Indice

Unidad I
Capitulo 1: Estequiometría
Estequiometría……3
Formulas de compuestos ……...6
Tipos de formulas ……9
Ecuaciones químicas…….....…..13
Tipos de reacciones químicas…….20
Las reacciones químicas en la vida cotidiana…….26
Balanceo…….34
Numero de oxidación……...…..41

Capitulo 2: Soluciones
Solubilidad…….44
Concentración……51
Factores que afectan la solubilidad……58
Masas atómicas……..65
El mol…….72
Composición de soluciones……77
Molalidad……90
Molaridad……92
Normalidad……96
Porcentual……...99
Reactivo limitante……...……...104

Capitulo 3: Ácidos y bases
Ácidos y bases…….……108
Modelo de Arrhenius……110
Modelo de Bronstead Lowry……..……..117
Modelo de Lewis……..122
Fuerza de ácidos y bases…….……..…127
Conceptos de pH y pOH…….133
Medicion de pH……137
Reacciones de neutralización……..……..144
Titulación……..151

Unidad II:
Capitulo 4: Química orgánica
Química del carbono…….…154
Nomenclatura de hidrocarburos……162
Nomenclatura de compuestos orgánicos……...169
Alcanos……...……...172
Isomeros de alcanos……...180
Nomenclatura de alcanos……...186
Cicloalcanos……...196
Alquenos……200
Alquinos…….212

Reacciones de adición……..……217
Hidrocarburos aromáticos……219
Derivados halogenados……228

Capitulo 5: Grupos funcionales
Alcoholes……..231
Fenoles……..237
Aldehídos……..241
Cetonas……..245
Ácidos carboxílicos……...250
Éteres……256
Esteres……259
Aminas……...268
Amidas……...274

Capitulo 6: Mecanismos de reacción
Reacciones químicas……..277
Mecanismos de reacción……279
Radicales libres……..281
Adición electrofílica……..283
Adición nucleofílica……..285
Reacciones de sustitución……288
Reacciones de eliminación……292

Bibliografía……294

CAPITULO 1

Estequimometría

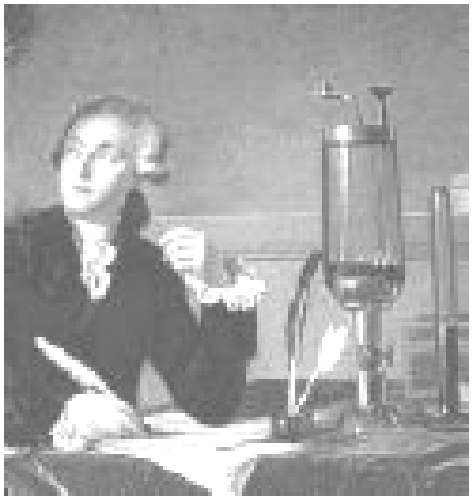
La química es la ciencia que estudia la estructura de la materia, sus propiedades, la composición, la reactividad y las transformaciones que esta experimenta. Debido a la diversidad de la materia (que tiene el átomo como partícula fundamental), los químicos a menudo se han ocupado en el estudio de como interactúan los átomos entre ellos para conformar moléculas, por lo tanto, la química involucra el estudio de fenómenos microscópicos, tales como grupos de átomos y sus características en la escala nanométrica (medida de longitud que equivale a la milmillonésima (10^{-9}) parte del metro), así como también los fenómenos macroscópicos, como por ejemplo la interacción de las proteínas y el ADN en soluciones complejas y las propiedades de nuevos materiales.

Por lo tanto, toda la materia del universo es objeto del estudio de la química, la cual tiene que ver con el crecimiento, desarrollo y funcionamiento de los organismos vegetales y animales. La química así mismo, interviene en los procesos relacionados con la conservación del medio ambiente, proporcionando de esta manera elementos indispensables para tomar conciencia de que la naturaleza puede ser modificada racionalmente sin alterar de manera irreversible los ecosistemas, por lo que la química interviene de manera decisiva en la formación científica, cultural y cívica de los estudiantes.

La estequiometría es el estudio cuantitativo de los reactivos y productos en una reacción química, proviene de los vocablos griegos: *stoicheion*, letra o elemento básico constitutivo y, *métron*, que significa medida; es decir, la estequiometría hace referencia al número relativo de átomos de determinados elementos que se encuentran formando una sustancia química. Por lo tanto la estequiometría es el estudio de las relaciones cuantitativas en las reacciones químicas, es decir, la relación entre los reactantes y los productos, de este modo, las relaciones molares y de masa, de una reacción química se pueden obtener al balancear su ecuación.

A finales del siglo XVIII un noble francés llamado Antonio Lavoisier, observó que la masa total de todas las sustancias presentes después de una reacción química, es igual a la masa total antes de la reacción. Esta observación, conocida como ley de conservación de la masa, es una de las leyes fundamentales del cambio químico. En 1789 Lavoisier publicó un libro de texto de química en el que afirmaba: "Podemos asentar como axioma incontrovertible que, en todas las operaciones del arete y la naturaleza, nada se crea; existe una cantidad igual de materia tanto antes como después del experimento." Con el advenimiento de la teoría atómica, los químicos comenzaron a entender las bases de esta ley: *los átomos no se crean ni se destruyen durante ninguna reacción química*, la misma colección de átomos se encuentra presente antes y después de una reacción.

Los cambios que ocurren durante cualquier reacción química sólo implican un reacomodo de los átomos.



La ley de la conservación de la masa es la base fundamental para la estequiometría, ya que la masa en el universo ni se crea ni se destruye. Así que en una reacción química, la masa total de los reactivos al inicio de la reacción, debe ser exactamente igual a la masa del producto al final de la reacción química.

En la mayoría de los problemas estequiométricos, las masas de los reactivos o reactantes se encuentran dadas y se buscan las masas de los productos. Una ecuación química se puede interpretar en términos del número de moléculas (o iones o unidades fórmula) o en términos del número de moles de moléculas dependiendo de las necesidades. De lo anterior podemos resumir que la estequiometría es el área de la química que cuantifica las cantidades de las sustancias que participan en una reacción química.

La estequiometría es una herramienta indispensable en química; problemas tan diversos como medir la concentración de ozono en la atmósfera, determinar el rendimiento potencial de oro de una mena o bien la evaluación de diferentes procesos para convertir carbón en combustibles gaseosos implica aspectos de estequiometría. Día con día el hombre es testigo de todos los cambios que transcurren en la materia la cual forma parte de todo nuestro entorno. En química se utiliza un lenguaje para nombrar y representar a los cambios que suceden, estableciendo teorías que nos explican esos fenómenos y su impacto en el medio ambiente.

Lectura: reconocimiento de patrones

En alguna ocasión alguien menciono que beber de la fuente del conocimiento en un curso de química, es equivalente a tomar agua de un hidrante para bomberos. Es cierto que algunas veces el ritmo parece vertiginoso, pero lo mas importante es que nos podemos ahogar en los datos si no percibimos los patrones generales; la importancia del uso de patrones, y del aprendizaje de reglas y generalizaciones, es que nos ahorran tener que aprender o memorizar muchos datos individuales, vinculan las ideas principales, para que no nos perdamos en los detalles.

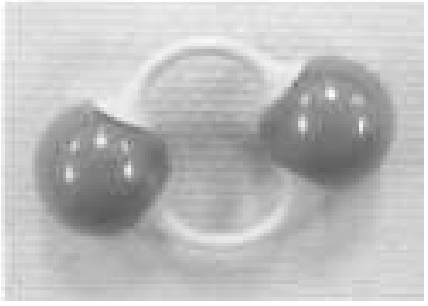
A muchos estudiantes les cuesta trabajo la química porque no perciben las relaciones entre los temas, los vínculos entre las ideas. En consecuencia, tratan cada idea y problema como algo único, en lugar de un ejemplo o aplicación de una regla, procedimiento o relación en general. Comience a percibir la estructura del tema, preste atención a las tendencias y reglas que se dan para resumir una colección amplia de información, por ejemplo advierta como la estructura atómica nos ayuda a entender la existencia de isótopos, así mismo, como la tabla periódica nos ayuda a recordar la carga de los iones. Tal ves el alumno se sorprenda a si mismo observando patrones que ni siquiera se han mencionado de manera explicita, es posible incluso que se haya observado ciertas tendencias en las formulas químicas, por ejemplo, si nos desplazamos a lo ancho de la tabla periódica desde el elemento numero 11 Sodio (Na), nos damos cuenta que los elementos forman compuestos con el elemento Fluor (F) que presenta las siguientes composiciones: NaF (fluoruro de sodio), MgF_2 (fluoruro de magnesio), y AlF_3 (fluoruro de aluminio). ¿Continúa esta tendencia?, ¿existirán SiF_4, PF_5, y SF_6? Claro que si; si has captado tendencias como éstas a partir de la poca información presentada, estas en ventaja y ya te has preparado para algunos temas que abordaremos después.

Fórmulas de Compuestos:

Debido a la enorme cantidad de compuestos que la química maneja, se hace imprescindible la existencia de un conjunto de reglas que permitan nombrar, de igual manera, en todo el mundo científico un mismo compuesto; de no ser esto así, el intercambio de información sobre química entre unos y otros países sería de nula utilidad. Los químicos, a consecuencia de una iniciativa surgida en el siglo pasado, decidieron representar de una forma sencilla y abreviada cada una de las sustancias que manejaban, la escritura en esa especie de clave de cualquier sustancia, constituye su fórmula y da lugar a un modo de expresión peculiar de la química que, con frecuencia, se le denomina lenguaje químico.

La formulación de un compuesto, al igual que su nomenclatura (esto es, la transcripción de su fórmula en términos del lenguaje ordinario), se rige por unas determinadas normas que han sido retocadas en los últimos años con el único propósito de conseguir un lenguaje químico lo más sencillo y, a la vez general posible. Un organismo internacional, la I.U.P.A.C. (International Union of Pure and Applied Chemistry), encargado de tales menesteres, ha dictado unas reglas para la formulación y nomenclatura de las sustancias químicas. Antes de proceder al estudio de estas reglas para cada tipo de compuesto, es preciso conocer perfectamente los símbolos de los diferentes elementos químicos, base de esta forma de expresión. Una memorización previa de todos ellos resulta, pues, imprescindible, la fórmula química de un compuesto dado, además de indicar los elementos que lo constituyen, proporciona la relación numérica en que intervienen sus respectivos átomos. Tales números están relacionados con el de enlaces posibles de unos átomos con otros y, dan idea de la capacidad de combinación de los elementos en cuestión.

Las moléculas son agrupaciones estables de átomos unidos por un tipo de enlace químico el cual se denomina enlace covalente, además de este enlace entre átomos, las moléculas pueden unirse entre sí y organizarse en forma cristalina en el estado sólido. Las moléculas de los compuestos se representan por medio de fórmulas químicas así como por medio de modelos.



Cuando dos o más átomos ya sean iguales o diferentes, se unen entre sí formando una agrupación estable, conforman una molécula por ejemplo, los gases hidrógeno (H_2) y oxígeno (O_2) se encuentran conformados por moléculas biatómicas (dos átomos), en las cuales los dos átomos componentes son esencialmente iguales; así mismo, el agua está formada por moléculas que

se producen por la unión de dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno (H_2O); en el gas metano (CH_4) cuatro átomos de hidrógeno se enlazan con uno de carbono, para formar la correspondiente molécula.

Cada molécula de una sustancia compuesta constituye la porción más pequeña de materia que conserva las propiedades químicas de dicha sustancia, es decir, las sustancias compuestas puras, pueden ser consideradas como conjuntos de moléculas iguales. Cualquier proceso observable en, o entre sustancias químicas puede interpretarse desde el punto de vista de lo que les sucede a sus átomos, a sus iones o a sus moléculas. Este fue el planteamiento mantenido por primera vez por Dalton, que supuso una nueva orientación de la química y dio lugar, como uno de sus frutos, a la confección de la primera tabla de masas atómicas.

Ante la diversidad de los elementos químicos existentes en la naturaleza, cabe preguntarse ¿cuál es la razón por la que unos átomos se reúnen formando una molécula y otros no?; o de otra manera, ¿por qué no toda molécula o agrupación de átomos imaginable tiene existencia real? Una primera respuesta puede hallarse en la tendencia observada en todo sistema físico a alcanzar una condición de mínima energía, aquella agrupación de átomos que consiga reducir la energía del conjunto dará lugar a una molécula, definiendo una forma de enlace químico que como ya se menciono recibe el nombre de enlace covalente.

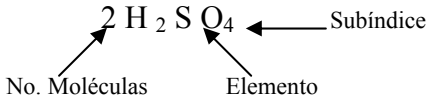
Junto con esa idea general de configuración de energía mínima, otros intentos de explicación de este tipo de enlace entre átomos han sido planteados recurriendo a las características fisicoquímicas de las estructuras electrónicas de los átomos componentes.

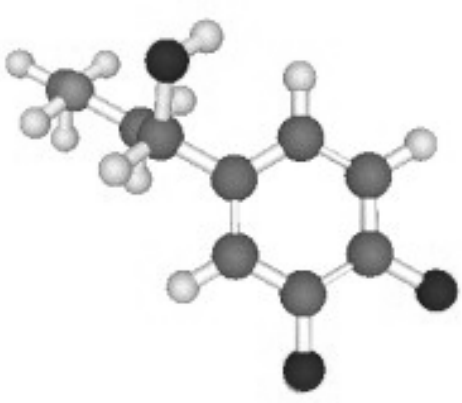
Un compuesto es una sustancia que está formada de dos o más elementos y siempre tiene la misma masa relativa de los elementos que la componen. De acuerdo con la teoría atómica de Dalton lo anterior significa que un compuesto contendrá siempre el mismo número relativo de átomos de cada elemento.

La cantidad de átomos y el tipo de cada molécula de un compuesto, se expresan por medio de una fórmula química, en esta los átomos se indican por medio de los símbolos de los elementos y el número de veces que esta presenta cada uno de ellos por medio de un subíndice a la derecha del símbolo; ejemplo la fórmula de agua es H_2O lo que nos dice que la molécula del agua está constituida por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

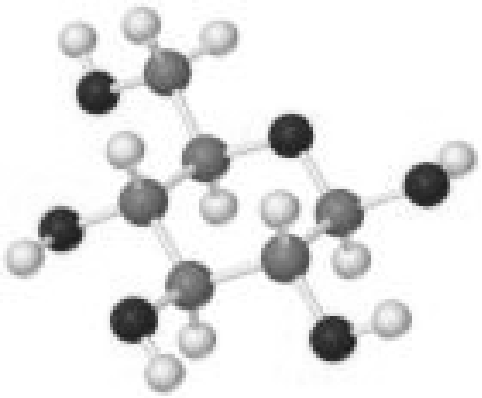
Existen algunos principios generales para escribir correctamente fórmulas químicas los cuales son:

- Cada átomo se representa por el símbolo de su elemento.
- El número de cada tipo de átomos se indica por un subíndice a la derecha del símbolo del elemento.
- Cuando solo existe un átomo de algún elemento no se requiere escribir el número 1.





Molécula de Glucosa



Molécula de Adrenalina

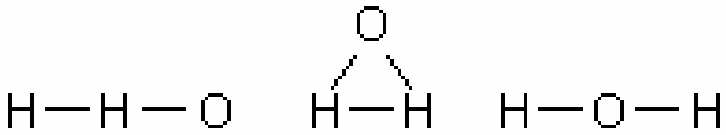
Tipos de Fórmulas

Las sustancias compuestas se representan por medio de una combinación de símbolos químicos de los elementos que las constituyen. Esta forma de representación, introducida por el químico sueco Jacobo Berzelius (1779-1848), presenta un doble significado, pues no solamente indica, cuales elementos se encuentran presentes en un compuesto dado, sino también, en qué proporción los átomos respectivos participan en la formación de su molécula. Como ya conocemos cada símbolo de una fórmula química equivale a un átomo de la sustancia simple correspondiente, los subíndices que pueden aparecer en una fórmula, hacen referencia al número de átomos de cada elemento.

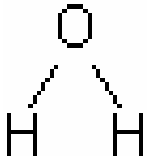
Si tomamos en consideración a la masa de los átomos de la fórmula de un compuesto químico, se expresa además, la proporción en masa en la que los elementos en cuestión intervienen en la formación de una sustancia dada.

Por ejemplo, la fórmula del amoníaco NH_3, nos indica que ésta sustancia, resulta de la combinación de hidrógeno y nitrógeno a razón de tres átomos de hidrógeno por cada uno de nitrógeno, o en otros términos, en la proporción de 3 x 1,008 gramos de hidrógeno por cada 1 x 14,007 gramos de nitrógeno.

Este tipo de fórmula, llamada también fórmula *empírica o molecular*, no indica, sin embargo, nada sobre la estructura de la molécula, es decir, sobre la forma en que sus átomos componentes y los enlaces entre ellos, se distribuyen en la molécula. Así, la fórmula empírica del agua H_2O podría corresponder a cualquiera de las siguientes configuraciones de sus átomos componentes:



De las tres estructuras anteriores, la que es acorde a loa resultados experimentales es la tercera. Cuando interesa reflejar las orientaciones de los enlaces, la *fórmula estructural*, que es el nombre que recibe este tipo de fórmula química, se aproxima bastante a un modelo molecular en el que se reproducen a escala los átomos, la longitud de los enlaces y sus ángulos respectivos. En tal caso la fórmula del agua deberá representarse de la siguiente forma:

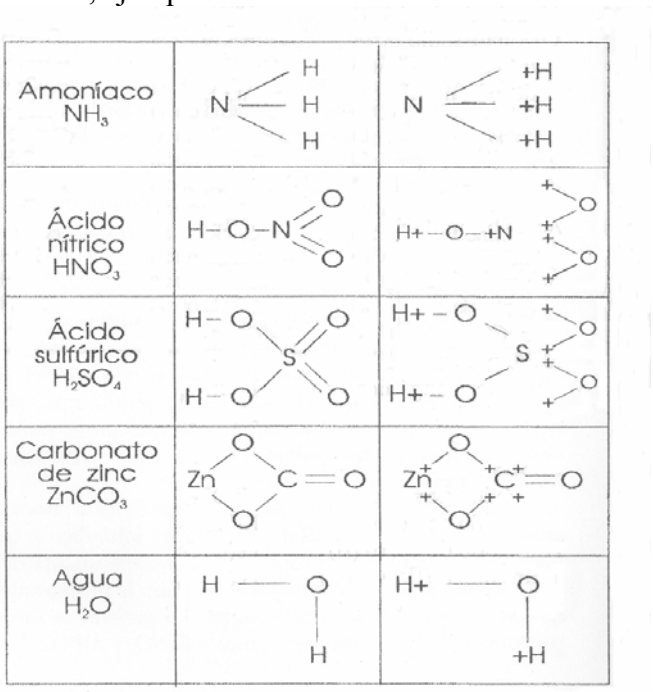


ya que los dos enlaces “H-0" forman entre sí, un ángulo de 105°. Existen diferentes formas de escribir los nombres de los compuestos, los cuales son: fórmulas condensadas, desarrolladas y electrónicas.

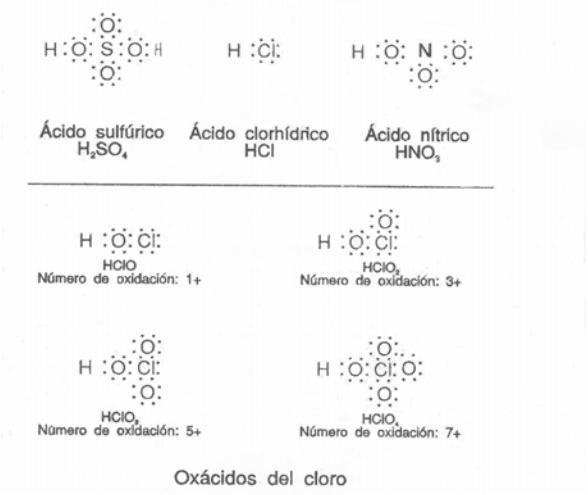
Las fórmulas condensadas representan la combinación de los átomos de manera cualitativa y cuantitativa, ejemplos:

Monóxido de cloro	Cl_2O	Óxido de sodio	Na_2O
Dióxido de cloro	ClO_2	Óxido de magnesio	MgO
Hexoxido de cloro	Cl_2O_6	Óxido de aluminio	Al_2O_3
Heptoxido de cloro	Cl_2O_7	Óxido de Hierro	FeO

Las fórmulas desarrolladas son también llamadas fórmulas estructurales, este tipo de fórmulas indican que todas las valencias de los elementos están neutralizadas, pudiendo estas valencias expresarse mediante guiones, o identificando las cargas con que cada elemento está funcionando, ejemplo:



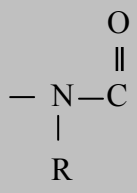
Las fórmulas electrónicas son aquellas en las que los enlaces existentes entre los átomos se representan por medio de los electrones de valencia, utilizando para ello los símbolos de Lewis, ejemplo:



Lectura: Elementos necesarios para los seres vivos.

Más del 97% de la masa de la mayoría de los organismos vivos se debe solo a 6 elementos, los cuales son: oxígeno, carbono, hidrogeno, nitrógeno, fósforo y azufre. El agua (H_2O) es el compuesto más común en los individuos vivos, conforma por lo menos el 70% de la masa de la mayoría de las células. El carbono es el elemento mas frecuente encontrado en los componentes sólidos de las células.

Los átomos de carbono se encuentran en una amplia variedad de moléculas orgánicas en las que los átomos de carbono están unidos entre si, o bien, a otros átomos de otros elementos, principalmente hidrogeno, oxigeno, nitrógeno, fósforo y azufre; por ejemplo, todas las proteínas contienen el siguiente grupo de átomos que se presenta repetidamente dentro de las moléculas:



Donde el radical "R" puede ser un átomo de hidrogeno o bien una combinación de átomos como CH_3

Además, se han encontrado otros 23 elementos en diversos individuos vivos, cinco son iones que todos los organismos requieren, estos son: Ca^{+2}, Cl^{-1}, Mg^{+2}, K^{+1}, y Na^{+1}. Por ejemplo, los iones calcio se requieren para la formación de huesos y también intervienen en la transmisión de señales del sistema nervioso, como por ejemplo, aquellas que controlan la contracción de los músculos cardiacos para hacer que el corazón lata. Muchos otros elementos solo se requieren en cantidades muy pequeñas, por lo que se les denomina elementos traza; por ejemplo, el cuerpo humano requiere cantidades muy pequeñas de cobre en su alimentación para apoyar la síntesis de la hemoglobina.

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe

Elementos más abundantes en los sistemas vivos

Elemetos que siguen en abundancia

Elementos que solo se requieren en cantidades muy pequeñas

Actividad

1. ¿Cual es el objeto de estudio de la química?

2. Es el estudio cuantitativo de los reactivos y productos en una reacción química

3. Con tus palabras define la ley de la conservación de la materia

4. ¿Para que nos sirven las formulas de los compuestos?

5. ¿Qué significa IUPAC?

6. ¿Qué fuerza es la que mantiene unidos a los átomos?

7. ¿Es la parte más pequeña de materia que conserva las propiedades químicas de dicha sustancia?

8. ¿Es una sustancia que está formada de dos o más elementos y siempre tiene la misma masa relativa de los elementos que la componen?

9. ¿Qué indica una formula química?

10. ¿Qué significa el subíndice en una formula química?

Ecuaciones Químicas

Las reacciones químicas suceden a nuestro alrededor cuando: encendemos un fósforo, encendemos un auto, comemos la cena, o paseamos al perro, una reacción química es el proceso por el cual las substancias se enlazan (o rompen el enlace) y, al hacerlo liberan o consumen energía. Una ecuación química es la taquigrafía que los científicos usan para describir la reacción química, por ejemplo, tomemos la reacción del hidrógeno con el oxígeno para formar agua, si tuviésemos un contenedor de gas de hidrógeno y lo quemásemos con la presencia del oxígeno, los dos gases reaccionarían juntos, soltando energía, para formar agua. Para escribir la ecuación química de esta reacción, pondríamos las sustancias que reaccionan (reactivos) del lado izquierdo de la ecuación, con una flecha apuntando a las substancias que se forman al lado derecho de la ecuación (productos).

Una ecuación química es una representación simbólica de una reacción química, donde se muestran las sustancias que reaccionan (reactivos o reactantes), las que se obtienen (productos) y además nos indican las cantidades relativas de las sustancias que intervienen en la reacción; es decir, una reacción química es un proceso en el cual una sustancia (o sustancias) se transforma en una o más sustancias nuevas, y las ecuaciones químicas son el modo de representarlas.

Por ejemplo el hidrogeno gaseoso (H_2) puede reaccionar con oxígeno gaseoso (O_2) para conformar agua (H_2O). La ecuación química para esta reacción se escribe:

$$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O$$

Reactivos productos

Los símbolos y formulas químicas sirven para describir las reacciones químicas, al identificar las sustancias que intervienen en ellas.

Siempre que se produce un cambio químico podemos darnos cuenta que los átomos sufren una alteración en su ordenamiento, por ejemplo cuando el Metano (CH_4) del gas natural se combina con el Oxígeno (O_2) del aire y se quema, se produce bióxido de carbono (CO_2) y el agua (H_2O). Estos cambios se denominan reacciones químicas, las cuales se representan por medio de ecuaciones químicas, y en esta se debe indicar cuales son los productos presentados antes de la reacción, los cuales se llamaran reactivos o reactantes y estarán localizados a la izquierda de una flecha; así mismo los elementos que están presentes después de la reacción, los cuales se le llamaran productos y estarán localizados a la derecha de la misma flecha la cual nos indica la dirección del cambio Químico y significa ”da lugar” o “produce”, ejemplo:

Reactivos ⟶ Productos

Para la reacción del Metano y el Oxígeno será:

$$\underbrace{\underset{\text{Metano}}{CH_4} + \underset{\text{Oxigeno}}{O_2}}_{\text{Reactivos}} \longrightarrow \underbrace{\underset{\text{Dióxido de Carbono}}{CO_2} + \underset{\text{Agua}}{H_2O}}_{\text{Productos}}$$

Si observamos la ecuación anterior nos daremos cuenta que los productos contienen exactamente los mismo átomos que los reactivos, aunque con una conformación diferente; es decir, en una reacción química cambia la forma en que los átomos están agrupados.

Es de suma importancia reconocer que en una reacción química no se crean ni se destruyen átomos. Todos los átomos presentes en los reactivos deben estar también en los productos, es decir debe de haber la misma cantidad de cada tipo de átomos del lado de los productos y del lado de los reactivos.

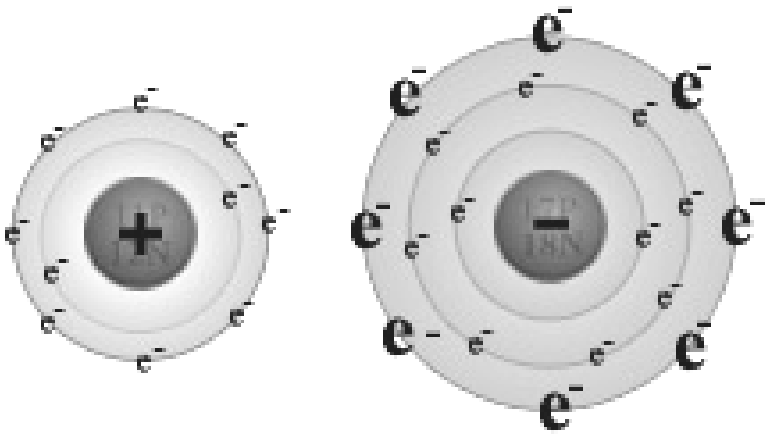
Una ecuación química es la representación matemática de un cambio químico y consiste en relacionar cualitativa y cuantitativamente la combinación de las fórmulas para llevar a cabo un cambio químico, de acuerdo a la ley de la conservación de la materia.

Además de especificar qué compuestos están participando en la reacción química, podemos indicar el estado físico de reactivos y productos por medio de símbolos en minúsculas entre paréntesis, las cuales son:

Estado	Símbolo
Sólido	(s)
Líquido	(l)
Gas	(g)
Disolución acuosa	(ac)

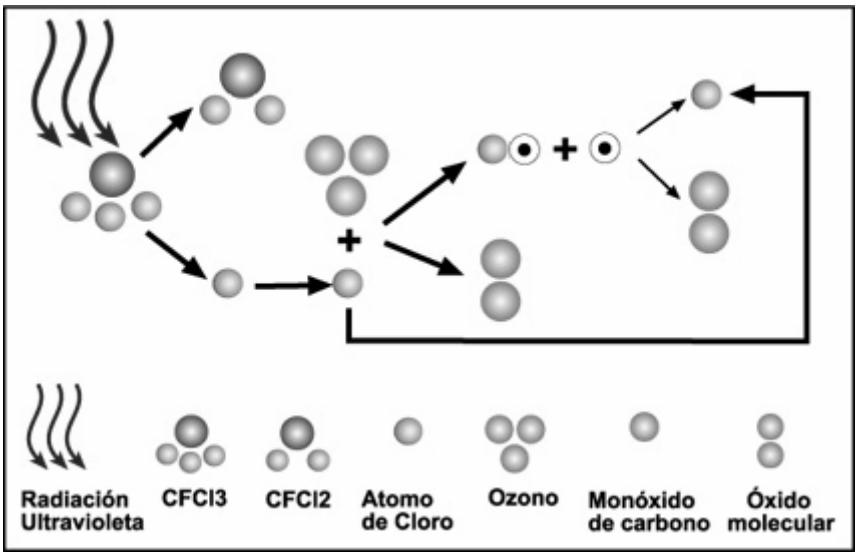
Por ejemplo cuando el Potasio sólido reacciona con agua líquida se produce hidrógeno gaseoso mas hidróxido de potasio, este último permanece disuelto en agua. A partir de la información anterior se escribe la ecuación; el potasio sólido se representa $K_{(s)}$, el agua líquida $H_2O_{(l)}$, el hidrógeno gaseoso está formado por moléculas biatómicas y lo representamos como $H_{2(g)}$, el hidróxido de potasio disuelto en agua lo representamos como $KOH_{(ac)}$; por lo tanto la ecuación sin balancear para esta reacción será:

$$\underset{\text{Potasio sólido}}{K_{(s)}} + \underset{\text{Agua}}{H_2O_{(l)}} \longrightarrow \underset{\substack{\text{Hidrogeno}\\\text{Gaseoso}}}{H_{2(g)}} + \underset{\substack{\text{Hidróxido de potasio}\\\text{disuelto en agua}}}{KOH_{(ac)}}$$



La materia en las reacciones químicas

Las reacciones químicas son procesos de cambio de unas sustancias en otras de acuerdo con la teoría atómica de la materia, se explican como el resultado de un reagrupamiento de átomos para dar nuevas moléculas. Las sustancias que participan en una reacción química y las proporciones en que lo hacen, quedan expresadas en la ecuación química correspondiente, que sirve de base para la realización de diferentes tipos de cálculos químicos.



La naturaleza es dinámica, tanto la materia viva como la inerte sufren continuamente procesos de transformación, de los cuales los más importantes son los que afectan a su constitución. La formación de las rocas, la erosión química de las aguas, el nacimiento de una planta o la respiración de un mamífero son procesos observables que suponen cambios de unas sustancias en otras. Todos ellos, más allá de sus diferencias, tienen algo en común: implican transformaciones a escala molecular, que son las responsables de los cambios materiales observables a simple vista.

Una molécula de una determinada sustancia pura constituye el representante elemental de dicha sustancia, es decir, la cantidad más pequeña de ella que posee todas sus propiedades químicas, cuando una sustancia dada, bajo ciertas condiciones, se transforma en otra u otras con diferentes propiedades, se ha de pensar que algo ha ocurrido a nivel molecular.

De forma espontánea unas veces y provocada otras, los átomos, que en número y proporciones fijas forman unas moléculas determinadas, pueden desligarse unos de otros por rotura de sus enlaces y reunirse nuevamente de diferente manera, dando lugar, por tanto, a nuevas moléculas. El efecto conjunto de estas transformaciones moleculares se traducirá en un cambio observable de sustancia o cambio químico. Dicho proceso de transformación recibe el nombre de *reacción química.* Con frecuencia, sustancias formadas por iones participan en las reacciones químicas. En tales casos, las moléculas de la descripción anterior deben ser consideradas realmente como agregados iónicos.

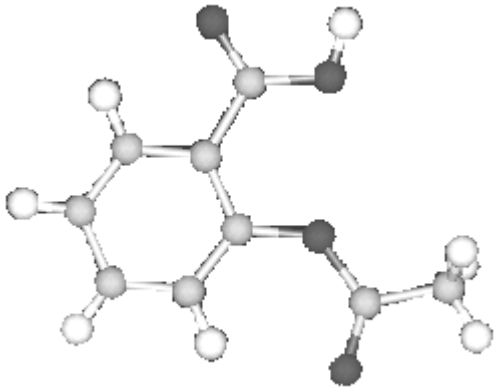
Como ya se menciono anteriormente, en las reacciones químicas la sustancia o sustancias iniciales se denominan *reactivos* y las finales *productos;* el proceso de transformación se representa mediante las llamadas *ecuaciones químicas* en la forma:

reactivos (reacción química) → productos

Tanto los reactivos como los productos se escriben mediante sus fórmulas correspondientes, y la flecha indica el sentido de la transformación. Si es posible conviene indicar en la ecuación química el estado físico de reactivos y productos, el cual se suele expresar por medio de las abreviaturas ya mencionadas con anterioridad situadas a continuación de la fórmula química: *(s)* sólido, *(l)* líquido, *(g)* gas, *(ac)* solución acuosa.

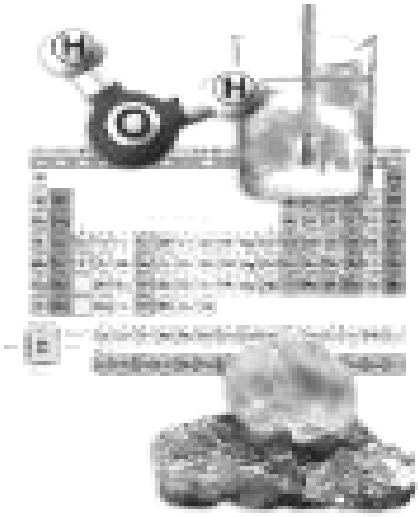
Cada uno de los símbolos químicos que aparecen en la ecuación no sólo constituye la abreviatura del nombre del elemento correspondiente, sino que además representa un átomo de dicho elemento. Análogamente sucede con la fórmula de un compuesto, la cual designa a dicho compuesto y muestra los átomos (o los iones) que componen su molécula (o su agregado iónico elemental) así como la relación numérica entre ellos.

Esta forma simbólica de escribir las reacciones químicas constituye, por tanto, la descripción de las transformaciones a nivel molecular que aquéllas implican. La representación visual de tales procesos puede efectuarse recurriendo a modelos o construcciones mediante esferas que reproducen la estructura aproximada de la molécula o del agregado iónico en cuestión. En este tipo de modelos, cada esfera, con su correspondiente color, representa un átomo o un ion, y el conjunto describe la forma exterior de la molécula o del agregado iónico.



Toda reacción química establece una relación cualitativa entre reactivos y productos, pues expresa la naturaleza de éstos en función de la de aquéllos, pero, además, fija las proporciones o cantidades cuantificables en las que unos y otros intervienen. La base fundamental de esta relación cuantitativa entre las diferentes sustancias que participan en una reacción dada fue establecida en la última mitad del siglo XVIII por el químico francés Antonio Laurent Lavoisier (1743-1794). La aplicación de la balanza y de la medida de masas al estudio de multitud de reacciones químicas le permitió descubrir que en cualquier proceso químico la suma de las masas de las sustancias que intervienen (reactivos) es idéntica a la de las sustancias que se originan como consecuencia de la reacción (productos). Es decir, en toda reacción química la masa no se crea ni se destruye, sólo cambia de unas sustancias a otras.

La teoría atómica dio una sencilla interpretación a esta ley de conservación, si los átomos no son alterados esencialmente en las reacciones químicas, sino que únicamente las moléculas, el número de átomos de cada elemento que constituye los reactivos ha de coincidir exactamente con el correspondiente de los productos, por lo que la masa total en juego se mantendrá constante en la reacción. La *ley de conservación de la masa* de Lavoisier constituyó una pieza fundamental en el desarrollo y consolidación de la química como ciencia.



El estudio de las cantidades en las que diferentes sustancias participan en una reacción química fue objeto de la atención de los primeros químicos. Junto con Lavoisier, otros investigadores como, Proust, Dalton, y Richter propusieron diferentes leyes que en conjunto se conocen como *leyes ponderales* o relativas al peso. La utilización del concepto de peso en química sería sustituida más adelante por el de masa, de modo que las leyes ponderales hacen referencia a las proporciones en masa características de las combinaciones químicas. Dichas leyes fueron enunciadas en su mayoría, antes de que se dispusiese de un modelo atómico sobre la constitución de la materia y contribuyeron notablemente a la formulación por Dalton de dicho modelo.

La ley de Proust también llamada de las proporciones definidas o constante, menciona que cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto lo hacen en una relación ponderal (o de masas) fija y definida. Esta ley indica que la composición de una combinación es siempre la misma y que, por lo tanto, el porcentaje o proporción en la que intervienen los diferentes elementos es constante y característica de la sustancia considerada, por lo tanto en el compuesto denominado amoníaco (NH_3) la proporción en masa nitrógeno/hidrógeno es de 4,67:1 cualquiera que sea la muestra en consideración.

La ley de Dalton o de las proporciones múltiples, nos indica que cuando dos elementos se unen para formar más de un compuesto, las cantidades de un mismo elemento que se combinan con una cantidad fija del otro, guardan entre sí una relación que corresponde a números enteros sencillos. Para ilustrar el significado de esta ley puede considerarse el caso de los óxidos de carbono; distintas experiencias de síntesis indican que es posible conseguir dos combinaciones diferentes de carbono y oxígeno; en una de ellas las masas de oxígeno y carbono que se combinan están en una relación de 4 a 3, es decir, O/C = 4/3; este compuesto se trata del monóxido de carbono (CO); en la otra, dicha relación es de 8 a 3, O/C = 8/3; se trata en este caso, del compuesto denominado dióxido de carbono (CO_2), ambos cocientes representan la cantidad de oxígeno que se combina por unidad de masa de carbono para formar los óxidos. De acuerdo con la ley, tales cantidades guardan entre sí una relación entera sencilla: 8/3 ÷ 4/3 = 2.

La ley de Richter o de las proporciones recíprocas, propone que las masas de dos elementos diferentes que se combinan con una misma cantidad de un tercer elemento, guardan la misma relación que las masas de aquellos elementos cuando se combinan entre sí; por ejemplo, considerando los compuestos Cl_2O y H_2O las cantidades de cloro e hidrógeno que se combinan con 16 g de oxígeno son 70.9 y 2.0 g respectivamente. Lo que indica la ley de Richter es que cuando Cl y H se combinan para formar HCI lo hacen en la proporción de 70.9/2.

Podemos interpretar a las denominadas leyes ponderales de una manera sencilla recurriendo a las fórmulas químicas, al concepto de masa atómica y al modelo atómico de Dalton que se esconde detrás de estos conceptos. Así la ley de Proust es consecuencia de que la composición en cuanto al tipo de átomos y a su número en una fórmula dada sea siempre la misma.

La ley de Dalton refleja la existencia de las diferentes valencias químicas de un elemento que se traducen en subíndices definidos en las fórmulas de sus combinaciones con otro elemento dado. La ley de Richter puede considerarse como una consecuencia de la de Proust y de las propiedades aritméticas de las proporciones.

La importancia de la medición en el desarrollo de la química alcanzó también a los volúmenes de las sustancias gaseosas en las reacciones químicas. El químico francés Gay-Lussac estudió con detalle algunas reacciones químicas entre gases tales como la síntesis del vapor de agua y del amoníaco a partir de sus elementos correspondientes. En todos los casos las proporciones de los volúmenes de las sustancias guardaban una cierta regularidad que la expresó en forma de ley.

La ley de Gay-Lussac o de los volúmenes de combinación*:* En cualquier reacción química, los volúmenes de las sustancias gaseosas que intervienen en ella, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, guardan entre sí una relación que corresponde a números enteros sencillos.

Así, dos volúmenes de hidrógeno se combinan con uno de oxígeno para dar uno de vapor de agua. Un volumen de cloro se combina con otro de hidrógeno para dar dos de cloruro de hidrógeno. Un volumen de nitrógeno se combina con tres de hidrógeno para dar dos de amoníaco.

Los experimentos de Gay-Lussac indicaban que el volumen de la combinación gaseosa resultante era igual o menor que la suma de los volúmenes de las sustancias gaseosas reaccionantes; por lo tanto, los volúmenes de combinación no podían, en general, sumarse. La ley de Gay-Lussac enunciada en 1808 se limitaba a describir los resultados de los experimentos de un modo resumido, pero no los explicaba. La explicación a dicha ley sería efectuada tres años más tarde por el físico italiano Amadeo Avogadro.

La ley de Avogadro: Esta ley nos indica que en las mismas condiciones de presión y temperatura, volúmenes iguales de gases diferentes contienen igual número de moléculas. Avogadro era conocedor del trabajo de Gay-Lussac y particularmente de su descubrimiento de que el volumen de un gas aumenta con la temperatura en una proporción que es la misma para todos los gases. Este resultado le sugirió que, si la composición de la molécula de la sustancia gaseosa no influía en la relación entre volumen y temperatura, dicha relación debería depender del número de moléculas existente; es decir, a igualdad de presión y temperatura el volumen de un gas debería ser proporcional al número de moléculas contenidas en él. Además, Avogadro especificó que las moléculas de los elementos gaseosos debían ser biatómicas (H_2, O_2, Cl_2, etc.). Esta idea entraba en conflicto con la sostenida erróneamente por Dalton, pero junto con la anterior, explicaba la ley de los volúmenes de combinación.

De acuerdo con ella, los resultados de las experiencias de Gay-Lussac representados por medio de ecuaciones químicas toman la forma:

$$2H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2.H_2O(g)$$
2.vol + 1.vol → 2.vol

$$N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2.NH_3$$
1.vol + 3.vol → 2.vol

$$Cl_2 + H_2 \longrightarrow 2.HCI$$
1.vol + 1.vol → 2.vol

y muestran por qué las proporciones en volumen corresponden a números sencillos.

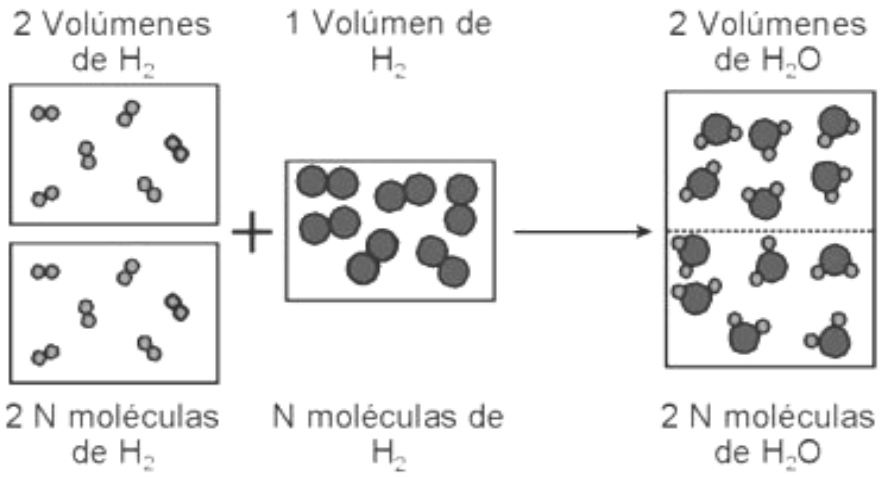
Empleando algunas ecuaciones de la física puede demostrarse que un mol de cualquier gas, es decir, $6{,}029.10^{23}$ moléculas, medido en condiciones normales de presión y temperatura (25 °C y 1 atmósfera de presión), ocupa un volumen de 22,4 litros. Esta cantidad recibe el nombre de *volumen molar* y permite expresar, sólo para sustancias gaseosas, una misma cantidad de sustancia en moles, su volumen correspondiente en litros o su masa en gramos.

Tipos de reacciones Químicas

Una reacción química, es el proceso en el que una o más sustancias denominadas reactivos, se transforman en otras sustancias diferentes, llamadas productos de la reacción. Un ejemplo de reacción química es la formación de óxido de hierro producida al reaccionar el oxígeno del aire con el hierro, proceso al cual comúnmente lo denominamos como corrosión.

Los productos obtenidos a partir de ciertos tipos de reactivos dependen de las condiciones bajo las que se da la reacción química, no obstante, tras un estudio cuidadoso se comprueba que, aunque los productos pueden variar según cambien las condiciones, determinadas cantidades permanecen constantes en cualquier reacción química. Estas cantidades constantes, las magnitudes conservadas, incluyen el número de cada tipo de átomo presente, la carga eléctrica y la masa total.

Como ya se menciono con anterioridad, en toda reacción química se establece una relación cualitativa entre los reactivos y productos, pero, además, fija las proporciones o cantidades cuantificables en las que unos y otros intervienen. El fundamento de esta relación cuantitativa entre las diferentes sustancias que participan en una reacción química dada, fue establecido durante la última mitad del siglo XVIII por el químico francés Antonio Laurent Lavoisier. Por medio de la cuantificación de las masas de las sustancias Lavoisier observo que en cualquier proceso químico la suma de las masas de las sustancias que intervienen es idéntica a la de las sustancias que se originan como consecuencia de la reacción. Es decir, en toda reacción química la masa no se crea ni se destruye, sólo cambia de unas sustancias a otras.



La teoría atómica de Dalton proporciono una sencilla interpretación a esta ley de conservación. Si los átomos no son alterados esencialmente en las reacciones químicas, sino únicamente las moléculas, el número de átomos de cada elemento que constituye los reactivos han de coincidir exactamente con el correspondiente de los productos, por lo que la masa total en juego se mantendrá constante en la reacción. La *ley de conservación de la masa* de Lavoisier constituyó una pieza fundamental en el desarrollo y consolidación de la química como ciencia.

Las reacciones químicas son parte fundamental de la química, ya que nos brindan información muy importante de cuales y cuantos elementos están participando en la reacción; El reagrupamiento que experimentan los átomos de los reactivos en una transformación química puede ser de diferentes tipos, con el fin de estudiarlos se clasifican en:

- Combinación, síntesis o adición.
- Combustión.
- Descomposición.
- Desplazamiento sencillo.
- Desplazamiento doble.

Las *reacciones de combinación o síntesis* son aquellas que ocurren cuando se forma un compuesto a partir de materiales simples, es decir son en los que se unen químicamente dos o más elementos o compuestos para formar otros más complejos, se puede definir con la ecuación A + B = AB, ejemplo de este tipo de reacción química serían:

$$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$$
$$CaCO + CO_2 \longrightarrow CaCO_3$$
$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$
$$NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4OH$$

Las *reacciones de combustión* (vocablo que proviene del latín *combure*, que significa quemar) son las que generalmente ocurren en los compuestos de carbono cuando se combinan con el oxígeno.

En ocasiones por falta de oxígeno, se lleva a cabo una combustión incompleta, originando monóxido de carbono (CO) ejemplo de esto es la combustión de gasolina en un automóvil.

Ejemplo:

a) $2CH_{4(s)} + 2\,O_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{2(g)} + 4H_2O_{(g)}$
Metano — Oxígeno — Dióxido de carbono — Agua

b) $2\,C_4H_{10(g)} + 13\,O_{2(g)} \longrightarrow 8\,CO_{2(g)} + 10\,H_2O_{(g)}$
Butano — Oxígeno — Dióxido de carbono — Agua

Las *reacciones de descomposición* son aquellas que ocurren cuando una sustancia o compuesto se descompone y se obtienen otros más sencillos, esta reacción química es inversa a la de la combinación.

En algunas ocasiones estas reacciones necesitan la presencia de otros factores para que se lleve a cabo, por ejemplo: calor, electricidad, o la acción de algunas enzimas. La reacción de descomposición se puede definir con la ecuación matemática AB→A+B. algunos ejemplos de reacción de descomposición serán:

$$2\,H_2O \xrightarrow{\text{Corriente eléctrica}} 2\,H_2 + O_2$$

$$2\,KClO_3 \rightarrow 2\,KCl + 3O_2$$

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$$

$$2\,H_2O_2 \xrightarrow[\text{Catalizador}]{MnO_2} 2\,H_2O + O_2$$

La descomposición de carbonato de calcio ($CaCO_3$) es un proceso vital. La piedra caliza o las conchas de moluscos que básicamente son $CaCO_3$, se calientan para preparar óxido de Calcio (CaO) que se conoce como cal o cal viva. En EE.UU. se consumen más de 22 millones de toneladas de CaO principalmente en la fabricación de vidrio, la obtención de hierro a partir de sus menas y la preparación de mortero para unir tabiques. La descomposición de azida de sodio (NaN_3) desprende de manera muy rápida nitrógeno gaseoso (N_2) por ello esta reacción se usa para inflar las bolsas de aire de seguridad de los automóviles.

