y hojas plegadas.

Estructura cuaternaria de las proteínas: es una proteína que consiste de más de una cadena de aminoácidos.

Fuente: <https://sites.google.com/site/comision12pivucs/comision-12/caso-8-se-me-fue-la-mano/2-objetivo-que-son-la-proteinas?tmpl=%2Fsystem%2Fapp%2Ftemplates%2Fprint%2F&show>.

Ácidos nucleicos:

Los ácidos nucleicos están constituidos por nucleótidos que se generan a partir de la unión entre un grupo fosfato, una base nitrogenada y una pentosa.

El grupo fosfato brinda el carácter ácido al ADN y al ARN.

Las bases nitrogenadas poseen la información genética del individuo. Son cíclicas, aromáticas, y tienen la propiedad de ser insolubles en agua, lo que les permite generar las interacciones hidrófobas que otorgan al ADN la estructura tridimensional.

La pentosa presenta dos tipos de azúcares: la ribosa, que se encuentra en el ARN, y la desoxirribosa, componente del ADN.

De esta manera, la unión entre una base nitrogenada y una pentosa dará origen a los nucleósidos. Y la unión entre esta y el grupo fosfato generará el nucleótido que producirá el ácido nucleico.

Funciones de los ácidos nucleicos

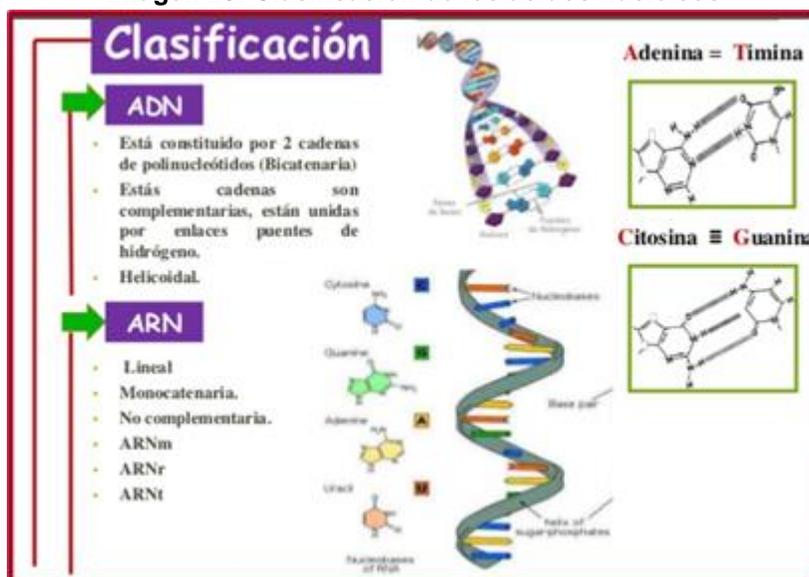
Con base en su tipología y clasificación, las funciones de los ácidos nucleicos son:

ADN: almacena la información genética para la transmisión de una generación a otra, mediante la división celular (meiosis o mitosis).

ARN: interviene durante la transmisión de la información del ADN al comportamiento de las células. Se clasifica en:

- ARNm** (mensajero): porta la información genética hasta el citoplasma para comenzar con la síntesis de proteínas.
- ARNt** (transferencia): capta los aminoácidos del ARNm y los lleva a los ribosomas. Una vez allí, coloca los aminoácidos en la posición adecuada, según le haya indicado el ARNm.
- ARNr** (ribosómico): está ubicado en el ribosoma y su función es el empaquetamiento de las proteínas para finalizar su síntesis.

Imagen 23: Clasificación de los ácidos nucleicos



Fuente: <https://www.slideshare.net/MiguelAngelGuillenPo/cidos-nucleicos-65409838>

Actividad 4: Macromoléculas naturales.

Propósito: Identifica los alimentos que contienen carbohidratos o productos que sean carbohidratos, las características de los lípidos, las estructuras de las proteínas y los tipos de ácidos nucleicos.