Las *reacciones de desplazamiento sencillo* son aquellas en las que un elemento reacciona con un compuesto y cambia o desplaza a un elemento de ese compuesto, dando como resultado otro compuesto diferente, por ejemplo, las reacciones de ataque de los metales por los ácidos llevan consigo la sustitución del hidrógeno del ácido por el metal correspondiente. Tal es el caso de la acción del ácido clorhídrico sobre limaduras de hierro, lo que se puede definir con la ecuación matemática:

$$A + BC \longrightarrow AB + C$$

$$Fe + 2\,HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$$

$$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$$

$$2Na + 2H_2O \rightarrow 2\,NaOH + H_2$$

$$2KI + Cl_2 \rightarrow 2KCl + I_2$$

$$CuO + H_2 \rightarrow H_2O + Cu$$

En las *reacciones de desplazamiento doble* son aquellas en las cuales se intercambian los iones o radicales entre compuestos para formar dos compuestos diferentes; lo que podemos definir con la ecuación matemática AB + CD → AD + CB, ejemplos de este tipo de reacciones químicas serán:

$NaCl$	+	$AgNO_3$	→	$AgCl$	+	$NaNO_3$
$BaCl_2$	+	H_2SO_4	→	$BaSO_4$	+	$2HCl$
$NaOH$	+	HCl	→	$NaCl$	+	H_2O
$2KI$	+	$Pb(NO_3)_2$	→	$2KNO_3$	+	$2PbI_2$

Símbolo	Significado
⟶	Da o produce (separa los reactivos de los productos)
⇌	Reacción reversible, equilibrio entre reactivos y productos
+	Más o se agrega a
↑	Gas que se desprende
↓	Sólido o precipitado que se forma
(s)	Estado sólido
(l)	Estado liquido
(g)	Estado gaseoso
(ac)	Solución acuosa
$\xrightarrow{\Delta}$	Calor
$\xrightarrow{Pt}$	Catalizador (sustancia que modifica la velocidad de la reacción)

Símbolos de uso común en las reacciones químicas

Lectura: El CO_2 y el efecto invernadero

Los productos denominados hulla y petróleo nos proporcionan los combustibles que utilizamos para generar electricidad para impulsar nuestra maquinaria industrial, estos combustibles se conforman de manera primordial de hidrocarburos y otras sustancias que contienen carbono, como es conocido, en la combustión de un gramo de butano (C_4H_{10}) se produce 3.03 gramos de CO_2. Así mismo, la combustión de un galón de gasolina (C_8H_{18}) produce unos 8 kilos de bióxido de carbono. Se estima que la quema de estos combustibles, libera de manera anual, aproximadamente unos 20,000 millones de toneladas de CO_2 a la atmósfera del planeta.

Gran parte de el CO_2 es absorbido por los océanos o bien es utilizado por las plantas en la fotosíntesis; no obstante estamos generando CO_2 de manera mas rápida que aquella con la que se esta absorbiendo. Los químicos se encuentran vigilando las concentraciones de este gas en la atmósfera desde 1958, los análisis de aire atrapados en núcleos de hierro tomados de la Antártida y Groenlandia nos permiten determinar los niveles de CO_2 atmosférico durante los últimos 160,000 años. Estas lecturas revelan que el nivel de CO_2 se mantuvo muy constante desde la última edad del hielo, esto hace unos 10,000 años, hasta casi el inicio de la revolución industrial, hace unos 300 años. Desde entonces la concentración de CO_2 se ha incrementado en casi un 25%

Aunque el CO_2 es un componente menor de la atmósfera, desempeña un papel muy importante porque absorbe el calor radiante y actúa de manera parecida a los vidrios de un invernadero; por esta razón solemos llamar al CO_2 y a otros gases que atrapan el calor “gases de invernadero” y denominamos al calentamiento causado por estos gases “efecto invernadero”. Algunos científicos opinan que la acumulación de CO_2 y otros tipo de gases que también atrapan el calor, a comenzado a modificar el clima de nuestro planeta.

Actividad

1. Menciona tres ejemplos de reacciones químicas

   _____
   _____
   _____
   _____

2. ¿Qué es una reacción química?

   _____
   _____
   _____
   _____

3. ¿En una reacción química cuales son los reactivos?

   _____
   _____
   _____

4. ¿Qué pasa con los átomos cuando sucede un cambio químico?

   _____
   _____
   _____

5. Con tus palabras define la ley de Proust

   _____
   _____
   _____
   _____
   _____

6. Este tipo de reacciones químicas son aquellas que ocurren cuando se forma un compuesto a partir de materiales simples

   _____
   _____

Clasifica los diferentes tipos de reacción química como síntesis, descomposición, combustión, sustitución simple o sustitución doble.

1. $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ _____
2. $PbO_2(s) \rightarrow Pb(s) + O_2(g)$ _____
3. $2Mg(s) + O_2(g) \rightarrow 2MgO(s)$ _____
4. $Fe_2O_3(s) + 2Al(s) \rightarrow Al_2O_3(s)+2Fe(s)$ _____
5. $HNO_3(ac)+NaOH(ac)\rightarrow H_2O(l)+NaNO_3(ac)$ _____
6. $2K(s)+Cl_2(g) \rightarrow 2KCl(s)$ _____
7. $KBr(ac)+NaOH(ac)\rightarrow NaBr+KOH$ _____
8. $2Mg(s)+F_2(g) \rightarrow MgF_2(s)$ _____
9. $2C_2H_2(g)+ 5O_2(g) \rightarrow 4CO_2(g) + 2H_2O(l)$ _____
10. $BaCl_2(ac)+ Na_2SO_4(ac) \rightarrow BaSO_4(s) + 2NaCl(ac)$ _____

Las Reacciones Químicas en la Vida Cotidiana.

La fabricación de una gran variedad de productos que utilizamos en nuestra vida cotidiana, se fabrican por medio de procesos químicos denominado síntesis química; este proceso, consiste en obtener compuestos químicos a partir de sustancias más simples. Los objetivos principales de la síntesis química son la creación de nuevas sustancias químicas, así como el desarrollo de métodos más baratos y eficaces para sintetizar sustancias ya conocidas, normalmente, basta con la purificación de sustancias naturales para obtener un producto químico o aprovechar el uso de ese producto como materia prima para otras síntesis; por ejemplo, la industria farmacéutica para la fabricación de medicamentos, depende con frecuencia de compuestos químicos complejos, los cueles los podemos encontrar en el petróleo crudo. Así mismo en algunas ocasiones, cuando se trata de sustancias escasas o muy costosas, se hace preciso sintetizar dicha sustancia a partir de otras materias primas más abundantes y más baratas.

Uno de los objetivos principales del proceso de síntesis química, es la producción de cantidades adicionales de sustancias, las cuales ya se dan en la naturaleza, por ejemplo, la recuperación del cobre de sus menas y la síntesis de ciertas medicinas que se encuentran de modo natural, tal es el caso de la famosa aspirina (acido acetilsalicílico), así como de vitaminas como el ácido ascórbico (vitamina C). Otro de sus objetivos es la síntesis de materiales que no se dan de modo natural, como el acero, los plásticos y los adhesivos.

Se estima que el Chemical Abstracts Service de Columbus en el estado de Ohio, Estados Unidos de América a catalogado aproximadamente 11 millones de compuestos químicos, así mismo se cree que diariamente se sintetizan alrededor de 2,000 compuestos nuevos, se producen unos 6,000 con fines comerciales y unos 300 más son incorporados cada año al mercado internacional

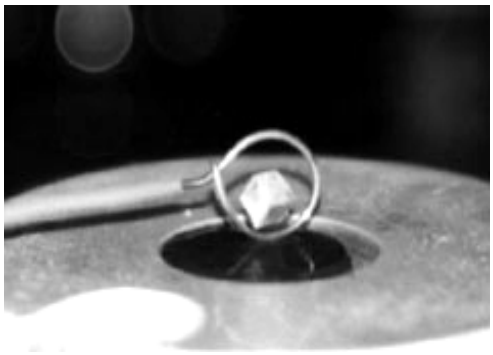
Antes de ser enviado a su comercialización, todo compuesto nuevo se comprueba, no sólo con fines comerciales, sino también para descubrir posibles efectos dañinos en el ser humano y el medio ambiente. El proceso para determinar la toxicidad de un compuesto es difícil y costoso, debido a la gran variedad de niveles de dosis tóxicas para el hombre, las plantas y los animales, y por lo complicado que resulta medir los efectos de una exposición a largo plazo.

La síntesis química no se desarrolló como ciencia rigurosa y sofisticada hasta bien entrado el siglo XX. Anteriormente, la síntesis de una sustancia sucedía algunas veces por accidente, y la utilización de esos materiales nuevos era muy limitada; las teorías que estuvieron predominando hasta el siglo XX limitaron la capacidad de los investigadores para desarrollar una aproximación sistemática a la síntesis. En cambio, en la actualidad, es posible diseñar nuevas sustancias químicas para cubrir necesidades específicas, como medicamentos, combustibles, materiales estructurales; así mismo hoy en día es posible sintetizar a nivel laboratorio la gran mayoría de sustancias que encontramos de forma natural en el planeta, fabricar o inventar nuevos compuestos, o incluso llegar a predecir mediante sofisticados programas de computo, las propiedades de una molécula en especifico y sus efectos a largo plazo en medicina y en el medio ambiente

La gran mayoría de los avances logrados en el área de la síntesis química, es debido a la capacidad de los investigadores para poder determinar de manera detallada la estructura de las sustancias, comprendiendo la correlación entre la estructura de una molécula y sus propiedades (relaciones estructura-actividad). De hecho, antes de su síntesis, se puede diseñar la estructura y propiedades de una serie de moléculas, lo que proporciona a los científicos una mejor comprensión del tipo de sustancias más necesarias para un fin concreto.

Las modernas medicinas de penicilina son modificaciones sintéticas de la sustancia que descubrió en la naturaleza el bacteriólogo británico Alexander Fleming. Se han descubierto más de mil enfermedades en el ser humano causadas por deficiencias moleculares, muchas de las cuales, pueden tratarse con medicinas sintéticas; gran parte de la investigación sobre nuevos combustibles y de métodos de utilización de la energía solar, se basan en el estudio de las propiedades moleculares de productos sintéticos.

Uno de los logros más recientes en este campo, es la fabricación de superconductores basados en la estructura de complicados materiales inorgánicos cerámicos, como el $YBa_2Cu_3O_7$, el cual es un óxido complejo de itrio, bario y cobre; así como de otros compuestos de estructura similar.



Así mismo, en la actualidad es posible llevar a cabo la síntesis de hormonas, enzimas y material genético, idéntico al de los sistemas vivos, aumentando de esta manera la posibilidad de tratar las causas que originan enfermedades al ser humano, esto a través del área de la ingeniería genética. Esto ha sido posible en los últimos años gracias a los diseños que se obtienen con la ayuda de modernos y potentes programas de cómputo.

Otro de los grandes logros recientes, ha sido la utilización habitual de sistemas vivos simples, como levaduras, bacterias y hongos; para producir importantes sustancias, también es usual la síntesis bioquímica de materiales biológicos, por ejemplo la bacteria *Escherichia coli* se utiliza para obtener insulina humana; las levaduras, para producir alcohol y los hongos para obtener penicilina.

Por otra parte la gran cantidad de sustancias que conforman nuestra alimentación deben de ser almacenadas de forma adecuada, ya que si esto no es así, tendrían reacciones químicas que los descomponen y originan cambios en sus propiedades. Con el fin de evitar lo anterior usamos diversas maneras para conservarlos por ejemplo: una manera es cocerlos, también podemos usar la refrigeración y si queremos que los productos se conserven mejor utilizamos la congelación.

Cuando una sustancia cambia esto se debe a una reacción química, con la cual la sustancia cambia la naturaleza del compuesto inicial, los cambios a causa de una reacción química por lo general vienen acompañados de un cambio de color. Las reacciones químicas se usan en la fabricación de medicamentos, telas, pigmentos, pinturas, plásticos, etc. También producen energía para calentar agua, encender el motor de un auto, caminar, trabajar, comer, leer; y en general en todos los procesos vitales.

Al conjunto de reacciones químicas destinadas a la transformación de nutrimentos y generar energía para el cuerpo, se le denomina metabolismo; la transformación de los alimentos en sustancias útiles para el organismos se lleva a cabo por medio de reacciones químicas específicas a través de proteínas llamadas enzimas.

Una reacción química se puede llevar a cabo de forma rápida o lentamente, esto es determinado por varios factores, es decir la velocidad de reacción o la rapidez en que se modifica la concentración de un producto en un tiempo determinado está dado por: concentración del reactivo, temperatura y catálisis. Una reacción se acelera cuando se incrementa la concentración del reactivo, al haber una mayor concentración de moléculas (más moléculas por volumen) hay una mayor cantidad de choques y por lo tanto más eventos de reacción. Generalmente el calor acelera la velocidad de una reacción química, cuando requerimos reducir la velocidad de una reacción bajamos la temperatura; pero una reacción se acelera si aumentamos la temperatura.

Es posible acelerar la reacción química sin cambiar la temperatura y las condiciones de los reactivos usando para ello sustancias llamadas catalizadores, los cuales aceleran la reacción sin consumirse en ella. Catálisis es el proceso de acelerar una reacción por medio de un catalizador, su fórmula no aparece en la ecuación química, generalmente lo anotamos por arriba de la flecha de la reacción química.

En organismos vivos se observan miles de catalizadores llamados enzimas, los cuales permiten que el cuerpo acelere reacciones complicadas, las cuales durarían demasiado tiempo a temperatura normal del cuerpo del organismo.

Un ejemplo muy importante en la que participa un catalizador se lleva a cabo en la atmósfera, la descomposición del ozono (O_3) catalizado por átomos de cloro (Cl). El ozono es una sustancia importante de las capas superiores de la atmósfera ya que absorbe la radiación solar de alta energía dañina para el ser humano. En forma natural existen procesos que originan la formación y destrucción de ozono, el equilibrio natural ha mantenido una cantidad constante de ozono en la vida del planeta.

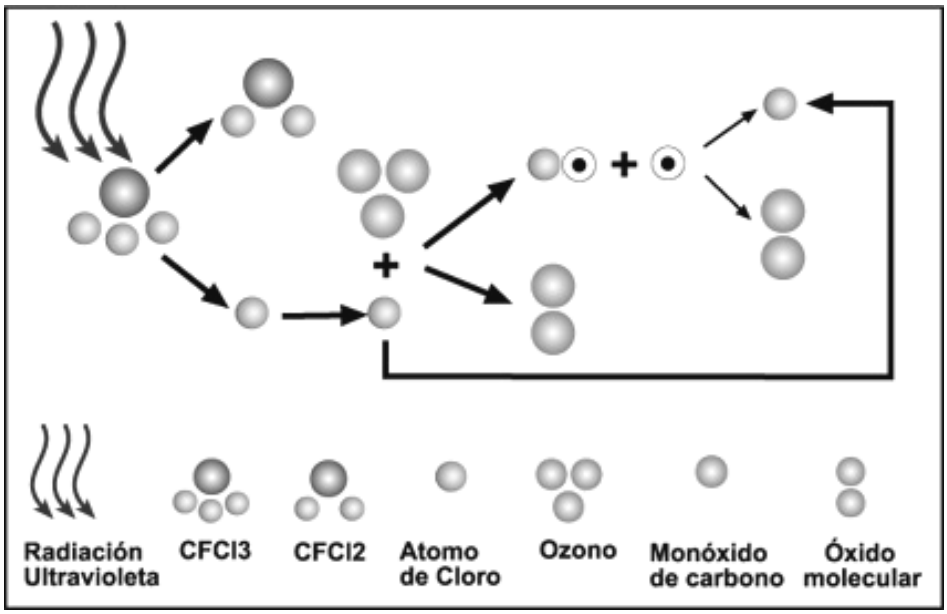
En la actualidad los niveles de ozono en la atmósfera al parecer han disminuido en las regiones polares del planeta, esto al parecer debido a átomos de cloro (Cl) existentes en la atmósfera los cuales están actuando como catalizadores para descomponer esta sustancia en oxígeno.

$$\begin{array}{lllllll} Cl & + & O_3 & \rightarrow & ClO & + & O_2 \\ O & + & ClO & \rightarrow & Cl & + & O_2 \end{array}$$

El resultado final de estas dos reacciones es: $O + O_3 \rightarrow 2O_2$

Podemos observar que el cloro se consume en la primera reacción, pero se forma de nuevo en la segunda, por lo tanto la cantidad de cloro no cambia al llevarse a cabo el proceso, lo anterior significa que el átomo de cloro está actuando como catalizador ya que participa en el proceso pero no se consume.

Los átomos de cloro que causan este daño a la capa de ozono son causados debido a la contaminación, provienen de la descomposición de los compuestos llamados freones o clorofluorcarburos (CF_2Cl_2) sustancias utilizadas como refrigerantes en refrigeradores y sistemas de aire acondicionado.



En toda reacción química su velocidad se ve afectada por la concentración de los reactivos y la temperatura, lo anterior tiene como motivo que las moléculas chocan para reaccionar entre ellas, entre más colisiones se den, mayor será la velocidad de reacción. Cuando las moléculas colisionan y se rompen sus enlaces químicos, se forman nuevos productos, si estas moléculas se mueven de forma lenta no se llega a producir ninguna reacción lo que significará que no se den cambios en la sustancia.

Lectura: El ozono

Entre los 19 y los 23 kilómetros por sobre la superficie terrestre, en la estratosfera, un delgado escudo de gas, la capa de ozono, rodea a la Tierra y la protege de los peligrosos rayos del sol. El ozono se produce mediante el efecto de la luz solar sobre el oxígeno y es la única sustancia en la atmósfera que puede absorber la dañina radiación ultravioleta (UV-B) proveniente del sol. Este delgado escudo hace posible la vida en la tierra.

Desde 1974, los científicos nos han advertido acerca de una potencial crisis global como resultado de la progresiva destrucción de la capa de ozono causada por sustancias químicas hechas por el hombre, tales como los clorofluorocarbonos (CFCs). Le tomó al mundo demasiado tiempo entender estas advertencias tempranas.

Hoy, la comunidad internacional es tan sólo un mero espectador que año a año ve desaparecer la capa de ozono a través de los informes sobre su disminución y sobre los comprometedores incrementos de radiación ultravioleta y los daños acumulados en diversos organismos vivos.

Las emisiones de gases de efecto invernadero que genera el transporte mundial aumentaron un 36 por ciento entre 1990 y 2000 y siguen creciendo. Toda África emite el 2.5 % del total de dióxido de carbono a la atmósfera en el planeta al quemar combustibles fósiles, América Latina está sólo ligeramente por encima (3 %); en el otro extremo están Estados Unidos, con un 27 % del total y Europa con un 24 %; Asia Oriental participa con el 11 %.

El ozono se crea de las reacciones de la luz solar con los óxidos de nitrógeno y dióxido de azufre que contaminan la atmósfera. Se podría decir que hay cientos de fuentes distintas que producen estos dos tipos de contaminantes, algunas son los vapores de gasolinas, los solventes químicos y la combustión de diversos compuestos. Se forman casi en cualquier sitio, desde las grandes industrias, las estaciones de gasolina, las pequeñas fábricas o las tintorerías. Estos lugares se encuentran generalmente en zonas donde la temperatura ambiente, la radiación solar y el tránsito vehicular facilitan las reacciones para la formación de ozono**.** Químicamente es muy activo, es un oxidante muy fuerte por lo que se usa como germicida (mata organismos infecciosos) diluido se usa para esterilizar el agua, purificar el aire y llevar a cabo reacciones de oxidación en química orgánica. Se descompone rápidamente en oxígeno a temperaturas mayores a 100º C y a temperatura ambiente en presencia de catalizadores como el dióxido de manganeso, MnO_2**.**

Tanto el oxígeno atómico (O) como el ozono (O_3) son muy reactivos y al reaccionar con los hidrocarburos olefínicos producen aldehídos, cetonas y alcoholes. El ozono absorbe las radiaciones ultravioleta de 300 nanómetros de longitud de onda, la cual es mortífera para los seres vivos. Los rayos ultravioleta tipo B de 280 a 320 nanómetros, producen mutaciones genéticas en el ADN (ácido desoxirribonucleico) lo que propicia el cáncer de piel, melanoma y cataratas. Además debilita al sistema inmunológico de los organismos lo que los hace propensos a las enfermedades como la gripa, la influenza y el asma, así mismo, disminuye el proceso de fotosíntesis de las plantas y por lo tanto la producción de alimentos. Se calcula que hay 12 ppm de ozono en la atmósfera lo que indica que debemos evitar destruirlo con los productos químicos que lo destruyen.

El ozono ayuda a conservar la vida de 2 maneras:

1) Absorbe las radiaciones ultravioleta
2) Contribuye a mantener el equilibrio térmico de la atmósfera.

Debido a su gran reactividad química el ozono se usa en ocasiones para combatir el mal olor de gases de desecho como los producidos en el tratamiento de aguas negras, porque los oxida formando productos menos mal olientes. Las concentraciones de ozono para estos tratamientos varía entre 10 y 20 ppm, concentraciones que serían fatales para el hombre. Para los trabajadores industriales sanos la concentración máxima permisible de ozono es de 0.1 ppm en una jornada de 8h.

La inhalación del ozono presente en el smog fotoquímico ocasiona tos, dificultad para respirar, irritación en la nariz y la garganta, aumenta las molestias y agrava las enfermedades crónicas como el asma, bronquitis, enfisema (es incurable y reduce la capacidad de los pulmones para transferir oxígeno a la sangre) y trastornos cardiacos.

Actividad

1. Define el concepto de síntesis química

   _____
   _____
   _____
   _____

2. Cual es la razón fundamental de los grandes progresos en la síntesis de nuevos ¿productos?

   _____
   _____
   _____

3. ¿Qué es la ingeniería genética?

   _____
   _____
   _____
   _____

4. ¿Cuales son los factores que modifican la velocidad de una reacción química?

   _____
   _____
   _____

5. ¿Cuál es la función del compuesto denominado ozono en el planeta?

   _____
   _____
   _____
   _____

6. ¿Cómo se llaman los compuestos responsables de la degradación de la capa de ozono?

   _____
   _____

Analiza y escribe la respuesta que se indique si se lleva a cabo una reacción química y si existe un factor físico o químico que influya en ella.

1. Hornear un pastel _____
2. Carne cruda en la alacena _____
3. Correr _____
4. Preparar una ensalada _____
5. Una salsa picante en botella de vidrio _____
6. Hacer gelatina con piña natural _____
7. Un niño en bicicleta _____
8. Una lata de frijoles _____
9. Crema en el refrigerador _____
10. Encender un cerillo _____

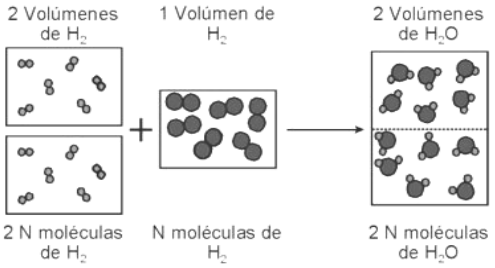
Menciona diez fenómenos que conozcas que involucre una reacción química:

1. _____
2. _____
3. _____
4. _____
5. _____
6. _____
7. _____
8. _____
9. _____
10. _____

Balanceo de Ecuaciones.

Las ecuaciones químicas sin balancear no representan en forma precisa la reacción que se produce, siempre que observamos una ecuación de reacción debemos de cuestionarnos si esta se encuentra balanceada. El principio fundamental del balanceo es que los átomos se conservan en la reacción química; es decir los átomos de los elementos participantes en la reacción no se crean ni se destruyen, solo se agrupan de una manera diferente; en una reacción química se deben de encontrar el mismo número de cada tipo de átomos en los reactivos que entre los productos.

El balanceo de una reacción química requiere de usar un método conocido como de ensayo y error, esto se basa en poner coeficientes lo más pequeños posibles (en números enteros) que afecten a todo el compuesto, incluyendo el subíndice, pero sin alterar la composición de la fórmula del compuesto.



Los químicos llevan a cabo la determinación de los reactivos y productos por medio de la observación experimental por ejemplo, al quemar gas metano (conocido como gas natural) en presencia de suficiente oxígeno gaseoso, se producirá en forma constante dióxido de carbono y agua. Las fórmulas de los compuestos nunca deben de cambiarse al balancear una ecuación química, en otras palabras no se pueden cambiar los subíndices de las fórmulas ni añadir ni prestar átomos.

Para balancear una reacción química se deben de efectuar diversas pruebas hasta encontrar el número para los reactivos y productos, que produzca el mismo número para cada tipo de átomos a los dos lados de la flecha, ejemplo en la reacción de hidrógeno y oxígeno para formar agua líquida; primero debemos de escribir las ecuación sin balancear según la información proporcionada.

$$H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)}$$

Podemos observar que la reacción no está balanceada al contabilizar los átomos a los dos lados de la flecha.

$$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$$

Reactivos	Productos
2 H	2 H
2 O	1 O

Encontramos un átomo más de oxígeno en los reactivos con respecto a los productos, como no podemos crear ni destruir átomos y tampoco podemos cambiar las fórmulas de los reactivos o productos, debemos de balancear la ecuación añadiendo más moléculas de reactivos, productos o de los dos lados. En este caso necesitamos un átomo de oxígeno más en los productos, por lo que se añade otra molécula de agua la cual contiene un átomo de oxígeno y se procede a contabilizar los elementos de nuevo.

$$H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)} + H_2O_{(l)}$$

Reactivos	Productos
2 H	4 H
2 O	2 O

Con lo anterior tendremos balanceados los átomos de oxígeno, pero los átomos de hidrógeno no, existen ahora más átomos de hidrógeno en los reactivos que en los productos, esto se resuelve añadiendo otra molécula de hidrógeno (H_2) en los reactivos.

$$H_{2(g)} + H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)} + H_2O_{(l)}$$

Reactivos	Productos
4 H	4 H
2 O	2 O

De esta manera la ecuación está balanceada, existe el mismo número de átomos de hidrógeno y de oxígeno en los reactivos y en los productos (ambos lados de la flecha). Entonces procedamos a unir las moléculas similares, escribimos la ecuación balanceada como sigue:

$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(l)}$$

La ecuación balanceada nos muestra que no se crean ni se destruyen átomos, si intentamos balancear la ecuación cambiando el oxígeno en el agua, la ecuación podría parecer estar balanceada.

$$H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{2\ (l)}$$

Pero esto cambia el significado y no es la fórmula correcta, ya que no es agua (H_2O) sino otro compuesto llamado peróxido de hidrógeno.

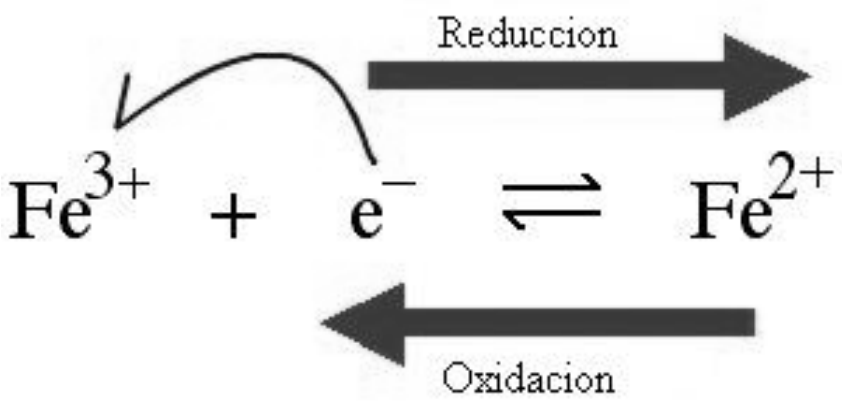
Al balancear ecuaciones químicas, es de suma importancia entender la diferencia entre un coeficiente antepuesto a la fórmula y el subíndice de la fórmula, se puede observar que la modificación del subíndice en una fórmula cambia la identidad de la sustancia; el peróxido de hidrógeno es muy diferente del agua. Nunca se debe de modificar los subíndices al estar balanceando una ecuación; por el contrario si ponemos un coeficiente de la fórmula, lo único que estamos cambiando es la cantidad y no la identidad de la fórmula; $2H_2O$ significa dos moléculas de agua; $3H_2O$ significa tres moléculas de agua, etc.

En ocasiones se ponen por arriba o debajo de la flecha de la reacción las condiciones en las que se lleva a cabo la reacción (temperatura o presión). Es común observar que se coloca el símbolo Δ (delta) arriba de la flecha para indicar la adición de calor.

Para escribir y balancear ecuaciones correctamente se deben de seguir estos sencillos pasos:

- Lea la descripción de la reacción química, determine cuales son los reactivos, los productos y sus estados, escriba las fórmulas adecuadas.
- Escriba la ecuación no balanceada que resuma la información del paso anterior.
- Balancear la ecuación por inspección, iniciando con la molécula más complicada, proceda elemento por elemento para determinar que coeficiente se requiere para que haya el mismo número de cada tipo de átomo en cada lado de la ecuación; no se debe cambiar las fórmulas de los reactivos y productos.
- Verificar que los coeficientes utilizados nos den el mismo número de cada tipo de átomos a ambos lados de la reacción, además que estos sean números enteros lo más pequeños. Esto puede lograrse determinando si es posible dividir todos los coeficientes por el mismo entero para obtener un conjunto de coeficientes enteros menores.

Existe otra manera de balancear ecuaciones químicas, denominado balanceo por reducción-oxidación. Recordando que la oxidación se refiere a la perdida de electrones de un átomo, ion o molécula, y que reducción es la ganancia de electrones, concluimos que el número total de electrones perdidos por un átomo en la oxidación, será siempre, de manera invariable, igual al número de electrones ganados por otro átomo; es decir, el proceso de oxidación-reducción es simultaneo.



La cantidad de electrones perdidos o ganados por un átomo se determina mediante su número de oxidación. Interviene también en el balanceo, el concepto de agente oxidante y agente reductor, o sea, sustancias capaces de causar la oxidación y la reducción, respectivamente. En consecuencia: un agente oxidante sufre una reducción y gana electrones, provocando así mismo, que a otro elemento le suceda una oxidación y ceda electrones; es decir, un agente reductor sufre una oxidación y se produce una pérdida de electrones al tiempo que otro elemento sufre una reducción y gana electrones.

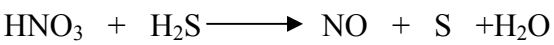
El principio básico que se sigue para balancear ecuaciones por el método redox es igualar la ganancia total del número de oxidación del agente reductor con la pérdida total en el número de oxidación del agente oxidante; es decir, el número de electrones perdidos en la oxidación debe de ser igual al número de electrones ganados en la reducción

Las siguientes reglas se usan para balancear ecuaciones químicas por el método de oxido-reducción (redox)

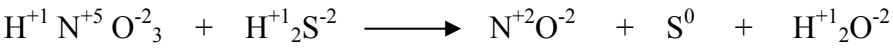
- Escribir de manera correcta la ecuación química correspondiente
- Determinar si existen radicales en los dos miembros de la ecuación, de ser así, tomar el numero de oxidación de éstos como grupo, ya que no cambiara el numero de oxidación de los elementos que lo forman
- Observar en que elementos sucedieron cambios de numero de oxidación
- De acuerdo a la regla anterior, señalar los elementos que sufren oxidación y reducción, indicando la cantidad de electrones perdidos y ganados por medio de la ecuación, no olvide considerar el numero de átomos que cambiaron de numero de oxidación
- Encontrar un numero común múltiplo de los electrones ganados o perdidos
- El mínimo común múltiplo se divide entre los electrones perdidos, y el valor resultante es el coeficiente para el elemento que los, perdió; así mismo, se divide el mínimo común múltiplo entre el numero de electrones ganado y el resultado es el coeficiente del elemento que los gano
- Por ultimo se balancea la ecuación tomando como base los coeficientes de oxidación y de reducción obtenidos con los valores de la regla anterior y haciendo los ajustes necesarios por el método de tanteo

Por ejemplo:

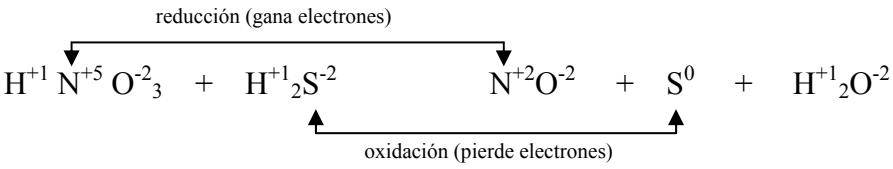
1. se escribe la reacción química



2. se asigna el numero de oxidación correspondiente a los elementos de la reacción

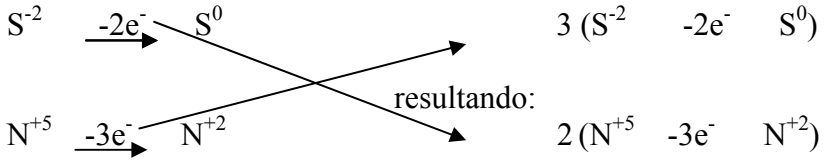


3. se identifica aquellos elementos que sufrieron cambios en su numero de oxidación

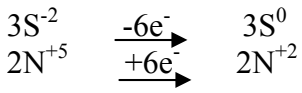


4. se establece la oxidación-reducción:
   -el azufre se oxida ya que pierde 2 electrones al pasar de -2 a cero ($-2e^-$)
   -el nitrógeno se reduce al ganar tres electrones, al pasar de +5 a +2 ($+3e^-$)

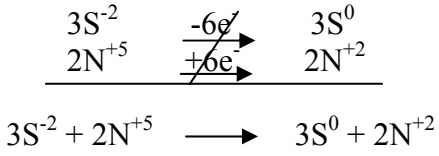
5. debido a que el numero de electrones ganados por un átomo, debe de ser igual al numero de electrones perdido por otro átomo, se busca un mínimo común múltiplo, esto se logra comúnmente intercambiando los coeficientes del numero de electrones perdidos y ganados



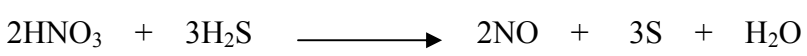
6. Procedemos a llevar a cabo la multiplicación dando como resultado:



7. Sumamos de manera algebraica las reacciones anteriores



8. Colocamos los coeficientes resultantes en los átomos de los elementos correspondientes de la reacción química original



9. Contabilizamos de nuevo los átomos y para finalizar, la molécula del agua la balanceamos por el método del tanteo

Actividad

I) Analiza con cuidado y contesta según corresponda.

1. ¿Qué ley se cumple al balancear una reacción?

_____
_____

2. ¿Qué indican los coeficientes en una ecuación química?

_____
_____

3. Define que es una reacción balanceada.

_____
_____
_____
_____

4. Al balancear una ecuación química, ¿qué es lo que nunca debe de cambiar?

_____
_____

5. ¿Qué son los reactivos de una ecuación química?

_____
_____
_____

II) Escribe la ecuación no balanceadas de las siguientes reacciones y proceda a balancearlas.

a) El potasio sólido reacciona con agua líquida para formar hidrógeno gaseoso. Hidróxido de potasio que se disuelve en agua.

b) En condiciones adecuadas, 1000°C el amoniaco gaseoso reacciona con oxígeno gaseoso para producir monóxido de nitrógeno gaseoso llamado comúnmente óxido nítrico y vapor de agua.

c) El propano (C_3H_8) que es líquido a 25°C a altas presiones suele usarse como combustible en zonas rurales cuando no hay tubería de gas natural en la región. Al liberar propano líquido del tanque de almacenamiento se transforma en propano gaseoso que reacciona con el oxígeno gaseoso y vapor de agua en la estufa, para formar bióxido de carbono gaseoso y vapor de agua.

III) Usando el método de balanceo de oxido-reducción resuelve las siguientes ecuaciones químicas

$$HNO_3 + I_2 \longrightarrow HIO_3 + NO_2 + H_2O$$

$$MnO_2 + HCl \longrightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$$

$$FeCl_2 + Cl_2 \longrightarrow FeCl_3$$

$$FeSO_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + KHSO_4 + MnSO_4 + H_2O$$

Número de oxidación

De forma general y a efectos de formulación, a cada elemento dentro de un compuesto se le asigna un número positivo o negativo denominado índice, número o grado de oxidación. Dicho índice, que puede considerarse como el número de electrones perdidos o ganados en el ion correspondiente (en el supuesto de que todos los compuestos fueran iónicos) tiene no obstante, un carácter fundamentalmente operativo, pues sirve para deducir con facilidad las fórmulas de las diferentes combinaciones posibles.

Cuando se analiza los números de oxidación con detenimiento, se advierte la existencia de ciertas relaciones entre el índice de oxidación de un elemento, y su posición en el sistema periódico, de modo que es posible deducir las siguientes reglas básicas:

- Los elementos metálicos presentan índices de oxidación positivos.
- Los elementos no metálicos pueden tener índices de oxidación tanto positivos como negativos.
- El índice de oxidación positivo de un elemento alcanza como máximo el valor del grupo (columna) al que pertenece dentro del sistema periódico. En el caso de que tome otros valores, éstos serán más pequeños, soliendo ser pares o impares según el grupo en cuestión sea par o impar.
- El índice de oxidación negativo de un elemento viene dado por la diferencia entre ocho y el número del grupo al que pertenece dentro del sistema periódico.

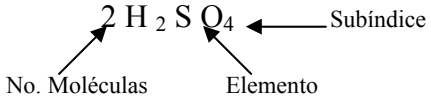
Es preciso aclarar que estos números se asignan a los diferentes elementos cuando se hallan formando un compuesto. El índice de oxidación de un elemento sin combinar es cero. Al igual que sucede con los símbolos, los números de oxidación deben memorizarse, puesto que junto con aquéllos constituyen los elementos básicos de toda la formulación química. Es conveniente hacerlo por grupos de elementos con igual índice de oxidación, ya que cuando elementos diferentes actúan con idénticos índices de oxidación, dan lugar a fórmulas totalmente análogas

Un compuesto es una sustancia que está formada de dos o más elementos y siempre tiene la misma masa relativa de los elementos que la componen. De acuerdo con la teoría atómica de Dalton lo anterior significa que un compuesto contendrá siempre el mismo número relativo de átomos de cada elemento.

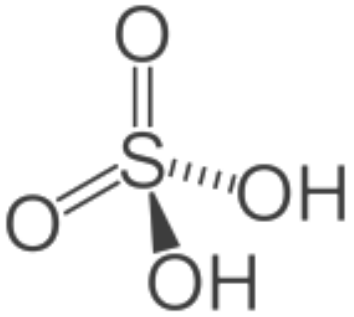
La cantidad de átomos y el tipo de cada molécula de un compuesto, se expresan por medio de una fórmula química, en esta los átomos se indican por medio de los símbolos de los elementos y el número de veces que esta presenta cada uno de ellos por medio de un subíndice a la derecha del símbolo; ejemplo la fórmula de agua es H_2O lo que nos dice que la molécula del agua está constituida por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

Existen algunos principios generales para escribir correctamente fórmulas químicas los cuales son:

- Cada átomo se representa por el símbolo de su elemento.
- El número de cada tipo de átomos se indica por un subíndice a la derecha del símbolo del elemento.
- Cuando solo existe un átomo de algún elemento no se requiere escribir el número 1.



El estado o número de oxidación de un elemento es la carga con la que actúa en determinado compuesto o fórmula, y se encuentra relacionado con la configuración electrónica de los elementos. Actualmente se conoce que toda la materia es de naturaleza eléctrica y que los electrones de la capa externa (conocidos como electrones de valencia) son los que determinan las propiedades de los átomos, de tal manera que el número de electrones ganados o perdidos origina una carga aparente llamada número de oxidación.



Cuando un átomo pierde electrones se le llama catión; en este caso están los metales, así los del grupo 1 tendrán un número de oxidación +1 al ceder un electrón, a los del grupo II, les corresponde el número de oxidación +2, y al grupo III, +3.

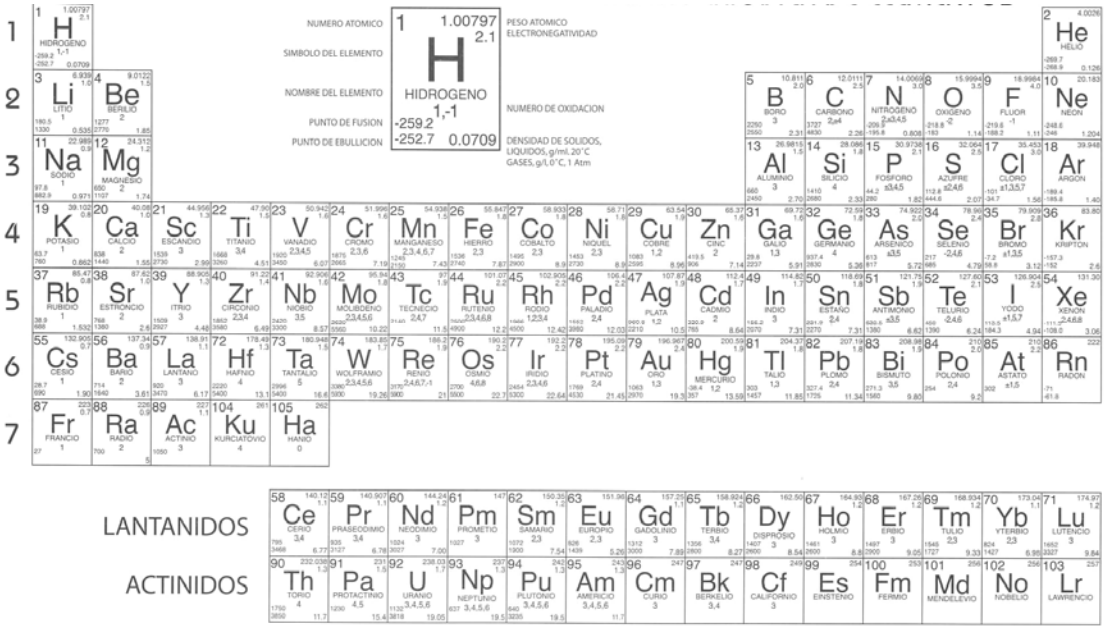
El número de oxidación de un elemento se conoce usando las siguientes reglas básicas:

1. El número de oxidación de un elemento en estado puro o sin combinar será cero, por ejemplo Na° Mg° K° C°.
2. El número de oxidación del hidrógeno es +1, solo en los compuestos llamados hidruros será –1, por ejemplo H_2^{+1} O^{-2} (agua), $K^{+1}H^{-1}$ (hidruro de potasio).
3. El número de oxidación del oxigeno es –2, solo en los peróxidos es –1. El oxígeno es positivo cuando se une con el fluor.
4. Como las moléculas son neutras, la suma algebraica de los números de oxidación de los elementos de un compuesto es igual a cero, por ejemplo H_2SO_4, 2+6-8=0.
5. Los números de oxidación de los metales son positivos en todos sus compuestos, por ejemplo Ca^{2+}, Mg^{2+}, Ba^{2+}.
6. Los números de oxidación de los no metales en los compuestos binarios son negativos y en los compuestos ternarios son positivos, ejemplo K^{1+} Cl^{1-} K_2^{1+} CO_3^{2-}.
7. Cuando se unen dos o más elementos (radical químico) el número de oxidación resulta de la suma algebraica de los números de cada elemento.

La valencia es el poder de combinación de un átomo y su denominación proviene del latín (valencia = poder); este valor esta dado por la cantidad de electrones que el átomo pueda perder o ganar de su último nivel de energía para intentar tener una configuración estable de 8 electrones como un gas noble. Es así que los átomos con uno, dos o tres electrones en su último nivel de energía, tienden a ceder electrones para lograr esta configuración estable, por lo que su valencia podrá ser +1, +2, o +3 ya que les ocasiona el mismo trabajo ganar o perder cuatro electrones, lo que ocasiona presenten una tendencia a compartir electrones; aquellos elementos que cuentan con 5, 6 o 7 electrones en el último orbital, intentan ganar 3, 2 o 1. También el número de grupo en la tabla periódica indica la valencia.

Grupo	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Valencia	+1	+2	+3	+4,-4	-3	-2	-1	0

La valencia y el número de oxidación los utilizamos como si fueran iguales de forma indistinta, pero en sentido estricto no son lo mismo ya que la valencia es siempre solo un valor y el número de oxidación pueden ser varios valores, aunque podamos tener a la valencia como un número de oxidación especial.



CAPÍTULO 2

Solubilidad

Originalmente el agua contribuyo a la formación de la materia viva, y continua siendo un componente esencial en ella, pues es parte importante en la constitución de todos los organismos vivos. El agua es el medio exterior y los fluidos acuosos que circulan en el interior de los organismos, permiten los intercambios continuos de materiales nutritivos y de excreción que las células llevan a cabo. Todos los individuos vivos presentan dentro de ciertos límites específicos necesidad de agua. Debido a que el agua es el disolvente más común, por medio de esta podemos expresar el proceso de disolución. En la mayoría de las reacciones químicas, las sustancias que intervienen están dispersas en agua, es decir en forma de soluciones

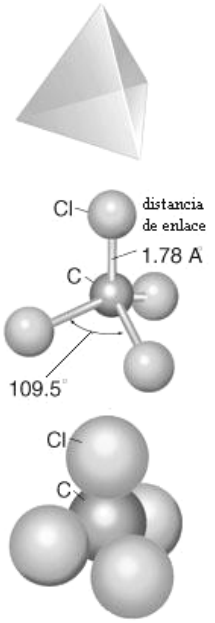
Las reacciones químicas consideradas como las más importantes, suceden en el agua (solución acuosa). Prácticamente todas las reacciones químicas que mantienen vivo al ser humano y con buena salud se llevan a cabo en el medio acuoso del organismo.

Por ejemplo, cuando un terrón de azúcar se introduce en un vaso lleno de agua, al paso del tiempo parece, a primera vista, que se ha desvanecido sin dejar rastro de su presencia en el líquido, esta aparente desaparición parece indicar que el fenómeno de la disolución se produce a nivel molecular. La disolución de un sólido supone la ruptura de los enlaces de la red cristalina y la consiguiente disgregación de sus componentes en el seno del líquido, para que esto sea posible, es necesario que se produzca una interacción de las moléculas del disolvente con las del soluto, que recibe el nombre genérico de solvatación. Cuando una sustancia sólida se sumerge en un disolvente apropiado, las moléculas (o iones) localizadas en la superficie del sólido son rodeadas por las del disolvente; este proceso lleva consigo la liberación de una cierta cantidad de energía que se cede en parte a la red cristalina y permite a algunas de sus partículas componentes desprenderse de ella e incorporarse a la disolución. La repetición de este proceso produce, al cabo de un cierto tiempo, la disolución completa del sólido, en algunos casos, la energía liberada en el proceso de solvatación no es suficiente como para romper los enlaces en el cristal y, además, intercalar sus moléculas (o iones) entre las del disolvente, en contra de las fuerzas moleculares de éste.

Para que la energía de solvatación tome un valor considerable es necesario que las interacciones entre las moléculas del soluto y entre las del disolvente sean de la misma naturaleza. Sólo así el fenómeno de la solvatación es lo suficientemente importante como para dar lugar por sí solo a la disolución del cristal, ello explica el viejo aforismo de que “lo semejante disuelve a lo semejante”. Los disolventes apolares como el agua,

son apropiados para solutos polares como los sólidos iónicos, o bien, los sólidos formados por moléculas con una cierta polaridad eléctrica, por otra parte, los disolventes apolares, como el benceno (C_6H_6), disuelven las sustancias apolares como las grasas.

Junto con los factores de tipo energético, como los considerados hasta ahora, que llevan a un sistema sólido/líquido a alcanzar un estado de menor energía potencial, otros factores determinan el que la disolución se produzca o no de forma espontánea, ésta afirmación está respaldada por dos tipos de fenómenos: en primer lugar la existencia de procesos de disolución que implican una absorción moderada de energía del medio, lo cual indica que el sistema evoluciona hacia estados de mayor energía interna; en segundo lugar sustancias apolares como el tetracloruro de carbono (CCl_4), aunque poco, se llegan a disolver en disolventes polares como el agua. Los procesos físico-químicos están influidos, además, por el factor desorden, de modo que tienden a evolucionar en el sentido en el que éste aumenta. La disolución, sea de sólido en líquido, sea de líquido en líquido, aumenta el desorden molecular y por ello está favorecida, de manera contraria, la de gases en líquidos, está dificultada por el aumento del orden que conllevan. Del balance final entre los efectos de ambos factores, el de energía y el de desorden, depende el que la disolución sea o no posible.



Las sustancias no se disuelven en igual medida en un mismo disolvente, con el fin de poder comparar la capacidad que tiene un disolvente para disolver un producto dado, se utiliza una magnitud a la que llamamos solubilidad. La capacidad de una determinada cantidad de líquido para disolver una sustancia sólida no es ilimitada. Añadiendo soluto a un volumen dado de disolvente, se llega a un punto a partir del cual la disolución no admite más soluto (ya que el exceso de soluto, se precipitará en el fondo del recipiente). Se dice entonces que la solución está saturada; pues bien, la solubilidad de una sustancia respecto de un disolvente determinado es la concentración que corresponde al estado de saturación a una temperatura dada.

Las solubilidades de sólidos en líquidos varían mucho de unos sistemas a otros por ejemplo, a 20° centigrados la solubilidad del cloruro de sodio (NaCl) en agua es 6 M y en alcohol etílico (C_2H_6O), es 0.009 M. Cuando la solubilidad es superior a 0.1 M se suele considerar la sustancia como soluble en el disolvente considerado; por debajo de 0.1 M se considera como poco soluble o incluso como insoluble si se aleja bastante de este valor de referencia.

La solubilidad depende de la temperatura; de ahí que su valor vaya siempre acompañado del de la temperatura de trabajo, en la mayor parte de los casos, la solubilidad aumenta al aumentar la temperatura. Se trata de procesos en los que el sistema absorbe calor para apoyar con una cantidad de energía extra el fenómeno la solvatación, en otros, sin embargo, la disolución va acompañada de una liberación de calor y la solubilidad disminuye al aumentar la temperatura. Los términos solución o disolución se utilizan e manera indistinta, pero por lo general, la disolución se aplica al fenómeno de disolverse, y solución a la sustancia resultante de dicho fenómeno, una disolución se compone de dos fases, que comúnmente denominamos cono soluto y solvente, al componente que esta en mayor proporción se le denomina disolvente y al que se encuentra en menor proporción se le denomina soluto.

Una solución es una mezcla homogénea, en la cual los componentes se encuentran dispersos de manera uniforme, lo anterior significa que una muestra tomada de alguna parte es igual a la de cualquier otra, por ejemplo el primer trago de jugo de naranja es igual al último. Así mismo existen soluciones gaseosas como la atmósfera del planeta compuesta por una solución gaseosa de $O_{2(g)}$ y $N_{2(g)}$ y otros gases dispersos de forma aleatoria, las soluciones también pueden ser sólidos, ejemplo de esto sería diversos tipos de acero son mezclas de hierro, carbono y otras sustancias (magnesio, cromo y molibdeno), también el bronce es una mezcla homogénea de cobre y zinc.

Estos ejemplos nos indican los tipos de soluciones que podemos tener (sólido, líquido y gas) y como ya se menciono con anterioridad, en éstos la sustancia que se encuentra en mayor cantidad será el disolvente o medio dispersor (por lo general el agua), la otra sustancia recibe el nombre de soluto y será la sustancia dispersa que estará en menor proporción en la disolución, por ejemplo, al disolver una cucharadita de azúcar en un vaso de agua, el soluto será el azúcar y el disolvente el agua.

Diversos tipos de soluciones			
Ejemplo	**Estado de la disolución**	**Estado del disolvente**	**Estado del soluto**
Aire	Gas	Gas	Gas
Oxígeno en agua	Líquido	Líquido	Gas
Anticongelante en agua	Líquido	Líquido	Líquido
Sal en agua	Líquido	Líquido	Sólido
Bronce	Sólido	Sólido	Sólido
Refresco	Líquido	Líquido	Gas
Océano	Líquido	Líquido	Sólido

Como ya se mencionó anteriormente una disolución se compone de dos fases, que en forma común llamamos soluto y solvente. El componente que se encuentra en menor proporción será el soluto y el que se encuentra en mayor proporción el solvente, no obstante existen algunas reglas que hacen que lo anterior pueda variar:

- Cuando uno de los componentes de la disolución es líquido, se le conoce como solvente.
- Si uno de los componentes es sólido y el otro gas, el sólido será el solvente y el gas el soluto.
- Si los dos son sólidos, líquidos y gaseosos, el solvente será el que este en mayor cantidad.

Las disoluciones son mezclas homogéneas de sustancias en iguales o distintos estados de agregación, la concentración de una disolución constituye una de sus principales características. Bastantes propiedades de las disoluciones dependen exclusivamente de la concentración, su estudio resulta de interés tanto para la física como para la química. El estudio de los diferentes estados de agregación de la materia se suele referir, para simplificar, a una situación de laboratorio, admitiéndose que las sustancias consideradas son puras, es decir, están formadas por un mismo tipo de componentes elementales, ya sean átomos, moléculas, o pares de iones. Los cambios de estado, cuando se producen, sólo afectan a su ordenación o agregación, sin embargo, en la naturaleza, la materia se presenta, con mayor frecuencia, en forma de mezcla de sustancias puras. Las disoluciones constituyen un tipo particular de mezclas, por ejemplo el aire de la atmósfera o bien el agua del mar, son ejemplos de disoluciones.

El hecho de que la mayor parte de los procesos químicos tengan lugar en disolución hace del estudio de las disoluciones un apartado importante de la química-física. La separación de un sistema material en los componentes que lo forman puede llevarse a cabo por métodos físicos o por métodos químicos, los de tipo físico incluyen una serie de procesos como: filtración, destilación o centrifugación, en las cuales no se produce ninguna alteración en la naturaleza de las sustancias, de modo que un simple reagrupamiento de los componentes obtenidos tras la separación dará lugar, nuevamente, al sistema primitivo; sin embargo los métodos químicos, llevan consigo cambios químicos; la materia base sufre transformaciones que afectan a su naturaleza, por lo que una vez que se establece la separación, la simple reunión de los componentes no reproduce la sustancia original.

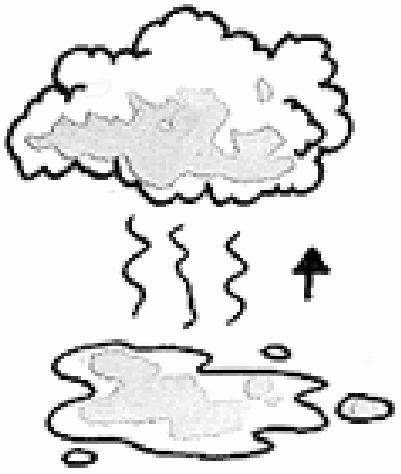
Las nociones científicas de combinación, mezcla y disolución, tienen en común el hecho de que en todos los casos, intervienen dos o más componentes, a pesar de lo cual presentan diferencias notables. Una combinación química es una sustancia compuesta formada por dos o más elementos cuyos átomos se unen entre sí mediante fuerzas de enlace, sus entidades elementales, ya sean moléculas, ya sean pares iónicos, son iguales entre sí, y sólo mediante procedimientos químicos que rompan tales uniones es posible separar los elementos componentes de una combinación.

Las mezclas son sistemas materiales que pueden fraccionarse o separarse en sus distintos componentes por medio de métodos físicos, por ejemplo, cuando los gambusinos (buscadores de oro) lavan sobre el cedazo las arenas auríferas, buscan, por medio de un procedimiento físico, separar el barro y los granos de arena de las pepitas del metal. En las salinas, por efecto de la intensa evaporación, el agua del mar se separa en dos componentes: agua propiamente dicha, que en forma de vapor se incorpora al aire, y un conjunto de sales minerales que se acumulan en el fondo hasta que se completa la desecación.

En algunos tipos de mezclas la materia se distribuye de manera uniforme por todo el volumen, constituyendo de esta manera un sistema homogéneo. Cuando una sustancia sólida se mezcla con un líquido de tal forma que no puede distinguirse de él, se dice que la sustancia ha sido disuelta por el líquido; a la mezcla homogénea así formada se la denomina disolución; en este caso la sustancia sólida recibe el nombre de *soluto* y el líquido se denomina *disolvente*. La noción de disolución puede generalizarse e incluir la de gases en gases, gases en líquidos, líquidos en líquidos o sólidos en sólidos. En general, se dice que el soluto, es aquella sustancia que se encuentra en menor proporción en la disolución, y el disolvente la que se encuentra en mayor proporción. Cuando dos sustancias líquidas pueden dar lugar a mezclas homogéneas o disoluciones, se dice que son miscibles.

Una parte homogénea de un sistema se denomina *fase,* por ejemplo*,* los perfumes constituyen una disolución en agua y alcohol de ciertas esencias aromáticas, sin embargo, no es posible determinar dónde está la parte de alcohol, dónde la de agua y dónde la de esencia. Por tal motivo, las disoluciones al igual que las sustancias puras en un estado de agregación determinado, se consideran formadas por una única fase. Las propiedades de una disolución dependen de la naturaleza de sus componentes y también de la proporción en la que éstos participan en la formación de la disolución. La velocidad de una reacción química que tenga lugar entre sustancias en disolución, depende de las cantidades relativas de sus componentes, es decir, de sus concentraciones.

Entre las propiedades de las disoluciones se encuentra el aumento del punto de ebullición y la disminución del punto de congelación con respecto a los valores propios del disolvente puro. Este aumento del rango de temperaturas correspondiente al estado líquido, fue descrito por el físico-químico francés François Marie Raoult (1830-1901), quien estableció que las variaciones observadas en los puntos de ebullición y de congelación de una disolución eran directamente proporcionales al cociente entre el número de moléculas del soluto y el número de moléculas del disolvente, o lo que es lo mismo, a la concentración molal.



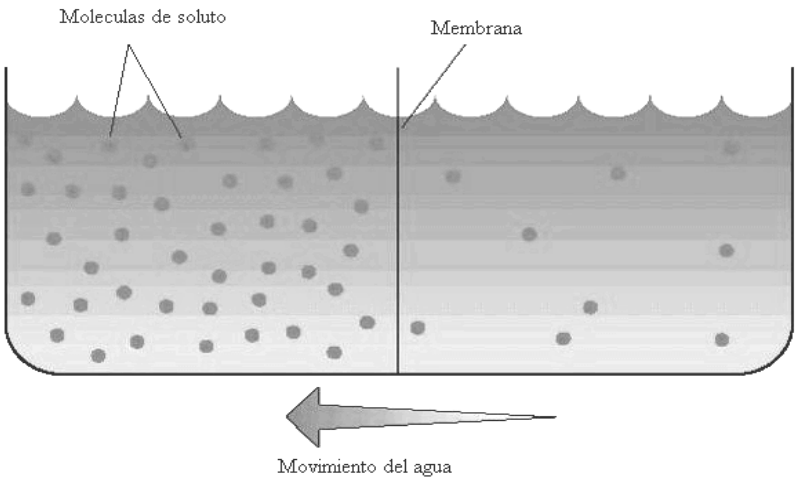
La interpretación de esta ley en términos moleculares es la siguiente: la presencia de moléculas de soluto no volátiles en el seno del disolvente dificulta el desplazamiento de las moléculas de éste en su intento de alcanzar, primero, la superficie libre y, luego, el medio gaseoso, lo que se traduce en un aumento del punto de ebullición. Análogamente, las moléculas de soluto, por su diferente tamaño y naturaleza, constituyen un obstáculo para que las fuerzas intermoleculares, a temperaturas suficientemente bajas, den lugar a la ordenación del conjunto en una red cristalina, lo que lleva consigo una disminución del punto de congelación.

La mayor parte de la materia que conocemos esta presente en forma de mezclas de algunas sustancias y no así como sustancias puras. Las soluciones se encuentran por todas partes en nuestra vida cotidiana y desempeñan un importante papel en ella, por ejemplo, el aire que respiramos es una solución de diferentes gases, solo por mencionar algunos como: oxigeno, nitrógeno, hidrogeno, vapor de agua, etc.; así mismo, el agua de los océanos es una solución conformada por diferentes sales con algunas otras sustancias disueltas en esta mezcla. Las plantas absorben las sustancias nutritivas a través de sus raíces en forma de solución, casi la totalidad de nuestros alimentos se descomponen en sustancias solubles en agua durante el proceso de la digestión, ya que de no ser de esta manera, la sangre no seria capaz de transportar dichas sustancia a los tejidos de nuestro organismo. Por otra parte, muchos de los productos que utilizamos son soluciones, por ejemplo, lociones, refrescos jarabes, vinos, gasolina, detergentes, vidrios, etc. Existen diferentes tipos de soluciones, lo anterior se debe a que tanto el soluto como el solvente pueden presentar los tres estados de agregación de la materia.

Tipo de solución	Soluto	Solvente	Ejemplos
Liquido-liquido	Liquido	Liquido	Glicerina o alcohol en agua, Anticongelantes
Liquido-sólido	Liquido	Sólido	Benceno en yodo sólido, amalgamas dentales (Hg-Ag)
Liquido-gas	Liquido	gas	Vapor de agua en aire
Gas-gas	gas	gas	Aire (mezcla de gases O_2,N_2,etc), aire para bucear (He-O_2)
Gas-sólido	gas	sólido	Hidrogeno en esponja de paladio
Gas-liquido	gas	liquido	Bebidas carbonatadas, amoniaco, CO_2 en agua
Sólido-sólido	sólido	sólido	Latón (zinc en cobre), bronce (cobre-estaño)
Sólido-liquido	sólido	liquido	Todas las sales solubles en agua
Sólido-gas	sólido	gas	Partículas sólidas en el aire

Cuando dos líquidos miscibles se ponen en contacto, el movimiento asociado a la agitación térmica de sus moléculas, termina mezclando ambos y dando lugar a un sistema homogéneo, a este fenómeno físico se le denomina difusión.

Las membranas semipermeables se caracterizan porque, debido al tamaño de sus poros, cuando se sitúan como límite de separación entre una disolución y su disolvente correspondiente, permiten el paso de las moléculas de disolvente, pero no las de soluto solvatadas, cuyo tamaño es mayor. Se produce entonces entre ambos sistemas una difusión restringida que se denomina *ósmosis*.



La ósmosis se caracteriza porque el intercambio de moléculas en uno y otro sentido no se produce con la misma velocidad, esto es debido a que la cantidad de moléculas de disolvente que chocan con la membrana por unidad de superficie, es mayor del lado del disolvente puro que del lado de la disolución, en donde la presencia de moléculas de soluto entorpece el proceso. Hay, por tanto, una presión de fluido que se ejerce del disolvente hacia la disolución y que recibe el nombre de *presión osmótica*. La presión osmótica "π", de una disolución depende de su concentración y se atiene a una ley semejante a la de los gases perfectos. Dicha ley fue establecida por Van't Hoff en 1897 y se expresa en la forma:

$$\pi V = n R T$$

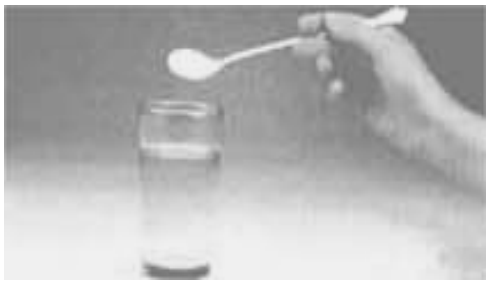
o lo que es lo mismo:

$$\pi = n.R.T/V = M.R.T$$

donde: M, concentración molar; R constante de los gases y T, la temperatura absoluta de la disolución.

A partir de la medida de la presión osmótica se puede determinar la masa molecular del soluto; la ley de Van't Hoff permite calcular el número de moles "n", empleando como datos los resultados de las medidas de, temperatura "T" y del volumen "V" de la disolución. La masa del soluto se determina inicialmente con la balanza, y un cálculo del tipo: masa molecular = masa en gramos/número de moles, proporciona una estimación de la masa de las moléculas de soluto.

Concentración



A la relación entre el peso del soluto y el peso del solvente se le llama concentración, la solubilidad de una sustancia en otra es la propiedad de la primera de formar solución con la segunda, inclusive para sustancias muy solubles existe un límite con respecto a la cantidad de soluto capaz de disolver. Por ejemplo la solubilidad del NaCl (sal) en agua es de 35.7g por 100ml de agua, esta es la cantidad máxima de sal que se puede disolver en agua para dar una disolución estable.

Cuando una disolución contiene la máxima cantidad de soluto disuelto se dice que esta saturada, en cambio una solución diluida contiene pequeñas cantidades de soluto en relación con el solvente, ejemplo si disolvemos 2g de NaCl en 100ml de agua, esta es una cantidad mucho menor de la que puede disolver ese solvente.

Aunque un compuesto químico siempre tiene la misma composición las soluciones son mezclas, por lo tanto las cantidades de sustancias pueden variar, por ejemplo, el café puede ser de sabor fuerte o débil, el café fuerte contiene mayor cantidad de soluto disuelto en determinada cantidad de agua, y el débil tendrá menos. Una solución concentrada es aquella que contiene mayor cantidad que la solución diluida pero muy inferior a la saturada, ejemplo: 20g de NaCl en 100ml de agua.

En ciertos casos (sobre todo en la industria) la solución puede tener mayor concentración de la que presenta la solución saturada, se dice entonces que está sobresaturada. Este tipo de solución es inestable y se forma al calentar una solución saturada, agregándole más soluto se disolverá mientras este caliente, pero al enfriarse volverá a solidificarse el soluto.

Como ya se menciono anteriormente sabemos que la concentración de una solución es la relación existente entre una cantidad definida de soluto, disuelta en una determinada cantidad de solvente; dependiendo de cómo se expresa la concentración de una solución, estas se pueden clasificar en: empíricas y valoradas.

Dentro de las soluciones empíricas, la concentración esta expresada de manera muy arbitraria, pero son empleadas frecuentemente y se pueden clasificar en: concentradas y diluidas. Estos términos expresan cantidades relativas de soluto en una solución, pero ninguno de los dos especifica la cantidad exacta de soluto presente.

Las soluciones concentradas son aquellas que contienen una cantidad relativamente grande de soluto disuelto. La solución diluida es aquella cuyo contenido de soluto disuelto es muy pequeño, por ejemplo, si tenemos dos volúmenes de agua iguales, y en uno disolvemos 1 gramo de azúcar y en el otro 50 gramos, al comparar las dos soluciones, empíricamente decimos que la primera esta mas diluida que la segunda, o bien, que la segunda esta mas concentrada que la primera.

Existen otras formas de clasificar la concentración de las soluciones empíricas, las cuales son: saturada, no saturada, sobresaturada.

- La solución saturada es aquella en que se establece un equilibrio entre la velocidad a la cual el soluto se disuelve en el solvente, y la velocidad con la cual el soluto disuelto cristaliza, se dice que se tiene una solución saturada, y en ésta la concentración del soluto se mantiene constante ya que no es posible disolver mas soluto a esa temperatura
- Solución no saturada es aquella en la que la concentración del soluto es menor que en una solución saturada
- Solución sobresaturada. Es aquella que contiene mayor cantidad de soluto que la solución saturada, a una determinada temperatura sin embargo, es inestable pues si se frotan las paredes del recipiente que la contiene o se agrega un cristal del soluto, se provoca la cristalización del exceso de este y la solución pasa a ser solamente saturada

Este tipo de maneras para expresar la concentración de las soluciones se dice que es de manera cualitativa, ya que de manera exacta no nos indica las cantidades de soluto presentes en la solución, razón por la cual se les conoce como empíricas. Las soluciones llamadas valoradas son aquellas en las cuales la concentración se determina de una manera cuantitativa, es decir, se especifica la cantidad de soluto y de solvente hay en la solución; existen diferentes maneras de expresar la concentración del soluto en una solución valorada

Como ya se menciona con anterioridad la concentración de una disolución es la cantidad de soluto disuelta en una cantidad unidad de disolvente o de disolución. Existen diferentes formas de expresar la concentración de una disolución, las que se emplean con mayor frecuencia suponen el comparar la cantidad de soluto con la cantidad total de disolución, ya sea en términos de masas, ya sea en términos de masa a volumen o incluso de volumen a volumen, si todos los componentes son líquidos. La concentración es la magnitud física que expresa la cantidad de un elemento o un compuesto por unidad de volumen. En el Sistema internacional de unidades se emplean las unidades $mol \cdot m^{-3}$. Cada sustancia tiene una solubilidad que es la cantidad máxima de soluto que puede disolverse en una disolución, y depende de condiciones como la temperatura, presión, y otras substancias disueltas o en suspensión. En química, para expresar cuantitativamente la proporción entre un soluto y el disolvente en una disolución se emplean distintas unidades: *molaridad*, *normalidad*, *molalidad*, *formalidad*, *porcentaje en peso*, *porcentaje en volumen*, *fracción molar*, *partes por millón*, *partes por billón*, *partes por trillón*, etc. También se puede expresar cualitativamente empleando términos como *diluido*, para bajas concentraciones, o *concentrado*, para altas

Molaridad (M). En química la molaridad es la manera más frecuente de expresar la concentración de las disoluciones, la molaridad nos indica el número de moles de soluto disueltos por cada litro de disolución; se representa por la letra “M”. Por ejemplo una disolución de 1 M contendrá un mol de soluto por litro, una 0.5 M contendrá medio mol de soluto por litro, etc. El cálculo de la molaridad se efectúa determinando primero el número de moles y dividiendo por el volumen total en litros

La preparación de disoluciones con una concentración definida de antemano puede hacerse con la ayuda de recipientes que presentan una capacidad conocida. Así, empleando un matraz aforado de 0.250 litros, la preparación de una disolución 1 M supondrá pesar 0.25 moles de soluto, echar en el matraz la muestra pesada, añadir parte del disolvente y agitar para conseguir disolver completamente el soluto; a continuación se añadirá el disolvente necesario hasta enrasar el nivel de la disolución con la señal del matraz.

La molaridad (M) es el número de moles de soluto por litro de disolución, por ejemplo, si se disuelven 0.5 moles de soluto en 100 ml de disolución, se tiene una concentración de ese soluto de 5.0 M (5.0 molar). Para preparar una disolución de esta concentración normalmente se disuelve primero el soluto en un volumen menor, por ejemplo 30 ml, y se traslada esa disolución a un matraz aforado, para después rellenarlo con más disolvente hasta los 100 ml.

$$M = \frac{n}{V} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolucion}} (mol/l \equiv molar)$$

Es el método más común de expresar la concentración en química sobretodo cuando se trabaja con reacciones químicas y relaciones estequiométricas. Sin embargo, tiene el inconveniente de que el volumen cambia con la temperatura.

Molalidad (m) es el número de moles de soluto por kilogramo de solvente. Para preparar soluciones de una determinada molalidad en un soluto, no se emplea un matraz aforado como en el caso de la molaridad, sino que se puede hacer en un vaso de precipitado y pesando con una balanza analítica, previo peso del vaso vacío para poderle restar el correspondiente valor.

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kilogramos de solvente}} (mol/kg \equiv molal)$$

La principal ventaja de este método de medida respecto a la molaridad es que como el volumen de una disolución depende de la temperatura y de la presión, cuando éstas cambian, el volumen cambia con ellas. Gracias a que la molalidad no está en función del volumen, es independiente de la temperatura y la presión, y puede medirse con mayor precisión. Es menos empleada que la molaridad.

Gramos por litro. Indica la masa en gramos disuelta en cada litro de disolución; este tipo de concentración tiene la ventaja de ser una concentración expresada en unidades directamente cuantificables para el tipo de disoluciones más frecuentes en química las cuales son de sólidos en líquidos. La balanza expresa la medida de la masa de soluto en gramos y los recipientes de uso habitual en química indican el volumen de líquido contenido en litros o en sus submúltiplos, por lo que su cálculo es de manera inmediata.

Se pueden usar también las mismas unidades que para medir la densidad aunque no conviene confundir ambos conceptos. La densidad de la mezcla es la masa de la solución entre el volumen de esta mientras que la concentración en dichas unidades es la masa de soluto entre el volumen de la disolución. Se suelen usar los gramos por litro (g/l).

$$\frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen de disolucion}}$$

Porcentaje en peso. Este tipo de concentración nos expresa la masa en gramos de soluto disuelta por cada cien gramos de disolución, su cálculo requiere considerar de manera separada la masa del soluto y la del disolvente: Para el estudio de ciertos fenómenos físico-químicos resulta de interés expresar la concentración en términos de proporción de cantidad de soluto a cantidad de disolvente. Se emplea entonces la molalidad, ya que esta última nos indica el número de moles de soluto disuelto en cada kilogramo de disolvente. Las propiedades de las disoluciones se ven alteradas por la presencia de moléculas de algún soluto, por ejemplo, el punto de fusión y el de ebullición del disolvente cambian; su densidad aumenta, su comportamiento químico se modifica y, en ocasiones, también su color. Algunas de estas propiedades de las disoluciones no dependen de la naturaleza del soluto, sino únicamente de la concentración de la disolución.

$$\%\text{en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de disolucion}} \cdot 100$$

Porcentaje por volumen Expresa el volumen de soluto por cada cien unidades de volumen. Se suele usar para mezclas gaseosas en las que el volumen es un parámetro importante a tener en cuenta.

$$\%\text{en volumen} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de disolucion}} \cdot 100$$

ppm, ppb y ppt Para expresar concentraciones muy pequeñas, trazas de una sustancia muy diluida en otra, es común emplear las relaciones partes por millos (ppm), partes por "billón" (ppb) y partes por "trillón" (ppt). El millón equivale a 10^6, el billón estadounidense, o millardo, a 10^9 y el trillón estadounidense a 10^{12}. Este tipo de concentración Es de uso relativamente frecuente en la medición de la composición de la atmósfera terrestre. Así el aumento de dióxido de carbono en el aire debido al calentamiento global se suele dar en dichas unidades

Lectura: vitaminas solubles en agua y grasa

Las vitaminas presentan estructuras químicas muy particulares, lo que determina su solubilidad en las diferentes porciones del cuerpo humano, por ejemplo, las vitaminas del tipo B y C son solubles en agua, mientras que las vitaminas del tipo A, D, E y K presentan solubilidad en compuestos no polares y en los tejidos grasos del cuerpo. Debido a su solubilidad en agua, las vitaminas B y C no se almacenan en cantidades considerables en el organismo humano, lo que hace necesario incluir en nuestra dieta diaria alimentos que contengan dichas vitaminas. Por otra parte, aquellas vitaminas solubles en grasas, se almacenan en cantidades suficientes para impedir la aparición de enfermedades causadas por deficiencias vitamínicas, aún después de que un organismo ha subsistido durante un largo periodo con una dieta baja en vitaminas.

Los diferentes patrones de solubilidad de las vitaminas solubles en agua y las solubles en grasas se pueden explicar en términos de las estructuras de sus moléculas. La estructura química de la vitamina A, llamada retinol, es un alcohol con una cadena larga de carbonos, esta vitamina casi no es polar. En contraste, la molécula de la vitamina C llamada ácido ascórbico es mas pequeña y presenta mas grupos OH que la anterior, los cuales pueden formar puentes de hidrogeno con el agua.

La compañía Procter & Gamble introdujo en 1998 un sustituto de grasas que no tienen calorías, llamado *olestra*™ dicha sustancia se forma por la combinación de una molécula de azúcar con ácidos grasos, es estable a altas temperaturas, y por lo tanto puede usarse en lugar de aceites vegetales para cocinar alimentos, aunque su sabor es parecido al aceite vegetal, el compuesto pasa a través del aparato digestivo humano sin metabolizarse, por lo que no aporta calorías a la dieta del ser humano. Puesto que este compuesto consiste en moléculas grandes similares a las grasas, absorbe las vitaminas liposolubles (A, D, E y K), así como otros nutrientes como los carotenos y los transporta a través del aparato digestivo hasta sacarlos del cuerpo.

Existen voces en contra de este producto muestran su preocupación porque, aun a pesar de que los alimentos que lo contienen se fortificarían con las vitaminas que podrían perderse, las consecuencias a largo plazo de un consumo regular de olestra, podrían ser perjudiciales.

Actividad

Analiza y contesta correctamente.

1. Es la fase de una solución que se encuentra en menor proporción por lo que constituye la fase dispersa.

2. Es la fase dispersora de una solución y es la que esta en mayor proporción.

3. Un gramo de azúcar en un litro de agua es un ejemplo de solución.

4. 20 gramos de NaCl en 1000ml de H_2O es un ejemplo de qué tipo de solución.

5. Cuando el solvente ya no disuelve más soluto se dice que la solución está.

6. Es la solución que contiene más soluto disuelto que el que contiene una solución saturada.

7. Qué significa que una solución sea una mezcla homogénea?

8. Menciona dos ejemplos de mezcla homogénea.

9. Una aleación metálica de acero niquelado es un ejemplo de solución.

10. Menciona dos ejemplos de una solución de líquido en gas y dos de sólido en gas.

11. Con tus palabras explica como se disuelve un sólido en un líquido.

12. ¿Cómo afecta la temperatura a la solubilidad?

13. Porque son importantes las disoluciones para los seres vivos

14. Describe el fenómeno de la osmosis

15. Define el concepto de concentración

16. ¿Cuales son las características del compuesto llamado olestra?

17. ¿Qué es una solución de tipo empírica?

18. Es la manera mas común de expresar la concentración de las disoluciones

19. ¿Que es una solución diluida?

Factores que afectan la solubilidad

La cinética química se encarga del estudio de la velocidad de reacción de los procesos químicos en función de la concentración de las especies que reaccionan, de los productos de reacción, de los catalizadores e inhibidores, de los diferentes medios disolventes, de la temperatura, y de todas las demás variables que pueden afectar a la velocidad de una reacción.

Cuando algunas sustancias reaccionan lo hacen en forma lenta, por ejemplo, el hierro en presencia de aire; otras reaccionan de manera muy rápida, por ejemplo, el sodio también en presencia de aire; y hay sustancias como el papel en presencia de aire, que no reaccionarían jamás sin el auxilio del fuego, pero una vez comenzada la reacción ésta se desarrolla rápidamente. Entonces, tanto para que una reacción ocurra, como para modificar su velocidad, se deberán tener en cuenta varios factores.

La cinética química busca la relación entre la forma precisa en que varía la velocidad de reacción con el tiempo, y la naturaleza de las colisiones intermoleculares (que controlan la velocidad) implicadas en la generación de los productos de reacción. La velocidad de reacción se expresa de la siguiente forma:

$$\text{Velocidad} = \frac{\text{moles o gramos de sustancias que reaccionan por litro}}{\text{tiempo en segundos}}$$

$$\text{Velocidad} = \frac{\text{moles o gramos de sustancias obtenidas por litro}}{\text{tiempo en segundos}}$$

Por ejemplo:

$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$$

Para esta ecuación la expresión de velocidad es:

1) Moles o gramos de HCl o de NaOH por litro y por segundo.
2) Moles o gramos de NaCl o de H_2O por litro y por segundo.

Los moles o gramos de sustancia por litro de solución es la concentración, expresada como molaridad o simplemente en g/l. Por lo tanto, la velocidad de reacción se puede expresar como: $V = C/t$

El grado en que una sustancia se disuelve en otra depende de la naturaleza tanto del soluto como del disolvente, también depende de la temperatura y al menos en el caso de los gases, de la presión. Un factor que determina la solubilidad es la tendencia natural de las sustancias a mezclarse, sin embargo si ésta fuera la única consideración, podríamos esperar que todas las sustancias se disolverían de forma total unas en otras; obviamente esto no sucede así. Entonces, ¿qué otros factores intervienen?

La polaridad de las moléculas influye para determinar cual de las sustancias es la que se disolverá. Las moléculas de agua son polares y esto se debe a muchas de las propiedades que la diferencian de otros compuestos.

El agua líquida es bastante polar, sus moléculas están en equilibrio dinámico de forma constante, se encuentran unidas por enlaces puentes de hidrógeno, los cuales se rompen y se forman de nuevo continuamente. La interacción dipolo-dipolo entre las moléculas de agua es de una molécula a otra.

$$H_2O + H_2O \rightarrow H_3O^{+1} + OH^{-1}$$

Las moléculas polares del agua hidratan a los iones del soluto, el cual se disuelve y se obtiene la solución. Como resultado del movimiento cinético, las partículas del soluto y del solvente se están moviendo en todas direcciones de la fase solución.

No todas las sustancias tienen la propiedad de dispersarse en la misma proporción, los gases forman dispersiones homogéneas en todas proporciones, es decir son completamente miscibles, igual pasa con algunos líquidos, ejemplo de ello son agua y alcohol, por el contrario, cuando dos o más sustancias no se mezclan al estar en contacto se dice que no son miscibles, por ejemplo, agua y aceite.

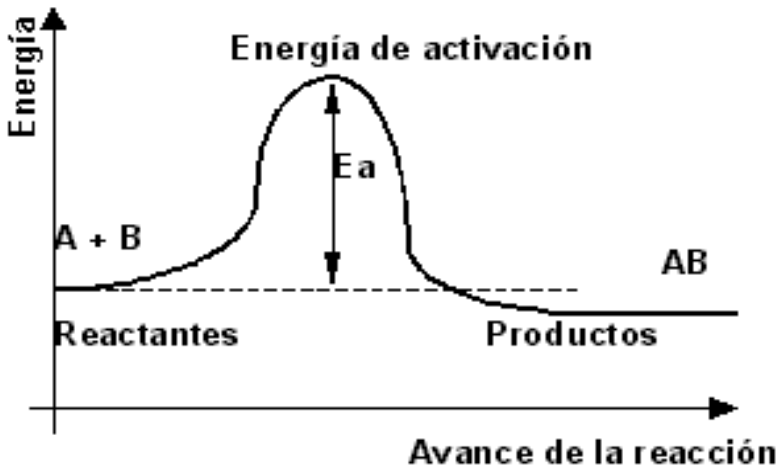
Para que dos sustancias reaccionen, sus moléculas, átomos o iones, deben chocar, estos choques producen un nuevo ordenamiento electrónico y, por consiguiente un nuevo ordenamiento entre sus enlaces químicos, originando de ésta manera, nuevas sustancias.

Por lo tanto la solubilidad de una sustancia y la estabilidad de la solución depende de varios factores tales como:

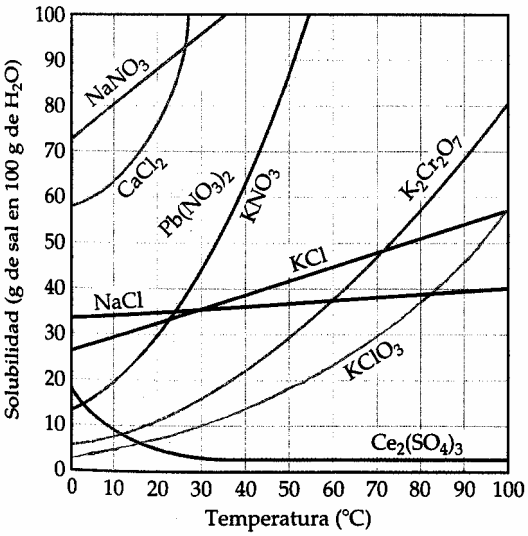
1. Naturaleza del soluto y el solvente.
2. Temperatura.
3. Presión.
4. Tamaño de las partículas.
5. Agitación.
6. Influencia de otras sustancias en la solución.

Naturaleza del soluto y solvente. La naturaleza de los reactantes involucrados en una reacción química determina el tipo de reacción que se lleva a cabo. Las reacciones en las cuales se redistribuyen enlaces o se transfieren electrones, pueden ser más lentas que las que no involucran estos cambios; por ejemplo sabemos que las reacciones iónicas se efectúan de manera inmediata, lo anterior se debe a las frecuentes colisiones que se dan entre iones con cargas opuestas, ya que en una reacción iónica no se presenta transferencia de electrones.

Las reacciones entre moléculas neutras pueden desarrollarse de manera más lenta que las iónicas, lo anterior debido ocasionado por la transferencia electrónica y redistribución de los enlaces, la mayor parte de las colisiones moleculares son elásticas, por lo tanto, las moléculas simplemente rebotan y se apartan sin cambios, sin embargo, algunas colisiones tienen la suficiente energía para ocasionar cambios en las nubes electrónicas de las moléculas que chocan. Cuando ocurre el cambio, las moléculas que chocan pueden formar el complejo activado. A la energía requerida para formar este complejo activado se le denomina "energía de activación",si esta energía de activación es pequeña, son pocas las colisiones que tienen la suficiente energía para formar el complejo activado, por lo tanto, la reacción puede ser tan lenta que es sumamente difícil observarla, por ejemplo, el hidrógeno y el oxígeno pueden mantenerse durante años en el mismo recipiente sin reaccionar, aunque existen colisiones entre sus moléculas, no se alcanza la energía de activación necesaria. Sin embargo, si la mezcla se calienta a 800 °C, o bien se introduce una llama o una chispa en el recipiente, el hidrógeno y el oxígeno reaccionan violentamente, el calor, la llama o la chispa nos suministran la energía de activación.

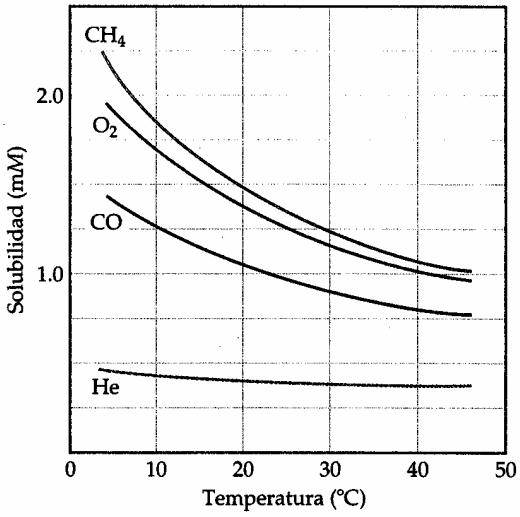


Temperatura. Según la teoría cinética, la temperatura aumenta la energía cinética de las moléculas o iones, y por consiguiente el movimiento de estos, con lo cual, se incrementa la posibilidad de choques entre las moléculas o iones de los reactivos, aumentando la posibilidad de que ocurra la reacción o acelerando una reacción en desarrollo, sin embargo, el incremento de la velocidad de la reacción no depende tanto del incremento del número de colisiones, cómo del número de moléculas que han alcanzado la energía de activación.



La temperatura es uno de los factores que afectan la velocidad de una reacción; su disminución hace que la reacción se realice de manera más lenta, como por ejemplo, el refrigerador, el cual nos ayuda a conservar alimentos; en algunas otras ocasiones usamos altas temperaturas para acelerar un proceso, por ejemplo, cuando horneamos un pastel. En los gases generalmente su solubilidad en agua disminuye al incrementar la temperatura, cuando el agua se calienta podemos observar que en el fondo y en las paredes del recipiente se forman pequeñas burbujas de gas; estas burbujas son oxigeno y nitrógeno, los cuales escapan del agua antes de que ésta entre en ebullición, lo que nos demuestra que el aire es menos soluble en agua caliente que en agua fría, por lo tanto, se dice que: la solubilidad de la mayoría de los gases disminuye conforme aumenta la temperatura de la disolución. De manera similar las sodas pierden CO_2 si se les permite calentarse, al aumentar la temperatura de la disolución la solubilidad del CO_2 disminuye y $CO_{2(g)}$ escapa de la disolución.

La menor solubilidad del O_2 en agua al aumentar la temperatura es uno de los efectos de la contaminación térmica de lagos y ríos, su efecto es mucho mas grave en los lagos profundos, porque el agua caliente es menos densa que el agua fría, por lo que tiende a permanecer sobre el agua fría, en la superficie, ésta situación, impide la disolución de oxigeno en las capas mas profundas y afecta la respiración de todos los organismos acuáticos que necesitan oxigeno. Las industrias que utilizan agua de ríos y lagos para sus sistemas de enfriamiento, pueden ocasionar daños en la población de las especies marinas, al regresar el agua a una temperatura mayor.



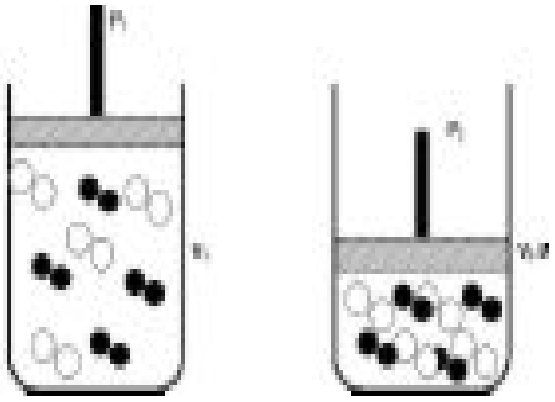
Esta menor solubilidad de los gases a mayores temperaturas, se debe a que para que se disuelvan las moléculas del gas, debe existir algún tipo de atracción, aunque muy débil, con las moléculas del liquido; al aumentar la temperatura, la solubilidad del gas disminuye porque aumenta la velocidad (energía cinética) de las moléculas, y por ello se reduce la posibilidad de unión con las moléculas del liquido

La solubilidad de la mayor parte de los sólidos en agua aumenta al incrementarse la temperatura de la disolución, "La velocidad de una reacción crece, en general, con la temperatura, y se duplica, aproximadamente, por cada 10 °C que aumenta la temperatura". Por ejemplo, el cloruro de sodio reacciona lentamente con el ácido sulfúrico, si se le proporciona calor aumenta la velocidad de reacción dando sulfato de sodio (Na_2SO_4) y ácido clorhídrico:

$$2NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2HCl$$

Recordemos que los combustibles para ser quemado, primero deben alcanzar su punto de combustión, luego por ser reacciones exotérmicas es decir que liberan calor, la combustión continúa sola

Presión. La solubilidad de los sólidos y líquidos no acusan un efecto apreciable de la presión, mientras que la solubilidad de un gas en cualquier disolvente aumenta al incrementar la presión del gas sobre el disolvente, podemos entender el efecto de la presión sobre la solubilidad de un gas si consideramos el equilibrio dinámico, por ejemplo, supongamos que tenemos una sustancia gaseosa distribuida entre la fases gaseosa y de disolución, cuando se establece el equilibrio, la rapidez con que las moléculas del gas entran en la disolución, es igual a la rapidez con que las moléculas del soluto escapan de la disolución para entrar en la fase gaseosa. Supongamos que tenemos un recipiente con un pistón, y ejercemos una presión adicional sobre el pistón para comprimir el gas sobre la disolución; si reducimos el volumen a la mitad de su valor original, la presión del gas habrá aumentado casi el doble de su valor original, de esta manera, la frecuencia con que las moléculas del gas chocan con la superficie para entrar en la fase de disolución aumentará, y la solubilidad del gas en la disolución aumentará hasta que se vuelva a establecer un equilibrio, es decir, la solubilidad aumentara hasta que la rapidez con que las moléculas del gas entran en la disolución, es igual a la rapidez con que las moléculas del gas entran en la disolución, es igual a la rapidez con que las moléculas del soluto escapan del disolvente. Por lo tanto, la solubilidad del gas aumentara en proporción directa a su presión parcial sobre la disolución. La relación entre la presión y la solubilidad de un gas, se expresa con una sencilla ecuación llamada ley de Henry: $S_g = kP_g$

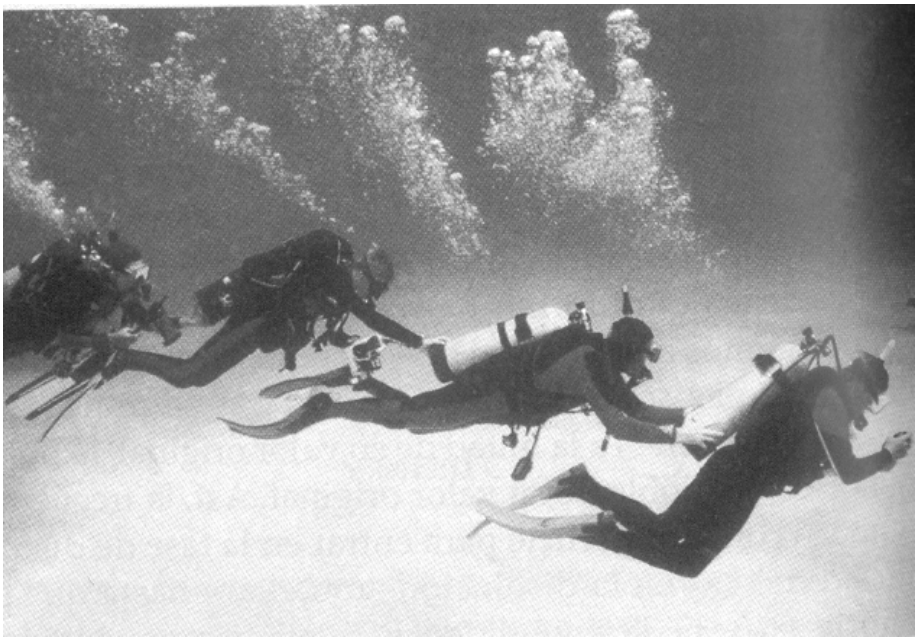


Donde S_g es la solubilidad del gas en la fase de disolución, expresada regularmente como molaridad, P_g es la presión parcial del gas sobre la disolución, y k es una constante de proporcionalidad llamada constante de la ley de Henry, y será diferente para cada par soluto-solvente.

La industria embotelladora de refrescos y cerveza, aprovechan el efecto de la presión sobre la solubilidad al producir bebidas carbonatadas, los cuales, se embotellan bajo una presión de bióxido de carbono (CO_2) un poco mayor a una atmósfera de presión. Cuando las botellas se abren al aire, la presión parcial del CO_2 sobre la disolución se reduce, por lo tanto, la solubilidad del gas disminuye y el CO_2 se desprende de la disolución como burbujas.

Todas las consideraciones anteriores explican la observación de que "las sustancias similares disuelven sustancias similares". Es así que en otras palabras podemos decir que se observa que un solvente dado por lo general disuelve aquellos solutos que tienen polaridad parecida a la suya; por ejemplo el agua disuelve a la mayoría de los solutos polares porque las interacciones soluto-disolvente que se forman en la solución son parecidos a las interacciones entre las moléculas de agua en el disolvente puro.

De la misma forma los disolventes no polares disuelven solutos no polares, ejemplo: los disolventes de limpiaduría que se utilizan para eliminar manchas de grasa de la ropa, son líquidos no polares, ya que la grasa está formada por medio de moléculas no polares, por lo que se necesita un disolvente no polar para eliminar las manchas de grasa.



Lectura: Los buzos y gas en la sangre

Debido a que la solubilidad de los gases aumenta al incrementar la presión, los buceadores que respiran aire comprimido deben preocuparse por la solubilidad de los gases en su sangre. Aunque los gases no son muy solubles en el nivel del mar, sus solubilidades pueden volverse apreciables a grandes profundidades donde las presiones parciales son mayores; por ello, quienes bucean a grandes profundidades, deben ascender lentamente para evitar que los gases disueltos se desprendan rápidamente de la sangre y otros fluidos del cuerpo; estas burbujas, afectan los impulsos nerviosos y dan lugar a la afectación conocida como "enfermedad del buzo" o enfermedad por descompresión, que es dolorosa y puede ser fatal. El nitrógeno, es el gas mas problemático, porque es el que tiene la presión parcial mas alta en el aire, y porque solo puede eliminarse a través del sistema respiratorio, el oxigeno, en cambio, se consume en el metabolismo

Quienes bucean a profundidad, a veces sustituyen helio por el nitrógeno del aire que respiran, porque el helio tiene una solubilidad mucho mas baja que los fluidos biológicos que el nitrógeno, por ejemplo, los buceadores que trabajan a una profundidad de mas de 30 metros experimentan un presión aproximada de cuatro atmósferas , a esta presión, una mezcla de 95% de helio y 5% de oxigeno da una presión parcial de oxigeno de aproximadamente 0.2 atmósferas, que es la presión parcial del oxigeno en el aire normal a 1 atmósfera.

Si la presión parcial del oxigeno es demasiado alta, se reduce el deseo de respirar, no se elimina el bióxido de carbono (CO_2) del cuerpo y se presenta envenenamiento por CO_2. Cuando su concentración en el cuerpo es excesiva, el bióxido de carbono actúa como neurotoxina, e interfiere en la conducción nerviosa y la transmisión de impulsos nerviosos

Masas Atómicas

Dentro de las actividades importantes en el campo de la química está la síntesis de nuevos compuestos; el nylon, el endulzante sintético aspartame, el hule sintético, el kevlar (polímero sintético usado en la fabricación de chalecos antibalas), el cloruro de polivinilo (conocido como PVC) utilizado en tuberías de conducción de agua, el teflón, y muchos materiales que nos facilitan la vida, todos sintetizados en laboratorios de química.