Instrucciones:

1. Copia la **tabla 8** en tu cuaderno y con base a los conocimientos adquiridos del texto anterior, menciona 5 productos naturales que por su sabor consideres contienen carbohidratos.

Tabla 8. Alimentos que contienen carbohidratos:

1	
2	
3	
4	
5	

Elaboración propia

2. Relaciona ambas columnas y escribe dentro del paréntesis el número que corresponda a cada clasificación de carbohidrato.

Glucógeno	()	
Sacarosa	()	
Fructosa	()	1. Monosacárido
Almidón	()	
Lactosa	()	
Celulosa	()	2. Disacárido
Glucosa	()	
Ribosa	()	
Maltosa	()	3. Polisacárido
Galactosa	()	

3. Analizando la información anteriormente presentada en los textos y contesta las siguientes preguntas.
 - a) ¿Qué ácidos grasos son líquidos a temperatura ambiente?
 - b) ¿Qué relación existe entre el punto de fusión de un ácido graso y la cantidad de insaturaciones que presenta?

c) A partir de los contenidos aprendidos de lípidos, si alguien te pregunta: ¿Qué lípidos son más recomendables consumir?, ¿tú qué le recomendarías?, ¿y por qué?

4. Con la información proporcionada anteriormente construye un cuadro comparativo de las estructuras de las proteínas.

Primarias	Secundarias	Terciarias	Cuaternarias

5. Después de reflexionar la información antes presentada construye en el cuaderno un dibujo donde se observen los dos tipos de ácidos nucleicos.
6. Recuerda que las actividades deben ser realizadas en tu cuaderno de trabajo y al concluir las debes integrarlas al portafolio de evidencias.

Autoevaluación

Llegó el momento de autoevaluarse, lee con atención y marca con una “X” el recuadro que represente tu nivel de avance con respecto a los contenidos abordados en este bloque.

Nivel de avance				
Contenidos	Muy bien	Bien	Suficiente	Insuficiente
Reconoces la configuración electrónica y geométrica molecular del carbono.				
Conoces las características, propiedades físicas y nomenclatura general de los compuestos orgánicos.				
Identificas los conceptos de monómero, polímero y macromoléculas.				
Distingues las características de macromoléculas naturales y sintéticas.				
Reconoces la importancia de las macromoléculas naturales en tu vida cotidiana.				

Fuente: Elaboración propia a partir de: <https://www.dgb.sep.gob.mx/servicios-educativos/telebachillerato/LIBROS/2-semester-2016/Quimica-II.pdf>

Fuentes de consulta

- Raymod Chang, *Química General*. México, Mc Graw-Hill, 2007.
- Colegio de Bachilleres del Estado de Sonora, *Química 2. Formación básica*. Segundo semestre. México, 2014.
- Víctor Manuel Ramírez Regalado, *Bachillerato general Química II*, México, Ed. Patria, 2009.
- González Pérez, P., & Uriarte Zambrano, M, *Química II*, 2015, Recuperado de: <https://www.dgb.sep.gob.mx/servicios-educativos/telebachillerato/LIBROS/2-semester-2016/Quimica-II.pdf>
- María Estela Raffino. *Polímeros*. Argentina. Última edición: 29 de julio de 2020. Disponible en: <https://concepto.de/polimeros/>.
- <https://prezi.com/aibk3y8ynirr/polimeros-de-adicion-y-condensacion/> (Consultado el 3 de diciembre del 2020).

ANEXOS

ANEXO 1. Tipos de fórmulas

En tu cuaderno de trabajo copia y completa la tabla escribiendo las fórmulas faltantes. Revisa el ejemplo que se encuentra en el primer renglón.

Fórmula Condensada	Fórmula Semidesarrollada	Fórmula Desarrollada
C_2H_4	$CH_2 - CH_2$	$\begin{array}{c} H & H \\ & \\ H-C & -C-H \end{array}$
	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$	
		$\begin{array}{ccccccc} H & H & H & H & H & H & H \\ & & & & & & \\ H-C & -C & -C & -C & -C & -C & -C-H \\ & & & & & & \\ H & H & H & H & H & H & H \end{array}$
C_8H_{18}		
	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$	
		$\begin{array}{ccccccc} H & H & H & H & H & H & H \\ & & & & & & \\ H-C & -C & -C & -C & -C & -C & -C-H \\ & & & & & & \\ H & H & H & H & H & H & H \end{array}$
CH_4		

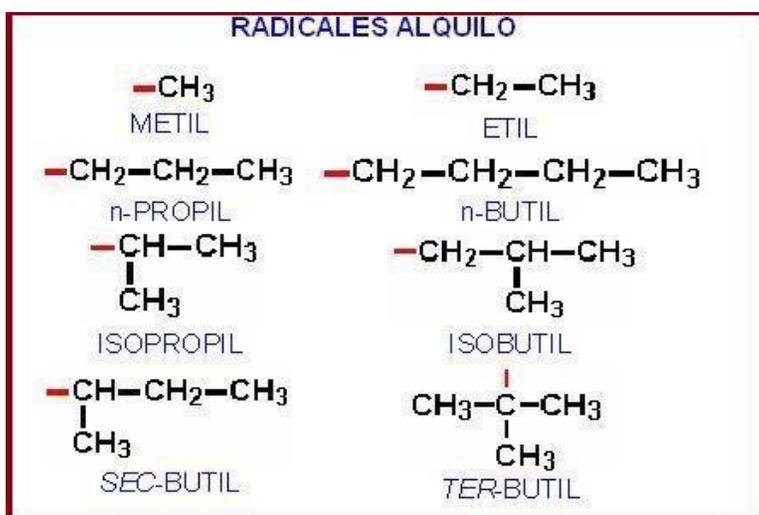
Elaboración propia

ANEXO 2. Tabla de prefijos

Prefijos que determinan el número de carbonos en la cadena principal, su aplicación para hidrocarburos saturados o alcanos			
Prefijo o raíz del numeral	Número de carbonos	Nombre del alcano	Fórmula del alcano
Met	1	Metano	CH ₄
Et	2	Etano	CH ₃ -CH ₃
Prop	3	Propano	CH ₃ -CH ₂ -CH ₃
But	4	Butano	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃
Pent	5	Pentano	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃
Hex	6	Hexano	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃
Hept	7	Heptano	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃
Oct	8	Octano	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃
Non	9	Nonano	CH ₃ -CH ₂ -CH ₃
Dec	10	Decano	CH ₃ -CH ₂ -CH ₃
Eicos	20	Eicosano	CH ₃ -(CH ₂) ₁₈ -CH ₃
Uneicos	21	Uneicosano	CH ₃ -(CH ₂) ₁₉ -CH ₃
Triacot	30	Triacotano	CH ₃ -(CH ₂) ₂₈ -CH ₃
Tetracont	40	Tetracontano	CH ₃ -(CH ₂) ₃₈ -CH ₃
Pentacont	50	Pentacontano	CH ₃ -(CH ₂) ₄₈ -CH ₃
Centuri	100	Centuriano	CH ₃ -(CH ₂) ₉₈ -CH ₃

Fuente: <https://www.dgb.sep.gob.mx/servicios-educativos/telebachillerato/LIBROS/2-semester-2016/Quimica-II.pdf>