Cuando un científico fabrica una nueva sustancia, lo más importante es identificarla con el fin de determinar su composición y fórmula. Para determinar alguna fórmula debemos primero pensar en como contabilizaremos los átomos. ¿Cómo haremos esto? claro que sabemos que los átomos son muy pequeños para contarlos uno por uno; por lo que debemos de contabilizar por peso. En páginas anteriores consideramos la ecuación balanceada para una reacción química de carbono sólido con oxígeno gaseoso, la cual forma dióxido de carbono gaseoso.

$$C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$$

Podemos suponer que tenemos una pequeña cantidad de carbono sólido y queremos conocer cuántas moléculas de oxígeno necesitamos para convertir en dióxido de carbono. La ecuación balanceada nos indica que necesitamos una molécula de oxígeno por cada átomo de carbono.

$$C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$$

1 átomo reacciona con una molécula para formar 1 molécula.

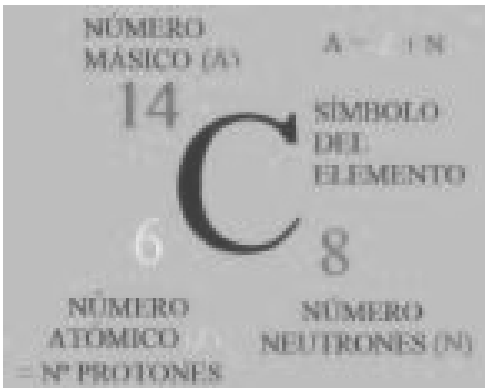
Para cuantificar el número de moléculas de oxígeno necesarias, requerimos conocer cuántos átomos de carbono existen en nuestro montoncito, pero como se mencionó con anterioridad los átomos son demasiado pequeños para poder verlos y contarlos; por lo que hay que aprender a contarlos pesando muestras que contengas grandes números de ellos.

Como los átomos son muy diminutos las unidades normales de masa, el gramo y kilogramo, son demasiado grandes para ser convenientes; por ejemplo la masa de un átomo de carbono es 1.99×10^{-23}g.

Con el fin de evitar términos como 10^{-23} al estar describiendo la masa de un átomo, los científicos han definido una unidad mucho más pequeña de masa, llamada unidad de masa atómica (uma). Esto fue acordado en 1961 para establecer como patrón internacional las masas atómicas basándose en el isótopo de carbono 12, por tener éste un tiempo promedio de vida entre 5 y 6 millones de años y dar un número más aproximado a la unidad en las masas atómicas.

El carbono, elemento base de la vida, se encuentra en la corteza terrestre en una proporción de 0.03%, ya sea libre o formando parte de diversas moléculas. Como era de suponerse, el carbono se encuentra también en los demás planetas de nuestro Sistema Solar, ya que todos fueron formados a partir de la misma nebulosa; se ha comprobado su existencia en meteoritos y en las muestras de piedras traídas de la Luna.

En nuestro planeta el carbono se encuentra libre, en forma de diamante o de grafito, combinado, formando parte de diversas moléculas orgánicas como la celulosa de la madera, el algodón y el azúcar; formando parte de sustancias inorgánicas como el mármol, que químicamente es el carbonato de calcio ($CaCO_3$), el bicarbonato de sodio o polvo de hornear ($NaHCO_3$) y, en la atmósfera terrestre, como bióxido de carbono ($C0_2$), de donde las plantas lo toman y lo transforman con la ayuda de la energía solar, en sustancias orgánicas que incorporan a su organismo. Estas sustancias serán posteriormente utilizadas por algunos de los seres del reino animal como alimento, estos, a su vez, oxidarán la materia orgánica, liberando bióxido de carbono (CO_2) para completar el ciclo de la vida.



En términos de gramos, 1uma = 1.66 x 10^{-24}g, para poder contar átomos por peso es necesario conocer la masa de estos, como los átomos de cualquier elemento dado existen en forma de isótopos, los de carbono son $^{12}_{6}C$, $^{13}_{6}C$, $^{14}_{6}C$, por lo que cualquier muestra de carbono tiene una mezcla de estos isótopos siempre en las mismas proporciones; cada uno de los isótopos tiene una masa un poco diferente, por lo que se requiere utilizar un promedio de la masa de los isótopos del elemento. La masa atómica promedio de los átomos de carbono es de 12.01uma, lo que nos indica que cualquier muestra de carbón de la naturaleza podemos considerarla como si estuviera compuesta por átomos de carbono idénticos, cada uno con una masa de 12.01uma.

Como ya conocemos la masa promedio del carbono podemos contabilizar los átomos de nuestra muestra; por ejemplo ¿qué masa de carbón natural se debe de tomar para tener 1000 átomos de carbono presentes?. Como 12.01uma es la masa promedio:

Masa de 1000 átomos de carbono natural = (1000 ~~átomos~~)(12.01uma/~~átomo~~)

= 12.010 uma

= 1.201 x 10^4uma

Suponiendo que si pesamos otra muestra de carbón natural tenemos un resultado de 3.00 x 10^{20}uma. ¿Cuántos átomos del elemento estarán presentes en la muestra? Conocemos que el átomo del carbono tiene una masa promedio de 12.01uma, por lo que podemos calcular el número de átomos usando su equivalencia:

1 átomo de carbono = 12.01uma

Para convertir el factor de conversión será:

$$\frac{1 \text{ átomo de carbono}}{12.01\text{uma}}$$

El cálculo se lleva a cabo de la siguiente manera:

$$3.00 \times 10^{20} \cancel{\text{uma}} \times \frac{\text{átomo de carbono}}{12.01 \cancel{\text{uma}}} = 2.5 \times 10^{19} \text{ átomos de carbono}$$

Los principios analizados para el carbono son aplicables a todos los elementos, ya que estos están en la naturaleza formados por una mezcla de varios isótopos, por lo que para contar los átomos de una muestra de un elemento dado por peso, es necesario conocer la masa promedio de dicho elemento.

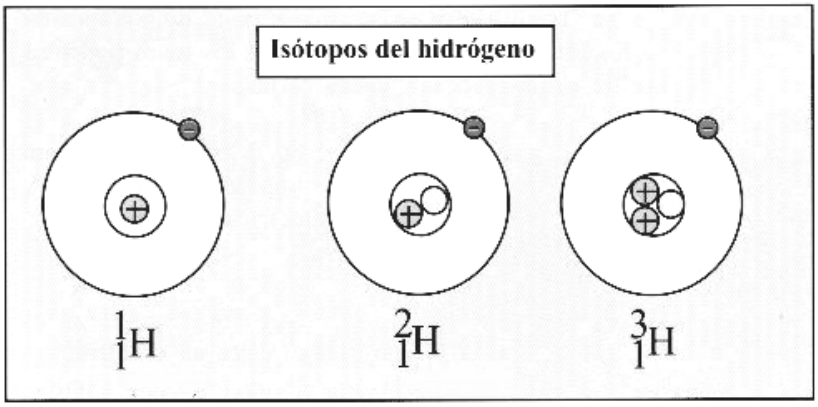
Valores promedio de masa atómica de algunos elementos**.**

Elemento	Masa atómica promedio (uma)
Hidrógeno	1.008
Carbono	12.01
Nitrógeno	14.01
Oxígeno	16.00
Sodio	22.99
Aluminio	26.98

Debemos de tener especial atención en no confundir el número de masa, con la masa atómica, ya que el número de masa siempre es entero, ya que es la suma de protones y neutrones. Ejemplo, él oxigeno tiene 8 protones y 8 neutrones; su número de masa entonces es 16, en cambio se masa atómica es 15.999 debido a que este es la suma promedio de sus isótopos naturales.

Se ha estado mencionando el concepto de isótopo el cual definiremos como al elemento que tiene igual número atómico que otro, pero con distinta cantidad de neutrones, y por lo tanto, diferente número de masa. La combinación de protones y neutrones presente con mayor frecuencia se le llama normal; todos los elementos conocidos tienen dos o más isótopos y para distinguirlos se escribe el símbolo con el número atómico como subíndice y como exponente el número masa, por ejemplo:

$_1H^1$ representa al hidrógeno ligero o normal.
$_1H^2$ representa al hidrógeno pesado (deuterio).
$_1H^3$ representa al hidrógeno radioactivo (tritio).



En algunas ocasiones, la masa atómica también se le denomina peso atómico, aunque esta manera de mencionarla es incorrecta, ya que la masa es propiedad del cuerpo y el peso depende de la gravedad, como ya conocemos, para cuantificar la masa de un átomo correspondiente a un determinado elemento químico, usamos como unidad de medida "uma" aunque en algunas ocasiones a la unidad de masa atómica se le denomina Dalton (Da) en honor al químico ingles John Dalton. Una unidad de masa atómica es la doceava parte de la masa del núcleo del isótopo más abundante del carbono (carbono-12), Se corresponde aproximadamente con la masa de un protón (o un átomo de hidrógeno), y como ya dijimos se abrevia "uma", aunque también puede encontrarse por su acrónimo inglés "amu" (Atomic Mass Unit).

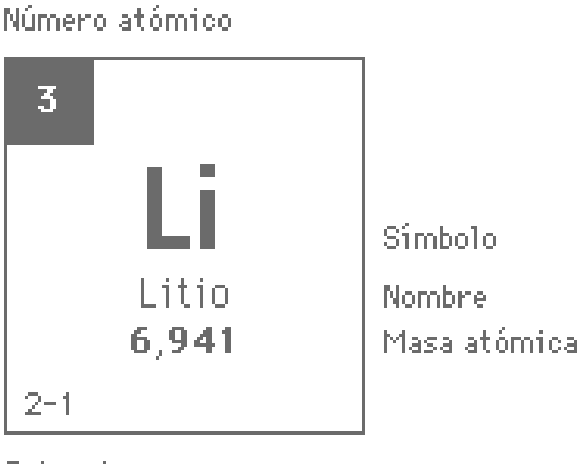
Las masas atómicas de los elementos químicos se suelen calcular con la media ponderada de las masas de los distintos isótopos de cada elemento, teniendo en cuenta la abundancia relativa de cada uno de ellos, lo que explica la no correspondencia entre la masa atómica de un elemento, y el número de que alberga el de su isótopo más común.

En cambio, la masa atómica de un isótopo sí coincide aproximadamente con la masa de sus nucleones. Esta diferencia es debida a que los elementos no están formados por un solo isótopo, si no por una mezcla con unas ciertas abundancias para cada uno de ellos. Mientras que cuando medimos la masa de un isótopo en concreto no tenemos en cuenta las abundancias, de todas formas ni siquiera la masa atómica de los isótopos equivale a la suma de las masas de los nucleones, ésto es debido al efecto masa. El efecto de masa en los núcleos atómicos es la diferencia entre su masa medida experimentalmente y la indicada por su número de masa, por ejemplo, para calcular la masa atómica del litio:

El litio (Li) consta de dos isótopos estables el Li-6 (7,59%), y el Li-7 (92,41%), por lo tanto los cálculos serán como siguen:

$$M = \frac{92,41 \cdot 7,016 + 7,59 \cdot 6,015}{100} = 6,94$$

El valor resultante como era de esperarse, se encuentra entre los dos anteriores, pero cabe hacer mención que nuestro resultado se encuentra más cercano al isótopo más abundante el Litio 7



De la misma manera se puede calcular la masa atómica de una molécula de una sustancia dada, esto se logra sumando las masas atómicas de todos los átomos que la forman y se expresa en unidades de masa atómica (uma).

Sustancia	Cálculos		Masa molecular
H_2O	2H = 2 x 1 = 2 1O = 1 x 16 = 16	18	18 uma
NaCl	1 Na = 1 x 23 = 23 1 Cl = 1 x 35.5 = 35.5	58.5	58.5 uma
NaOH	1Na = 1 x 23 = 23 1 O = 1 x 16 = 16 1 H = 1 x 1 = 1	40	40 uma
H_2SO_4	2H = 2 x 1 = 2 1S = 1 x 32 = 32 4O = 4 x 16 = 64	98	98 uma
$KClO_3$	1 k = 1x 39 = 39 1Cl= 1 x 35.5 = 35.5 3 O= 3 x 16 = 48	122.5	122.5 uma

Actividad

1. Calcula la masa de una muestra de Aluminio que está formada de 85 átomos.

2. Calcula la masa de una muestra de Oro que está formada de 4925 átomos

3. Calcula el número de átomos de Sodio presentes en una muestra con una masa de 1250 uma.

4. Calcula el número de átomos de oxígeno de una muestra que tiene una masa de 250 uma.

4. Calcula el valor en uma de las siguientes sustancias:

H_2SO_3 _____ MgOH _____ Na_2O _____
NaCl _____ HCl _____ $Ca(OH)_2$ _____
H_2O_2 _____ FeO_3 _____ NaClO _____

5. Menciona tres ejemplos de reacciones químicas que sucedan lentamente

_____
_____
_____

6. ¿En que influye la polaridad de las moléculas en una disolución?

_____
_____
_____
_____

7. ¿Qué son sustancias miscibles?

_____
_____
_____
_____
_____

8. ¿Cuales son los factores que modifican la solubilidad de las sustancias?

9. ¿Como es la velocidad de las reacciones químicas entre los compuestos iónicos?

10. ¿Cómo afecta la temperatura la solubilidad de las sustancias?

11. ¿Cómo es la solubilidad de los gases al disminuir la temperatura?

12. Con tus palabras define el concepto de contaminación térmica de lagos y ríos

13. ¿Cómo afecta la presión la solubilidad de los sustancias?

14. ¿De que manera afecta la solubilidad de los gases a los buzos?

El Mol

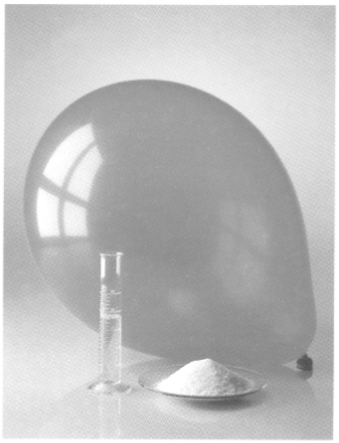
Medir una magnitud consiste en compararla con una unidad patrón de referencia, sabemos que en el Sistema internacional de unidades la masa de los cuerpos se mide en kilogramos, pero para medir la masa de los átomos no se utiliza el kilogramo patrón, sino la unidad de masa atómica (uma)

El mol es la unidad básica del Sistema Internacional de Unidades que mide la cantidad de sustancia. Está definido como la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantos entes elementales como átomos hay en 0.012 kilos del elemento carbono 12.

Comúnmente nos referimos al número de objetos en un mol, o sea, el número 6.02 x 10^{23}, como el número de Avogrado. Amadeo Avogrado fue un profesor de física italiano que propuso en 1811 que los mismos volúmenes de gases diferentes a la misma temperatura, contienen un número igual de moléculas. Alrededor de 50 años después, un científico italiano llamado Stanislao Cannizzaro usó la hipótesis de Avogradro para desarrollar un grupo de pesos atómicos para los elementos conocidos, comparando las masas de igual volumen de gas. Sobre la base de este trabajo, un profesor de secundaria austríaco llamado Josef Loschmidt, calculó el tamaño de una molécula en cierto volumen de aire, en 1865, y eso desarrolló un estimado para el número de moléculas en un volumen dado de aire. A pesar de que estas antiguas estimaciones habían sido definidas desde entonces, ellas indujeron al concepto del mol a saber, la teoría de que en una masa definida de un elemento (su peso atómico), hay un número preciso de átomos el número de Avogrado.

Como ya se ha visto anteriormente, para medir la masa de un elemento usamos unidades de masa atómica, pero a nivel laboratorio nos conviene utilizar una unidad más grande para medir la masa, el gramo, por lo que tenemos que aprender a cuantificar átomos en muestras cuando se indica su masa en gramos.

Conocemos que la uma es la doceava parte de la masa del átomo de carbono-12. Así, cada átomo contendrá "n" veces dicho patrón de referencia, por lo tanto, la masa de los átomos se expresa en uma y es su masa atómica. ¿A cuántos gramos equivale una unidad de masa atómica? Demostraremos que la masa de una u.m.a. es el inverso del número de Avogadro expresado en gramos, para ello debemos definir antes el concepto de mol.



Un mol de un sólido, un líquido y un gas. Un mol de NaCl, el sólido, tiene una masa de 58.45 g. Un mol de H_2O, el líquido, tiene una masa de 18.0 g y ocupa un volumen de 18.0 mL. Un mol de O_2, el gas, tiene una masa de 32 g y llena un globo cuyo diámetro es de 35 cm.

Un mol es la unidad de cantidad de materia, que contiene tantas entidades elementales como partículas (átomos) hay en 0.012kg de carbono-12. Es decir, un mol es el número de Avogadro de partículas consideradas (átomos, moléculas, electrones, estrellas, etc.).

El numero de avogadro es una constante cuyo valor numérico es igual a $6.023x10^{23}$ $mol^{(-1)}$ Para comprender la relación entre la u.m.a. y su valor en gramos estableceremos el siguiente comparación.

Tenemos una caja de naranjas cuya masa es de 20 kg y contiene 80 naranjas idénticas, cada naranja tendrá una masa de 20/80 kg, es decir, 0.25 kg o 250 gramos. Ahora supongamos que cada naranja contiene 10 gajos iguales, entonces, cada gajo tendrá una masa de (250 g/10), es decir, 25 gramos.

Con este sencillo ejemplo hemos demostrado que cada gajo tiene una masa de 25 gramos. Razonaremos de idéntica forma para hallar la masa de una u.m.a. 12 gramos de carbono contienen 6.023×10^{23} (número de Avogadro) átomos de carbono. Por tanto, cada átomo de carbono tendrá una masa de (12/numero de Avogadro) gramos.

Así, el número de Avogadro de unidades de masa atómica equivale a 1 gramo de masa, es decir, 1 gramo = $6{,}023 \times 10^{23}$ u.m.a. Es frecuente encontrar en bibliografía la siguiente definición: " Es el peso atómico (masa atómica) expresado en gramos". Para comprender este concepto veamos el siguiente ejemplo.

Vamos a suponer que tenemos una muestra de aluminio con una masa de 26.98 g. ¿Qué masa de cobre contiene exactamente el mismo número de átomos que la muestra de aluminio? Para poder contestar esto debemos conocer las masas atómicas promedio de estos elementos (aluminio 26.98 uma, cobre 63.55 uma). ¿Cuál es el átomo con mayor masa atómica? La respuesta sería el cobre con 63.55 uma. ¿Si tenemos 26.98g de aluminio, necesitaremos más o menos gramos de cobre para lograr tener el mismo número de átomos que el aluminio?

De nuevo la respuesta sería que necesitaríamos más de 26.98g de cobre, ya que cada átomo de cobre tiene mayor masa que cada átomo de aluminio, por lo tanto, un número dado de átomos de cobre pesará más que un número dado igual de átomos de aluminio. Como las masas promedio de los átomos de aluminio y cobre son de 26.98 uma y 63.55 uma, respectivamente, 26.98g de aluminio y 63.55g de cobre contienen exactamente el mismo número de átomos; se requieren 63.55g de cobre, por lo tanto 26.98g de aluminio contienen el mismo número de átomos de aluminio, que 63.55g de cobre contienen átomos de cobre.

De hecho, si pesamos las muestras de todos los elementos de tal manera que cada uno tenga masa igual a la masa atómica promedio de dicho elemento en gramos, estas tendrán el mismo número de átomos.

El número de átomos contenidos en cada una de las muestras es muy importante en química, y se le denomina *mol*, esta es la unidad que utilizamos para describir números iguales de átomos; y lo definimos con el número igual al número de átomos en 12.01 gramos de carbono.

Con el fin de determinar este número se han utilizado técnicas para cuantificar con alta precisión, obteniendo un valor de 6.022×10^{23} y se le llama *número de avogadro*. Un mol de cualquier cosa tienen 6.022×10^{23} unidades de esa sustancia; es decir como una docena de huevos son doce huevos, un mol de huevos son 6.022×10^{23} huevos, o bien un mol de agua tiene moléculas 6.022×10^{23} de agua.

Comparación de Muestras de 1 Mol de Diversos Elementos

Elemento	Número de átomos presentados	Masa de la muestra (g/mol)
Aluminio	6.022×10^{23}	26.98
Plata	6.022×10^{23}	107.9
Oro	6.022×10^{23}	196.97
Hierro	6.022×10^{23}	55.85
Azufre	6.022×10^{23}	32.06
Boro	6.022×10^{23}	10.81
Xenón	6.022×10^{23}	131.30

La dimensión del número 6.022×10^{23} es difícil de entender, pero para tener una idea un mol de canicas nos alcanzaría para cubrir el planeta con una altura de 80 kilómetros; pero como los átomos son tan pequeños, un mol de estos es una cantidad perfectamente manejable para usarse en reacciones químicas.

Debemos de recordar que el número de Avogadro está definido de manera que una muestra de 12.01g de carbono está formada por 6.022×10^{23} átomos, por lo mismo, como la masa promedio del hidrógeno es 1.008 uma y la masa de un mol de un elemento es igual a la masa atómica promedio en gramos entonces 1.008g de hidrógeno contienen 6.022×10^{23} átomos de hidrógeno.

Así mismo 26.98g de aluminio tendrán 6.022×10^{23} átomos de aluminio. El hecho es que la muestra de cualquier elemento que pese un número de gramos igual a la masa atómica promedio de dicho elemento contiene 6.022×10^{23} átomos de dicho elemento, o sea un mol

Resumiendo, podemos decir que una muestra de un elemento con una masa igual a la masa atómica promedio de dicho elemento expresado en gramos, contiene un mol de átomos. El número de moles lo podemos calcular dividiendo la masa en gramos sobre el peso molecular del elemento

La unidad fundamental en todo proceso químico es el átomo (si se trata de un elemento) o la molécula (si se trata de un compuesto). Dado que el tamaño de estas partículas es extremadamente pequeño y su número en cualquier muestra es extremadamente grande por lo tanto se hace imposible contar las partículas individualmente, se precisa de un método para determinarlo de manera rápida y sencilla, éste método es la pesada.

Como en las experiencias de laboratorio se utilizan generalmente cantidades del orden del gramo, los químicos del siglo XIX decidieron utilizar unos patrones de masa que contuviesen el mismo número de átomos o moléculas (o cualquier otra partícula) y definieron los términos átomo-gramo, molécula-gramo, etc. Actualmente estos términos no se usan y han sido sustituidos por el mol. Un mol de partículas son $6{,}023 \times 10^{23}$ (numero de Avogadro) de estas partículas.

Cuando se usa el término mol debe especificarse el tipo de partículas elementales a que se refiere, las que pueden ser átomos, moléculas, iones, electrones, otras partículas o grupos específicos de estas partículas. Así, los términos más antiguos de átomo-gramo, molécula-gramo, ion-gramo y fórmula-gramo han sido sustituidos actualmente por el término mol.

Es por ello, que en el caso de sustancias elementales conviene indicar, cuando sea necesario, si se trata de átomos o de moléculas. Por ejemplo, no se debe decir: "un mol de nitrógeno" pues puede inducir a confusión, sino "un mol de átomos de nitrógeno" (=14 gramos de nitrógeno) o "un mol de moléculas de nitrógeno" (= 28 gramos de nitrógeno). En los compuestos iónicos también puede utilizarse el término mol, aun cuando no estén formados por moléculas discretas. En este caso el mol equivale al término fórmula-gramo. Por ejemplo, 1 mol de NaCl (58,5 g) contiene N_A iones Na^+ y N_A iones Cl^- (donde N_A es el número de Avogadro).

En consecuencia, en términos prácticos un mol es la cantidad de cualquier sustancia cuya masa expresada en gramos es numéricamente igual a la masa atómica o masa molecular de dicha sustancia

La masa molar se refiere a que en una muestra de cualquier elemento, con una masa igual al peso atómico de ese elemento (en gramos) contiene precisamente un mol de átomos (6.02×10^{23} átomos), por ejemplo, el helio tiene un peso atómico de 4.00, por consiguiente, 4.00 gramos de helio contienen un mol de átomos de helio, así mismo también se puede trabajar con fracciones (o múltiplos) de los moles:

Relación Mol/Peso usando el Helio

Mol del Helio	*Átomos del Helio*	*Gramos del Helio*
1/4	1.505×10^{23}	1 g
1/2	3.01×10^{23}	2 g
1	6.02×10^{23}	4 g
2	1.204×10^{24}	8 g

Otros pesos atómicos están enumerados en la tabla periódica, para cada elemento enumerado, que mide una cantidad del elemento igual a su peso atómico en gramos, se producirá 6.02×10^{23} átomos de ese elemento. El peso atómico de un elemento identifica la masa de un mol de ese elemento, y el número total de protones y de neutrones en un átomo de ese elemento. ¿Cómo puede ser esto? Tomemos como ejemplo el elemento hidrógeno; un mol de hidrógeno pesará 1.01 gramos.

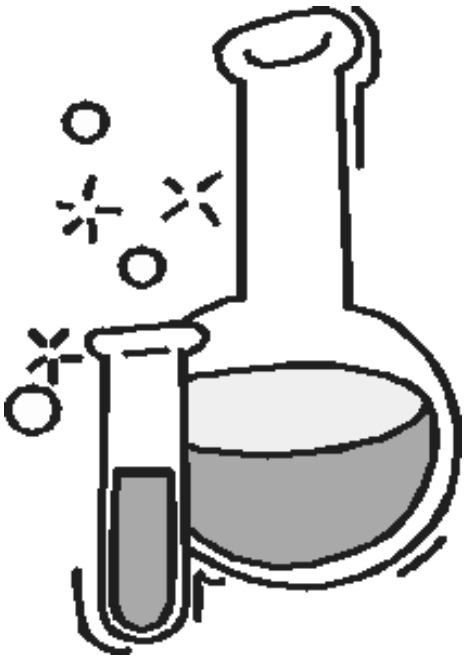
Cada átomo de hidrógeno consiste de un protón rodeado de un electrón, pero debemos de recordar, que el electrón pesa tan poco que no contribuye con mucho al peso de un átomo, por lo tanto, si ignoramos el peso de los electrones del hidrógeno, podemos decir que un mol de protones (H núcleo) pesa aproximadamente un gramo. Ya que los protones y los neutrones presentan aproximadamente la misma masa, un mol de cualquiera de estas partículas pesará alrededor de un gramo, por ejemplo, en un mol de helio, hay dos moles de protones y dos moles de neutrones, es decir, cuatro gramos de partículas.

Si una persona sube con otra sobre una balanza, ésta registra el peso combinado de ambas personas, así mismo cuando los átomos forman moléculas, los átomos se unen y el peso de la molécula es el peso combinado de todas sus partes, es decir nos estamos refiriendo al peso molecular. Por ejemplo, cada molécula de agua (H_2O) tiene dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno. Un mol de moléculas de agua contiene dos moles de hidrógeno y un mol de oxígeno.

Relación del Mol y el Peso del Agua y de sus Partes				
2 moles H	+	1 mol O	=	1 mol de agua
2 x 1.01 g	+	16.00 g	=	18.02 g

Por ejemplo, una botella llenada con exactamente 18.02 g de agua debería contener 6.02×10^{23} moléculas de agua. El concepto de las fracciones y de los múltiplos descrito con anterioridad, también se aplica a las moléculas; de esta manera, 9.01 g de agua debería contener 1/2 de mol, o 3.01×10^{23} moléculas. Por lo tanto se podrá calcular el peso molecular de cualquier compuesto, simplemente sumando el peso de los átomos que conforman dicho compuesto.

Composición de soluciones



Las disoluciones son mezclas homogéneas de sustancias en iguales o distintos estados de agregación, la concentración de una disolución constituye una de sus principales características; la mayoría de las propiedades de las disoluciones dependen exclusivamente de la concentración, por lo que su estudio resulta de interés tanto para la física como para la química. El estudio de los diferentes estados de agregación de la materia se suele referir, para simplificar, a una situación de laboratorio, admitiéndose que las sustancias consideradas son puras, es decir, se encuentran formadas por un mismo tipo de componentes elementales, ya sean átomos, moléculas, o pares de iones; y como ya conocemos, cuándo se produce un cambio de fase, sólo afectan a su ordenación o agregación.

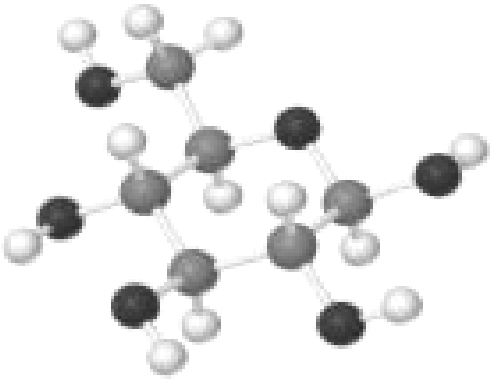
Sin embargo, en la naturaleza, la materia se presenta, con mayor frecuencia, en forma de mezcla de sustancias puras, y las disoluciones constituyen un tipo particular de mezclas. El aire de la atmósfera o el agua del mar son ejemplos de disoluciones, el hecho de que la mayor parte de los procesos químicos tengan lugar en disolución hace del estudio de las disoluciones un apartado importante de la química y la física.

La solución es la dispersión ópticamente homogénea de dos o más sustancias en proporciones variables, donde ópticamente homogénea significa que ni con la ayuda del microscopio se puede observar heterogeneidad, siendo ésta la principal diferencia entre las soluciones y las mezclas ordinarias. Así mismo, las dispersiones se realizan en proporciones variables, es decir, dentro de ciertos límites más o menos extensos, en esto se diferencian de las combinaciones, que siempre se encuentran en proporciones invariables, fijas y constantes.

La separación de un sistema material en los componentes que lo forman, puede llevarse a cabo por métodos físicos o bien por métodos químicos. Los primeros incluyen una serie de operaciones tales como filtración, destilación o centrifugación, en las cuales no se produce ninguna alteración en la naturaleza de las sustancias, de modo que un simple reagrupamiento de los componentes obtenidos tras la separación dará lugar, nuevamente, al sistema primitivo. En cambio los métodos químicos, llevan consigo cambios químicos; la materia base sufre transformaciones que afectan a su naturaleza, por lo que, una vez que se establece la separación, la simple reunión de los componentes no reproduce la sustancia original.

Las nociones científicas de combinación, mezcla y disolución, tienen en común el hecho de que en todos los casos, intervienen dos o más componentes, a pesar de lo cual, presentan grandes diferencias.

Una combinación química es una sustancia compuesta, formada por dos o más elementos cuyos átomos se unen entre sí mediante fuerzas de enlace. Sus entidades elementales, ya sean moléculas, o pares iónicos, son iguales entre sí, y sólo por medio de procedimientos químicos que rompan tales uniones, será posible separar los elementos componentes de una combinación.



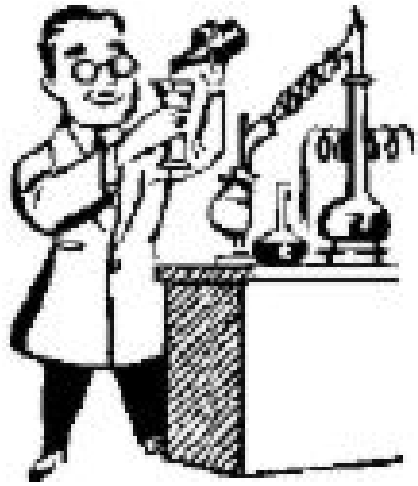
Las mezclas son sistemas materiales que pueden fraccionarse o separarse en sus distintos componentes por métodos físicos; por ejemplo, cuando los buscadores de oro lavan sobre el cedazo las arenas auríferas, procuran mediante un procedimiento físico, separar el barro y los granos de arena de las pepitas del precioso metal. Así mismo en las salinas, debido al efecto de la intensa evaporación, el agua del mar se separa en dos componentes: agua propiamente dicha, que en forma de vapor se incorpora al aire, y un conjunto de sales minerales que se acumulan en el fondo, hasta que se completa la desecación.

En cierto tipo de mezclas la materia se distribuye uniformemente por todo el volumen, constituyendo un sistema homogéneo, cuando una sustancia sólida se mezcla con un líquido, de tal forma que no puede distinguirse de él, se dice que la sustancia ha sido disuelta por el líquido. A la mezcla homogénea así formada se la denomina disolución, y como ya se menciono con anterioridad la sustancia sólida recibe el nombre de soluto y el líquido se denomina disolvente. El concepto de disolución puede generalizarse e incluir la de gases en gases, gases en líquidos, líquidos en líquidos o sólidos en sólidos. En general, el soluto es la sustancia que se encuentra en menor proporción en la disolución, y el disolvente, la que esta en mayor proporción. Cuando dos sustancias líquidas pueden dar lugar a mezclas homogéneas o disoluciones, se dice que son miscibles. Una parte homogénea de un sistema se denomina fase, por ejemplo el perfume constituye una disolución en agua y alcohol de ciertas esencias aromáticas, sin embargo, no es posible determinar dónde está la parte de alcohol, dónde la de agua y dónde la de la esencia. Por tal motivo, las disoluciones al igual que las sustancias puras en un estado de agregación determinado, se consideran formadas por una única fase.

Una sustancia pura se puede subdividir hasta el grado que sus partículas se disgreguen en un disolvente alcanzando el grado molecular, atómico o iónico; entonces se dice que está en estado de dispersión molecular. La interposición de las moléculas, átomos o iones de una dispersión molecular homogénea de dos o más sustancias, a las moléculas, átomos o iones de otras sustancias, se llama disolución. No se debe definir la solución o disolución como mezcla homogénea, ya que hemos definido la mezcla como material heterogéneo. Así mismo es muy común la palabra miscible, la cual se usa para expresar que dos o mas compuestos son solubles entre si

Los factores que intervienen en una dispersión molecular o disolución son:

- La energía cinética de las moléculas
- Las fuerzas de atracción y repulsión de las moléculas
- La distancia entre las moléculas



La característica principal de todas las disoluciones es la uniformidad de la distribución de las moléculas, así mismo, otra característica importante, es que sus componentes se pueden separar sin sufrir alteración; esta separación se realiza por medio físicos, recuperando todos sus componentes, mientras que en los compuestos químicos los componentes se separan por medio químicos, y como ya sabemos, en esto se distinguen las soluciones de las combinaciones, pues mientras en las soluciones se recuperan los componentes por medios físicos, en las combinaciones ocasionan cambios químicos que transforman las sustancias originales

Los conceptos de solución y disolución se usan indistintamente, pero, por lo general, el termino disolución se aplica al fenómeno de disolverse, y solución, a la sustancia resultante de dicho fenómeno.

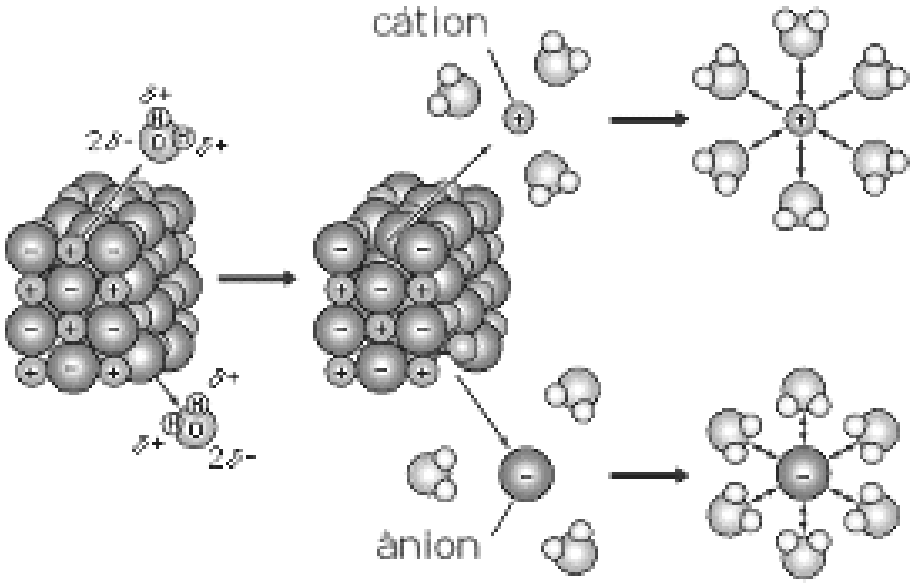
Una disolución se compone de dos fases, que comúnmente se designan como soluto y solvente, al componente que esta en mayor proporción se le llama solvente y al que esta en menor proporción soluto. No obstante, se acostumbran ciertas reglas, las cuales son:

- Cuando uno de los componentes de la disolución es liquido, se le considera cono disolvente y al otro como soluto
- Si uno de los componentes es sólido y el otro es gas, el sólido es el disolvente y el gaseoso el soluto
- En el caso de que los dos componentes sean sólido, liquido o gas, se considera que el disolvente es el que esta en mayor cantidad

A la relación entre el peso del soluto y el peso del solvente se le conoce como concentración, las propiedades de una disolución dependen de la naturaleza de sus componentes, así como también de la proporción en la que éstos participan en la formación de la disolución, por ejemplo, la curva de calentamiento de una disolución de sal común en agua, cambiará aunque sólo se modifique en el experimento la cantidad de soluto añadido por litro de disolución, la velocidad de una reacción química que tenga lugar entre sustancias en disolución, depende de las cantidades relativas de sus componentes, es decir, de sus concentraciones. La concentración de una disolución es la cantidad de soluto disuelta en una cantidad unidad de disolvente o de disolución.

La solubilidad de una sustancia en otra, es la propiedad de poder formar disolución con ella. El agua es el disolvente por excelencia y disuelve la mayoría de las sustancias inorgánicas; para las sustancias orgánicas existen buenos disolventes como por ejemplo, el sulfuro de carbono, el éter sulfúrico, el alcohol etílico, el benceno y el cloroformo.

La naturaleza de las partículas que se encuentran en solución, depende de la clase de soluto y solvente que se utilice, la polaridad de las moléculas es un factor muy importante que determina cual de las sustancias se disolverá. Debido a que las moléculas del agua son polares, y como esta característica es la responsable de muchas de sus propiedades que le otorgan características diferentes de otros compuestos conocemos que el agua liquida es bastante polar, sus moléculas están en equilibrio dinámico continuamente, sus moléculas están enlazadas por medio de puentes de hidrógeno, los cuales se rompen y se forman de manera constante. El equilibrio dinámico se presenta cuando las moléculas polares del agua, hidratan a los iones del soluto, éste se disuelve dando como resultado la solución, como resultado del movimiento cinético, las partículas del soluto disuelto y el solvente, se están moviendo en todas direcciones de la fase solución, el poder disolvente del agua es una de sus características más útiles, por ejemplo, para hacer una disolución de azúcar, ésta se disuelve en agua; observamos entonces que parece que el azúcar desaparece por el aspecto transparente e incoloro de la disolución, sin embargo, el azúcar está disuelta en el agua y ha llegado a la dispersión molecular. Este fenómeno se efectúa debido a que las moléculas del agua tienen fuerzas de atracción entre si; lo mismo sucede con las moléculas del azúcar y por otra parte, las moléculas del agua y las moléculas de azúcar también se atraen entre ellas.



Cuando las fuerzas entre las moléculas de agua y azúcar son mayores que las de las moléculas de azúcar, el cristal de éstas, es decir su estructura, se desintegra, cuando esto sucede las moléculas de azúcar se expanden entre los espacios de las moléculas de agua y decimos que el azúcar se ha disuelto

No todas las sustancia presentan la misma capacidad de dispersarse en la misma proporción, por ejemplo, los gases forman dispersiones homogéneas en todas proporciones, es decir, son completamente miscibles, lo mismo sucede con algunos líquidos, por ejemplo, el agua y el alcohol. Por el contrario, cuando dos o mas sustancias no se mezclan al ponerse en contacto, se dice que no son miscibles, por ejemplo, el mercurio y el agua, así como también el petróleo y el agua. Entre estos dos límites de solubilidad encontramos varias sustancias que se mezclan en diferentes proporciones para formar soluciones, de tales sustancias, se dice que son parcialmente solubles o parcialmente miscibles. Debemos recordar que la solubilidad de una sustancia se refiere a la proporción que se puede disolver en una cantidad determinada de otra llamada disolvente

La solubilidad de una sustancia así como la estabilidad de la solución dependen de varios factores, los cuales son:

- La naturaleza del soluto y del disolvente
- La temperatura
- La presión
- El tamaño de las partículas
- El grado de agitación
- La influencia de otras sustancias en la disolución

Generalmente clasificamos a las sustancias considerando su estado físico, sin embargo, al hablar de disoluciones, nos imaginamos la disolución formada por un sólido en un liquido; pero, es un hecho que podemos obtener dispersiones de las moléculas en cualquiera de los tres estados físicos de la materia; aun mas, es mejor estudiar las soluciones en los gases y aplicar los resultados a los demás tipos, porque su afinidad para mezclarse en todas proporciones es ilimitada y se lleva a cabo en todos los gases

Estado físico	Combinaciones	Ejemplo
Gaseoso	Gas en gas Liquido en gas Sólido en gas	Mezcla de gases (aire) Agua en aire (niebla) Carbón en aire (humo)
Liquido	Gas en liquido Liquido en liquido Sólido en liquido	CO_2 en agua Alcohol en agua Azúcar en agua
Sólido	Gas en sólido Liquido en sólido Sólido en sólido	Hidrogeno en platino Mercurio disuelto en Cobre Oro disuelto en plomo

Las disoluciones mas comunes son las disoluciones liquidas, podemos considerar tres tipos de soluciones liquidas.

1. Disoluciones verdaderas
2. Disoluciones coloidales
3. Suspensiones

En las disoluciones verdaderas, las partículas de las sustancias disueltas tienen dimensiones moleculares, en las suspensiones, las partículas son relativamente grandes. Las partículas intermedias entre la disolución verdadera y la suspensión se conocen con el nombre de partículas coloidales y el líquido que las contiene se llama solución coloidal.

En cada uno de los tres sistemas, las partículas constituyen la fase dispersa y el medio en que ellas se dispersan recibe el nombre de fase de dispersión o fase continua. El sistema compuesto de fase dispersa y el medio dispersante es una dispersión, un sistema homogéneo.

Las formas de expresar la concentración de una determinada solución se encuentra determinada por la solubilidad que presenta una sustancia en otra, es decir, la característica de la primera para formar una solución con la segunda. Las soluciones se obtienen de acuerdo con el coeficiente de solubilidad, el cual se define como la cantidad de partes de una sustancia que saturan cien partes de la otra (disolvente); según sea su concentración, es decir, la cantidad de soluto que existe en una solución, las soluciones se clasifican en: diluida, concentrada, saturada, sobresaturada, salmuera

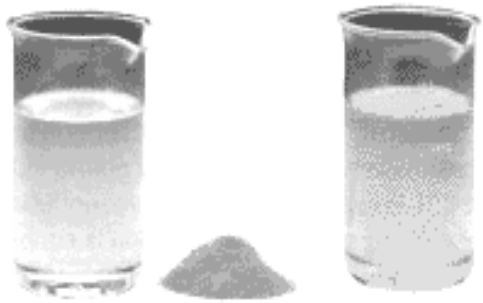
La solución diluida es aquella que contiene pequeñas cantidades de soluto en relación con el disolvente, por ejemplo, si disolvemos dos gramos de sal de mesa (NaCl) en cien mililitros de agua (H_2O), es obvio que ésta es una cantidad mucho menor de la que puede disolver dicha cantidad de ese disolvente

La solución concentrada es aquella que contiene mayor cantidad que la solución diluida, pero muy inferior a la saturada, por ejemplo, la disolución de 20 gramos de sal de mesa (NaCl), en 100 ml de agua

Solución saturada es aquella que contiene la máxima concentración a una temperatura considerada en ese momento, por ejemplo, cuando disolvemos 39 gramos de NaCl en 100 mililitros de agua. Las moléculas se encuentran en equilibrio dinámico, siempre y cuando no varíe la temperatura.

La solución sobresaturada se presenta en ciertos casos muy usados en la industria, por ejemplo, en las salinas, la solución puede contener mayor concentración de la que tiene la solución saturada; se dice entonces que esta sobresaturada; para cada tipo de solución varían los procedimientos para lograrlo, así como también la temperatura, la presión y algunos otros factores.

La salmuera es una suspensión de cloruro de sodio (NaCl) ya casi sólida, en la que la concentración de NaCl es muy grande, en este estado la sal se lleva a las refinerías a terminar el proceso para purificarla y obtener la sal de mesa o bien para diversos usos industriales



Debemos de tener en cuenta que todos los términos anteriores de soluciones diluidas y concentradas son relativos, es decir, solo nos sirven para realizar comparaciones entre unas y otras, pero no nos proporcionan ningún valor cuantitativo.

Las sustancias no se disuelven en igual medida en un mismo disolvente, con el fin de poder comparar la capacidad que tiene un disolvente para disolver un producto dado, se utiliza una magnitud que recibe el nombre de solubilidad. La capacidad de una determinada cantidad de líquido para disolver una sustancia sólida no es ilimitada; añadiendo soluto a un volumen dado de disolvente se llega a un punto a partir del cual la disolución no admite más soluto (un exceso de soluto se depositaría en el fondo del recipiente). Se dice entonces que está saturada. Pues bien, la solubilidad de una sustancia respecto de un disolvente determinado es la concentración que corresponde al estado de saturación a una temperatura dada.

Las solubilidades de sólidos en líquidos varían mucho de unos sistemas a otros. Así a 20 °C la solubilidad del cloruro de sodio (NaCl) en agua es 6 M y en alcohol etílico (C_2H_6O), a esa misma temperatura, es 0.009 M. Cuando la solubilidad es superior a 0.1 M se suele considerar la sustancia como soluble en el disolvente considerado; por debajo de 0.1 M se considera como poco soluble o incluso como insoluble si se aleja bastante de este valor de referencia.

La solubilidad depende de la temperatura; de ahí que su valor vaya siempre acompañado del de la temperatura de trabajo. En la mayor parte de los casos, la solubilidad aumenta al aumentar la temperatura. Se trata de procesos en los que el sistema absorbe calor para apoyar con una cantidad de energía extra el fenómeno la solvatación. En otros, sin embargo, la disolución va acompañada de una liberación de calor y la solubilidad disminuye al aumentar la temperatura.

La presencia de moléculas de soluto en el seno de un disolvente altera las propiedades de éste. Así, el punto de congelación y el de ebullición del disolvente cambian; su densidad aumenta, su comportamiento químico se modifica y, en ocasiones, también su color. Algunas de estas propiedades de las disoluciones no dependen de la naturaleza del soluto, sino únicamente de la concentración de la disolución, y reciben el nombre de propiedades coligativas (del latín *colligatio*, que significa unión o enlace de unas cosas con otras). Algunas propiedades físicas de las disoluciones presentan diferencias importantes respecto a las del disolvente puro, por ejemplo, sabemos que el agua en estado puro se congela a una temperatura de 0° C, pero las disoluciones acuosas se congelan a temperaturas por debajo de los 0° C, esta es la razón por la cual añadimos el compuesto denominado etilenglicol al agua del radiador de los automóviles para su uso como anticongelante, ocasionando la disminución del punto de congelación de la disolución. Lo anterior también ocasiona que el punto de ebullición de la disolución se incremente por arriba de los 100° C, es decir por arriba del punto de ebullición del agua pura; las anteriores características permiten el funcionamiento del motor a temperaturas extremas.

Como ya se menciono con anterioridad el incremento de los puntos de ebullición, así como la disminución del punto de congelación con respecto a valores propios de algún disolvente en estado puro, son algunas de las propiedades coligativas de las disoluciones; estos incrementos del intervalo de temperaturas con respecto al estado de agregación de la materia en su fase liquida fue estudiado por el científico de origen francés Francois M. Raoult a finales del siglo XIX, y llego a proponer que las variaciones detectadas entre los puntos de ebullición y congelación son directamente proporcionales entre la cantidad de moléculas del soluto, y la cantidad de moléculas del disolvente, es decir a la concentración molal.

Por lo tanto podremos interpretar lo anterior como que la presencia de moléculas no volátiles del soluto dentro del disolvente, hace difícil el desplazamiento de las moléculas del solvente en su intento por llegar a la superficie libre y posteriormente al medio gaseoso, provocando de esta manera un incremento del punto de ebullición. Así mismo, las moléculas del soluto, debido a su naturaleza y tamaño diferente constituyen un obstáculo para que las fuerzas intermoleculares cuando disminuye la temperatura conformen la ordenación del conjunto en una red cristalina, provocando de esta manera un decremento del punto de congelación.