ANEXO 3. Tabla de radicales alquilo



Fuente: <https://app.emaze.com/@AFZFRWTR#7>

ANEXO 4. Grupos Funcionales

Función química	Fórmula	Terminación	Ejemplo	
			Fórmula	Nomenclatura
Alcohol	$R - OH$	Alcanol	$CH_3 - OH$	Metanol
Aldehído	$R - \underset{\text{H}}{\overset{\text{O}}{\parallel}}{C}$	Alcanal	$CH_3 - \underset{\text{H}}{\overset{\text{O}}{\parallel}}{C}$	Etanal
Cetona	$R - \underset{\text{R}}{\overset{\text{O}}{\parallel}}{C}$	Alcanona	$CH_3 - \underset{\text{CH}_3}{\overset{\text{O}}{\parallel}}{C}$	Propanona/ Acetona
Éter	$R - O - R$	Alcano- oxi- alcanol / Éter alcanol	$H_3C - O - CH_3$	Metil oxi metil/ éter metílico
Ácido carboxílico	$R - \underset{\text{OH}}{\overset{\text{O}}{\parallel}}{C}$	Ácido alcanóico	$CH_3 - \underset{\text{OH}}{\overset{\text{O}}{\parallel}}{C}$	Ácido etanoico
Éster	$R - \underset{\text{OR}}{\overset{\text{O}}{\parallel}}{C}$	Alcanoato de alquilo	$CH_3 - \underset{\text{OCH}_3}{\overset{\text{O}}{\parallel}}{C}$	Etanoato de metil /Acetato de metil
Amida	$R - \underset{\text{NH}_2}{\overset{\text{O}}{\parallel}}{C}$	Alcano amida	$CH_3 - \underset{\text{NH}_2}{\overset{\text{O}}{\parallel}}{C}$	Etanamida/ Acetamida
Amina	$R - NH_2$	Alquil amina	$CH_3 - CH_2 - NH_2$	Etil amina

Fuente: <https://www.dgb.sep.gob.mx/servicios-educativos/telebachillerato/LIBROS/2- semestre-2016/Quimica-II.pdf>

Para saber más

En las siguientes referencias puedes encontrar información, para profundizar sobre los temas abordados en el bloque III

- Víctor Manuel Ramírez Regalado, *Bachillerato general Química II*, México, Ed. Patria, 2009.
- Colegio de Bachilleres del Estado de Sonora, *Química 2. Formación básica*. Segundo semestre. México, 2014.
- González Pérez, P., & Uriarte Zambrano, M, *Química II*, 2015, Recuperado de: <https://www.dgb.sep.gob.mx/servicios-educativos/telebachillerato/LIBROS/2- semestre-2016/Quimica-II.pdf>
- <https://www.youtube.com/watch?v=KO0uICDv-OY> (Consultado el 6 de diciembre del 2020).

Créditos

Personal docente elaborador:

Ariana Lizeth Villa Reyes
Avelino Orihuela Bustos
Fabiola Herrera Rodríguez
Jesús Alberto Ruíz López
Laura Patricia Molina González
Ana Paola Renteria Montoya

Personal docente revisor:

Ana Luisa Salomé Camacho Ojeda
Epifanía Santiago Teodoro
Lázaro Astudillo Peralta
Rosa Ma. Gabriel Sánchez

Coordinación y Edición:

Personal de la Dirección de Coordinación Académica, DGB.

La Dirección General del Bachillerato en conjunto con los Colegios de Bachilleres Estatales, derivado de la emergencia sanitaria mundial y con la finalidad de disminuir las brechas de desigualdad, elaboraron las Guías Pedagógicas de apoyo a la labor docente apegadas a los planes y programas de estudio aprobados para la Educación Media Superior, las cuales son de creación libre, divulgadas y reproducidas en formatos impresos y digitales.

Este material persigue el noble fin de la divulgación científica, cultural y artística, así como el de la promoción lectora. Sin embargo, los contenidos están sujetos a la normativa de propiedad intelectual correspondiente. El uso de dichos materiales es exclusivamente con propósitos académicos, sin fines de lucro y justificado en la demanda del quehacer educativo responsable y ético. Para lo cual es importante hacer la mención del autor, página y obra citada correspondiente en todo momento que se utilice esta Guía Pedagógica. Esto con la finalidad de no infringir lo establecido en la Ley Federal del Derecho de Autor y en la Ley de la Propiedad Industrial, siendo los derechos de los creadores de los materiales indivisibles, por lo que se prohíbe su venta.

SEP
SECRETARÍA DE
EDUCACIÓN PÚBLICA



MARÍA DE LOS ÁNGELES CORTÉS BASURTO
DIRECTORA GENERAL DEL BACHILLERATO

IXCHEL VALENCIA JUÁREZ
DIRECCIÓN DE COORDINACIÓN ACADÉMICA

Secretaría de Educación Pública
Dirección General Del Bachillerato
Ciudad de México
2020

DGB