Sabemos que cuando un líquido se encuentra dentro de un recipiente cerrado, se establece un equilibrio con su vapor; cuando se establece dicho equilibrio, la presión ejercida por el vapor recibe el nombre de, presión de vapor. Por lo tanto, se dice que una sustancia que casi no presenta presión de vapor, será no volátil, mientras que aquella que presenta una presión de vapor estará catalogada como volátil.

Al llevar a cabo comparaciones de las presiones de vapor de varios disolventes, con las de sus disoluciones, observaremos que la adición de un soluto no volátil a un disolvente, siempre ocasionara una baja de la presión de vapor. El grado en que un soluto no volátil baja la presión de vapor, es proporcional a su concentración, como lo expresa la ley de Raoult. Muchas disoluciones no siguen exactamente la Ley de Raoult, es decir, no son disoluciones ideales; ya que si las fuerzas intermoleculares entre el disolvente y el soluto son mas débiles que aquellas entre el disolvente-disolvente y entre el soluto-soluto, la presión de vapor del disolvente tiende a ser mayor que lo que predice la ley de Raoult; por otro lado, cuando las interacciones entre el soluto y el disolvente son excepcionalmente fuertes, como podría suceder si existen enlaces de puente de hidrogeno, la presión de vapor del disolvente, es menor de lo que predice la ley de Raoult.

Sabemos que la adición de un soluto no volátil disminuye la presión de vapor de una disolución, por lo tanto, la curva de presión de vapor de la disolución, se moverá hacia abajo en relación con la curva de presión de vapor del liquido puro; a cualquier temperatura dada, la presión de vapor de la disolución es mas baja que la del liquido puro. Debemos de mencionar que el punto de ebullición normal de un líquido es la temperatura a la cual su presión de vapor es igual a una atmósfera. En el punto normal de ebullición del líquido puro, la presión de vapor de la disolución es menor a una atmósfera; por lo tanto, se requiere una temperatura superior para alcanzar una presión de vapor de 1.0 atmósferas; entonces, el punto de ebullición de la disolución es mas alto que el del liquido puro.

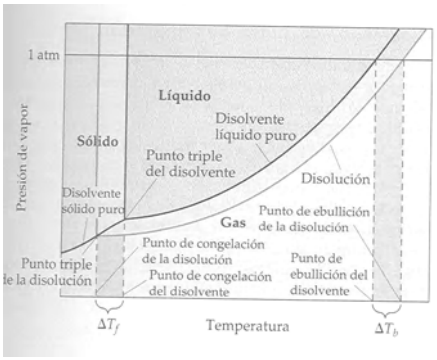
El incremento en el punto de ebullición respecto al del disolvente puro (ΔT_b), es directamente proporcional ala cantidad de partículas de soluto por mol de moléculas de disolvente, sabemos que la molalidad expresa el número de moles de soluto por 1000 gramos de disolvente, lo que representa un número fijo de moles de disolvente. Por lo tanto, el punto de ebullición respecto al del disolvente puro, es proporcional a la molalidad. $\Delta T_b = K_b m$

La constante molal de elevación del punto de ebullición (K_b) depende únicamente del disolvente, para el caso del agua (H_2O), $K_b = 0.51°C/m$; por consiguiente, una disolución acuosa de 1.0 m de sacarosa, o bien, cualquier otra disolución acuosa que sea1.0 m en partículas de soluto no volátiles, hervirá a una temperatura 0.51°C mas alta que el agua pura. La elevación del punto de ebullición es proporcional al número de partículas de soluto, sean éstas, moléculas o iones. Por ejemplo, cuando la sal de mesa (NaCl) se disuelve en agua, se forman 2 moles de partículas de soluto (1 mol de Na^+ y 1 mol de Cl^-), por cada mol de NaCl que se disuelve, por lo tanto, una disolución de 1m de NaCl es 1 m en Na^+ y 1 m en Cl^-, es decir, es 2 m en partículas de soluto. Es por esto, que la elevación del punto de ebullición de una disolución acuosa de 1m de NaCl es aproximadamente (2m)(0.51°C/m)= 1°C, dos veces mayor, que la de una disolución 1m de un no electrolito como la sacarosa, por lo tanto, para predecir correctamente el efecto de un soluto dado, sobre el punto de ebullición, o bien cualquier otra propiedad coligativa, es importante conocer si el soluto es un electrolito o un no electrolito

Constantes molales de elevación del punto de ebullición y abatimiento del punto de congelación

Disolvente	**Punto ebullición normal ° C**	**K_b (° C/m)**	**Punto congelación normal ° C**	**K_f (° C/m)**
Agua, H_2O	100.0	0.51	0.0	1.86
Benceno, C_6H_6	80.1	2.53	5.5	5.12
Etanol, C_2H_5OH	78.4	1.22	-114.6	1.99
Tetracloruro de carbono, CCl_4	76.8	5.02	-22.3	29.8
Cloroformo, $CHCl_3$	61.2	3.63	-63.5	4.68

Cuando una disolución se congela, lo normal es que se separan cristales del disolvente puro, las moléculas de soluto normalmente no son solubles en la fase sólida del disolvente, por ejemplo, cuando se congelan parcialmente disoluciones acuosas, el solido que se separa es casi siempre hielo puro. En consecuencia, la parte de la grafica que representa la presión de vapor del sólido es la misma que para el liquido puro, las curvas de presión de vapor para las fases liquida y sólida se unen en el punto triple, y podemos observar en la grafica que el punto triple de la disolución debe de estar a una temperatura mas baja que en el liquido puro porque la disolución tiene una presión de vapor mas baja que el liquido puro



El punto de congelación de una disolución es la temperatura en la cual se comienzan a formar los primeros cristales de disolvente puro en equilibrio con la disolución. Anteriormente se menciono que la línea que representa el equilibrio solido-solido se eleva casi verticalmente a partir del punto triple, dado que la temperatura de punto triple de la disolución es más baja que la del líquido puro, el punto de congelación de la disolución también es mas bajo que el del líquido puro. Al igual que la elevación del punto de ebullición, el abatimiento del punto de congelación, ΔT_f es directamente proporcional a la movilidad del soluto: $\Delta T_f = K_f m$

La constante molal de abatimiento del punto de congelación (K_f) se menciona en la tabla anterior, en el caso del agua, $K_f = 1.86°C/m$, por lo tanto una disolución acuosa de 1 m de sacarosa, o cualquier otra disolución acuosa que sea 1 m en partículas no volátiles, (como la sal de mesa NaCl 0.5 m), se congelara 1.86°C mas abajo que el agua pura. El abatimiento del punto de congelación causado por los solutos explica el empleo de anticongelante en los automóviles, así como de cloruro de calcio ($CaCl_2$) para fundir el hielo en las carreteras durante el invierno.

Para describir la composición de una solución se debe de indicar la cantidad de soluto que se encuentra presente en una determinada cantidad de solución. Por lo general expresamos la cantidad de soluto en términos de masa o moles; la cantidad de solución se define en términos de masa o volumen.

Por lo tanto la concentración de una solución la podemos expresar en los siguientes términos:

1. Composición porcentual. Expresa la masa del soluto en gramos por 100 gramos de solución, ejemplo: una solución de nitrato de plata ($AgNO_3$) al 5% tendrá 5g de nitrato de plata en 95g de agua destilada.

2. El porcentaje en volumen. Es el volumen del soluto en 100 mililitros de agua, ejemplo: una solución acuosa de alcohol etílico al 10% tendrá 10ml de alcohol etílico en 90ml de agua. Pero el método más importante utilizado para expresar la concentración de una solución es el mol.

Las soluciones valoradas son aquellas en donde expresamos cuantitativamente la relación entre el soluto y el solvente de una solución, o la concentración de la misma siendo esta última la relación de la masa del soluto disuelto en la unidad del solvente y se clasifican en:

Soluciones valoradas
- Molalidad
- Molaridad
- Normalidad
- Porcentual

Lectura: Disoluciones con componentes volátiles

En algunas ocasiones las disoluciones presentan varios componentes volátiles, por ejemplo, la gasolina, la cual es una disolución compleja que contiene varias sustancias volátiles. Para entender de mejor manera tales mezclas, consideremos una disolución ideal que contiene dos componentes, A y B. Las presiones parciales de los vapores de A y B sobre la disolución están dadas por la ley de Raoult:

$$P_A = X_A P°_A \quad y \quad P_B = X_B P°_B$$

Sabemos que la presión de vapor total sobre la disolución, es la suma de las presiones parciales de los componentes volátiles

$$P_{total} = P_A + P_B = X_A P°_A + X_B P°_B$$

Consideremos por ejemplo, una mezcla de benceno (C_6H_6) y tolueno (C_7H_8) que contiene 1.0 mol de benceno y 2.0 mol de tolueno ($X_{ben} = 0.33$ y $X_{tol} = 0.67$), a 20°C, las presiones de vapor de las sustancias puras para el benceno y tolueno son respectivamente:75 y 15 torr. Por lo tanto, las presiones parciales del benceno y el tolueno sobre la disolución son:

$$P_{ben} = (0.33)\ (75\text{torr}) = 25 \text{ torr}$$
$$P_{tol} = (0.67)\ (22 \text{ torr}) = 15 \text{ torr}$$

Por consiguiente, la presión total de vapor es: $P_{total} = 25 \text{ torr} + 15 \text{ torr} = 40 \text{ torr}$

Así pues, el vapor es más rico en el componente más volátil, el benceno. La fracción molar del benceno en el vapor, ésta dada por la proporción de su presión de vapor, a la presión total

$$X_{ben} \text{ en el vapor} = \frac{P_{ben}}{P_{total}} = \frac{25 \text{ torr}}{40 \text{ torr}} = 0.63$$

Aunque el benceno solo constituye el 33% de las moléculas de la disolución, constituye el 63% de las moléculas del vapor. Cuando las disoluciones ideales están en equilibrio con su vapor, el componente más volátil de la mezcla, es relativamente más abundante en el vapor; este hecho es la base de la técnica de destilación, que se emplea para separar, total o parcialmente, mezclas que contienen componentes volátiles. La destilación es el procedimiento por el cual se elabora ilegalmente whiskey con un alambique y por el cual las plantas petroquímicas logran separar el petróleo crudo en gasolina, diesel, aceite lubricante, etc. Un aparato de destilación fraccionada de diseño especial, puede logar en una sola operación, un grado de separación que seria el equivalente de varias destilaciones simples sucesivas.

Actividad

1. Con tus palabras, define el concepto de medir

2. ¿Qué es una disolución?

3. Cual es la unidad usada para cuantificar cantidades de una determinada sustancia

4. ¿Quien fue Amadeo Avogadro?

5. Es la dispersión ópticamente homogénea de dos o más sustancias en proporciones variables

6. ¿Qué es la unidad de masa atómica?

7. Menciona tres ejemplos de separación de una solución

8. ¿Que es un mol?

9. ¿En una disolución de dos líquidos cual es el soluto?

10. Es la relación entre el peso del soluto y el peso del solvente

11. Con tus palabras define el termino solubilidad

12. ¿Que característica determina la polaridad de las moléculas?

13. Con tus palabras describe el fenómeno de disolver azúcar en agua

14. ¿Que significa la palabra miscible?

15. ¿Cuáles son los factores que afectan la solubilidad de una sustancia?

16. ¿Qué es el coeficiente de solubilidad?

17. Menciona tres ejemplos de disoluciones diluidas

18. Este factor, determina prácticamente la solubilidad de una sustancia en otra

19. ¿Qué es la presión de vapor?

Molalidad

La molalidad de una solución denotada por la letra "m" es el concepto que se encarga de medir concentración y se define como el número de moles de soluto por kilogramo de disolvente contenido en la solución, por ejemplo: si tenemos preparada una solución con 98.08g de ácido sulfúrico puro (H_2SO_4), (1 mol) y 1000g de agua será una solución de uno molal de ácido sulfúrico.

Lo anterior se puede expresar matemáticamente por medio de la siguiente relación:

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg solvente}}$$

Con esto podemos calcular la molalidad de una solución que tiene 20g de azúcar de caña ($C_{12}\ H_{22}\ O_{11}$) disueltos en 125g de agua:

1 mol de azúcar 342g

Por lo tanto si un mol de azúcar tiene 342g deberemos de calcular primero cuantos moles tienen 20g de azúcar por medio de una regla de tres.

1 mol de azúcar = 342g
x = 20g

$$x = \frac{20 \times 1}{342} = 0.05847$$

Entonces tenemos que 20g de azúcar son 0.05847 es decir una fracción de mol de azúcar de caña, si aplicamos la fórmula de la molalidad:

$$\frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Masa de solvente}} = \frac{0.05847}{0.125} = 0.46776$$

Por lo que obtenemos el resultado de que la molalidad de esa solución de azúcar de caña es de 0.4677 mol/kg.

La principal ventaja de este método de medida respecto a la molaridad es que como el volumen de una disolución depende de la temperatura y de la presión, cuando éstas cambian, el volumen cambia con ellas. Gracias a que la molalidad no está en función del volumen, es independiente de la temperatura y la presión, y puede medirse con mayor precisión. Esta forma de concentración es menos empleada que la molaridad.

Actividad

1. Calcula la molalidad de una solución que contiene 40g de azúcar (C_{12} H_{22} O_{11}) disueltos en 150g de H_2O.

2. Si tenemos una solución de alcohol etílico (C_2H_5OH) en agua y una concentración de 1.6 molal. ¿Cuántos gramos de alcohol están disueltos en 2000g de agua?

3. ¿Cuál es la molalidad de una solución que contiene 50g de sal (NaCl) disueltos en 200g de agua?

4. Si disolvemos 35 gramos de K_2CO_3 en 480 gramos de agua, ¿Cuál será la molalidad de la solución?

5. Calcula la cantidad de agua que debe añadirse a 40 gramos de NaCl para preparar una solución de 0.5 m.

Molaridad

Al describir una solución en términos de masa porcentual se expresa la cantidad de ésta en términos de su masa, pero con frecuencia es mejor medir el volumen de una solución que su masa. En muchos casos el comportamiento de una disolución depende no solo de la naturaleza de los solutos, sino también de sus concentraciones.

El concepto de concentración es intuitivo; cuando más soluto se encuentre disuelto en una dada cantidad de disolvente, más concentrada estará la disolución. En química como se menciono con anterioridad es común expresar cuantitativamente la concentración de las disoluciones, la expresión de concentración más usada es la *molaridad*, la cual se denota con la letra "M" y nos expresa la concentración de una disolución como el número de moles de soluto que hay en un litro de disolución, es decir nos indica la cantidad de soluto en moles y el volumen en litros, es decir:

$$M = \text{molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Litros de solución}} = \frac{\text{moles}}{L}$$

El concepto de molaridad incluye tres cantidades: molaridad, moles de soluto y litros de disolución; por lo que si conocemos dos de estas cantidades, podemos calcular la tercera. Por ejemplo, conociendo la molaridad de una disolución podemos calcular el número de moles del soluto que existen en un volumen dado, por ejemplo si deseamos calcular el número de moles de HNO_3 en 2.0L a una concentración de 0.200M:

$$\text{Moles de } HNO_3 = (2.0\cancel{\text{Litros de solución}})\left(\frac{0.200\text{Mol } HNO_3}{1\cancel{\text{L solución}}}\right)$$

Moles de $HNO_3 = 0.40$

El mol (molécula gramo) es una Unidad Internacional usada para medir la cantidad de una sustancia. Un mol de una sustancia expresado en gramos es su peso molecular así por ejemplo: un mol de cloruro de sodio (NaCl) son 58,5 gramos. Por lo tanto, una solución 1M de cloruro de sodio contendrá 58,5 gramos de sal por litro de agua. La molaridad de una solución se calcula dividiendo los moles del soluto por los litros de la solución.

Por ejemplo, ¿Cuál es la molaridad de 0.75 moles de soluto disueltos en 2.5 litros de solvente?

$$M = \frac{0.75 \text{ mol}}{2.5 \text{ L}} = 0.3$$

O bien, el siguiente ejercicio: ¿Cuál es la molaridad de 58.5 gramos de cloruro de sodio (NaCl), disueltos en 2.0 litros de solvente?

Para poder hacer el cálculo tenemos que convertir gramos a moles. Si consideramos que el peso molecular del cloruro de sodio es: 58.5 [(peso del Cl^- (35,5) + peso del Na^+ (23)] entonces esa cantidad es un mol.

$$M = \frac{1\ M}{2\ L} = 0.5$$

Así mismo podemos calcular la molaridad de una solución que se prepara disolviendo 11.5g de hidróxido de sodio (NaOH) sólido, en agua suficiente para tener 1.5L de solución.

Datos:

Cantidad de soluto = 11.5g de NaOH

Cantidad de solución = 1.5L

Fórmula:

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de agua}}$$

Tenemos la masa en gramos del soluto, por lo que se requiere convertirlo a moles, utilizando para esto la masa molar de NaOH y con esto se divide el número de moles por el volumen de litros.

$$\text{Moles de NaOH} = \frac{11.5\text{g de NaOH}}{40\text{g de NaOH}} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{peso molecular}}$$

$$\text{Moles de NaOH} = 0.288$$

Entonces:

$$M = \frac{0.288}{1.5} = 0.192$$

Actividad

1. Calcula la molaridad de una solución que se prepara disolviendo 1.5g de ácido clorhídrico (HCl) gaseoso en agua suficiente para tener 26.8ml de solución.

2. ¿Qué molaridad tiene una solución de ácido sulfúrico (H_2SO_4) si 600ml de la solución contienen 50g de ácido?

3. ¿Cuántos gramos de hidróxido de calcio ($Ca(OH)_2$) se requieren para preparar 750ml de una disolución 0.20M?

4. Calcula la molaridad de una solución que se prepara disolviendo 1.0g de etanol ($C_2 H_5 OH$) en suficiente agua para tener un volumen final de 101ml.

5. Calcula cuántos moles de plata (Ag) se encuentran en 25ml de solución de nitrato de plata ($AgNO_3$) al 0.75M.

6. Calcula el número de moles de cloro (Cl) en 1.75 litros de cloruro de aluminio ($AlCl_3$) en un concertación a 1.0×10^{-3} Molar.

7. ¿Cuántos gramos de hidróxido de sodio (NaOH) se necesitan para preparar 5 litros de solución al 2 Molar?

8. ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico (H_2SO_4) se necesitan para preparar un litro de solución a 0.1 Molar?

Normalidad

La normalidad es una unidad de concentración usada al manejar ácidos y bases. La utilización de este tipo de concentración se encuentra enfocada principalmente a las cantidades que se encuentran disponibles de iones de H^+ y OH^- en una reacción química de ácido-base. Cuando estamos manejando este tipo de concentración usualmente utilizamos términos como: "equivalente de ácido" el cual es la cantidad de ese ácido que aporta un mol de iones H^+. Así mismo se usa el termino "equivalente de base" el cual podemos definir como la cantidad de esa base que aporta un mol de iones OH^- . Por lo tanto el peso equivalente de un ácido o una base será la masa en gramos de un equivalente de dicho ácido o base.

Normalidad la definimos como el número de equivalente gramo de soluto en un litro de solución. Entre los ácidos fuertes más comunes tenemos al ácido clorhídrico (HCl), ácido nítrico (HNO_3) y ácido sulfúrico (H_2SO_4). Para los dos primeros (HCl y HNO_3) cada molécula de dicho ácido nos puede aportar un ion de hidrógeno (H+) por lo que un mol de ácido clorhídrico (HCl) aporta un mol de iones de hidrógeno.

Aporta 1 mol de hidrogeno ↓

1 mol de HCl	=	1 equivalente HCl
masa molar (HCl)	=	peso equivalente (HCl)

Lo mismo sucede con el ácido nítrico;

1 mol de HNO_3	=	1 equivalente HNO_3
masa molar (HNO_3)	=	peso equivalente (HNO_3)

Sin embargo un mol de ácido sulfúrico nos aporta dos moles de hidrógeno (H^+), por lo que requerimos ½ mol de este ácido para obtener un equivalente, por lo que:

½ mol de H_2SO_4	=	1 equivalente H_2SO_4
½ masa molar (H_2SO_4)	=	peso equivalente (H_2SO_4)
½ (98g)	=	peso equivalente
49g	=	peso equivalente

Por lo que el peso equivalente del ácido sulfúrico (H_2SO_4) es de 49g.

Masas y pesos equivalentes de los ácidos y bases fuertes más comunes

	Masa molar (g)	**Peso equivalente (g)**
ÁCIDO		
HCl	36.5	36.5
HNO_3	63.0	63.0
H_2SO_4	98.0	49.0
BASE		
NaOH	40.0	40.0
KOH	56.1	56.1

Como ya se mencionó con anterioridad la normalidad está definida como el número de equivalentes de soluto por litro de solución.

$$\text{Normalidad N} = \frac{\text{número de equivalentes}}{\text{1 litro de solución}}$$

Esto significará que si contamos con una solución al 1N esta contendrá un equivalente de soluto por litro de disolución, esto se explica como sigue: al multiplicar el volumen de una solución (litros) por su valor de normalidad nos dará como resultado el número de equivalentes.

$$N \times L = \frac{\text{equivalentes}}{\cancel{\text{Litros}}} \times \cancel{\text{Litros}} = \text{equivalentes}$$

El equivalente gramo de una sustancia es igual al peso equivalente expresada en gramos, el peso equivalente lo podemos calcular por medio de la siguiente fórmula:

$$\text{Peso equivalente (peq)} = \frac{\text{peso molecular}}{\text{Num. Total de cargas positivas o negativas}}$$

Si los compuestos que estamos manejando son ácidos, el peso equivalente se determina dividiendo el peso molecular entre el número de hidrógenos, y si las sustancias son bases, entonces dividiremos la cantidad de hidróxidos. Partiendo de la fórmula general para calcular normalidad podemos despejar diferentes unidades con el fin de calcular sus valores, matemáticamente lo podemos expresar como:

$$\text{Normalidad} = \frac{\text{número equivalente gramo}}{\text{litros de solución}}$$

$$N = \frac{\text{número eq. g}}{V}$$

$$\text{Número eq. g} = N \times V$$

$$\frac{g}{Peq} = N \times V$$

$$g = N \times V \times Peq.$$

$$\frac{g}{V \times Peq} = N$$

Actividad

1. Calcula el peso equivalente en gramos de los siguientes compuestos:

   a) $Mg^{+2}\ (OH)^{-2}{}_2$

   b) $AL^{+3}\ (OH)^{-3}{}_3$

   c) $H_3{}^{+3}\ PO^{-2}{}_4$

   d) $Na^{+2}{}_2SO^{-2}{}_4$

2. ¿Qué normalidad tendrá una solución si 600ml de esta contiene 60g de ácido fosfórico?

3. ¿Cuál será la normalidad de una solución que resulta al disolver 49.05g de ácido sulfúrico en 500ml de solución?

4. ¿Cuántos gramos de nitrato de sodio ($NaNO_3$) se requieren para preparar 300ml de una solución con una concentración de 1.2N?

Porcentual

La estequiometría es la parte de la química que tiene por objeto calcular las cantidades en masa y volumen de las sustancias reaccionantes y los productos de una reacción química; proviene del vocablo griego "*Stoicheion*" que significa elemento y "*Metrón*" que significa medir.

La fórmula de un compuesto nos indica la cantidad de átomos presentes de cada elemento en una unidad del compuesto, a partir de la fórmula del compuesto es posible calcular el porcentaje que cada elemento proporciona a la masa total del compuesto, así poder determinar la pureza del mismo.

Se conoce como composición porcentual o centesimal a la cantidad en masa que de cada elemento hay en 100 partes del compuesto. En muchas ocasiones es conveniente conocer como está formado un compuesto en términos de las masas de sus elementos, esto lo podemos hacer comparando los valores de masa de cada elemento presentes en la fórmula en relación a la masa total del compuesto.

$$\text{Porcentaje de masa de un elemento} = \frac{\text{masa atómica del elemento}}{\text{masa total del compuesto}} \times 100$$

El porcentaje de un elemento con respecto a la molécula que lo contiene se calcula mediante proporciones simples. Conociendo el valor de las masas moleculares nos permitirá calcular el porcentaje de un compuesto dado, por ejemplo, la suma de las masas atómicas del ácido sulfúrico es:

Fórmula de ácido sulfúrico: H_2SO_4
Masa molecular = 98.052

Los datos anteriores resultan de multiplicar el valor de masa atómica de cada elemento por su subíndice respectivo y sumarlos entre ellos.

Elemento	**Masa atómica**
H = 2	1.008 = 2.016
S = 1	32.060 = 32.060
O = 4	15.994 = 63.976
	98.052

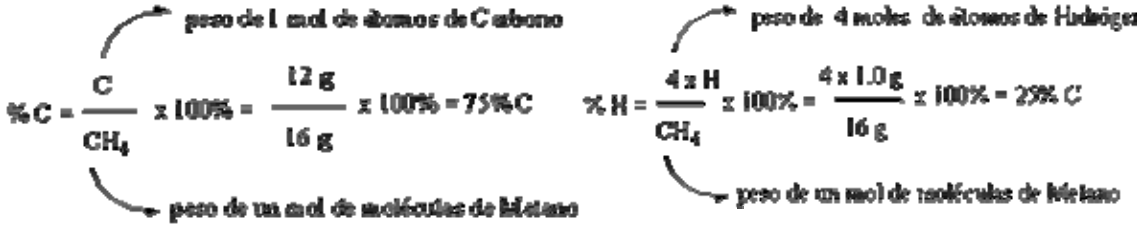
Con estos datos podemos aplicar la fórmula y calcular el porcentaje de cada elemento de ese compuesto.

Calculo del Hidrógeno (%) = 2.16/98.052 x 100 = 2.052
Calculo del Azufre (%) = 32.060/98.052 x 100 = 32.696
Calculo del Oxígeno (%) = 63.976/98.052 x 100 = 65.247

Las masas porcentuales de todos los elementos de un compuesto deben de sumar el 100%, aunque los efectos de redondeo pueden producir pequeñas desviaciones. Por lo que es conveniente verificar nuestros resultados sumando los valores de los porcentajes obtenidos, en este caso la suma de los porcentajes de H_2SO_4 es:

H	=	2.056
S	=	32.696
O	=	65.247
		99.999 ≈ 100

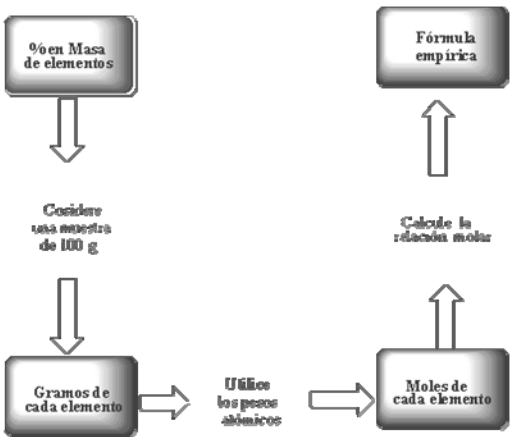
Si se conoce la fórmula de un compuesto, su composición química se expresa como el porcentaje en peso de cada uno de los elementos que la componen, por ejemplo, una molécula de metano CH_4 esta conformada por 1 átomo de carbono y 4 de hidrogeno. Por lo tanto, un mol de CH_4 contiene un mol de átomos de C y cuatro moles de átomos de hidrógeno. El tanto por ciento (porcentaje) es la parte dividida por el total y multiplicada por 100 (o simplemente partes por 100), por ello puede representarse la composición centesimal del metano, CH_4 como:



Por ejemplo, calcula la composición centesimal del Acido Nítrico (HNO_3).

Respuesta: 1,6% H; 22,2% N y 76,2% O.

Obtención de fórmulas a partir de la composición centesimal**.**



Desde el análisis de la composición porcentual, o centesimal, y el conocimiento de los pesos atómicos de los elementos, es posible obtener la relación mínima que existe entre los átomos de un compuesto. Esto se conoce como *fórmula empírica* y no necesariamente corresponde a la "fórmula molecular" o verdadera.

Suponga que el análisis de una muestra de un compuesto puro, revela que contiene 50,1% de azufre y 49,9% en peso de oxígeno. ¿Cuál es su fórmula empírica? Consideremos 100 gramos del compuesto, los cuales contendrán 50,1 g de S y 49,9 g de O. Se calcula el número de moles de átomos de cada elemento, empleando n = m/PM.

$$\text{? moles de átomos de S} = 50{,}1 \text{ g de S} \times \frac{1 \text{ mol de átomos de S}}{32{,}1 \text{ g de S}} = 1{,}56 \text{ moles de átomos de S}$$

$$\text{? moles de átomos de O} = 49{,}9 \text{ g de O} \times \frac{1 \text{ mol de átomos de O}}{16{,}0 \text{ g de O}} = 3{,}12 \text{ moles de átomos de O}$$

Ya sabemos que 100 gramos del compuesto contiene 1,56 moles de átomos de S y 3,12 moles de átomos de O; así puede obtenerse una relación entre estos números con la que se descubra la relación de los átomos en la fórmula empírica. Una manera sencilla y útil de obtener relaciones entre varios números es:

1) dividir cada uno de ellos entre el más pequeño

2) multiplicar los resultados por el número entero más pequeño de los obtenidos en la eliminación de fracciones.

1,56/1,56
= 1 S

SO_2

3,12/1,56
= 2 O

La fórmula molecular o también llamada formula verdadera de muchos otros compuestos, es un múltiplo de la fórmula simplificada; consideremos, por ejemplo, el butano C_4H_{10}. Su fórmula empírica es C_2H_5, pero su fórmula verdadera contiene dos veces el número de átomos, o sea $(C_2H_5)_2 = C_4H_{10}$. El benceno, C_6H_6, constituye otro ejemplo. La fórmula empírica del benceno es CH, pero su fórmula molecular contiene seis veces ese número de átomos, $(CH)_6 = C_6H_6$.

Por ejemplo, la fórmula empírica de la glucosa es CH_2O, sin embargo el peso fórmula (Peso Molecular) es 180 uma. ¿Cuál es su fórmula molecular?

$$\frac{\text{Peso molecular } 180 \text{ g}}{\text{Peso empirico } 30 \text{ g}} = 6.0$$

Por lo tanto, $(CH_2O)_6 = C_6H_{12}O_6$, fórmula verdadera de la Glucosa.

Actividad

1. Calcula el porcentaje de cada elemento de los siguientes compuestos:

a) C_2H_5OH	e) Fe_2O_3	I) $Al(OH)_3$
b) H_2O	f) $C_6H_{12}O_6$	j) H_3PO_4
c) CO_2	g) NaCl	k) $Al_2(SO_4)_3$
d) Na(OH)	h) CuS	l) NH_4NO_3

Reactivo limitante

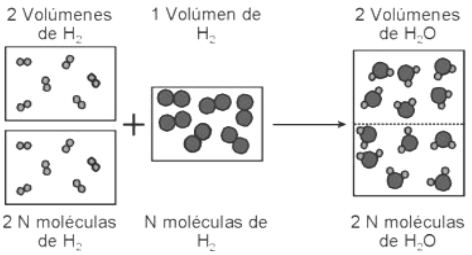
Supón que deseas preparar un sándwich usando una rebanada de queso y dos rebanadas de pan por cada sándwich; si usamos las letras P = pan y Q = queso, por lo tanto la formula para cada sándwich será P_2Q, podremos representar como ecuación química la receta para hacer un sándwich

$$2P + Q \longrightarrow P_2Q$$

Entonces, si tenemos 10 rebanadas de pan y solo 7 de queso, solamente podremos preparar 5 sándwich antes de quedarnos sin pan, y nos sobraran dos rebanadas de queso; la cantidad de pan con que contamos limita el numero de sándwich. Una situación análoga se presenta en las reacciones químicas cuando uno de los reactivos se agota antes que los demás, la reacción se detiene tan pronto como se consume totalmente cualquiera de los reactivos, y quedan los reactivos en exceso como sobrantes, probablemente te has encontrado problemas de reactivos limitantes con mucha frecuencia, por ejemplo, supón que una receta para preparar limonada indica que se use una taza de azúcar por cada seis limones, si se usan 12 limones y 3 tazas de azúcar, ¿que ingrediente es limitante, el primero o el segundo?

Debido a que la relación de limones con respecto al azúcar que la receta menciona es de 6 limones por 1 taza de azúcar, se puede calcular la cantidad de limones que se necesitan para reaccionar con las tres tazas de azúcar: 3 azúcar x 6 limones = 18 limones; es decir necesitamos 18 limones para las 3 tazas de azúcar, sin embargo, solo contamos con 12 limones, por lo tanto los limones son la cantidad limitante.

Al mezclar productos químicos para que reacciones, con frecuencia se emplean cantidades estequiométricas de los mismos, es decir, cantidades precisas para que todos los reactivos se consuman de manera simultanea, por ejemplo, podemos considerar la producción de hidrógeno para usar en la fabricación de amoniaco, el cual es un fertilizante, así mismo es utilizado como materia prima para la elaboración de otros fertilizantes; se fabrica combinando nitrógeno Atmosférico con hidrogeno, este ultimo se produce en un proceso donde reaccionan metano con agua, según la siguiente ecuación



$$CH_{4\,(g)} + H_2O_{\,(g)} \longrightarrow 3H_{2\,(g)} + CO_{\,(g)}$$

Por ejemplo, que masa de agua se requiere para reaccionar exactamente con 249 gramos de metano; es decir, ¿Cuánta agua consumirá los 249 ramos de metano para que no quede ni agua ni metano sin reaccionar?

En la ecuación balanceada anterior podemos observar que un mol de metano reacciona con un mol de agua, por lo tanto convertimos los gramos de metano a moles, como ya sabemos para esto tendremos que dividir la masa entre el peso molecular

$$\text{Moles} = \frac{\text{masa}}{\text{Peso molecular}} = \frac{249}{16.0} = 15.6$$

Por lo tanto 15.6 moles de metano reaccionarán con 15.6 moles de agua, si convertimos 15.6 moles de agua en gramos (sabemos que la masa molar del agua es igual a 18.0 g/mol)

$$\text{Masa} = (\text{moles})\,(\text{peso molecular}) = (15.6)\,(18) = 281 \text{ g de } H_2O$$

Los resultados anteriores indican que al mezclar 249 gramos de Metano con 281 gramos de agua, los dos reactivos se agotan de manera simultánea, es decir los reactivos se mezclan en cantidades estequimétricas. Si por otra parte, se mezclan 249 gramos de metano con 300 gramos de agua, el metano se consumirá antes que el agua se agote, es decir tendremos un exceso de agua; en este caso, la cantidad de productos que se forman dependerá de la cantidad de metano presente. Una vez que se consume el metano, no se formaran mas productos aunque quede algo de agua, en este caso como la cantidad de metano limita la cantidad de producto que se puede formar se denomina reactivo limitante

En cualquier problema de estequiometría es fundamental determinar que reactivo es limitante para poder calcular e manera correcta las cantidades de productos que se formaron

Como se menciono anteriormente, el proceso comercial más importante para convertir nitrógeno atmosférico (N_2) del aire en compuestos nitrogenados se basa en la reacción de N_2 y H_2 para formar amoniaco (NH_3)

$$N_{2\,(g)} + 3H_{2\,(g)} \longrightarrow 2NH_{3\,(g)}$$

¿Cuántos moles de amoniaco (NH_3) se pueden formar a partir de 3 moles de nitrógeno atmosférico (N_2) y 6 moles de hidrógeno molecular (H_2)?

En base a la ecuación química anterior. Podemos ver que se requieren 3 moles de hidrogeno para que se consuman 1 mol de nitrógeno, es decir están en una relación de 3:1. Por lo tanto debemos de calcular la cantidad de moles de H_2 que se requieren para que se consuman talmente 3 moles de N_2:

$$\text{Moles de } H_2 = (3 \cancel{\text{mol } N_2}) \frac{(3 \text{ mol } H_2)}{(1 \cancel{\text{mol } N_2})} = 9 \text{ mol } H_2$$

Dado que solo contamos con 6 moles de H_2, nos quedaremos son hidrogeno antes de que desaparezca todo el nitrógeno, por lo tanto, el hidrogeno es el reactivo limitante, usamos la cantidad de reactivo limitante, para calcular la cantidad de NH_3 producida

$$\text{Moles de } NH_3 = (6 \text{ mol } \cancel{H_2}) \frac{(2 \text{ mol } NH_3)}{(1 \text{ mol } \cancel{H_2})} = 4 \text{ mol de } NH_3$$

Los siguientes pasos se deben de seguir para resolver problemas estequiométricos en los que participan reactivos limitantes

- ✓ Escribir y balancear la ecuación de la reacción
- ✓ Convertir las masas conocidas de reactivos en moles
- ✓ Usando el numero de moles de reactivos y las reacciones molares adecuadas, determinar que reactivo es limitante
- ✓ Utilizando la cantidad del reactivo limitante y las reacciones molares adecuadas, determinar el numero de moles del producto deseado
- ✓ Convertir los moles del producto a gramos de producto usando la masa molar (si así lo indica el problema)

Actividad

1. ¿Qué es un reactivo limitante de un proceso?

   _____
   _____
   _____

2. ¿Por qué se detiene la reacción cundo se consume el reactivo limitante aunque haya suficiente de los demás reactivos?

   _____
   _____
   _____

3. Explica como se determina que reactivo del proceso es el limitante?

   _____
   _____
   _____
   _____
   _____
   _____
   _____

4. ¿Qué tiene que ver la reacción molar en que se combinan los reactivos?

   _____
   _____
   _____
   _____

5. ¿Qué quiere decir que el reactivo se encuentre presente en exceso en una reacción?

   _____
   _____
   _____

6. Para cada una de las siguientes reacciones, suponga que se consumen exactamente 10 gramos de cada reactivo. Determina el reactivo limitante y calcula que cantidad de masa de productos se obtendrá suponiendo que el reactivo limitante se consuma totalmente

   a) $N_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow 2NO_{(g)}$

   b) $N_{2\,(g)} + 3H_{2\,(g)} \longrightarrow 2NH_{3\,(g)}$

   c) $2CO_{(g)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow 2CO_{2\,(g)}$

   d) $PCl_{3(l)} + Cl_{2\,(g)} \longrightarrow PCl_{5\,(s)}$

CAPÍTULO 3

Ácidos y Bases

Desde la antigüedad los científicos clasificaron a los ácidos o a las bases por sus características. Los ácidos se reconocieron primero como sustancias con sabor ácido, el vinagre por ejemplo, sabe agrio o ácido porque es una solución diluida de ácido acético, los limones presentan la característica de tener un sabor agrio a causa del ácido cítrico que contienen y hacen que algunos tintes cambien de color, el papel tornasol se pone rojo al contacto con los ácidos. La palabra ácido proviene del latín *acidus*, que significa agrio o acre.

Las bases también llamadas álcalis presentan un sabor amargo y son resbalosas al contacto, por ejemplo un jabón, la mayoría de los jabones de mano y productos comerciales para destapar el drenaje son bases. La palabra base proviene del latín *basis*, que significa fundamento o apoyo, es decir lo que está debajo.

A través de la historia los científicos han intentado correlacionar las propiedades de los ácidos y bases con su composición y estructura molecular, ya que era muy claro que los ácidos contienen hidrógeno, pero no todas las sustancias hidrogenadas son ácidos.

La primera persona en reconocer la naturaleza fundamental de los ácidos y las bases, fue Svante Arrhenius. Con base en sus experimentos con electrolitos, Arrhenius postulo que los ácidos producen iones hidrogeno en solución acuosa, mientras que las bases producen iones hidróxido

Muchos ácidos y bases son sustancias industriales y caseras, y algunos otros son componentes importantes de los fluidos biológicos, por ejemplo, el acido clorhídrico (HCl), no solo es un compuesto industrial importante, sino también el principal constituyente del jugo gástrico del estomago; además, los ácidos y las bases son electrolitos comunes.

Los ácidos son sustancias que se ionizan en disolución acuosa para formar iones de hidrogeno y así aumentar la concentración de iones $H^+_{(ac)}$. Como un átomo de hidrogeno esta conformado por un protón y un electrón, H^+ no es mas que un protón, por ello, es común llamar a los ácidos donadores de protones. Las moléculas de diferentes ácidos pueden ionizarse para formar diferentes números de iones H^+; tanto el HCl como el HNO_3 son ácidos monopróticos, que producen un H^+ por molécula de acido. El acido sulfúrico (H_2SO_4) es un ejemplo de acido diprótico, que produce dos iones H^+ por molécula de acido, la ionización del H_2SO_4 y otros ácidos diproticos se produce en dos fases:

$$H_2SO_{4\,(ac)} \longrightarrow H^+_{(ac)} + HSO^-_{4\,(ac)}$$

$$HSO_4^-{}_{(ac)} \rightleftharpoons H^+_{(ac)} + SO_4^{2-}{}_{(ac)}$$

Aunque el H_2SO_4 es un electrolito fuerte, solo la primera ionización es total, así, las disoluciones acuosas de acido sulfúrico contienen una mezcla de $H^+_{(ac)}$, $HSO_4^-{}_{(ac)}$ y $SO^{2-}{}_{4\ (ac)}$

Por otra parte, las bases son sustancias que aceptan iones H^+, las bases son compuestos que producen iones hidróxido $(OH)^-$ cuando se disuelven en agua. Los hidróxidos iónicos como por ejemplo, NaOH, KOH y $Ca(OH)_2$ se encuentran entre las bases mas comunes, cuando estos se disuelven en agua, se disocian en sus iones componentes, introduciendo iones OH^- en la disolución. Así mismo, también pueden ser bases los compuestos que no contienen iones OH^-, por ejemplo, el amoniaco (NH_3), el cual es un compuesto utilizado como fertilizante agrícola que se aplica en el agua de riego, esta considerado como una base común, que cuando se le agrega al agua acepta un ion H^+ de la molécula del agua y así produce un ion OH^-

$$NH_{3(ac)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(ac)} + OH^-{}_{(ac)}$$

Dado que solo un apequeña fracción del NH_3 (cerca del 1%) forma iones NH_4^+ y OH^-, el amoniaco es un electrolito débil

Modelo de Arrhenius

La acidez y la basicidad constituyen el conjunto de propiedades características de dos importantes grupos de sustancias químicas: los ácidos y las bases, las ideas actuales sobre tales conceptos químicos consideran a los ácidos como donadores de protones y las bases como aceptores. Los procesos en los que interviene un ácido, interviene también su base conjugada, la cual es la sustancia que recibe el protón cedido por el ácido. A dichos procesos se les denomina reacciones ácido-base.

La acidez y la basicidad son dos formas contrapuestas del comportamiento de las sustancias químicas cuyo estudio atrajo siempre la atención de los químicos. En los albores mismos de la ciencia química, Boyle y Lavoisier estudiaron sistemáticamente el comportamiento de las sustancias agrupadas bajo los términos de ácido y álcali (base). Pero junto con los estudios descriptivos de sus propiedades, el avance de los conocimientos sobre la estructura del átomo y sobre la naturaleza íntima de los procesos químicos aportó nuevas ideas sobre los conceptos de ácido y de base.

En la actualidad, el resultado final de la evolución de esos dos conceptos científicos constituye un importante capítulo de la química que resulta imprescindible para entender la gran variedad de procesos químicos que, ya sea en la materia viva, ya sea en la materia inerte, se engloban bajo el nombre de reacciones ácido-base.

El estudio de los procesos químicos en los que intervienen ácidos y bases ocupa un lugar destacado en la historia de la química, antes de que se conociera el comportamiento a nivel molecular de este tipo de sustancias, solamente se reconocían debido a sus propiedades y características. Esta idea de definir el concepto de ácido y de base indicando cómo ha de comportarse químicamente una sustancia para que pueda considerarse como miembro de una u otra familia de compuestos fue introducida por Boyle en 1663. Posteriormente un conocimiento más preciso de las fórmulas químicas llevó a algunos investigadores, como Justus von Liebig a fines de los 1800's, a definir los ácidos por su composición molecular; sin embargo, la vieja idea de Boyle, aunque transformada con las sucesivas definiciones de ácidos y bases, sigue aún en pie.

Aun cuando Michael Faraday había introducido el término ion para denominar a las partículas cargadas que transportaban la electricidad en el seno de las disoluciones conductoras, no especificó en qué consistían realmente esos iones. El químico sueco Svante Arrhenius se interesó pronto por el estudio de las disoluciones y, en particular, por las de los llamados electrolitos, los cuales son sustancias capaces de conducir la electricidad en disolución; este científico observó que las disoluciones de electrolitos no cumplían ni las leyes de Raoult sobre la variación de los puntos de ebullición y congelación de las disoluciones, ni con la de Van't Hoff sobre la presión osmótica de la misma manera que lo hacían las disoluciones de los no electrolitos. Al disolver en

agua el cloruro de sodio (NaCl) se producía una disminución del punto de congelación de la disolución doble del que resultaba aplicando las leyes de Raoult; si se empleaba cloruro de bario ($BaCl_2$) como soluto, la temperatura de congelación bajaba tres veces más que lo calculado a partir de dichas leyes. Tal circunstancia se repetía de una forma regular para otras sustancias análogas, lo que hizo sospechar a Arrhenius la existencia de una disociación o ruptura de las supuestas moléculas del electrolito en varios fragmentos por efecto de la disolución. Además, las partículas deberían poseer carga eléctrica de acuerdo con el concepto de ion avanzado por Faraday. Según Arrhenius el cloruro de sodio se disociaría en la forma: $NaCl \longrightarrow Na^+ + Cl^-$ y el cloruro de bario: $BaCl_2 \longrightarrow Ba^{2+} + 2\ Cl^-$

Tal disociación, al multiplicar el número de partículas, explicaba los resultados anómalos obtenidos en la aplicación de las leyes de Raoult y en el estudio de la presión osmótica, que dependen, como es sabido, de la concentración de partículas de soluto en la disolución. La idea de la disociación iónica fue extendida por el propio Arrhenius a los ácidos y a las bases, lo que le permitió encontrar una explicación coherente a su comportamiento característico.

Por lo tanto el primer químico en reconocer la naturaleza fundamental de los ácidos y las bases fue el sueco Svante Arrhenius al vincular el comportamiento de los ácidos con la presencia de los cationes H^+ y el comportamiento de las bases con la presencia de los aniones OH^- en solución acuosa. Basándose en sus experimentos con electrolitos Arrehenius postuló que los ácidos son aquellas sustancias que producen iones hidrógeno en solución acuosa, mientras que las bases producen iones hidróxido.

La teoría de ionización aclara porque algunas sustancias si conducen corriente eléctrica y algunas otras no, este término lo utilizamos para definir la separación de iones de los compuestos, por ejemplo:

$$NaCl \longrightarrow Na + Cl^-$$
$$KOH \longrightarrow K^+ + OH^-$$
$$HCL \longrightarrow H^+ + Cl^-$$
$$NH\ y\ OH \longrightarrow NH^+ + OH^-$$

Los compuestos que se disuelven en agua se ionizan y conducen corriente eléctrica se denominan *electrolitos*.

$$H_2SO_4 \longrightarrow 2H^+ + SO^-_4$$
$$H_2CO_3 \longrightarrow H^+ + CO^-_3$$
$$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$$

Aquellos compuestos que al disolverse en agua no son capaces de conducir corriente eléctrica se denominan *no electrolitos*, algunos ejemplos de estos son: glicerina, azúcar, alcohol, etc. Al ser el agua un compuesto bipolar, presenta la característica de hidratar iones logrando con esto que cationes y aniones se disuelvan en ella. La auto ionización del agua es de gran importancia ya que por ésta propiedad se pueden formar iones hidronio $(H_3O)^+$ y iones hidróxido $(OH)^-$; por lo tanto el agua es un ácido y base a la vez.

$$2H_2O \longrightarrow H_3O^+ + OH^-$$

Por lo que podemos definir a un ácido como aquella sustancia que al reaccionar con agua forma iones hidronio, y base a la que forma iones hidróxido. El agua nos representa la reacción clásica ácido-base.

$$H_2O \longrightarrow H^+ + OH^-$$

Con el pasar de los años el concepto ácido-base de Arrhenius terminó expresándose como sigue: los ácidos son sustancias que al disolverse en agua aumentan la concentración de iones H^+; y las bases son sustancias que al disolverse en agua aumentan la concentración de iones OH^-, por ejemplo del cloruro de hidrógeno (HCl) es un ácido de Arrhenius, al disolverse este compuesto en agua se disocia en su totalidad produciendo iones H^+ y Cl^- hidratados.

$$HCl_{(g)} \xrightarrow{H_2O} H^+_{(ac)} + Cl^-_{(ac)}$$

Esta solución es un ácido clorhídrico, el cual es un ácido fuerte, por otra parte al disolver ácido de sodio (NaOH) el cual es una base de Arrhenius, en agua produce una solución que contiene iones de sodio $(Na)^+$ y iones de hidroxilo $(OH)^-$; por consecuencia libera iones OH^- a la disolución.

$$NaOH_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)}$$

La teoría de Arrhenius se pude centrar en los siguientes puntos:

- Las moléculas de los electrolitos se disocian en solución acuosa, y forman iones positivos y negativos.
- El total de cargas positivas es igual al total de cargas negativas, por lo que la solución es neutra.
- Las moléculas y los iones están en equilibrio.
- El grado de ionización depende del grado de disolución.

De acuerdo con su idea de disociación iónica, la existencia en todos los casos de iones H^+ libres en la disolución, llevó a Arrhenius a postular que el carácter *ácido* está relacionado directamente con la capacidad de una sustancia para dar en disolución acuosa iones H^+. La diferencia en la fuerza de los ácidos se puede cuantificar mediante la medida de la conductividad eléctrica de sus respectivas disoluciones acuosas; cuanto más fuerte es un ácido mejor conduce la electricidad.

Según la teoría de Arrhenius, la relación entre ambos hechos es clara, la reacción de disociación de un ácido en disolución es un caso particular de equilibrio químico; representando por "AH" la fórmula de un ácido genérico, la reacción de disociación del ácido se puede escribir, de acuerdo con las ideas de Arrhenius, en la forma:

$$AH \longrightarrow A^-_{(aq)} + H^+_{(aq)}$$

En los ácidos fuertes la reacción estaría desplazada hacia la derecha de modo que abundarían más los iones $H^+_{(aq)}$, ya que todo el ácido (AH) estaría prácticamente disociado. Esto nos explicaría a la vez el fuerte carácter ácido y su elevada conductividad, debida a la abundancia en la disolución de iones portadores de carga, por el contrario, en los ácidos débiles el grado de disociación sería pequeño, es decir, sólo una pequeña fracción de sustancia estaría disuelta en forma de iones, encontrándose el equilibrio desplazado hacia la izquierda.

De acuerdo con las ideas de Arrhenius, un esquema explicativo análogo podría aplicarse a las bases, los hidróxidos, que eran las bases mejor conocidas, al disolverse en el agua se disociarían en la siguiente forma:

$$KOH \longrightarrow K^+_{(aq)} + (OH)^-_{(aq)}$$
$$NaOH \longrightarrow Na^+_{(aq)} + (OH)^-_{(aq)}$$
$$Mg(OH)_2 \longrightarrow Mg^{+2}_{(aq)} + 2(OH)^-_{(aq)}$$

Generalizando los resultados de las anteriores reacciones, Arrhenius concluyó que eran *bases* todas aquellas sustancias capaces de dar en disolución acuosa iones OH^-. Al igual que para los ácidos, la fuerza de una base y su conductividad estarían relacionadas entre sí y ambas, con el grado de disociación que presenta dicha base en disolución acuosa. Aun cuando no sean las únicas sustancias que se comportan como bases, las combinaciones de óxidos metálicos con el agua, es decir, los hidróxidos, son bases típicas. Las disoluciones acuosas de bases fuertes, como el hidróxido de sodio (NaOH) o el hidróxido de potasio (KOH), son agresivas o cáusticas con los tejidos animales blandos, como las mucosas; de ahí que el NaOH se denomine usualmente sosa cáustica y el KOH potasa cáustica. Sus disoluciones acuosas reciben el nombre de *lejías*.

Como ya mencionamos anteriormente, Arrhenius considero el proceso de neutralización como aquel en el cual el ion de hidrógeno (H^+) y el hidróxido (OH^-) se unen para formar agua.

$$H + OH \longrightarrow H_2O$$

La reacción mediante la cual una base neutraliza las propiedades de un ácido recibe el nombre de neutralización y se ajusta, en términos generales, a una ecuación química del tipo:

$$\text{ácido} + \text{base} \longrightarrow \text{sal} + \text{agua}$$

Así, por ejemplo:

$$HCI_{(aq)} + NaOH_{(s)} \longrightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O$$

De acuerdo con la teoría de Arrhenius, la neutralización se reduce a una reacción entre los iones H^+ y OH^- característicos respectivamente de ácidos y bases para dar agua:

$$H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$$

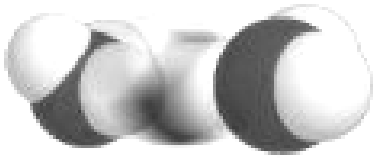
Si la concentración de base es suficiente, todos los iones H^+ procedentes del ácido, serán neutralizados por los iones OH^- procedentes de la base, si se genera un exceso de base, otorgará a la disolución resultante un carácter básico. Por el contrario, la existencia de iones H^+ no neutralizados, debido a un exceso de ácido, dará lugar a que la disolución tenga carácter ácido.

Aun cuando la teoría de Arrhenius tiene esa validez restringida característica de las primeras aproximaciones, constituyó, sin embargo, un adelanto importante en la explicación de los procesos químicos, y a pesar de sus limitaciones, se sigue aún utilizando por su sencillez en aquellas circunstancias en las que la facilidad de comprensión pesa más que el estricto rigor científico.

En la actualidad las definiciones de ácido y base propuestas por Arrhenius se encuentran con algunas dificultades, como por ejemplo, el que el ion H^+ en disolución acuosa no puede permanecer aislado; debido a la característica bipolar de la molécula de agua, el ion H^+ se unirá, por lo menos, a una de las moléculas de H_2O, formando lo que se conoce como el *ion hidronio* $(H_3O)^+$ según la siguiente reacción:

$$H_2O + H^+ \longrightarrow H_3O^+$$

Por ello, cuando se escribe $H^+_{(aq)}$,se ha de sobrentender que el ion H^+ está hidratado como H_3O^+ (ion hidronio). La formación de unidades moleculares más grandes en las que un ion H^+ es rodeado por cuatro moléculas de agua es, asimismo posible, lo anterior se trata de una hidratación que se manifiesta, por ejemplo, en el calentamiento que se produce, al disolver en agua, ácidos como el sulfúrico (H_2SO_4) o el clorhídrico (HCl) concentrados. La energía liberada en el proceso de hidratación (solvatación) es la responsable del calentamiento del sistema.



Así mismo, el concepto de base de Arrhenius implica la capacidad de ceder iones OH^- a la disolución; sin embargo, sustancias tales como el amoníaco (NH_3) se comportan a todos los efectos como bases sin contener en sus moléculas iones OH^-. Así, reaccionan con el ácido clorhídrico de una forma semejante a la de los hidróxidos:

$$HCl + NH_3 \longrightarrow NH_4^+ + Cl^-$$

En disolución acuosa conducen la corriente eléctrica y presentan un comportamiento alcalino análogo en todo al característico de los hidróxidos.

Otra dificultad es que las definiciones de Arrhenius se refieren únicamente a sustancias que se encuentran en disolución acuosa e ignoran, por tanto, la posibilidad de que existan ácidos y bases en condiciones diferentes. De acuerdo con todo lo anterior, las nociones de ácido y base de Arrhenius, sin ser falsas, poseen una validez limitada. Los conceptos actuales debidos a Brönsted y Lowry amplían dichas nociones y contienen a aquéllas como un caso particular.

Actividad:

1. Describe las características de las bases

2. Describe las características de los ácidos

3. ¿Qué es una reacción acido base?

4. describe la teoría de Arrhenius con respecto a los ácidos y bases

5. Este tipo de compuestos ceden protones

6. ¿Qué es un electrolito?

7. Fue el primer químico en reconocer la naturaleza fundamental de los ácidos y las bases

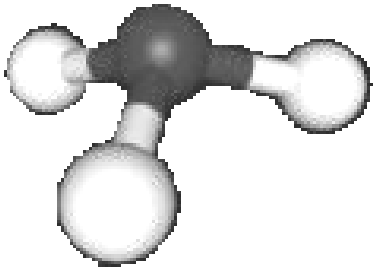
8. Por que es importante la propiedad de auto ionización del agua

9. Menciona las bases de la teoría de Arrhenius

10. ¿Qué es una reacción de neutralización?

11. Menciona dos problemas con los que se topa la teoría de Arrhenius

Modelo de Bronstead-Lowry



El concepto ácido-base de Arrhenius fue uno de los principales pasos para comprender las reacciones químicas de ácidos y bases, pero tiene limitaciones porque solo está restringido a disoluciones acuosas. El químico danés Johannes Bronstead y el inglés Thomas Lowry propusieron una definición más general de ácidos y bases; su concepto se basa en el hecho de que las reacciones ácido-base implican la transferencia de iones de hidrógeno (H^+) de una sustancia a otra. Por lo que según el modelo Bronstead-Lowry, un ácido es un donador de protones (H^+) y una base es un receptor de protones.

Como ya se menciono con anterioridad la disociación de un ácido genérico de fórmula AH en un medio acuoso, lleva consigo la cesión de un catión de H^+ a una molécula de agua según una reacción del tipo:

$$AH + H_2O \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + A^-_{(aq)}$$

Pero el catión H^+ es un átomo de hidrógeno que ha perdido su electrón; es por tanto un protón, de modo que el ácido ha cedido un protón durante el proceso. Razonamientos de este estilo condujeron a estos científicos a la propuesta de la siguiente definición del concepto de acido: Acido es toda sustancia capaz de ceder uno o más protones a otra molécula.

Al proponer este nuevo concepto de ácido, se buscaba una definición que se pudiera relacionar con la correspondiente de base, tal y como lo estaban las propiedades químicas de ambos tipos de sustancias. Debido a que un ácido tiene propiedades opuestas a las de una base, la definición de base debería reflejar una propiedad opuesta a la del ácido, por lo tanto, y de acuerdo con la definición anterior: *Base* es una sustancia capaz de aceptar uno o más protones de otra molécula.

Por ejemplo, el comportamiento del amoníaco (NH_3) se explica como consecuencia de la siguiente reacción con el agua:

$$NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

El compuesto NH_3 ha actuado como base captando un protón de la molécula de H_2O, convirtiéndose en NH_4 y dejando libre, como en el caso de los hidróxidos, grupos OH

Estas nuevas definiciones de ácido y de base salvan los inconvenientes de las de Arrhenius, pudiendo ser aplicadas independientemente de cuál sea el medio disolvente, en el que tiene lugar el proceso de donación o de aceptación de protones.

En el modelo de Bronstead-Lowry la reacción general que sucede al disolver un ácido en agua la representamos indicando que el ácido cede un protón a una molécula de agua para formar lo que se conoce como ácido conjugado, y una nueva base denominada base conjugada.

$$\underset{\text{ácido}}{HCl} + \underset{\text{base}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{ácido conjugado}}{H_3O^+} + \underset{\text{base conjugada}}{Cl^-}$$

De acuerdo con lo anterior todo ácido, al transferir un protón (H^+) se convierte en base, y la base al recibir un protón (H^+) se convierte en un ácido. En este modelo la molécula polar del agua desempeña un importante papel al atraer el protón del ácido; podemos observar que la base conjugada es cualquier sustancia que nos sobra de la molécula original de ácido (después de haber perdido el protón de hidrógeno), formándose el ácido conjugado cuando el protón se transfiere a la base. Por lo tanto, el par conjugado ácido-base se forma de dos sustancias relacionadas entre ellos porque ceden y reciben un solo protón.

Al llevar a cabo una disolución de ácido clorhídrico (HCl) en agua, este se comporta como ácido:

Par conjugado ácido-base

$$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

par conjugado ácido-base

En la reacción anterior el HCl es el ácido que pierde un catión de hidrógeno (H^+) para formar su base conjugada de anión de cloro Cl^-. Por otro lado el agua que está comportándose como base acepta un catión de hidrógeno (H^+) para formar su ácido conjugado H_3O.

De los datos anteriores podemos deducir que los conceptos de Brönsted Lowry, de ácido y base se encuentran relacionados entre sí, de tal manera que podemos hacer una analogía de tipo económica de una operación de compra-venta, en donde la existencia de un comprador va ligada necesariamente a la de un vendedor y viceversa; en otras palabras, si alguien compra algo es porque alguien se lo ha vendido. Análogamente sucede en los procesos en los que intervienen ácidos o bases (*reacciones ácido-base*) y que implican una transferencia de protones: si una molécula cede un protón a otra, la molécula que lo cede se comporta como ácido y la que lo recibe como base.

El análisis detallado de la reacción del ácido clorhídrico con el agua puede servir de ejemplo:

$$HCl_{(ac)} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+_{(ac)} + Cl^-_{(ac)}$$

Si el acido clorhídrico (HCl) cede un protón al agua (H_2O), y de acuerdo con el concepto de Brönsted-Lowry, el agua actúa como base y el HCl como ácido.

Pero como tal reacción es reversible, de modo que el ion de cloro puede aceptar un protón del proveniente del ion hidronio (H_3O^+) y convertirse de nuevo en acido clorhídrico (HCI). Así, pues, considerada la reacción de partida en el sentido inverso, CI^- se comporta como base y H_3O^+ como ácido. Escrita en forma reversible la reacción del clorhídrico con el agua resulta ser:

$$HCl_{(ac)} + H_2O \rightleftharpoons H_3O_{(ac)} + Cl^-_{(ac)}$$

acido 1 base acido 2 base 1

Los números iguales indican una relación mutua y definen lo que ya se comento con anterioridad denominamos un *par conjugado ácido-base*. Lo anterior significa que cuando un ácido cede un protón, se convierte, en una especie química capaz de aceptar nuevamente otro protón, es decir, en una base de Brönsted; y viceversa. Tales especies, que difieren tan sólo en un protón (o en un mismo número de protones), constituyen un par conjugado ácido-base. Los pares conjugados ácido-base se relacionan entre sí mediante los siguientes procesos de transferencia de protones, representados de forma genérica:

HA → cesión de protones → A^- + H^+
ácido → aceptación de protones → base

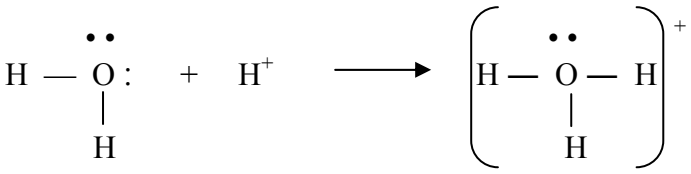
HB^+ → cesión de protones → B + H^+
ácido → aceptación de protones → base

¿Cómo es que el agua actúa como base? En la molécula del agua él oxigeno presenta dos pares de electrones no compartidos, con lo que es capaz de formar un enlace covalente con un catión de hidrógeno H^+. Por ejemplo si disolvemos ácido clorhídrico en agua sucede lo siguiente:

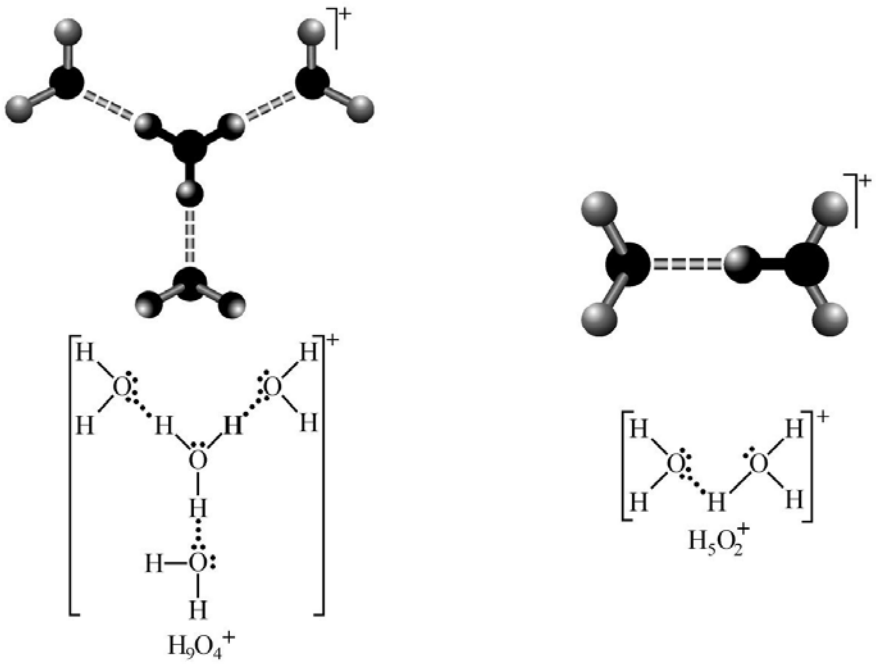
Como podemos observar de manera clara, el catión de hidrógeno (H^+) se transfirió de la molécula de HCl a la molécula de H_2O, originando al compuesto H_3O^+ denominado ion de hidronio.

Como ya se dijo con anterioridad el catión hidrógeno es simplemente un protón sin electrón de valencia a su alrededor, ésta diminuta partícula con carga positiva interactúa de manera muy fuerte con los pares electrónicos no apareados de la molécula del agua para formar iones de hidrógeno hidratados.

Por ejemplo la interacción de un protón con una molécula de agua forma como ya se menciono el ion de hidronio.



La formación de iones de hidronio es un aspecto complejo de la interacción de un ion hidrógeno con agua líquida; es un hecho que el ion de hidronio $(H_3O)^+$ forma puentes de hidrógeno con otras moléculas de agua generando así aglomerados más grandes de iones hidrógeno hidratados, como $H_5O_2^+$ y $H_9O_4^+$

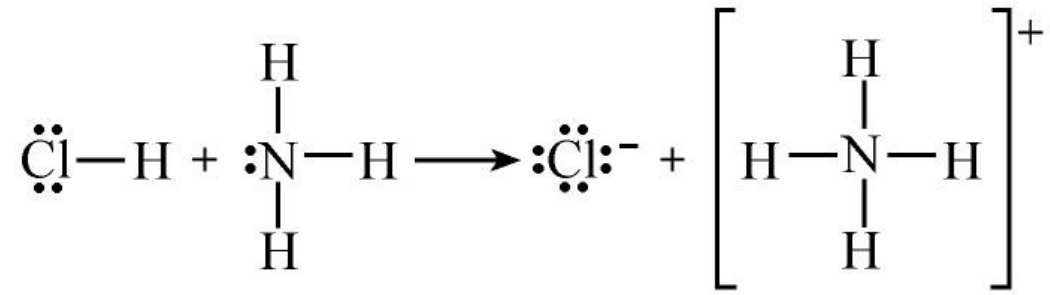


Si observamos con cuidado la reacción que sucede al disolver ácido clorhídrico en agua, encontraremos que la molécula de HCl transfiere un ion de hidrógeno (un protón) a una molécula de agua, por lo que podemos deducir que la reacción sucede entre la molécula de agua y la molécula de ácido clorhídrico, formándose en la reacción química los productos: iones hidronio y cloro.

$$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

Bronstead y Lowry definieron a los ácidos y bases en relación a su capacidad de transferencia de protones. Estos científicos definen como un ácido a una sustancia (molécula o ion) capaz de donar un protón a otra sustancia; y una base como la sustancia capaz de aceptar un protón, por lo que cuando se disuelve ácido clorhídrico en agua, el HCl actúa como ácido de Bronsted-Lowry, ya que cede un protón al agua; y el agua actúa como una base Bronstead-Lowry al aceptar el protón de HCl.

Como el concepto de esta teoría se enfoca a la transferencia de protones, se aplica también a aquellas reacciones que no se llevan a cabo en disolución acuosa; por ejemplo en la reacción de ácido clorhídrico (HCl) con amoniaco (NH_3) en la cual se transfiere un protón de ácido (HCl) a la base (NH_3)

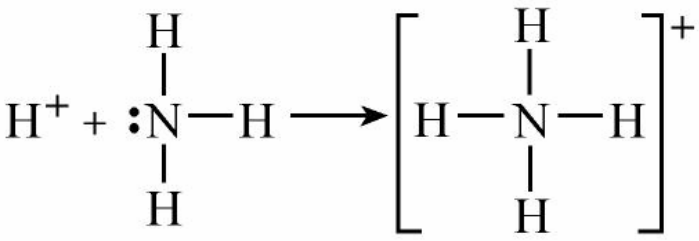


Modelo de Lewis

Cuando una sustancia actúa como receptor de protones o sea, una base de Bronsted-Lowry, debe de contar con un par de electrones no compartidos para poder efectuar un enlace con el protón; por ejemplo, el NH_3 actúa como receptor de protones.

El químico estadounidense Gilbert Newton Lewis, químico estadounidense, célebre por su teoría de la interpretación del enlace covalente. Nació en Weymouth, Massachusetts, y estudió en las universidades de Nebraska, Harvard, Leipzig y Gotinga. Enseñó química en Harvard desde 1899 hasta 1906, asi mismo en el Instituto de Tecnología de Massachusetts desde 1907 a 1912. A partir de ese año y hasta su muerte fue profesor de química física en la Universidad de California en Berkeley, y también fue decano de la Escuela de Química. Lewis hizo importantes aportaciones en el campo de la física teórica, sobre todo al estudio de la termodinámica química. Desarrolló una teoría sobre la atracción y valencia químicas con el químico estadounidense Irving Langmuir, basándose en la estructura atómica de las sustancias, conocida como teoría Langmuir-Lewis .También se le conoce por su trabajo sobre la teoría de las disoluciones y la aplicación de los principios de la termodinámica a los problemas químicos..

Lewis propuso en 1923 su teoría general sobre los ácidos y bases, de la siguiente manera: Las sustancias que pueden ceder pares de electrones son bases de Lewis y las que pueden aceptar pares de electrones son ácidos de Lewis. El ácido debe tener su octeto de electrones incompleto y la base debe tener algún par de electrones solitarios. El compuesto amoniaco, es una base de Lewis típica, y el trifluoruro de boro un ácido típico de Lewis. La reacción de un ácido con una base de Lewis da como resultado un compuesto de adición. Los ácidos de Lewis tales como el cloruro de aluminio, el trifluoruro de boro, el cloruro de estaño, el cloruro de zinc y el cloruro férrico son catalizadores sumamente importantes de ciertas reacciones orgánicas.



G.N. Lewis fue el científico que definió a un ácido como una sustancia con un ion o molécula que puede aceptar uno de los pares de electrones de la configuración electrónica externa de la base, para formar un enlace covalente; a la base la definió como aquella sustancia con un ion o molécula que tenga uno o más pares de electrones externos y que puede formar enlaces covalente con otro ion o molécula.

Lewis observa esta característica en las reacciones ácido-base con relación al par de electrones compartido: por lo que podemos decir que un ácido de Lewis es un receptor de pares de electrones, y una base de Lewis es un donador de pares de electrones.

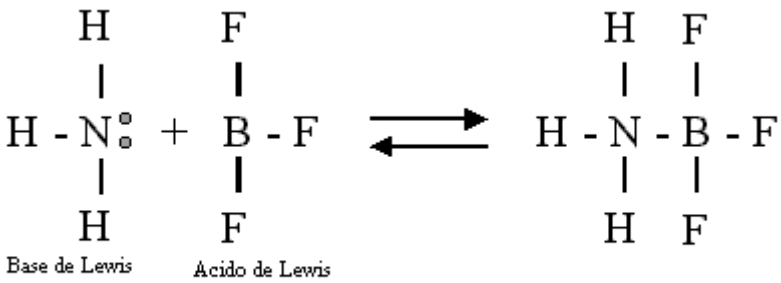
Son ácidos de Lewis aquellas sustancias que aceptan pares de electrones de las bases. Son ácidos de Lewis todos aquellos cationes que poseen orbitales vacíos susceptibles de aceptar pares de electrones de las bases de Lewis (ligandos), o de aceptar densidad electrónica de las bases de Lewis. En general cualquier catión de transición es un ácido de Lewis, y cualquier sustancia que posea pares de electrones no compartidos sería una base de Lewis, y podría cederlos formando un enlace covalente denominado coordinado o dativo. En cualquier compuesto de coordinación ("complejo" se denominaba antes de conocer la naturaleza de su enlace), el catión central es el ácido de Lewis y las especies que coordinan con él son los ligandos o bases de Lewis: $Fe(H_2O)_6^{3+}$ (aquí el Fe^{3+} es el ácido de Lewis y las moléculas de agua son las bases de Lewis. El oxígeno del agua posee dos pares de electrones sin compartir).

Constantes de disociación de los compuestos trialquilboro-amina a 100°

Ácido	Base	KB
$(CH_3)_3B$	NH_3	4.6
$(CH_3)_3B$	CH_3NH_2	0.0350
$(CH_3)_3B$	$(CH_3)_2NH$	0.0214
$(CH_3)_3B$	$(CH_3)_3N$	0.472

Como ya hemos visto, todas las bases actúan como donadores de pares de electrones, así mismo las sustancias receptoras de protones que actúan como base en el sentido de Bronstead-Lowry también actúan como base en el sentido de Lewis al estar donando pares de electrones.

En este modelo una base puede estar donando su par de electrones a algo diferente a H^+; la definición de Lewis por consiguiente, aumenta de manera considerable al número de sustancias que podemos considerar como ácidos, el ion (H^+) es un ácido de Lewis, pero no es el único, por ejemplo, en la reacción NH_3 y BF_3, esta reacción se efectúa porque BF_3 (fluoruro de Boro) presenta un orbital vacío en su capa de valencia, por lo que actúa como receptor de pares de electrones (ácido de Lewis), hacia el NH_3 (amoniaco) que está donando un par de electrones.



Ya conocemos el agua como disolvente de sustancias y también conocemos que el protón da las propiedades ácidas; por lo tanto la definición de Bronstead-Lowry para ácidos y bases es la más útil; cuando se menciona a una sustancia como ácida o base, normalmente nos referimos a disoluciones acuosas y se utilizan estos términos en el sentido de Arrhenius y de Bransted-Lowry.

El modelo de Lewis presenta la ventaja de que se puede manejar una gran cantidad de reacciones químicas, incluyendo algunos en las que no se transfieren protones. Con el objeto de evitar errores, las sustancias como el BF_3 no se deben de designar como ácidos a menos que el contexto aclare que el término se utiliza en el sentido de la definición de Lewis; por otra parte las sustancias que funcionan como receptores de pares de electrones se identifican de forma clara como ácidos Lewis.

En los ácidos de Lewis se incluyen moléculas que presentan un octeto incompleto de electrones, además muchos cationes simples actúan como ácidos de Lewis, por ejemplo el hierro (Fe^{+3}) interactúa de manera muy fuerte con los iones cianuro $(CN)^-$ para formar el ion ferrocianuro $Fe(CN)^{-3}{}_6$.

$$Fe^{+3} + \quad 6 : C \equiv N :^- \quad \rightarrow \quad Fe\,(C \equiv N :)^{-3}{}_6$$

El catión Fe^{+3} presenta orbitales vacíos, los cuales aceptan los pares de electrones donados por los iones CN^-; así mismo al ion metálico tiene una carga intensa, lo cual contribuye a la interacción con los iones cianuro.

Teoría	Ácidos	Bases
Arrhenius	Sustancia que en solución acuosa libera iones hidrógeno H^+.	Sustancia que en solución acuosa libera iones hidróxido OH^-.
Bronstead-Lowry	Toda sustancia que cede protones H^+.	Toda sustancia que acepta protones H^+.
Lewis	Sustancia que acepta pares de electrones.	Sustancia que aporta pares de electrones.

Entre los años 1915 y 1938, el químico norteamericano G.N. Lewis realizó estudios acerca de ácidos y bases y encontró muchos ejemplos que apoyan los cuatro criterios sobre ácidos y bases, que son el punto de partida de su trabajo:

1. Las reacciones de neutralización son rápidas.
2. Los ácidos y las bases desplazan de sus compuestos a otros ácidos y bases más débiles.
3. Para determinar el punto de equivalencia en titulaciones con ácidos o con bases, se pueden usar indicadores.
4. Los ácidos y las bases funcionan frecuentemente como catalizadores.

Los conceptos de Lewis son más generales que los de Brönsted porque no consideran indispensables al protón. Lewis más bien toma como característica la clase de enlace que se forma cuando un ácido reacciona con una base y la presencia o ausencia de pares de electrones no compartidos, como carácter distintivo de los ácidos y bases.

Como ya vimos, Lewis definió un ácido como una sustancia que puede aceptar un par de electrones (frecuentemente tiene solo 6 electrones en lugar de 8 en su capa de valencia), y a una base como una sustancia capaz de donar un par de electrones (tiene un octeto, pero por lo menos un par de electrones no compartidos).

El resultado de la reacción entre un ácido y una base es un producto con un enlace covalente coordinado, este concepto incorpora a los ejemplos anteriores y también a muchos otros, incluye reacciones en fase sólidas o en la fase gaseosa y muchas reacciones de compuestos orgánicos.

Es decir, son ácidos de Lewis aquellas sustancias capaces de aceptar pares de electrones de las bases. Lo anterior significa que son ácidos de Lewis, todos aquellos cationes que poseen orbitales vacíos susceptibles de aceptar pares de electrones de las bases de Lewis (ligándolos), o de aceptar densidad electrónica de las bases de Lewis. En general cualquier catión de transición es un ácido de Lewis, y cualquier sustancia que posea pares de electrones no compartidos sería una base de Lewis, y podría cederlos formando un enlace covalente denominado coordinado o dativo.

Algunas sustancias comunes y su ingrediente ácido o básico

Sustancia	***Ingrediente***
Ácidos	
Acido de batería	Acido sulfúrico
Agua carbonatada	Acido carbónico
Solución para lavado de ojos	Acido bórico
Conservador de alimentos	Acido benzoico
Limón, lima, tomate	Acido cítrico
Removedor de óxido	Acido fosfórico
Leche agria	Acido láctico
Jugo gástrico	Acido clorhídrico
Vinagre	Acido acético
Vitamina C	Acido ascórbico
Bases	
Limpiador para el drenaje	Hidróxido de sodio
Leche de magnesia	Hidróxido de magnesio
Mortero y yeso	Hidróxido de calcio
Limpiador de ventanas	Solución de amoniaco

Actividad:

1. ¿Que característica debe de tener una sustancia para funcionar como receptor de protones?

2. Con tus palabras describe la teoría de acido base de Lewis

3. ¿Cuáles son las ventajas que presenta el modelo de Lewis con respecto a los otros modelos?

4. ¿Qué significa el octeto de un átomo?

5. Menciona las características de las bases según Lewis

6. ¿Cual es la base fundamental de la teoría de Lewis?

7. Menciona tres ejemplos de sustancias de uso común que sean bases

8. Menciona tres ejemplos de sustancias de uso común que sean ácidos

Fuerzas de Ácidos y Bases

Los ácidos y bases se conocen desde hace cientos de años, de hecho la palabra ácido proviene del vocablo *acidus* que significa "agrio" en latín, es por eso que a los ácidos se les relaciona con el sabor agrio de las frutas cítricas, ocasionado por el ácido cítrico, conocemos que el vinagre tiene un sabor agrio porque es una solución diluida del ácido acético. Así mismo las bases también conocidas como "álcalis" tienen la característica de presentar un sabor amargo y son resbalosas al tacto, como el jabón, o como los productos comerciales utilizados como destapa caños.

En épocas antiguas los ácidos minerales como el ácido sulfúrico (H_2SO_4) y el nítrico (HNO_3) obtuvieron su nombre porque originalmente se descubrieron al tratar minerales (fueron descubiertos aproximadamente en el año 1300). Pero fue hasta finales del siglo XIX cuando Svante Arrhenius descubrió la esencia de los ácidos.

El estudio de los procesos químicos en los que intervienen ácidos y bases ocupa un lugar destacado en la historia de la química; antes de que se conociera el comportamiento a nivel molecular de este tipo de sustancias, se reconocían por sus propiedades características. Esta idea de definir el concepto de ácido y de base indicando cómo ha de comportarse químicamente una sustancia para que pueda considerarse como miembro de una u otra familia de compuestos fue introducida por Boyle en 1663. Posteriormente un conocimiento más preciso de las fórmulas químicas llevó a algunos investigadores, a definir los ácidos por su composición molecular; sin embargo, la vieja idea de Boyle, aunque transformada con las sucesivas definiciones de ácidos y bases, sigue aún en pie.

La acidez y la basicidad constituyen el conjunto de propiedades características de dos importantes grupos de sustancias químicas: los ácidos y las bases. Las ideas actuales sobre tales conceptos químicos consideran los ácidos como dadores de protones y las bases como aceptores. Como ya se menciona con anterioridad los procesos en los que interviene un ácido también interviene su base conjugada, la cual es la sustancia que recibe el protón cedido por el ácido, y como ya conocemos a estos procesos se les conoce como reacciones ácido-base.

La acidez y la basicidad son dos formas contrapuestas de comportamiento de las sustancias químicas cuyo estudio atrajo siempre la atención de los químicos. En los albores mismos de la ciencia química, Boyle y Lavoisier estudiaron sistemáticamente el comportamiento de las sustancias agrupadas bajo los términos de ácido y álcali (base). Pero junto con los estudios descriptivos de sus propiedades, el avance de los conocimientos sobre la estructura del átomo y sobre la naturaleza íntima de los procesos químicos aportó nuevas ideas sobre los conceptos de ácido y de base.

En la actualidad, el resultado final de la evolución de esos dos conceptos científicos constituye un importante capítulo de la química general que resulta imprescindible para entender la multitud de procesos químicos que, ya sea en la materia viva, ya sea en la materia inerte, se engloban bajo el nombre de reacciones ácido-base.

El comportamiento químico de los ácidos se resume en las siguientes propiedades:

- *Poseen un sabor agrio*. La palabra ácido procede, precisamente, del latín (*acidus* = agrio) y recuerda el viejo procedimiento de los químicos antiguos de probarlo todo, que fue el origen de un buen número de muertes prematuras, por envenenamiento, dentro de la profesión.
- *Colorean de rojo el papel de tornasol*. El tornasol es un colorante de color violeta en disolución acuosa (tintura de tornasol) que puede cambiar de color según el grado de acidez de la disolución. Impregnado en papel sirve entonces para indicar el carácter ácido de una disolución. Es, pues, un indicador.
- *Sus disoluciones conducen la electricidad*. La calidad de una disolución ácida como conductor depende no sólo de la concentración de ácido, sino también de la naturaleza de éste, de modo que, a igualdad de concentración, la comparación de las conductividades de diferentes ácidos permite establecer una escala de acidez entre ellos.
- *Desprenden gas hidrógeno* cuando reaccionan en disolución con cinc o con algunos otros metales.

Las bases, también llamadas *álcalis*, fueron caracterizadas, en un principio, por oposición a los ácidos, estas eran sustancias que intervenían en aquellas reacciones en las que se conseguía neutralizar la acción de los ácidos. Cuando una base se añade a una disolución ácida, elimina o reduce sus propiedades características. Otras propiedades observables de las bases son las siguientes:

- *Tienen un sabor amargo* característico.
- Al igual que los ácidos, en disolución acuosa *conducen la electricidad*.
- *Colorean de azul el papel de tornasol*.
- *Reaccionan con los ácidos* para formar una sal, más agua.

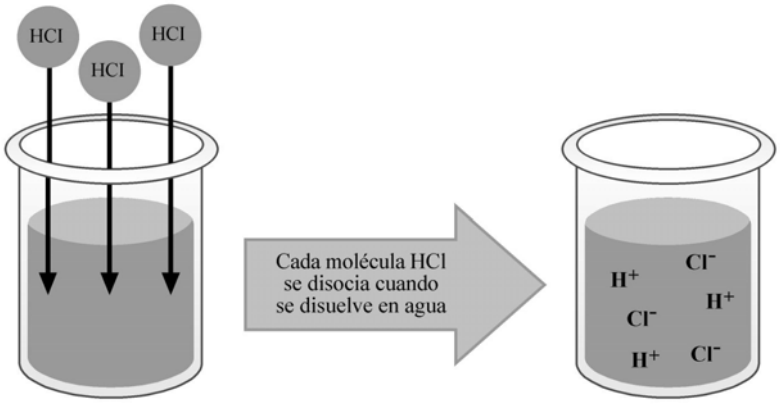
Los experimentos de Arrhenius con electrolitos dieron como resultado que solo algunas soluciones conducían la corriente eléctrica y detecto que esta conductividad era ocasionada por la presencia de iones, ya que se observa que al disolver sustancias como ácido clorhídrico (HCl), ácido nítrico (HNO_3) y ácido sulfúrico (H_2SO_4) en agua, estos se comportaban como electrolitos fuertes y sugirió que lo anterior era causado por una reacción de ionización en el agua.

$$HCl \xrightarrow{H_2O} H^+ + Cl^-$$

$$HNO_3 \xrightarrow{H_2O} H^+ + NO^-_3$$

$$H_2NO_4 \xrightarrow{H_2O} H^+ + NO^-_4$$

Por lo que propuso entonces que un ácido es una sustancia que produce iones de hidrógeno al disolverse en agua. Estudios posteriores demostraron que al colocar en agua en los ácidos anteriormente mencionados, virtualmente todas las moléculas se separan para formar iones; lo anterior nos indica que entonces, al disolver 100 moléculas de HCl en agua se formaran 100 iones H^+ y 100 iones Cl^-; no existe prácticamente ninguna molécula de HCl en la solución acuosa. Como estas sustancias son electrolitos fuertes que producen iones de hidrógeno se denominan ácidos fuertes.



Así mismo también detectó que las soluciones acuosas que muestran comportamiento básico, siempre tienen iones hidróxido (OH), por lo que definió a una base como una sustancia que produce iones hidróxido en agua. Una de las bases más utilizadas es el hidróxido de sodio, la cual contiene iones sodio (Na) y iones hidróxido (OH^-), es altamente soluble en agua, y al igual que todas las sustancias iónicas produce al disolverse en agua cationes y aniones.

$$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$$

El compuesto hidróxido de sodio es una base fuerte ya que al diluirse en agua sus moléculas se disocian para formar iones. Por ejemplo, por cada 100 moléculas de NaOH disueltas en agua, se producen 100 iones de Na^+ y 100 iones de OH^-.

Por lo tanto los ácidos y bases que se comportan como electrolitos fuertes, es decir se ionizan totalmente en disolución acuosa, se llaman ácidos y bases fuertes. Las disoluciones que son electrolitos débiles, es decir se disocian parcialmente, se llamarán ácidos y bases débiles.

Los ácidos fuertes presentan mayor reactividad que los débiles, cuando la reactividad depende solo de la concentración de iones hidrógeno, sin embargo la reactividad de un ácido puede depender de su anión (ion negativo) además del ion hidrógeno; tomemos por ejemplo el ácido fluorhídrico (HF) el cual es un ácido débil ya que se ioniza de forma parcial en la disolución acuosa, pero presenta mucha reactividad y ataca vigorosamente muchas sustancias, por ejemplo el vidrio; esta reacción tan fuerte es ocasionada por la acción combinada del catión hidrógeno (H^+) y el anión fluor (F^-).

Ácidos fuertes más comunes

Nombre	Fórmula
Ácido Clorhídrico	HCL
Ácido Bromhídrico	HBr
Ácido Yodhídrico	HI
Ácido Clórico	$HCLO_3$
Ácido Perclórico	$HCLO_4$
Ácido Nítrico	HNO_3
Ácido Sulfúrico	H_2SO_4

Bases fuertes más comunes

Nombre	Fórmula
Hidróxido de Litio	LiOH
Hidróxido de Sodio	NaOH
Hidróxido de Potasio	KOH
Hidróxido de Rubidio	RbPH
Hidróxido de Cesio	CsOH
Hidróxido de Calcio	$Ca(OH)_2$
Hidróxido de Estroncio	$Sr(OH)_2$
Hidróxido de Bario	$Ba(OH)_2$

Algunos ácidos son mejores donadores de protones que otros, de la misma manera algunas bases son mejores receptoras de protones que otras, si clasificamos a los ácidos de acuerdo a su capacidad para donar protones observaremos que cuando más fácilmente una sustancia cede un protón, más difícilmente su base conjugada acepta un protón.

Así mismo cuando una base acepta muy fácil un protón, su ácido conjugado cede un protón con dificultad. Lo anterior significa que cuanto más fuerte es un ácido, su base conjugada tiene una relación inversamente proporcional; y si la base es fuerte su ácido conjugado tiene una relación inversamente proporcional. Por lo tanto si conocemos la fuerza de un ácido (capacidad para ceder protones) conoceremos la fuerza de su base conjugada (capacidad para aceptar protones).

Como regla general podemos decir que:

1. Los ácidos fuertes son aquellas sustancias que transfieren de forma total sus protones al agua, y no quedan moléculas sin separarse en disolución. Sus bases conjugadas presentan una tendencia insignificante a extraer protones en disolución acuosa.
2. Los ácidos débiles son aquellas sustancias que se separan de forma parcial en disolución acuosa, por lo que existen como una mezcla del ácido en la que una parte está como especie molecular y la otra como especie disociada. Las bases conjugadas de los ácidos débiles presentan poca capacidad para quitar protones al agua, por lo que las bases conjugadas de ácidos débiles son bases débiles.

3. Los compuestos con un grado de acidez despreciable son aquellas que como el Metano (CH_4) contienen hidrógeno pero no presentan un comportamiento ácido en el agua. Sus bases conjugadas son bases fuertes que reaccionan de manera total con el agua, por lo que toman protones de las moléculas de agua para formar iones hidróxido (OH^-).

Según los conceptos de ácido y de base de Brönsted y Lowry la fuerza de un ácido se mide por su tendencia a ceder protones y la de una base por su tendencia a aceptarlos, pero también se puede definir por referencia al equilibrio de disociación en disolución acuosa. Así, para un ácido genérico AH en disolución se produce la reacción reversible:

$$HA + H_2O \longrightarrow A^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

donde la constante de disociación del ácido "K_a" estará dada por:

$$K_a = [A^-].[H_3O^+]/[HA]$$

que se denomina, también, constante de acidez.

Por lo tanto, si el ácido es fuerte, su tendencia a ceder protones desplazará considerablemente el equilibrio hacia la derecha y la disociación será prácticamente total, lo que se reflejará en un valor elevado de K_a.

De manera análoga se tendrá para una base genérica B:

$$B + H_2O \longrightarrow BH^+(aq) + OH^-(aq)$$

y la constante de disociación de la base o constante de basicidad será, en este caso:

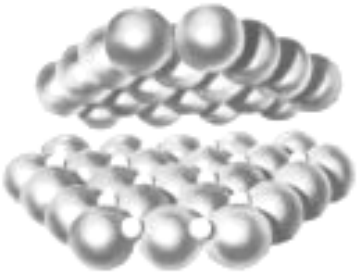
$$K_b = [BH^+].[OH^-]/[B]$$

Cuanto mayor sea K_b más desplazado estará el equilibrio hacia la derecha y, por tanto, mayor será la fuerza de la base o su capacidad para captar protones y convertirse en BH^+.

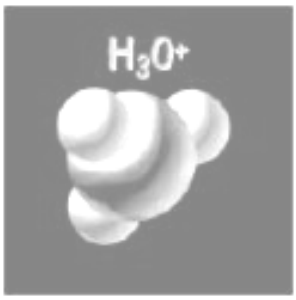
En general, para una reacción del tipo: ácido 1 + base 2 $\longrightarrow$ ácido 2 + base 1; si el ácido #1 es más fuerte que el ácido #2 la reacción estará desplazada hacia la derecha y viceversa. Lo mismo sucederá con la base #2 respecto de la base #1.

En general podemos decir que un acido fuerte es aquel que se disocia completamente en el agua, es decir, aporta iones H^+, pero no los recoge, por ejemplo, el acido clorhídrico (HCl) es un acido fuerte, así mismo son ácidos fuertes, el acido sulfúrico (H_2SO_4) y el acido nítrico (H_2NO_3).

Un acido débil es aquel que también aporta iones de H^+ al medio, pero también es capaz de aceptarlos, formando un equilibrio acido-base, por ejemplo la mayoría de los ácidos orgánicos son de este tipo, así como algunas sales como el cloruro de aluminio ($AlCl_3$)



Conceptos de pH y pOH



Como ya conocemos el proceso de la cesión de protones por un ácido así como la aceptación de protones por una base son procesos químicos reversibles. Dado que este tipo de procesos terminan provocando al cabo de un cierto tiempo una situación de equilibrio, su estudio puede efectuarse aplicando los conceptos fundamentales del equilibrio químico. El equilibrio ácido-base más sencillo y fundamental a la vez es el que corresponde a la disociación del agua:

$$\underset{\text{base 1}}{H_2O} + \underset{\text{ácido 2}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{ácido 1}}{H_3O^+} + \underset{\text{base 2}}{OH^-}$$

La reacción anterior pone de manifiesto que el agua puede actuar como una base (base 1) ganando protones para convertirse en H_3O^+ (ácido 1) y puede actuar como un ácido (ácido 2) perdiendo protones para convertirse en OH^- (base 2). Se dice por ello que es una sustancia anfótera. Como pone de manifiesto la escasa conductividad del agua pura, el equilibrio iónico del agua está considerablemente desplazado hacia la izquierda, lo que significa que, de acuerdo con la ley de acción de masas, su constante de equilibrio "K" es muy pequeña:

$$K = [H_3O^+]\,[OH^-] \,/\, [H_2O]^2$$

A través de determinaciones experimentales de dicha constante a 25 °C han arrojado un valor para "K" igual a 3.2×10^{-18}, lo que nos indica la existencia de una escasa disociación. La concentración de H_2O es, por tanto, prácticamente igual a 1 000 g/litro, o en términos de molaridad: [1000 g/(18 g/mol)]/litro = 55.5 M

Escribiendo la anterior expresión en la forma: $K\,[H_2O]^2 = [H_3O^+]\,[OH^-]$ llevando a cobo las operaciones, resulta:

$$3.2 \times 10^{-18}\ (55.5)^2 = [H_3O^+]\,[OH^-]$$
$$10^{-14} = [H_3O^+]\,[OH^-]$$

que se representa como, K_w y se denomina, producto iónico del agua.

El concepto de pH se refiere al grado de acidez de una disolución; en el agua pura la presencia de iones H_3O^+ y OH^- procede únicamente de su disociación iónica, por lo que sus concentraciones respectivas son iguales. Es decir:

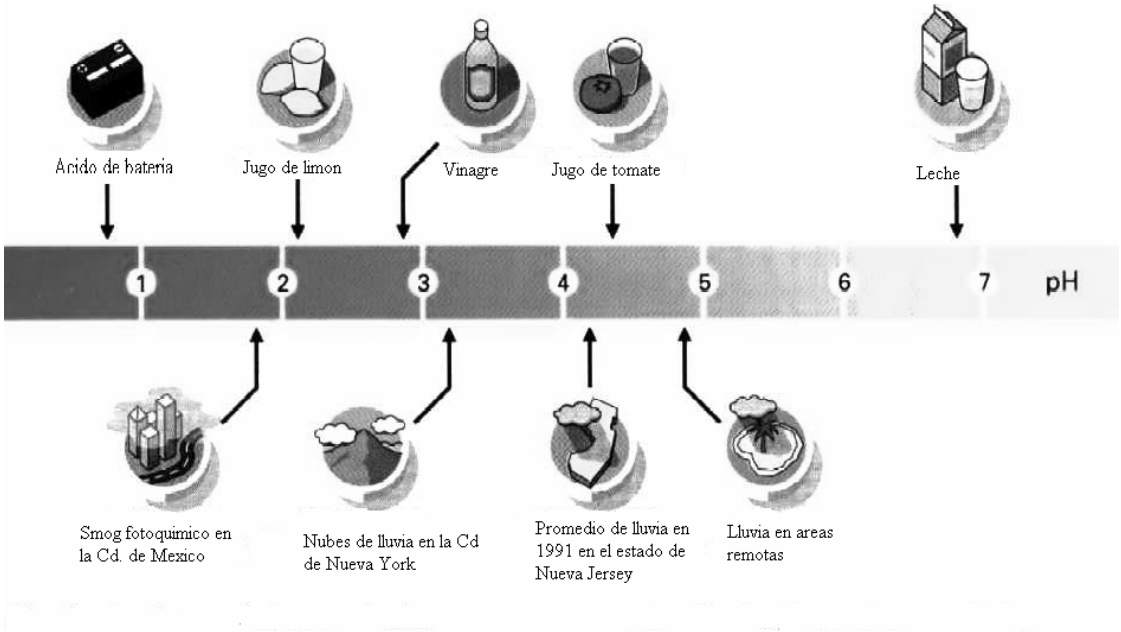
$$\left[H_3O^+\right] = \left[OH^-\right] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}$$

La presencia de un ácido en disolución provocara un incremento de la concentración de iones H_3O^+, o lo que es lo mismo, el exponente disminuirá en valor absoluto por debajo de siete, alcanzando, por ejemplo, el valor: $[H_3O^+] = 10^{-4} = 1/10^4 > 1/10^7 = 10^{-7}$

En cambio, en disoluciones diluidas el producto iónico del agua K_w es constante, por lo que un aumento de $[H_3O^+]$ supondrá una disminución de $[OH^-]$ y viceversa. Por tanto, la adición de una base aumentará la concentración de iones OH^- y disminuirá la de iones H_3O^+,de modo que el exponente de la potencia decimal que lo representa aumentará el valor absoluto por encima de siete, por ejemplo: $[H_3O^+] = 10^{-10} = 1/10^{10} < 1/10^7 = 10^{-7}$

Parece entonces razonable considerar el exponente de la concentración de iones H_3O^+ de una disolución como una medida de su grado de acidez. Se denomina *pH* de una disolución al valor absoluto del exponente de la concentración de iones H_3O^+ expresada en la forma de potencia decimal; es decir: $[H_3O^+] = 10^{-pH}$

Si se recurre a la noción de logaritmo resulta: pH = -log $[H_3O^+]$. El pH de una disolución es, pues, el logaritmo cambiado de signo de la concentración de iones hidronio. En una disolución neutra como el agua pura el pH vale siete; en disoluciones ácidas es menor que siete y en disoluciones básicas es mayor que siete.



La descripción del grado de acidez en términos de pH tiene la enorme ventaja de evitar operaciones con potencias decimales de exponentes negativos. Dado que las constantes de equilibrio por lo general vienen dadas, como potencias de diez, es posible extender la idea recogida en la definición de pH al caso de los valores de K. Así, se define el pK, para una reacción en equilibrio, en la forma: pK = -log K

En equilibrios ácido-base la constante de equilibrio se denomina constante de acidez o de basicidad y su pK constituye una forma de expresar su valor. Por ejemplo, la constante de acidez del ácido acético a 25 °C es $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ y su pK_a se calcula, de acuerdo con la definición, como $pK_a = -\log (1.8 \times 10^{-5}) = 4.8$.

Dado que el valor de la constante de acidez constituye una medida directa de la fuerza de un ácido, su pK_a es entonces una medida inversa de dicha fuerza; cuanto mayor es la fuerza de un ácido menor es su pK_a. Los ácidos fuertes, como el clorhídrico (HCl) o el sulfúrico (H_2SO_4), tienen pK_a negativos y los débiles, como el acético (CH_3COOH) o el carbónico (H_2CO_3), pK_apositivos. De la misma manera puede definirse el pK_b de una base, cuyo significado es análogo.

Por ejemplo, aplicando los conceptos anteriores podemos identificar al ácido clorhídrico como un ácido fuerte, por lo que puede considerarse totalmente disociado en disolución acuosa, según la siguiente ecuación química:

$$HCl + H_2O \longrightarrow Cl^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

Si preparamos una disolución que contiene 1.823 g de HCl por cada litro de disolución y calculamos la concentración de iones H_3O^+ en moles/litro, $[H_3O^+]$, y a continuación determinamos el pH de la disolución. De acuerdo con la ecuación química, el número de moles de HCl y de H_3O^+ está en relación de 1:1; por tanto, por cada mol de HCl disociado se generará un mol de $H_3O^+_{(aq)}$ de disolución. La concentración de H_3O^+ procedente de la disociación del agua es muy pequeña frente a la que procede del ácido y por ello puede despreciarse. Además, como todo el HCl está prácticamente disociado, la concentración en moles por litro del HCl inicial coincidirá con $[H_3O^+]$,es decir.

$$[H_3O^+] = (1.823 \text{ g/l})/(36.46 \text{ g/mol}) = 0.05 \text{ M}$$

ya que,

$$M(HCl) = M(H) + M(Cl) = 1.0 + 35.46 = 36.46$$

Por lo tanto:

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 0.05 = 1.3$$

Debido a que la concentración de iones hidrógeno en una disolución acuosa por lo general es muy pequeña, por lo que para expresar números pequeños convenientemente, suele usarse el término *pH* que es el logaritmo negativo de base 10 de iones hidrógeno.

$$pH = -\log(H^+)$$

Esta ecuación nos permite calcular el pH de una disolución neutra a 25°C, es decir una en la que el ion hidrógeno (H^+) es igual a 1.0×10^{-7} M.

$$pH = -\log (1.0 \times 10^{-7}) = - (-7.00) = 7.00$$

Por lo que el pH de una disolución neutra es de 7.00 a 25°C. Una disolución ácida es aquella en la que el ion hidrógeno (H^+) es mayor que 1.0×10^{-7} M, lo que significa que el pH disminuye conforme el ion hidrogeno (H^+) aumenta, por ejemplo, el pH de una disolución ácida en la que (H^+) = 1.0×10^{-3} M es:

$$pH = -\log (1.0 \times 10^{-3}) = - (-3.00) = 3.00$$

A 25°C el pH de una disolución ácida es menor de 7.00.

De la misma manera podemos calcular pH de una disolución básica, donde el ion hidróxido es mayor que 1.0×10^{-7} M supongamos que el ion hidróxido (OH^-) es igual a 2.0×10^{-3} M. primero debemos de calcular el ion hidrógeno (H^+) con la ecuación de la constante de producto iónico (Kw).

$$Kw = (H^+)\ (OH^-) = 1.0 \times 10^{-14} \text{ a } 25°C$$

Entonces:

$$H^+ = Kw/OH$$

Por lo que para una concentración de (OH-) = 2.0×10^{-3}

$$H^+ = 1.0 \times 10^{-14} / 2.0 \times 10^{-3} = 5.0 \times 10^{-12}$$

Entonces: pH = -log (5.0×10^{-12}) = 11.30. A 25°C el pH de una disolución básica es mayor de 7.00.

Relación entre (H^+), (OH^-) y pH a 25°C

Disolución	**H^+**	**OH^-**	**pH**
Ácida	$>1.0 \times 10^{-7}$	$<1.0 \times 10^{-7}$	< 7.00
Neutro	$=1.0 \times 10^{-7}$	$=1.0 \times 10^{-7}$	= 7.00
Básica	$<1.0 \times 10^{-7}$	$>1.0 \times 10^{-7}$	> 7.00

Medición de pH

El concepto de pH (Potencial de Hidrógeno) fue definido por primera vez por Soren Poer Lauritz Sorensen bioquímico danés, en el año de 1909. La escala de pH fue ideada para expresar en forma adecuada diferentes concentraciones del ión (H^+) (ión Hidrógeno), en varias soluciones sin necesidad de utilizar números en forma exponencial, debido a que con frecuencia son números muy pequeños y por lo tanto es difícil trabajar con ellos, fue así entonces que se decidió trabajar con números enteros positivos.

El pH de una disolución se define como el logaritmo negativo de la concentración del ión hidrógeno expresado en moles por litro, la escala de pH se define por la ecuación: $pH = - \log [H^+]$

Desde entonces, el término pH ha sido universalmente utilizado por la facilidad de su uso, evitando asi el manejo de cifras largas y complejas. Por ejemplo, una concentración de $[H^+] = 1x10^{-8}$ M (0.00000001) es simplemente un pH de 8 ya que : $pH= - \log[10^{-8}] = 8$ La relación entre pH y concentración de iones H se puede ver en la siguiente tabla, en la que se incluyen valores típicos de algunas sustancias conocidas

El logaritmo negativo proporciona un número positivo para el pH, además el termino $[H^+]$ corresponde a la parte numérica de la expresión para la concentración del ión hidrógeno. Debido a que el pH solo es una manera de expresar la concentración del ión hidrógeno, las disoluciones ácidas y básicas (25°C), pueden identificarse por sus valores de pH como sigue:

- Disoluciones acidas: $[H^+] > 1,0 \times 10^{-7}$M, pH < 7.00
- Disoluciones básicas: $[H^+] < 1,0 \times 10^{-7}$M, pH > 7.00
- Disoluciones neutras: $[H^+] = 1,0 \times 10^{-7}$M, pH = 7.00

Podemos observar que el pH se incrementa conforme el ion $[H^+]$ disminuye. En el caso del H_2O pura, tendremos: $H_2O + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + OH^-$

Por tanto $[H_3O^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7}$ mol/litro

$$pH = - \log [H_3O^+]$$

$$pH = - \log [1 \times 10^{-7}]$$

$$pH = 7$$

A 25°C, el pH del agua pura y de cualquier solución acuosa que contenga concentraciones iguales de Ión hidronio y de ión hidroxilo se ubica en la escala en el punto 7. Así mismo, podemos utilizar una escala semejante a la escala del pH para expresar la concentración del ión hidroxilo de las soluciones. Y ya que como el pOH se define como el logaritmo negativo de la concentración molar de iones hidroxilo (OH), es decir: $pOH : - \log [OH^-]$

En base a lo anterior podemos relacionar al pH y el pOH de la siguiente manera:

$$[H_3O^+]\,[OH^-] = 10^{-14};\ \log [H_3O^+]\,[OH^-] = \log 10^{-14}$$

Luego el: $\log [H_3O^+] + \log [OH^-] = -14\ (-\log [H_3O^+]) + (-\log [OH^-]) = 14$

y decir: pH + pOH = 14

La determinación del pH en el agua es una medida de la tendencia de su acidez o de su alcalinidad. No mide el valor de la acidez o alcalinidad. Un pH menor de 7.0 indica una tendencia hacia la acidez, mientras que un valor mayor de 7.0 muestra una tendencia hacia lo alcalino. La mayoría de las aguas naturales tienen un pH entre 4 y 9, aunque muchas de ellas tienen un pH ligeramente básico debido a la presencia de carbonatos y bicarbonatos. Un pH muy ácido o muy alcalino, puede ser indicio de una contaminación industrial. El valor del pH en el agua, es utilizado también cuando nos interesa conocer su tendencia corrosiva o incrustante, y en las plantas de tratamiento de agua. Este método determina el pH , midiendo el potencial generado (en milivolts) por un electrodo de vidrio que es sensible a la actividad del ión H^+ , este potencial es comparado contra un electrodo de referencia, que genera un potencial constante e independiente del pH. El electrodo de referencia que se utiliza es el de calomel saturado con cloruro de potasio, el cual sirve como puente salino que permite el paso de los milivolts generados hacia al circuito de medición, incluyen valores típicos de algunas sustancias conocidas:

De manera practica podemos medir con rapidez el pH de una disolución por medio de una aparato llamado potenciómetro o pehachimetro (pH metro), el cual está formado por dos electrodos conectados a un dispositivo el cual es capaz de cuantificar pequeñísimas diferencias de potencial. Cuando los electrodos del pHmetro se introducen en una solución se genera una diferencia de potencial, la cual la podemos observar como lectura de pH; existen diferentes modelos y tamaños de este aparato, los hay tan pequeños que pueden medir pH de células, también hay de tamaño de bolsillo para estudios de medio ambiente o para agricultura.

Existen así mismo algunos materiales que utilizamos como indicadores (aunque no son tan precisos) de ácido-base, los cuales son sustancias de color que cambian según el medio en que se encuentren; es decir el indicador toma un color en un medio ácido y otro en un medio básico. Si conocemos el valor de pH en el cual el indicador cambia, podemos deducir si una solución tiene un valor mayor o menor de pH. Por ejemplo el papel tornasol cambia su color a un valor de pH de cerca de 7, pero el papel tornasol rojo nos indica un valor menor a 5 y el papel tornasol azul un valor de 8 o mayor.

Concentración de H^+ y valor de pH en algunas sustancias comunes

H^+	pH	pOH	OH^-	
1 (1×10^{-0})	0.0	14.0	1×10^{-4}	Ácido clorhídrico a 1M
1 (1×10^{-1})	1.0	13.0	1×10^{-13}	Jugo gástrico
1 (1×10^{-2})	2.0	12.0	1×10^{-12}	Jugo de limón, vinagre
1 (1×10^{-3})	3.0	11.0	1×10^{-11}	Vino
1 (1×10^{-4})	4.0	10.0	1×10^{-10}	Tomate, plátano, café negro
1 (1×10^{-5})	5.0	9.0	1×10^{-9}	Lluvia
1 (1×10^{-6})	6.0	8.0	1×10^{-8}	Saliva, leche
1 (1×10^{-7})	7.0	7.0	1×10^{-7}	Agua pura, sangre, lágrimas
1 (1×10^{-8})	8.0	6.0	1×10^{-6}	Clara de huevo, agua de mar
1 (1×10^{-9})	9.0	5.0	1×10^{-5}	Bicarbonato de sodio
1 (1×10^{-10})	10.0	4.0	1×10^{-4}	Bórax, leche de magnesia
1 (1×10^{-11})	11.0	3.0	1×10^{-3}	Agua de cal
1 (1×10^{-12})	12.0	2.0	1×10^{-2}	Amoniaco doméstico
1 (1×10^{-13})	13.0	1.0	1×10^{-1}	Blanqueador doméstico
1 (1×10^{-14})	14.0	0.0	1(1×10^{-0})	Hidróxido de sodio a 1M

Considerando que el agua pura posee una concentración de cationes hidrógeno igual a 7, la escala puede clasificarse de la siguiente manera: H_2O = pH = 7, por lo tanto:

Si la solución es neutra:

$H^+ = OH^-$

$H^+ = 1 \times 10^{-7}$

$OH^- = 1 \times 10^{-7}$

Si la solución es ácida:

$H^+ > OH^-$

$H^+ > 1 \times 10^{-7}$

$OH^- < 1 \times 10^{-7}$

Si la solución es básica:

$OH^- > H^+$

$OH^- > 1 \times 10^{-7}$

$H^+ < 1 \times 10^{-7}$

Por medio del esquema siguiente se pueden aclarar los valores de pH con relación a la acidez o basicidad de las sustancias.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14

Ácido Neutro Base

Como podemos observar, todas las soluciones neutras presentan un pH con valor de 7, las soluciones básicas o alcalinas un valor mayor de 7, mientras que las soluciones ácidas su valor estará por debajo de 7. Siempre debemos de tener en cuenta que los valores de pH, ya sea neutro, ácido o base varían según la temperatura a la que se midan los iones.

Así mismo el pH es muy importante en los procesos industriales, tales como la industria textil, la industria de pinturas, la industria de papel y fotográfica, también en la agricultura para conocer si los terrenos son adecuados para un cultivo u otro, o en la medicina para conocer el estado de las disoluciones del organismo, así como en muchos otros campos.

Otra forma diferente de conocer la acidez o basicidad de una solución de manera cualitativa es con el uso de materiales conocidos como indicadores. La determinación del pH de una solución es un problema usual en el laboratorio químico, que se resuelve de manera aproximada mediante el empleo de un indicador.

Un indicador es un compuesto orgánico en propiedades de ácido débil o base débil, cuyo ión y la molécula correspondiente presentan coloraciones diferentes. El pH medio, al actuar sobre el equilibrio de estas dos formas hacen que los mismos capten o liberen iones OH^- o H^+, variando la coloración del medio; el cambio de color del indicador se denomina viraje**.**

Una serie de pigmentos naturales presentan un color en disoluciones ácidas y otro color en disoluciones básicas, por ejemplo el pigmento tornasol tiene color rojo en disoluciones ácidas y color azul en disoluciones básicas.

Muchos colorantes sintéticos tienen colores que son sensibles a la concentración de iones hidroxilo, por ejemplo: el dimitrofenol ($C_6H_4N_2O_5$) es incoloro en disoluciones fuertemente ácidas y amarillo en disoluciones básicas y débilmente ácidas.

Veamos el comportamiento de un indicador tipo ácido débil RH, el tornasol. En solución muy diluida en agua, las moléculas RH se ionizan, en poca extención de acuerdo con la ecuación:

$$RH + H_2O \leftrightarrow R^- + H_3O^+$$

$$\text{Rojo} \rightarrow \text{Azul}$$

Si nos encontramos en un medio ácido rico en iones H_3O^+ los iones R^- se combinan con los iones H_3O^+ para dar moléculas de RH, y el equilibrio iónico anterior se desplaza hacia la izquierda, aumentando la concentración de RH y disminuyendo la de R^-, con lo que la solución toma el color rojo de las moléculas RH.

Por el contrario, si el medio es básico por adición de iones OH^- , los iones H_3O^+, que provienen de la ionización de las moléculas RH, se combinan con los iones OH^- para dar agua, el equilibrio iónico se desplaza hacia la derecha, las moléculas de RH desaparecen de la solución aumentando la concentración de R^- con lo que la solución toma el color azul de iones R.

Preparando disoluciones de ácidos y bases fuertes de concentraciones conocidas, podemos establecer una serie de disoluciones de pH conocido y estas pueden usarse para examinar el intervalo de pH dentro del que los indicadores naturales y sintéticos que experimentan cambios de color.

La mayoría de los indicadores cambian completamente de color en un intervalo de pH de unas 2 unidades, de modo que observando el color que presenta una serie de indicadores añadidos a una disolución de pH desconocido, es posible definir el pH de la solución entre 2 valores que difieren en una unidad de pH.

La determinación del pH se debe a que la especie molecular del indicador tiene un color y la especie ionica presenta otro color y de esta manera la especie cuya concentración prima dará el color a la solución.

Por ejemplo, si el indicador es ácido, su equilibrio puede representarse mediante la ecuación:

$$HIn + H_2O \; In^- + H_3O^+$$

Un caso particular podría se el de la fenolftaleina cuya especie molecular HIn es incolora y la especie disociada In^- es roja. De acuerdo al principio de Lechetelier si el indicador se agrega una solución ácida que contiene los iones H_3O^+, su equilibrio se desplaza mucho en sentido contrario, predominando la especie molecular sobre la ionica, por el contrario si se agrega a una solución básica el equilibrio se desplaza en sentido directo y predomina la especie ionica que dará el color a la solución.

En el caso de que el indicador sea básico, su equilibrio puede representarse mediante la expresión: In OH $In^+ + OH^-$. Y de acuerdo al principio de Lechatelier, la especie molecular (In OH) predomina en medio básico y la iónica (In^+) en medio ácido.

NOMBRE	COLOR ACIDO	COLOR BÁSICO	INTERVALO PH
Azul de timol	Rojo	Amarillo	1,2 - 2,8
Azul de bromogenol	Amarillo	Azul	3,1 - 4,4
Rojo de clorofenol	Amarillo	Rojo	4,8 - 6,4
Rojo de cresol	Amarillo	Rojo	7,2 - 3,8
Fenoltaleina	Incoloro	Rojo	8,3 – 10
Alizarina amarilla	Amarillo	Rojo	10 – 21,1
Anaranjado de metilo	Rojo	Amarillo	3,1 – 4,4
Rojo de metilo	Rojo	Amarillo	4, 2 – 6,3
Azul de bromotimol	Amarillo	Azul	6 – 7,6
Violeta de metilo	Amarillo	Azul violeta	0, 2 – 2
Rojo conso	Azul	Rojo	3 - 5

Actividad:

1. Menciona las características de las bases

2. ¿Cual es la característica que observo Arrhenius para diferenciar a un acido de una base?

3. ¿Que es un electrolito?

4. ¿Cuál es el radical que caracteriza a las bases?

5. ¿Qué es un acido fuerte?

6. ¿Qué es un acido débil?

7. Menciona tres ejemplos de ácidos fuertes

8. ¿Cómo define Brosnted y Lowry a los ácidos y bases?

9. ¿Qué es un ion hidronio?

10. ¿Qué entiendes por pH?

11. La presencia de este tipo e compuestos en una disolución provocara un incremento de la concentración de iones hidronio

_____

12. ¿Considerando la escala de pH la leche será acido o base?

_____

13. ¿Qué significa pH?

_____

_____

14. Define el concepto de pH

_____

_____

_____

15. ¿Qué es un indicador de pH?

_____

_____

_____

16. ¿Cuales son los valores que se consideran ácidos en la escala de pH?

_____

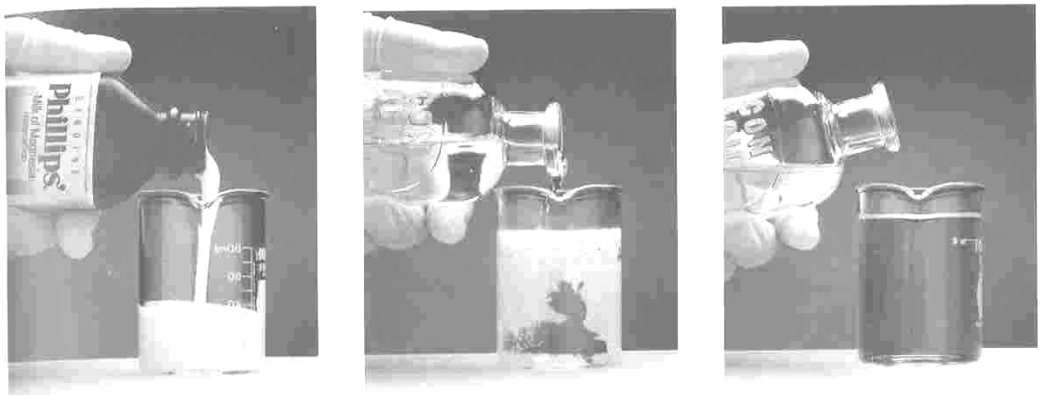
_____

Reacción de neutralización

Una disolución ácida puede neutralizarse con otra básica (y viceversa) parcial o totalmente. La neutralización total, que lleva consigo la pérdida de propiedades de ácido o de base por la disolución, se consigue cuando se igualan sus concentraciones de iones: H_3O^+ y OH^-. Debido a esta circunstancia, será posible determinar la cantidad de ácido (o de base) que se encuentra presente en una disolución desconocida midiendo el volumen de base (o de ácido) de una disolución de concentración conocida o disolución patrón que es necesario añadir para conseguir la neutralización. La utilización de un pH-metro o de un indicador adecuado señalará el momento o punto final de la reacción, que se alcanza cuando el pH de la disolución toma un valor igual a siete. El proceso correspondiente recibe el nombre de análisis volumétrico o valoración ácido-base y es una técnica frecuente en los laboratorios químicos. Los cálculos químicos para esta reacción de neutralización se efectúan con la ayuda de la ecuación:

$$V_{\text{ácido}}\, M_{\text{ácido}}\, .n_{\text{ácido}} = V_{\text{base}}\, .M_{\text{base}}\, .n_{\text{base}}$$

Donde: "V" representa el volumen, "M" la concentración molar y "n" el número de protones cedidos ($n_{\text{ácido}}$) o aceptados (n_{base}) por cada molécula de ácido o de base respectivamente.



Dicha ecuación traduce el hecho de que, para alcanzar el punto final de la reacción, el número total de protones cedidos por el ácido debe de ser igual al número total de protones aceptados por la base. El producto "V · M" representa, de acuerdo con la definición de molaridad, el número de moles, el cual es proporcional al número de moléculas (1 mol = N_a moléculas, siendo N_a el número de Avogadro). Luego el producto "V · M · n" es proporcional en ambos casos al número de protones cedidos por el ácido o aceptados por la base, según la correspondiente ecuación química, siendo la constante de proporcionalidad la misma para ambos e igual a $1/N_a$.

En términos prácticos, $n_{\text{ácido}}$ coincide con el número de átomos de hidrógeno que pierde cada molécula de ácido en la reacción, y si la base es un hidróxido, n_{base} es igual al número de grupos OH^- de la base que reacciona con el ácido.

Una reacción de neutralización es una reacción entre un ácido y una base, generalmente en las reacciones acuosas ácido-base se forma agua y una sal, un ejemplo es el producto de la reacción ácido-base del acido clorhídrico (HCl) con hidróxido de sodio (NaOH)

$$HCl_{(ac)} + NaOH_{(ac)} \longrightarrow NaCl_{(ac)} + H_2O_{(l)}$$

Las soluciones acuosas son buenas conductoras debido a la presencia de iones positivos y negativos a estos compuestos se les llama electrolitos. Los compuestos iónicos que se disocian completamente se conocen como electrolitos fuertes, un ejemplo de ellos es el cloruro de sodio (NaCl) o sal de mesa. Las constantes de equilibrio para la disociación de electrolitos son llamadas constantes de disociación, un ejemplo de disociación es la del agua:

$$2H_2O \longrightarrow H_3O^+ + OH^-$$

Los subíndices se utilizan por comodidad, para las diferentes constantes:

- Ka = constante de disociación de ácido
- Kb = constante de disociación de base
- Kw = constante de disociación del agua o de autoprotólisis = 1*10-14 o producto iónico del agua.

En las reacciones de neutralización se hace reaccionar un ácido con una base, con objeto de determinar la concentración de una sustancia ácida o básica en la disolución. Si tenemos una disolución ácida que contiene una cantidad de ácido desconocida, se puede determinar ésta añadiendo poco a poco una base hasta que se neutralice la disolución; una vez que la disolución se ha neutralizado, como la cantidad de base adicionada es conocida, se puede determinar la cantidad de ácido que había en la disolución. Los productos resultantes de la reacción de un ácido y una base son siempre una sal y agua:

$$\text{ácido} + \text{base} \longrightarrow \text{sal} + \text{agua}$$

Por ejemplo, como ya se menciono anteriormente la reacción del ácido clorhídrico con el hidróxido de sodio da lugar a la sal cloruro de sodio y agua:

$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$$

Se define la neutralización como una reacción de un ácido con una base para formar una sal y (en la mayor parte de los casos) agua. La mayoría de las sales son compuestos iónicos que contienen un catión distinto del H^+ y un anión que no es el OH^-. Por lo general, el catión suele ser un ion metálico o el ion amonio $(NH_4)^+$. Otras sales son compuestos covalentes que contienen normalmente un metal y un no metal.

Al estudiar la clasificación de las reacciones ácido-base, debe tenerse en cuenta que todas son reacciones de neutralización, es decir, reacciones de un ácido y una base que originan sal y agua. Las diferencias entre unas y otras reflejan solamente las características diferentes de los reactivos y los productos. Algunas generalidades muy útiles para escribir reacciones ácido-básicas son:

- Los ácidos fuertes y las bases solubles fuertes están completamente o casi completamente ionizados en disoluciones diluidas

- Los ácidos y las bases débiles existen en particular como moléculas no ionizadas en disoluciones acuosas diluidas, y por ello, en las ecuaciones iónicas se representan como moléculas y no como iones

- En la práctica todas las sales solubles están ionizadas en disoluciones acuosas diluidas, por ello se las representa como iones en las ecuaciones iónicas.

Muchos ácidos y bases son sustancias industriales o bien de uso domestico en nuestra casa, así mismo algunos son componentes importantes de los fluidos biológicos, por ejemplo, el acido clorhídrico no solo es un compuesto industrial importante, sino también el principal constituyente del jugo gástrico del estomago; además, los ácidos y las bases son electrolitos comunes. Sabemos que los ácidos son sustancias que se ionizan en disolución acuosa para formar iones de hidrogeno y así aumentar su concentración de iones $H^+_{(ac)}$, y como un átomo de hidrogeno consiste en solo un protón y un electrón, el H^+ no es mas que un protón, por esto, es común denominar a los ácidos como sustancias donadoras de protones. Así mismo sabemos que las bases son sustancias que aceptan iones H+

Las disoluciones de ácidos y bases tienen propiedades muy diferentes, los ácidos tienen sabor agrio, en tanto que las bases son amargas; degustar disoluciones químicas no es una practica aconsejable, no obstante todos hemos tenido en la boca ácidos como el acido ascórbico (vitamina c), el acido acetil salicílico (aspirina) y el acido cítrico (en cítricos) y ya conocemos su sabor agrio característico. En cambio los jabones, que son sustancias básicas, tienen el sabor amargo característico de las bases.

Al mezclar ácidos y bases fuertes, el cambio químico fundamental que siempre se produce, es que los iones H^+ reaccionan con los iones OH^- para formar agua

$$H^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)} \longrightarrow H_2O_{(l)}$$

El agua es un compuesto muy estable, tal como indica su abundancia en la superficie terrestre, por lo tanto las sustancias que pueden formar agua al mezclarse, tienen fuerte tendencia a reaccionar. En particular el ion hidróxido (OH^-) tiene una elevada afinidad con los iones H^+ por que se produce agua cuando ambos reaccionan. La tendencia a formar agua es la segunda de las fuerzas impulsoras para las reacciones de ácidos y bases; cualquier compuesto que produzca iones hidróxido (OH^-) en agua, reacciona vigorosamente para formar H_2O con cualquier compuesto que pueda aportar iones H^+; por ejemplo, la reacción de acido clorhídrico y el hidróxido de sodio

Al llevar a cabo una mezcla de una disolución de un ácido y otra de una base, se origina una reacción de neutralización, los productos de la reacción no presentan ninguna de las propiedades características de la disolución de ácido ni de la base, por ejemplo cuando mezclamos un ácido clorhídrico (HCl) con una disolución de hidróxido de sodio (NaOH) se da la siguiente reacción:

$$\underset{\text{Ácido}}{HCl} + \underset{\text{Base}}{NaOH} \longrightarrow \underset{\text{Agua}}{H_2O} + \underset{\text{Sal}}{NaCl}$$

Como se puede observar, agua y sal de mesa, son los productos de la reacción. En la actualidad nos referimos con el término de sal a aquel compuesto iónico cuyo catión proviene de una base, por ejemplo el sodio (Na) del hidróxido de sodio (NaOH) y su anión proviene de un ácido, por ejemplo el cloro (Cl) del ácido clorhídrico (HCl). Podemos decir de una manera general que una reacción de neutralización entre un ácido y una base metálica produce agua y sal.

Al llevar a cabo mezclas de ácidos y bases fuertes el cambio químico fundamental que se produce de manera constante es aquel que los iones hidrógeno (H^+) reaccionan con los iones hidróxido (OH^-) para formar agua.

$$H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$$

Como ya conocemos, el agua es un compuesto muy estable, razón por la cual existe en grandes cantidades en el planeta, por lo que las sustancias que pueden formar agua al mezclarse presentan fuerte tendencia a reaccionar.

El ion hidróxido presenta una gran afinidad en los iones hidrógeno por lo que cuando reaccionan se produce agua. Cualquier compuesto que produce iones hidróxido en agua, reacciona de manera muy fuerte para formar agua con cualquier compuesto que le pueda aportar iones hidrogeno.

Algunos antiácidos comunes

Nombre comercial	**Agente neutralizador de ácido**	
Alka-Selter	$NaHCO_3$	Carbonato de sodio
Amphojel	$Al(OH)_3$	Hidróxido de aluminio
Di-Gel	$Mg(OH)_2$ y $CaCO_3$	Hidróxido de magnesio y carbonato de calcio
Leche de magnesia	$Mg(OH)_2$	Hidróxido de magnesio
Melox	$Mg(OH)_2$ y $Al(OH)_3$	Hidróxido de magnesio e hidróxido de aluminio
Mylanta	$Mg(OH)_2$ y $Al(OH)_3$	Hidróxido de magnesio e hidróxido de aluminio
Tums	$CaCO_3$	Carbonato de calcio

El estómago humano secreta ácidos que ayudan a digerir los alimentos, estos jugos gástricos contienen ácido clorhídrico y contienen aproximadamente 0.1 moles de iones hidrógeno por litro de disolución, al incrementarse estos niveles la persona experimenta indigestión o acidez estomacal, este problema lo podemos controlar con un medicamento llamado antiácido, los cuales son bases simples que neutralizan a los ácidos digestivos. Su capacidad para neutralizar los ácidos es debida a los iones hidróxido, carbonato o bicarbonato que contienen.

Existen algunas bases además de hidróxido (OH^-) las cuales reaccionan con el ion H^+ para formar compuestos, por ejemplo, bases que contengan el ion sulfuro y el ion carbonato; estos iones reaccionan con ácidos produciendo gases poco solubles en agua. Por ejemplo, la sustancia que le da su olor característico a los huevos podridos es sulfuro de hidrógeno (H_2S), se forma cuando reacciona ácido clorhídrico con sulfuro de sodio (Na_2S).

$$2HCl + Na_2S \longrightarrow H_2S + 2NaCl$$

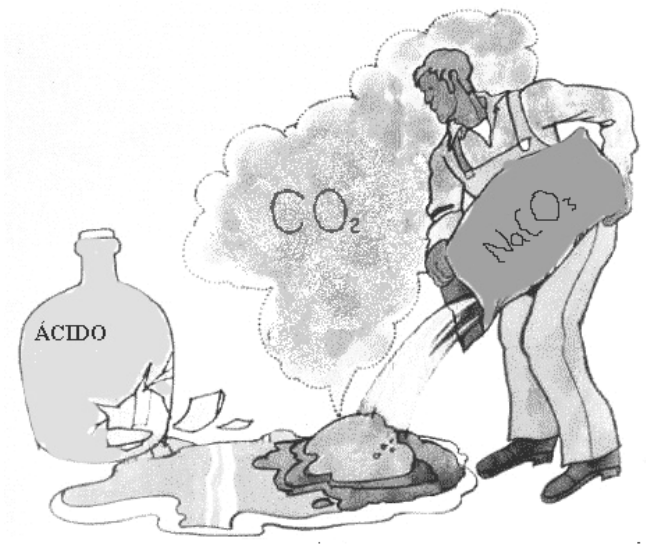
Los iones carbonatos y bicarbonatos cuando reaccionan con un ácido, se produce el compuesto llamado bióxido de carbono (CO_2). En una reacción química de CO^{-2}_3 o HCO^-_3 con un ácido produce ácido carbónico (H_2CO_3), por ejemplo la reacción siguiente:

$$HCl + NaHCO_3 \longrightarrow NaCl + H_2CO_3$$

El ácido carbónico (H_2CO_3) es muy poco estable, y si se encuentra con bastante concentración en la disolución, se descompone formando bióxido de carbono (CO_2) el cual escapa de la solución en forma de gas.

$$H_2CO_3 \longrightarrow H_2O + CO_2$$

Al descomponerse el ácido carbónico (H_2CO_3) se pueden observar en la solución burbujas, el cual es el bióxido de carbono (CO_2) gaseoso. Los compuestos como el bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$) y el carbonato de sodio ($NaCO_3$) son utilizados como neutralizadores en accidentes, en los cuales se tuvo derrame de algún ácido; la sal bicarbonato o carbonato, se agrega hasta que se detiene la efervescencia originada por la formación del compuesto bióxido de carbono (CO_2). En algunas ocasiones, usamos bicarbonato de sodio como remedio para calmar la acidez estomacal, en este caso, el HCO_3^- reacciona con el ácido estomacal formando CO_2. Algunos medicamentos producen efervescencia al depositarlos en agua, esta se debe a la reacción química del bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$) con el ácido cítrico ($H_3C_6H_5O_7$).



Actividad

1. Completa y balancea cada una de las siguientes reacciones químicas de ácidos fuertes con bases fuertes, encierra en un círculo la fórmula de la sal producida en cada caso.

   a) $HCl + RbOH \rightarrow$

   b) $HClO_4 + NaOH \rightarrow$

   c) $HBr + NaOH \rightarrow$

   d) $H_2SO_4 + CsOH \rightarrow$

   e) $HClO_4 + RbOH \rightarrow$

   f) $HNO_3 + KOH \rightarrow$

   g) $H_2SO_4 + NaOH \rightarrow$

   h) $HBr + CsOH \rightarrow$

2. Describe el proceso que se da en una reacción de neutralización

   _____
   _____
   _____
   _____
   _____
   _____

3. ¿Cuáles son los productos de una reacción de neutralización?

   _____
   _____

4. ¿En una disolución acuosa como se transporta la corriente eléctrica?

   _____
   _____
   _____
   _____

5. ¿Qué es un electrolito?

   _____
   _____
   _____

6. ¿Qué es un electrolito débil?

   _____
   _____
   _____

7. Menciona tres ejemplos de bases de uso común

   _____
   _____
   _____

8. Define el concepto de sal

9. ¿De que manera funciona los medicamentos contra la acidez estomacal?

10. ¿Cómo trabajan los compuestos industriales usados como neutralizadores en derrames químicos de ácidos?

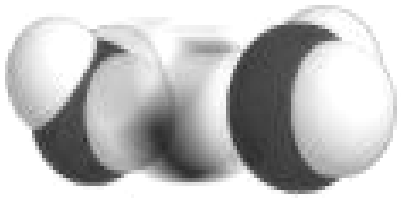
Titulación

La reacción de neutralización en un medio acuoso, consiste en la combinación de un ion hidrónio $(H_3O)^+$ con una base como el ion hidróxido $(OH)^-$, según la ecuación:

$$H_3O^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)} \rightleftharpoons 2H_2O_{(l)}$$

La reacción anterior es demasiado rápida y completa, razón por la cual, se utiliza en una técnica de análisis cuantitativo, que se denomina titilación o valoración. Se entiende por valorar, a la acción de determinar la cantidad de acido o de base, presente en una solución a partir de una solución de base o de acido de alguna concentración conocida

Una valoración acido-base es una técnica de análisis que permite determinar la concentración de una disolución usando una reacción de acido-base con otra disolución de concentración conocida. El punto de equivalencia se consigue cuando se han añadido tantos moles de ion hidrónio como moles de ion hidróxido



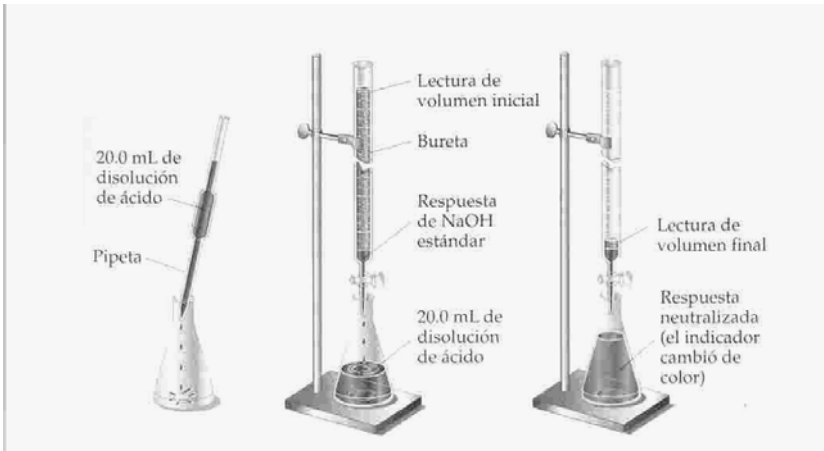
El procedimiento experimental consiste en colocar en un matraz un volumen conocido de la disolución problema, e ir añadiendo de forma gradual desde una bureta, la disolución de concentración conocida (disolución patrón), hasta que se complete la reacción. El punto final de la valoración o titilación lo determinaremos por medio del uso de un indicador acido-base. Debemos de elegir el indicador adecuado que dependerá del pH alcanzado en el punto de equivalencia. Escogeremos un indicador que tenga su zona de vire alrededor de ese punto, cuando el indicador cambie de color sabremos que se ha llegado al punto final.

Cuando queremos conocer la concentración de un soluto en una disolución, podemos llevar a cabo una titulación, para lo cual debemos de combinar una muestra de la disolución en cuestión, con una disolución de algún reactivo del cual conocemos su concentración, a la cual llamamos disolución estándar.

Por ejemplo, si contamos con una solución de ácido clorhídrico (HCl) del cual no sabemos su concentración, y otra solución de hidróxido de sodio (NaOH) con una concentración de 0.10 M. Para poder calcular la concentración de HCl tomamos un volumen dado de esa disolución, digamos por ejemplo, 20 ml, después agregamos gota a gota la solución de NaOH estándar, hasta que la reacción química entre los reactivos es total. El punto en que se unen cantidades estequiométricamente equivalentes se le llama punto de equivalencia de la titulación.

Pero, ¿como sabemos cuando se ha llegado al punto de equivalencia? En las titulaciones ácido-base utilizamos colorantes conocidos como indicadores, por ejemplo la fenoftaleina, la cual es incolora en una solución ácida, pero en una solución básica se vuelve de color rosado.

Por lo tanto si agregamos fenoftaleina a una solución ácida desconocida, esta será incolora, después podemos agregar base estándar en una bureta hasta que la solución se torne de incolora a rosada, este cambio de color nos indica que el ácido se ha neutralizado y que la última gota de base que logro que la solución tomara color no encontró mas ácido con el cual reaccionar; por lo que la solución se tornara básica y el colorante se pone rosado. El vire de color marca el punto final de la titulación.



El método de titulación nos sirve para poder estar en condiciones de determinar de forma volumétrica la concentración de una determinada sustancia en una solución. La concentración del ácido o de la base la calculamos usando la relación entre el producto del volumen por la normalidad, la cual es igual para todas las soluciones que reaccionan completamente.

Volumen del ácido	x	normalidad del ácido	=	volumen de la base	x	normalidad de la base

Actividad

1. ¿Qué volumen de ácido bromhídrico (HBr) a 0.25 N se requiere para neutralizar 50 ml de hidróxido de potasio (KOH) a 0.20 N?

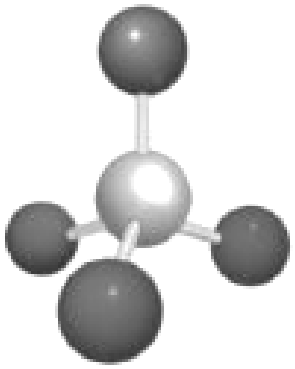
2. ¿Qué volumen de ácido clorhídrico (HCl) a 0.5 N se requiere par neutralizar 20 ml de una solución a 0.3 N de hidróxido de sodio (NaOH)?

3. ¿Cual es la normalidad de una solución de ácido nítrico (HNO_3) si 20 ml del ácido se neutralizan con 40 ml de una solución al 0.2 N de hidróxido de sodio (NaOH)?

UNIDAD II
QUÍMICA ORGÁNICA

CAPÍTULO 4

Química del carbono



El elemento carbono solo constituye el 0.027% de la corteza terrestre, de tal manera que no es un elemento abundante en el planeta, aunque algo de carbono se encuentra en forma elemental en forma de grafito y diamante, la mayor parte de este elemento esta en forma de compuestos, mas del 50% se encuentra como carbonatos de calcio; también existe carbono en la hulla, el petróleo y el gas natural. La importancia de este elemento estriba en gran parte de su presencia en todos los organismos vivos, la vida tal como la conocemos se basa en compuestos de carbono

Existen dos formas elementales de carbono: el grafico y el diamante. El primero es un sólido blando, resbaladizo y de color negro que presenta un lustre metálico y conduce la electricidad; esta conformado por átomos ubicados en laminas paralelas. En cambio el diamante es un sólido duro y transparente, en el cual los átomos de carbono forman una red covalente; a presiones y temperaturas demasiado elevadas (100,000 atm y 3,000º C) podemos transformar grafito en diamante, casi todos los diamantes sintéticos carecen de tamaño, color y transparencia de los diamantes naturales y, por lo tanto, no se utilizan en la joyería; anualmente la industria produce alrededor de 30 toneladas de diamante de grado industrial, el cual se utiliza principalmente en herramientas de corte, molienda y pulido

Los fulerenos son formas moleculares de carbono que fueron descubiertos a mediados de la década de 1980, los cuales consisten en moléculas individuales como C_{60} y C_{70}

El carbono existe también en forma microcristalinas o amorfas comunes de grafito, denominadas negro de humo, las cuales se forman cuando se calientan hidrocarburos, como el metano (CH_4) en presencia de poco oxigeno, este carbono es usado como pigmento en tintas de color negro, así mismo, se utiliza en grandes cantidades en la fabricación de llantas para automóviles

$$CH_{4(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow C_{(s)}\ 2H_2O_{(g)}$$

Otro tipo de carbón formado es el llamado carbón vegetal, el cual se produce cuando se calienta rápidamente madera en ausencia de aire, este tipo de carbón presenta una estructura muy abierta, lo que le confiere una gran área total por unidad de masa. El carbón activado, el cual es una forma pulverizada cuya superficie se limpia por calentamiento con vapor de agua, se usa extensamente para adsorber moléculas, se usa en filtros para eliminar olores desagradables del aire, impurezas coloridas o de mal sabor del agua. Otro tipo de carbón es el llamado coque, el cual es una forma impura de carbono que se forma cuando se calienta hulla fuertemente en ausencia de aire, este tipo de carbono, tiene un uso muy extendido como agente reductor en procesos metalúrgicos

El elemento carbono también puede formar compuestos del tipo óxidos, entre estos existen dos principales: monóxido de carbono (CO) y bióxido el carbono (CO_2). El primero, se forma cuando se quema carbono o hidrocarburos en presencia de poco oxigeno, es un gas incoloro, inodoro e insípido, su punto de fusión es -199ºC, entra en ebullición a -192ºC; es toxico debido a que se enlaza a la hemoglobina provocando dificultades en el transporte de oxigeno, el envenenamiento de bajo nivel, provoca dolor de cabeza y somnolencia; el de alto nivel, puede producir la muerte. Los motores de los carros producen monóxido de carbono (CO) el cual es un importante contaminante de la atmósfera

$$2C_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{(g)}$$

El monóxido de carbono tiene varios usos comerciales, debido a que arde con facilidad y forma CO_2 se emplea como combustible

$$2CO_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{2(g)} \qquad \Delta H^o = -566kJ$$

Es además un importante agente reductor que se usa de manera amplia en procesos metalúrgicos para reducir óxidos metálicos, como los óxidos de hierro en los altos hornos

$$Fe_3O_{4(s)} + 4CO_{(g)} \longrightarrow 3Fe_{(s)} + 4CO_{2(g)}$$

Así mismo, el CO es empleado también en la preparación de varios compuestos orgánicos, como por ejemplo, si se combina de manera catalítica con hidrogeno molecular (H_2), producimos metanol (CH_3OH)

El bióxido de carbono (CO_2) es un gas incoloro e inodoro; es un componente secundario de la atmósfera terrestre, pero un importante contribuyente al denominado efecto invernadero, aunque no es un toxico para el ser humano, las altas concentraciones incrementan la frecuencia en la respiración y pueden provocar asfixia. Este compuesto se licua de manera fácil por compresión, cuando se enfría a presión atmosférica se condensa como sólido en lugar de liquido, este sólido sublima a una presión atmosférica de -78ºC; esta propiedad le otorga un valor al CO_2 sólido como un refrigerante que siempre esta libre de la forma liquida, por lo que se le conoce comúnmente como hielo seco. Aproximadamente el 50% del consumo anual de CO_2 es usado como refrigerante, el otro uso importante se da en la producción de bebidas carbonatadas (sodas). También se utilizan grandes cantidades en la fabricación de sosa para lavandería ($Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$) y bicarbonato para hornear ($NaHCO_3$)

Como ya se menciono con anterioridad se produce bióxido de carbono (CO_2) cuando entra en combustión sustancias que contienen carbono en presencia de oxigeno

$$C_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)}$$

$$C_2H_5OH_{(l)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{2(g)}\ 3H_2O_{(g)}$$

O bien, también se puede producir al calendar varios compuestos de tipo carbonatos

$$CaCO_{3(s)} \longrightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

Así mismo, se obtienen grandes cantidades de bióxido de carbono, como producto secundario de la fermentación de azúcar, durante la producción industrial de etanol

$$\underset{\text{Glucosa}}{C_6H_{12}O_{6(ac)}} \xrightarrow{\text{levadura}} \underset{\text{etanol}}{2C_2H_5OH_{(ac)}} + \underset{\text{bióxido de carbono}}{2CO_{2(g)}}$$

A nivel laboratorio, el CO_2 se produce normalmente por la acción de ácidos sobre carbonatos. Debido a que el bióxido de carbono es moderadamente soluble en agua, a la presión atmosférica, las soluciones que resultan presentan una acidez moderada debido a la formación de acido carbónico (H_2CO_3)

$$CO_{2(ac)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2CO_{3(ac)}$$

El ácido carbónico es otro compuesto conformado por carbono, el cual es un ácido diprótico débil, este carácter ácido, imparte a las bebidas carbonatadas un sabor picante y levemente acido. Aunque este compuesto no se puede aislar como compuesto puro, se obtienen bicarbonatos (hidrogeno carbonatos) y carbonatos, neutralizando soluciones de acido carbónico, su neutralización parcial produce HCO_3^-, y su neutralización total produce, CO_3^{2-}. Los minerales que contiene el ion carbonato, son muy abundantes en el planeta, los principales carbonatos minerales son: calcita ($CaCO_3$), magnesita ($MgCO_3$), dolomita [$MgCa(CO_3)_2$], siderita ($FeCO_3$); de todos los anteriores, la calcita es el principal mineral de la roca caliza, de la cual, existen grandes depósitos distribuidos por todo el planeta, además, es el principal componente del mármol, yeso, perlas, arrecifes de coral, y conchas de animales marinos.

Aunque el carbonato de calcio es poco soluble en agua, se disuelve con facilidad en soluciones acidas con desprendimiento de CO_2 y debido a que el agua que contiene bióxido de carbono, es levemente acida, se disuelve poco a poco en este medio

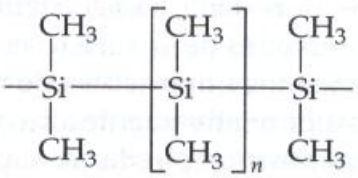
$$CaCO_{3(s)} + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)} \longrightarrow Ca^{2+}{}_{(ac)} + 2HCO_3^-{}_{(ac)}$$

La reacción química anterior, sucede cuando las aguas de la superficie penetran al subsuelo a través de depósitos de piedra caliza, esta es la manera principal de cómo el calcio entra en las aguas freáticas y produce lo que se conoce como agua dura. Si el deposito de piedra caliza se encuentra a una profundidad sufi enciente, la disolución de la piedra caliza producirá una caverna, por ejemplo, las famosas grutas de Cacahuamilpa, las cuales están consideradas como las mas grandes y bellas del planeta, se encuentran ubicadas en el estado de Guerrero y una pequeña parte en el estado de Morelos, así mismo, las grutas Karmitas, en el estado de Puebla, Tonalongo en el estado de Hidalgo, las grutas de García en Nuevo León, y las de Coyame en Chihuahua.

Una de las reacciones más importantes del $CaCO_3$ es su descomposición en Ca y CO_2 a elevadas temperaturas. A nivel mundial, se producen grandes cantidades de oxido de calcio (CaO), conocido comúnmente cono cal viva o simplemente cal, el cual es una base comercial importante en la industria de la construcción

Los compuestos denominados carburos son compuestos binarios de carbono con metales, metaloides y ciertos no metales, se conocen tres tipos: iónicos, intersticiales y covalentes; los metales mas activos forman carburos iónicos, los mas comunes contienen el ion acetiluro (C_2^{2-}), el carburo iónico mas importante es el carburo de calcio (CaC_2), el cual es un base fuerte que forma acetileno (C_2H_2) al combinarse con agua. Por consiguiente el carburo de calcio es una fuente sólida conveniente de acetileno, el cual se usa en la soldadura.

Muchos metales de transición forman carburos intersticiales, los átomos de carbono ocupan espacios abiertos (intersticios) entre los átomos de metal, por ejemplo, el carburo de tungsteno es muy duro y resistente a la temperatura, y por esta razón se usa para la fabricación de herramientas de corte. El silicio forma carburos covalentes como el carburo de silicio, conocido como carborundum, el cual tiene un uso como abrasivo y en herramientas de corte. Casi tan duro como el diamante, el carburo de silicio (SiC) presenta una estructura parecida a la del diamante con átomos de silicio alternados con átomos de carbono.



Otro de los compuestos inorgánicos del carbono, es el cianuro de hidrogeno (HCN), el cual es un gas extremadamente toxico debido a que se combina con el hierro que contiene una enzima (citocromo oxidasa) clave en el proceso de respiración. Este gas presenta un olor a almendras amargas y se produce por la reacción de una sal de cianuro, como por ejemplo, NaCN, con un acido. Las soluciones acuosas de HCN se conocen como acido cianhídrico, la neutralización de este acido con una base, como NaOH, produce sales de cianuro, como NaCN. Los cianuros encuentran aplicaciones en la fabricación de varios plásticos, como por ejemplo, el nylon y el orlon.

Así mismo, el disulfuro de carbono (CS_2), es un importante disolvente industrial de: ceras, grasas, celulosa y otras sustancias no polares; es un liquido incoloro y volátil que tiene un punto de ebullición de 46.3 ºC. Sus vapores son muy tóxicos y sumamente inflamables y se puede formar de manera directa por la reacción de carbono y azufre a temperaturas elevadas.

El área de estudio de los compuestos que contienen carbono en su estructura, así como de sus características y propiedades se le ha llamado química orgánica. No obstante existen varios compuestos que se encuentran formados por carbono (óxidos y carbonatos) están clasificado como compuestos inorgánicos. La gran mayoría de los compuestos que se encuentran formados por carbono son considerados sustancias orgánicas, ya que están formados por cadenas de átomos de carbono.

El átomo de carbono, debido a su configuración electrónica, presenta una importante capacidad de combinación. Los átomos de carbono pueden unirse entre sí formando estructuras complejas y enlazarse a átomos o grupos de átomos que confieren a las moléculas resultantes propiedades específicas, la enorme diversidad en los compuestos del carbono hace de su estudio químico una importante área del conocimiento puro y aplicado de la ciencia actual.

Durante mucho tiempo la materia constitutiva de los seres vivos estuvo rodeada de no pocas incógnitas, frente a la materia mineral presentaba, entre otras, una característica singular, su capacidad de combustión, parecía como si los únicos productos capaces de arder hubieran de proceder de la materia viviente. En los albores de la química como ciencia se advirtió, además, que si bien la materia procedente de organismos vivos podía degradarse en materia mineral por combustión u otros procesos químicos, no era posible de ninguna manera llevar a cabo en el laboratorio el proceso inverso. Argumentos de este estilo llevaron a Berzelius, a comienzos del siglo XIX, a sugerir la existencia de dos tipos de materia en la naturaleza, la *materia orgánica* o materia propia de los seres vivos, y la *materia inorgánica*. Para justificar las diferencias entre ambas, se admitió que la materia orgánica poseía una composición especial y que su formación era debida a la intervención de una influencia singular o "fuerza vital" exclusiva de los seres vivos y cuya manipulación no era posible en el laboratorio. La crisis de este planteamiento, denominado vitalismo, llevó consigo el rápido desarrollo de la química de la materia orgánica en los laboratorios, al margen de esa supuesta "fuerza vital".

En la actualidad, superada ya la vieja clasificación de Berzelius, se denomina *química orgánica* a la química de los derivados del carbono e incluye el estudio de los compuestos en los que dicho elemento constituye una parte esencial, aunque muchos de ellos no tengan relación alguna con la materia viviente.

El átomo de carbono constituye el elemento esencial de toda la química orgánica, y dado que las propiedades químicas de elementos y compuestos son consecuencia de las características electrónicas de sus átomos y de sus moléculas, es necesario considerar la configuración electrónica del átomo de carbono para poder comprender su singular comportamiento químico.

Se trata del elemento de número atómico Z = 6. Por tal motivo su configuración electrónica en el estado fundamental o no excitado es $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$. La existencia de cuatro electrones en la última capa sugiere la posibilidad bien de ganar otros cuatro convirtiéndose en el ion C^{4-} cuya configuración electrónica coincide con la del gas noble Neon, o bien de perderlos, pasando a ion C^{4+} de configuración electrónica idéntica a la del Helio. En realidad una pérdida o ganancia de un número tan elevado de electrones indica una dosis de energía elevada, y el átomo de carbono opta por compartir sus cuatro electrones externos con otros átomos mediante enlaces covalentes. Esa cuádruple posibilidad de enlace que presenta el átomo de carbono, se denomina tetravalencia.

El carbono presenta la característica de poder formar enlaces con otro átomo de carbono, formando así largas cadenas o anillos. Así mismo puede formar fuertes ligaduras con otros elementos no metálicos, como hidrógeno, nitrógeno, azufre, oxígeno, etc. Por esta razón existen en la naturaleza un número extraordinariamente grande de compuestos orgánicos. Como sabemos, entre carbonos se pueden dar enlaces sencillos, dobles o triples; en general, los enlaces dobles son mas fuertes que los sencillos, y los triples son mas fuertes que los dobles, la creciente fuerza de los enlaces al incrementarse el orden del enlace, se da acompañada de un acortamiento del enlace, así pues, la longitud de los enlaces carbono-carbono disminuye según el orden

$$C\text{-}C > C{=}C > C{\equiv}C$$

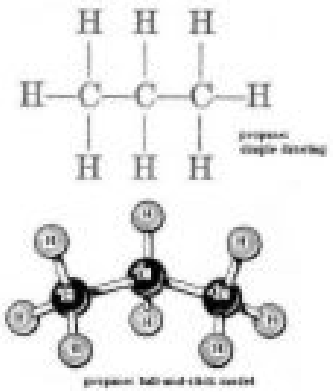
Con base en mediciones calorimétricas, sabemos que la reacción de una sustancia orgánica simple, por ejemplo, el metano (CH_4), con oxigeno, es muy exotérmica, de hecho, la combustión del metano (gas natural) mantiene a una temperatura agradable durante el invierno, a muchos de nuestros hogares. Aunque las reacciones de casi todos los compuestos orgánicos con oxigeno, son exotérmicas, un gran numero de estos son estables por tiempo indefinido a temperatura ambiente y en presencia de aire, porque la energía de activación necesaria para que se inicie la combustión es grande. En virtud de su fortaleza y de su carencia de polaridad, los enlaces sencillos entre carbonos son relativamente poco reactivos, los enlaces carbono-hidrogeno son también poco reactivos debido a que es prácticamente no polar porque la electronegatividad del carbono y la del hidrogeno son parecidas

Anteriormente la clasificación de compuestos orgánicos o inorgánicos estaba basada en si estos eran producidos o no por los seres vivos. Se consideraba que los compuestos orgánicos poseían a lo que se le denomino “fuerza vital” y solo podían ser producidos por los seres vivos. En 1828 el químico alemán Federico Wohler preparó una sal inorgánica (clorato de amonio) y al calentarla se dio cuenta que se formaban cristales blancos de urea, sustancia que hasta entonces solo se encontraba en la orina (compuesto orgánico), con este hecho se tuvo la evidencia de que también se podía, a partir de un compuesto inorgánico producir una sustancia orgánica, con lo que se descarto la teoría de que los compuestos orgánicos tenían una fuerza vital que solo podía ser producida por la naturaleza.

A partir de ese momento, se inicio la producción de compuestos orgánicos en laboratorio, por lo que la química orgánica desempeña un papel de suma importancia para poder comprender a los seres vivos, así mismo, las fibras sintéticas, los plásticos, los endulzantes artificiales, y los medicamentos son productos de la química orgánica industrial; por otra parte la energía que utiliza el hombre para su desarrollo, esta sustentada en la combustión de material orgánico cuyo origen es carbono y petróleo.

Cual es la característica tan especial que presenta el átomo de carbono que da origen a la gran cantidad de diversidad de compuestos que conforma y a la ves permite que estos desempeñen funciones especiales en la biología y la industria, para esto debemos de considerar los rasgos generales de las moléculas orgánicas, por ejemplo, su estructura tridimensional desempeña un papel fundamental en la determinación del

comportamiento físico y químico de las moléculas; como ya se comento anteriormente, debido a que el carbono presenta cuatro electrones de valencia, forma cuatro enlaces en prácticamente todos los compuestos. Si los cuatro enlaces son sencillos presentan una disposición tetraédrica, cuando existe un doble enlace, la disposición es lineal.



Casi todas las moléculas tienen enlaces carbono-hidrogeno (C-H) debido a que la capa de valencia del hidrogeno solo puede alojar dos electrones, el hidrogeno forma un solo enlace covalente, por consiguiente, los átomos de hidrogeno siempre estarán en la superficie de las moléculas orgánicas, por ejemplo en la molécula de propano

Los enlaces carbono-carbono (C-C) forman la columna vertebral o esqueleto de la molécula, en tanto que los átomos de hidrogeno se hallan en la superficie de la molécula

A pesar de su aparición tardía en la historia de la química, la química de los compuestos del carbono es en la actualidad la rama de las ciencias químicas que crece con mayor rapidez. La variedad de productos derivados del carbono puede resultar prácticamente ilimitada debido a las propiedades singulares de dicho átomo y, por tanto, constituye una fuente potencial de nuevos materiales con propiedades especiales, de medicamentos y productos sanitarios, de colorantes, de combustibles, etc. La materia viviente es, en parte, materia constituida por derivados del carbono. Las transformaciones que sufren los seres vivos, y que observamos a simple vista, se corresponden, desde un punto de vista submicroscópico o molecular, con cambios o reacciones químicas de las sustancias biológicas. Azúcares, grasas, proteínas, hormonas, ácidos nucleicos, son algunos ejemplos de sustancias, todas ellas compuestos del carbono, de cuya síntesis y degradación en el interior de los organismos vivos se ocupa la bioquímica.

El mundo de los medicamentos ha constituido en el pasado y constituye en la actualidad una parte importante de la investigación y el desarrollo de productos derivados del carbono, su importancia en orden a mejorar la esperanza de vida de los seres humanos y sus condiciones sanitarias hace de esta área del conocimiento científico una herramienta imprescindible para la medicina. Pero, ¿por qué los medicamentos son, por lo general, compuestos orgánicos? ¿Cuál es el origen de este hecho? Los fármacos actúan en el organismo a nivel molecular y es precisamente el acoplamiento entre la molécula del fármaco y el receptor biológico, es decir, el sitio de la célula o del microorganismo sobre el cual aquél actúa, el último responsable de su acción curativa. Pero para que ese acoplamiento sea posible ambos agentes, fármaco y receptor, tienen que presentar una cierta complementariedad tal y como sucede con una cerradura y su correspondiente llave, los receptores biológicos suelen ser moléculas de gran tamaño y por este motivo son las cadenas carbonadas de los compuestos orgánicos las que pueden poseer una estructura geométrica que mejor se adapte a la porción clave del receptor; tal hecho, junto con la presencia de grupos funcionales con acciones químicas definidas, son responsables de la abundancia de sustancias orgánicas entre los productos farmacéuticos.

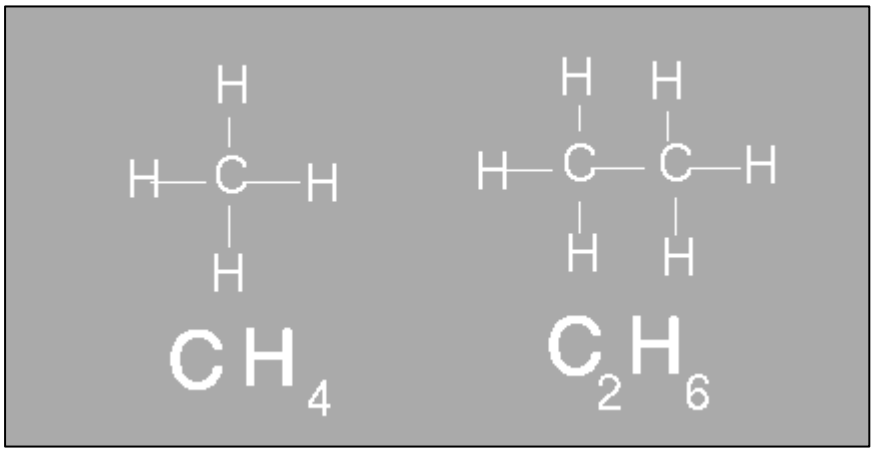
Los polímeros orgánicos son compuestos formados por la unión de dos o más unidades moleculares carbonadas idénticas que reciben el nombre de *monómeros*. La unión de dos monómeros da lugar a un *dímero*, la de tres a un *trímero*, etc. Los polímeros pueden llegar a contener cientos o incluso miles de monómeros, constituyendo moléculas gigantes o *macromoléculas*. Existen en la naturaleza diferentes sustancias que desde un punto de vista molecular son polímeros, tales como el caucho o las proteínas; pero en el terreno de las aplicaciones los más importantes son los polímeros artificiales. Su síntesis en los laboratorios de química orgánica ha dado lugar a la producción de diferentes generaciones de nuevos materiales que conocemos bajo el nombre genérico de *plásticos*. La sustitución de átomos de hidrógeno de su cadena hidrocarbonada por otros átomos o grupos atómicos ha diversificado las propiedades de los plásticos; la investigación en el terreno de los polímeros artificiales ha dado como resultado su amplia implantación en nuestra sociedad, sustituyendo a materiales tradicionales en una amplia gama que va desde las fibras textiles a los sólidos resistentes.

En la mayor parte de las sustancias orgánicas los enlaces mas comunes son los de carbono-carbono y carbono-hidrogeno, los cuales son poco polares, por esta razón, la polaridad global de las moléculas orgánicas suele ser poca. Por lo general las sustancias orgánicas son solubles en disolventes no polares y no muy solubles en agua. Las moléculas solubles en disolventes polares como el agua son las que tienen grupos polares en la superficie de la molécula, como por ejemplo, la glucosa o el acido ascórbico, mas conocido como vitamina C

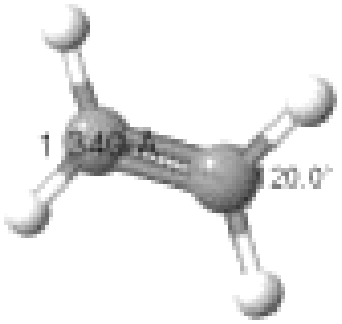
Nomenclatura de hidrocarburos

Los hidrocarburos son los derivados del carbono más sencillos, se producen por la unión únicamente de átomos de carbono con átomos de hidrógeno y de átomos de carbono entre sí, formando cadenas que pueden ser abiertas o cerradas y cuyos eslabones pueden estar unidos por enlaces simples o por enlaces múltiples. Aquellos hidrocarburos que presentan únicamente enlaces simples reciben el nombre de hidrocarburos saturados (alcanos).

El representante más sencillo de los hidrocarburos saturados es el metano (CH_4); no obstante, el etano (C_2H_6) da una mejor idea de las características de este tipo de hidrocarburos. La molécula de etano está compuesta por dos átomos de carbono y seis átomos de hidrógeno que se unen entre sí mediante enlaces covalentes sencillos. Desde un punto de vista puramente geométrico se puede representar la molécula de etano mediante dos tetraedros contiguos y opuestos por uno de sus vértices, en donde los dos átomos de carbono ocupan los centros de los respectivos tetraedros, y los de hidrógeno los vértices libres. Todos los enlaces C—H tienen la misma longitud igual a 1,06 Å, mientras que el enlace C—C, de características electrónicas diferentes, presenta un valor superior e igual a 1,54 Å. El resto de los compuestos de esta serie de hidrocarburos de cadena abierta puede obtenerse intercalando en el etano sucesivamente grupos — CH_2 —.



Las cadenas de los hidrocarburos saturados pueden también cerrarse formando estructuras cíclicas. El ciclohexano es un ejemplo. Los enlaces C—C forman una estructura hexagonal, no plana. Pueden presentarse dos posibles disposiciones geométricas de sus átomos en el espacio respetando la geometría tetraédrica de los enlaces del carbono: una en forma de silla y otra en forma de barco. En cada uno de los vértices, los enlaces correspondientes se dirigen hacia los vértices de un tetraedro imaginario, es decir, formando ángulos de 109° aproximadamente. Si la estructura molecular fuera plana como en un hexágono, los ángulos entre carbonos serían iguales a 120°, lo que no es compatible con la geometría tetraédrica de los enlaces del carbono en los hidrocarburos saturados. Dicha geometría explica entonces la conformación de la molécula.



Los hidrocarburos no saturados se caracterizan, desde el punto de vista de su estructura molecular, por la presencia de enlaces dobles (alquenos) o triples (alquinos). La molécula de eteno también denominado etileno está formada por dos átomos de carbono unidos por un enlace doble; mediante sus otros dos enlaces restantes cada átomo de carbono se une a otros tantos átomos de hidrógeno. La existencia de un doble enlace modifica considerablemente la geometría de la molécula de eteno respecto de la de etano, ahora los ángulos H-C-H son iguales a 120° como corresponde a una estructura plana. Además la longitud de enlace C — C se acorta pasando de los 1,54 Å en el etano a 1,34 Å en el eteno, indicando con ello que la unión es más fuerte. A diferencia de lo que sucede con un enlace sencillo, un enlace múltiple impide la rotación de la molécula en torno a él y le confiere, por tanto, una cierta rigidez.

Existen tres fuentes principales de las cuales el ser humano obtiene hidrocarburos: el gas natural, los yacimientos de carbón y el petróleo. El gas natural es una mezcla de hidrocarburos volátiles (compuestos químicos de bajo peso molecular), este compuesto se formo debido a la descomposición de material orgánico (vegetal y animal) que quedo atrapado hace millones de años bajo tierra. El gas natural esta formado por metano (80%), etano (12%), propano (3%) y butano (1%), y de esta mezcla de gases, por un proceso de separación se obtiene gas butano el cual es usado como gas doméstico.

El carbón mineral es otra fuente para obtener hidrocarburos, por medio de un proceso de trituración de carbón se somete a una presión muy alta (700 atmósferas) hasta convertirlo en un aceite pesado, después por medio de calentamiento (500° C) con adición de catalizadores y la hidrogenación de la mezcla, se llega obtener mezclas de alcanos líquidos, conociendo a este proceso como el método de Bergius. El petróleo tiene su origen también en la descomposición de material orgánico (vegetal y animal) que quedo atrapado en el subsuelo hace millones de años, al extraerlo del subsuelo, el petróleo natural o crudo no tiene utilidad comercial, por lo que se requiere someterlo a un proceso de refinación, con el fin de poder obtener una variedad de sustancias útiles para la industria química.

Este proceso consiste en un calentamiento progresivo y así los hidrocarburos inician su evaporación, ascendiendo por una columna que presenta varias salidas a diferente altura; esta columna separa las distintas fracciones del petróleo, los más volátiles o ligeros están formados por compuestos gaseosos y líquidos (gasolinas) saliendo de la columna por la parte superior. Las fracciones de mas peso (aceites y ceras) ubicados en la parte de abajo de la columna salen por la otra salida ubicada para tal efecto. A este proceso se le conoce como destilación primaria (primer paso de la destilación del petróleo). La refinación de hidrocarburos se da por una serie de destilaciones y condensaciones de los diferentes compuestos del petróleo, los cuales pasan por varias columnas hasta que se logra obtener la separación y purificación total.

Fracciones de petróleo

Fracción	Número de Carbonos	Intervalo de Ebullición ° c	Aplicaciones
Gas	1-5	165° a 30°	Combustibles gaseosos (metano propano, butano) Obtención de negro de humo, hidrógeno y gasolina
Éter de petróleo	5-7	30° a 90°	Disolventes, lavado en seco
Ligroina y naftas ligeras	5-7	90° a 110°	Disolventes, pinturas y esmaltes sintéticos
Gasolina	5-12	30° a 200°	Combustibles para motores
Queroseno	12-16	175° a 275°	Combustibles para calentones
Aceite volátil Aceite combustible Aceites pesados aceites diesel	15-18	275° a 400°	Combustibles para hornos calentones y para motores diesel
Aceites lubricanes Vaselinas	mas de 16 (la mejor es de 26 a 30)	350° o mas	Lubricación
Ceras de parafina	mas de 20	fusión de52° a 57°	Velas, cerillos impermeabilizantes
Ceras de parafina	18 a 32	27° a 69°	
Petrolatum	34 a 43	71° a 84°	
Betum, alquitrán Asfaltos		residuos	Asfaltos artificiales recubrimientos adhesivos
Coque de petróleo		residuos de destilar a sequedad	Electrodos de carbón

El carbono puede formar muchos compuestos diferentes debido a su propiedad para formar ligaduras o enlaces muy fuertes consigo mismo, o con otros elementos diferentes. Un átomo de carbono presenta electrones no apareados o nones, capaces de formar cuatro enlaces covalentes (tetravalente), como pertenece a la cuarta familia en la tabla periódica tiene por lo tanto cuatro electrones en su configuración electrónica externa, según el modelo de Lewis lo podemos representar así:

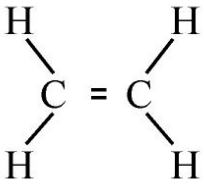
Por lo tanto un átomo de carbono es capaz de unirse a un máximo de cuatro átomos. Uno de los materiales mas puros y resistentes que se conoce actualmente es el diamante, el cual es una forma de carbono puro en la que cada átomo de carbono se encuentra unido a otros cuatro átomos de carbono.

El metano (CH_4) es uno de los compuestos mas conocidos del carbono, y como ya se comento anteriormente es el principal componente del gas natural. Su molécula está formada de un átomo de carbono con cuatro átomos de hidrógeno enlazados en forma tetraédrica.

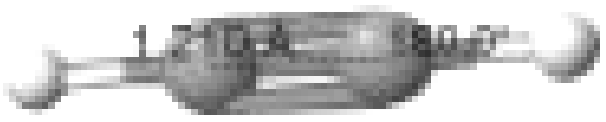
Así mismo el carbono es capaz de enlazarse a menos de cuatro átomos, formando uno o más enlaces múltiples. En un enlace múltiple se están compartiendo más de un par de electrones, por ejemplo un enlace doble esta compartiendo dos pares de electrones, como en el compuesto conocido como dióxido de carbono.

Y en un enlace triple, se estarán compartiendo tres pares de electrones, como en el compuesto conocido como monóxido de carbono:

Así mismo se pueden observar enlaces múltiples en moléculas orgánicas, como en el compuesto llamado etileno ($C_2 H_4$) el cual presenta un enlace doble.



En este compuesto (etileno) el carbono esta enlazado a tres átomos, uno de carbono y dos de hidrógeno. Existen también moléculas con enlaces triples, como el compuesto acetileno ($C_2 H_2$). En el acetileno cada carbono esta enlazado solo a dos átomos, uno de hidrógeno y otro de carbono.

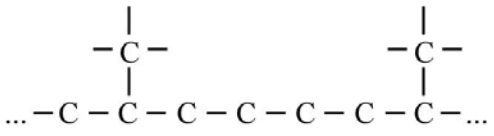


La teoría estructural de los compuestos de carbono se basa en considerar al átomo tetraédrico, por lo que pueden unirse formando largas cadenas, intercambiando 1,2 y 3 valencias.

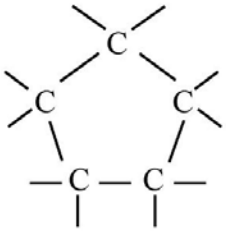
1	2	3
C - C	C = C	C ≡ C

Al unirse entre ellos, los átomos de carbono forman un esqueleto o cadena, y estas pueden ser abiertas o cerradas, lineales o arborescentes.

....-C-C-C-C-C-C-.... ← **Cadena lineal abierta (aciclicos)**



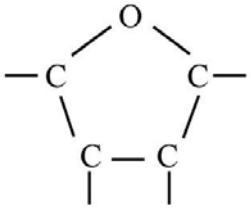
← Cadena arborescente abierta



← Cadena cerrada (homo cíclicos)

Además estas cadenas ya sea abiertas o cerradas pueden estar unidas a otros elementos como, oxígeno, nitrógeno, entre otros.

...-C-C-C-N-C-C... ← **Cadena abierta con nitrógeno**



← Cadena cerrada con Oxigeno

Actividad:

1. Menciona las formas elementales de carbono en el planeta

2. ¿Qué son los materiales conocidos como fulerenos?

3. ¿Qué es el negro de humo?

4. ¿Cómo se produce el carbón vegetal?

5. ¿Cuál es el uso que se le da al llamado carbón activado?

6. ¿Cuál es la causa que el monóxido de carbono sea toxico para el ser humano?

7. Menciona tres ejemplos en los cuales usamos el monóxido de carbono en procesos industriales

8. Menciona tres ejemplos de carbonatos minerales

9. ¿de que manera se fabrica el material usado en la construcción denominado cal?

10. Menciona tres tipos de carburos

11. ¿Cuál es la razón de la gran diversidad de compuestos orgánicos?

12. ¿Qué es la tetravalencia del carbono?

13. ¿Cuáles son los tipos de enlaces que pueden formarse entre carbonos?

14. ¿Por qué el átomo de hidrogeno solo puede formar un solo enlace covalente?

15. ¿Qué es un monómero?

16. ¿Qué es un hidrocarburo saturado?

17. ¿Cuáles son los tres grupos o familias de hidrocarburos?

18. ¿Cuál es el hidrocarburo más sencillo?

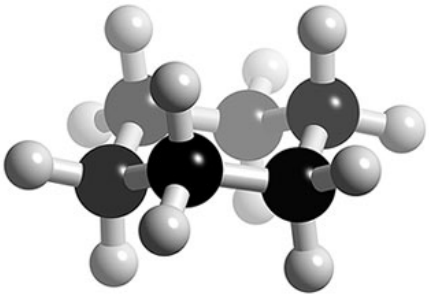
19. ¿Cuál es la característica principal de los hidrocarburos no saturados?

20. ¿Cómo se llama el grupo de los hidrocarburos que presenta enlaces triples?

21. ¿Cuál es la formula molecular del metano?

Nomenclatura de compuestos orgánicos

El átomo de carbono, debido a su configuración electrónica, presenta una importante capacidad de combinación. Los átomos de carbono pueden unirse entre sí formando estructuras complejas y enlazarse a átomos o grupos de átomos que confieren a las moléculas resultantes propiedades específicas, la gran diversidad en los compuestos del carbono hace de su estudio químico una importante área del conocimiento puro y aplicado de la ciencia actual.



Los hidrocarburos son los derivados del carbono más sencillos, resultan de la unión únicamente de átomos de carbono con átomos de hidrógeno y de átomos de carbono entre sí formando cadenas que pueden ser abiertas o cerradas y cuyos eslabones pueden estar unidos por enlaces sencillos, dobles o triples. Aquellos hidrocarburos que presentan únicamente enlaces sencillos reciben el nombre de hidrocarburos saturados, y a estos pertenecen el grupo denominado alcanos.

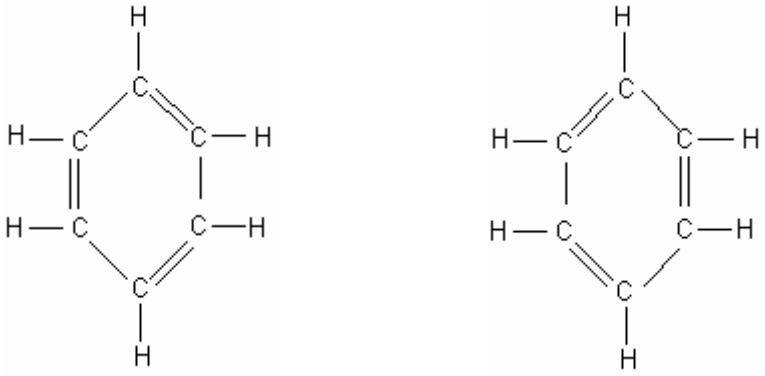
Las cadenas de los hidrocarburos saturados pueden también cerrarse formando estructuras cíclicas. El ciclohexano es un ejemplo. Los enlaces C—C forman una estructura hexagonal, no plana.

Los llamados hidrocarburos no saturados se caracterizan, desde el punto de vista de su estructura molecular, por la presencia de enlaces dobles, a los cuales pertenece el grupo denominado alquenos, o bien enlaces triples siendo este grupo el llamado de los alquinos. La molécula del compuesto llamado eteno (etileno) está formada por dos átomos de carbono unidos por un enlace doble; mediante sus otros dos enlaces restantes cada átomo de carbono se une a otros tantos átomos de hidrógeno

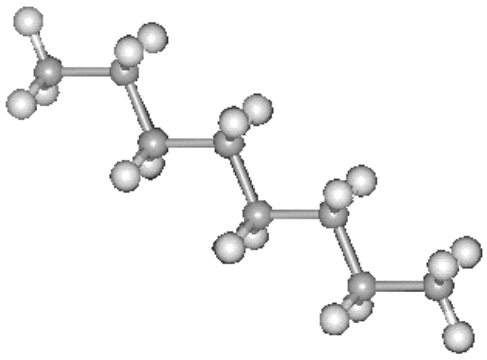
$$H—C \equiv C—H$$

A la vista de la forma en la que los enlaces se representan en las fórmulas químicas puede pensarse que los diferentes enlaces de una unión múltiple entre dos átomos de carbono son equivalentes. Sin embargo, tanto la observación experimental como los resultados de la teoría del enlace químico indican que ello no es así; los dos enlaces de una unión doble no tienen la misma fuerza, uno se asemeja al de la unión simple carbono-carbono y recibe el nombre de *enlace* σ; el otro es más frágil y se denomina *enlace* π. Esta situación puede explicarse de forma cualitativa recurriendo a la imagen de las nubes activas; a diferencia de lo que sucede en el etano, en el eteno pueden distinguirse para cada átomo de carbono dos tipos de nubes activas, una con tres lóbulos principales se encuentra en el plano de la molécula, la otra con dos se ubica en un plano perpendicular. El solapamiento frontal de las primeras da lugar a enlaces σ con los átomos de H y entre los átomos de C; el solapamiento lateral de las segundas produce el enlace π más débil. Una situación de enlace peculiar es la que presenta el benceno, un hidrocarburo cíclico y no saturado de singular importancia en la química orgánica.

Aunque como el ciclohexano el benceno posee un esqueleto de átomos de carbono formado por seis unidades, presenta una diferencia importante, la presencia de dobles enlaces, tantos como le permite la tetravalencia del carbono. De acuerdo con ella, cualquiera de las siguientes estructuras, por ejemplo, se ajustaría correctamente a su fórmula molecular C_6H_6:



Los hidrocarburos presentan propiedades físicas y químicas que se derivan de su estructura. Por lo que, los hidrocarburos saturados, debido a la ausencia de dobles enlaces, se caracterizan por su escasa reactividad. En condiciones ambientales los cuatro primeros miembros de la serie son gases incoloros, pero a medida que aumenta el número de grupos CH_2 adicionales, los hidrocarburos aumentan su punto de fusión, lo que les hace ser líquidos y sólidos en esas mismas condiciones. La gasolina, por ejemplo, contiene, entre otros componentes, una mezcla de hidrocarburos líquidos, y la parafina (de los vocablos latinos *parum*, que significa: poca, y, *affinis*, que significa afinidad, es decir, poca capacidad de reacción química) es, en esencia, una mezcla de hidrocarburos sólidos a temperatura ambiente.



Sin embargo, junto con los enlaces C — C y C —H de los hidrocarburos saturados, que se caracterizan por su estabilidad, otros diferentes grupos atómicos pueden estar presentes en las cadenas hidrocarbonadas, dando lugar a distintos tipos de moléculas orgánicas. Estos grupos atómicos que incrementan y modifican, de acuerdo con su composición, la capacidad de reacción de los hidrocarburos se denominan grupos funcionales. En ellos figuran elementos tales como el oxígeno, el nitrógeno o el azufre, que hacen de los grupos funcionales auténticos centros reactivos de la molécula.

Para nombrar a los compuestos orgánicos se siguen reglas dictadas por la Unión Internacional de Química Pura Aplicada (IUPAC por sus siglas en inglés), para los hidrocarburos se utilizan los prefijos numéricos de acuerdo a la cantidad de átomos de carbono que forman la molécula.

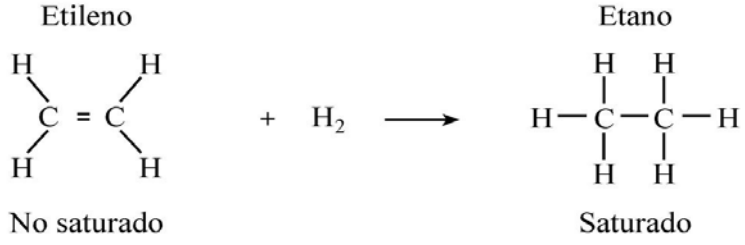
Prefijos numéricos de compuestos orgánicos

Prefijo	Numero de Carbonos
Met	1
Et	2
Prop	3
But	4
Pent	5
Hex	6
Oct	7
Non	8
Dec	9
Undec	10
Tridec	11
Nonadec	13
Eicos	19
Uneicos	20
Triacont	21
Tetracont	30
Undec	40

Ya que como los compuestos de carbono son tan numerosos, se han clasificado en familias que presentan semejanzas en su estructura. La clase más sencilla de los compuestos orgánicos son los hidrocarburos ya que están compuestos solo de carbono e hidrógeno. Su característica principal es que presentan enlaces carbono-carbono, y como ya conocemos esto les da capacidad de formar largas cadenas unidas por enlaces sencillos, dobles o triples.

Cuando los enlaces entre carbonos son sencillos se dice que el compuesto esta saturado, porque cada carbono se encuentra enlazado a cuatro hidrógenos (número máximo).

Los hidrocarburos que presentan enlaces múltiples entre carbonos se llaman no saturados, porque los átomos de carbono que están participando en un enlace múltiple pueden unirse a uno o más átomos adicionales.



Los hidrocarburos se dividen en cuatro tipos generales de acuerdo con el tipo de enlaces de carbono-carbono de sus moléculas, los cuales son: alcanos (enlaces sencillos), alquenos (enlaces dobles), alquinos (enlaces triples), hidrocarburos aromáticos. En estos compuestos, al igual que en otros compuestos orgánicos cada átomo de carbono tiene invariablemente cuatro enlaces, que pueden ser de la siguiente forma: cuatro sencillos, dos sencillos, y uno doble, uno sencillo y uno triple.

Alcanos

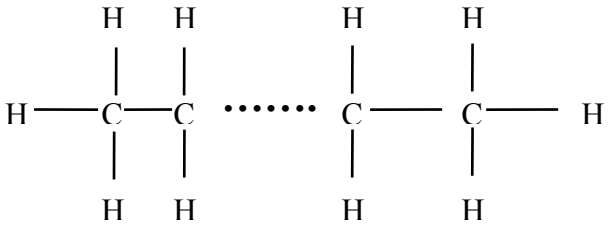
Se ha mencionado que la base de la química orgánica es la teoría estructural, por lo tanto diferenciamos todos los compuestos orgánicos en familias esto a partir de sus estructuras. Una vez hecho esto, descubriremos que, al mismo tiempo, hemos clasificado las sustancias de acuerdo con sus propiedades físicas y químicas, de modo que una serie específica de propiedades es característica de un tipo estructural en particular.

Dentro de una familia existen diferencias en sus propiedades y características, todos sus miembros pueden reaccionar con un reactivo específico, pero algunos pueden hacerlo con mayor facilidad que otros. Pueden existir diferencias en un mismo compuesto, pudiendo ser una parte de su molécula más reactiva que otra; dichas variaciones de propiedades corresponden a variaciones en las estructuras.

A medida que estudiemos las diversas familias de compuestos orgánicos, fijaremos primero nuestra atención en su estructura y en las propiedades que las caracterizan; a continuación, veremos cómo varían dentro de la serie: no memorizaremos estos hechos simplemente, sino que trataremos de comprender, hasta donde sea posible, las propiedades en función de la estructura y las variaciones de las propiedades en función de las variantes de estructura.

Los alcanos son hidrocarburos, es decir que tienen sólo átomos de carbono e hidrogeno, la fórmula general para los alcanos alifáticos, es decir aquellos de cadena lineal, es $C_n H_{2n+2}$, y para cicloalcanos, es decir los de cadena cerrada; es $C_n H_{2n}$. La familia o grupo de los alcanos, recibe también el nombre de hidrocarburos saturados.

Los alcanos son moléculas orgánicas formadas únicamente por átomos de carbono e hridrogeno, sin la presencia de grupos funcionales como por ejemplo: el carbonilo, carboxilo, amida, etc. Esto hace que su reactividad sea muy reducida en comparación con otros compuestos orgánicos, y es la causa de su nombre genérico: parafinas (del latín, poca afinidad). La relación carbono hidrogeno es de C_nH_{2n+2} siendo "n" la cantidad de átomos de carbono presentes en la molécula; cabe hacer mención que esta relación sólo se cumple en alcanos lineales o ramificados y no asi en los cíclicos, por ejemplo, el compuesto ciclobutano, donde la relación es C_nH_{2n}. Todos los enlaces dentro de las moléculas de alcano son de tipo sencillo, es decir, covalentes por encontrarse compartiendo un par de electrones, por lo cual la estructura de un alcano sería de la forma, donde cada línea representa un enlace covalente.



El alcano más sencillo es el metano, el cual presenta solo un átomo de carbono. Otros alcanos conocidos son el etano, propano y el butano con dos, tres y cuatro átomos de carbono respectivamente. A partir de cinco carbonos, los nombres se derivan de prefijos griegos: pentano, hexano, heptano...

Los alcanos se obtienen en su gran mayoría del petróleo, ya sea de manera directa o por medio de procesos denominados cracking o pirolisis (proceso de descomposición química de materia orgánica causada por el calentamiento en ausencia de oxigeno u otros reactivos, excepto el, vapor de agua), esto es, rotura de térmica de moléculas mayores. Son los productos base para la obtención de otros compuestos orgánicos.

Los alcanos se presentan en estado gaseoso, líquido o sólido según el tamaño de la cadena de carbonos. Hasta 4 o 5 carbonos son gases (metano, etano, propano, butano y pentano), de seis a 12 son líquidos y de 12 y superiores se presentan como sólidos aceitosos (parafinas). Todos los alcanos son combustibles, al ser una forma reducida del carbono, y liberan grandes cantidades de energía durante la combustión.

En cuanto a reactividad, los alcanos sufren las siguientes reacciones básicas:

- Ruptura homolítica: Ruptura de un enlace químico partir de una molécula neutra en la que cada átomo del enlace retiene un electrón del par que formaba la unión, por lo que obtenemos dos radicales que pueden reaccionar con otras especies o entre ellos volviendo a la molécula original.

$$H_3C{=}CH_3 + \text{energía} \longrightarrow H_3C\text{-} + \text{-}CH_3$$

- Halogenación de radicales: Introducción de uno o más átomos de halógenos (flúor, cloro, bromo y yodo) por sustitución de un átomo de hidrógeno por medio de un proceso radicalario, iniciado por fotones o bien de manera térmica. La energía liberada desciende desde el flúor (explosiva) hasta el yodo (endotérmica).
- Combustión: Proceso de oxidación de los alcanos, desprendiendo una gran cantidad de energía y obteniéndose agua y dióxido de carbono. Para una molécula de "n" carbonos hacen falta (3n+1)/2 moléculas de oxigeno (O_2).

Como ya se menciono con anterioridad los prefijos de numeración griega se utilizan a partir cinco átomos de carbono: pent-, hex-, hept-, oct-, non-, dec-, etc. De las cadenas de parafinas (alcanos) sintetizadas pueden contarse las cadenas lineales de átomos de carbono en 100 unidades. Uno de los enlaces más simples es el Metano.

Los alcanos son sintetizados por simple adición de grupos alquilo halogenados en una reacción química, por ejemplo:

$$2CH_3Br + 2Na \rightarrow CH_3\text{-}CH_3 + 2NaBr$$

Los alcanos son importantes sustancias puras de la industria química y también los combustibles más importantes de la economía mundial. Los primeros materiales de su procesado siempre son el gas natural y el petróleo crudo, este último es separado en una refinería petrolera, por un proceso de destilación fraccionada y procesado en muchos productos diferentes, por ejemplo, la gasolina. Las diferentes fracciones de petróleo crudo poseen diferentes temperaturas de ebullición y pueden ser separadas fácilmente: en las fracciones individuales los puntos de ebullición son muy parecidos.

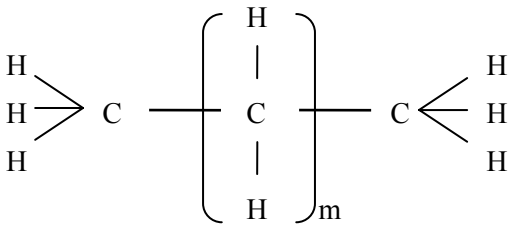
Todos los alcanos son compuestos hidrocarburos que solamente presentan enlaces sencillos, son también llamados parafinas (del latín *parum afinis*, poca afinidad). Debido a que todos los enlaces de los carbonos que forman cadena están llenos por hidrógenos se clasifican como compuestos saturados.

Serie de los alcanos

Fórmula Molecular	Fórmula estructural condensada	Nombre
$C H_4$	CH_4	Metano
$C_2 H_6$	CH_3CH_3	Etano
$C_3 H_8$	$CH_3CH_2CH_3$	Propano
$C_4 H_{10}$	$CH_3CH_2CH_2CH_3$	n-Butano
$C_5 H_{12}$	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3$	n-Pentano
$C_6 H_{14}$	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$	n-Hexano
$C_7 H_{16}$	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$	n-Heptano
$C_8 H_{18}$	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$	n-Octano
$C_9 H_{20}$	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH\ CH_2CH_2CH_3$	n-Nonano
$C_{10} H_{22}$	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$	n-Decano

El uso de los alcanos es muy variado, el metano es un compuesto muy importante del gas natural y se usa en calefacción doméstica, estufas de gas y calentadores de agua. El propano es el componente principal del gas envasado que se utiliza en lugares donde no se dispone de gas natural. El butano se usa en los encendedores desechables así como en latas de combustible para estufas y linternas de acampar. La gasolina contiene alcanos de 5 a 12 átomos de carbono por molécula. Los miembros de esta familia están representados por la fórmula general $C_n H_{2n+2}$.

Los alcanos en los cuáles los átomos de carbono forman cadenas largas o esqueletos de gran tamaño, se les llama hidrocarburos normales de cadena recta o no ramificados, estas cadenas no son rectas, sino que están en forma de zig-zag ya que el ángulo tetraédrico C-C-C es de 109.5°, los alcanos normales se representan por la estructura.



En donde *m* es un entero; cada miembro se obtiene del precedente insertando un grupo metileno (CH_2), las fórmulas estructurales se pueden presentar en forma condensada, omitiendo algunos enlaces C-H. Por ejemplo la fórmula para el alcano que se indica arriba se condensa de la siguiente manera.

$$CH_3 - (CH_2)_m - CH_3$$

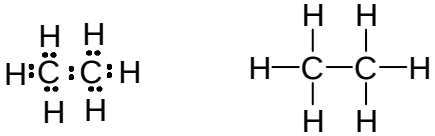
El alcano mas sencillo es el metano, su formula química es CH_4. En este compuesto, cada uno de los cuatro átomos de hidrogeno se encuentra unido al átomo de carbono por medio de un enlace covalente, el metano es un compuesto no polar que se presenta en forma de gas a temperaturas y presiones ordinarias, en su fase liquida es incoloro y apenas soluble en agua. En la naturaleza se produce como producto final de la putrefacción anaeróbica de las plantas, este proceso natural se puede aprovechar para producir el denominado biogás. El metano puede constituir hasta el 97% del gas natural. En las minas de carbón se le denomina grisú y es muy peligroso por su facilidad para provocar explosiones.

Los orígenes principales de metano son:

- Descomposición de los residuos orgánicos
- Fuentes naturales por ejemplo los pantanos
- Extracción de combustibles fósiles, el metano tradicionalmente se quemaba y emitía directamente. Hoy día se intenta almacenar en lo posible para reaprovecharlo formando el llamado gas natural.
- Los procesos en la digestión y defecación de animales.
- Las bacterias en plantaciones de arroz
- Combustión anaeróbica de la biomasa

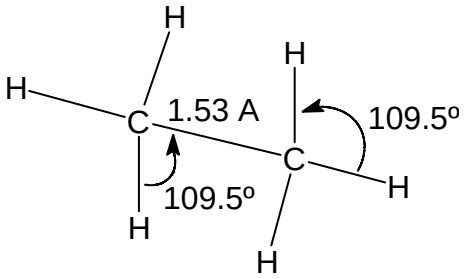
El 60% de las emisiones de metano en todo el mundo es de origen antropogénico, provienen principalmente de actividades agrícolas y otras actividades humanas. La concentración de este gas se ha incrementado de 0.8 a 1.7 ppm en los últimos 200 años.

El alcano que sigue en tamaño al metano es el etano, (C_2H_6). Si conectamos los átomos de esta molécula por enlaces covalentes, siguiendo la regla de un enlace (un par de electrones) por cada hidrógeno y cuatro por cada carbono (4 pares de electrones), llegamos a la estructura siguiente, donde cada carbono esta unido a tres hidrógenos y al otro carbono

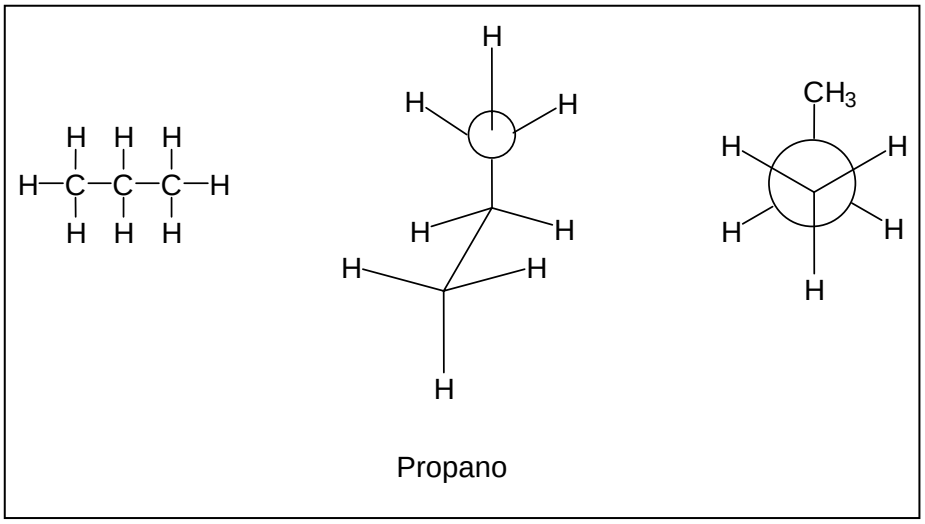


Etano

Debido a que cada átomo de carbono se encuentra unido a otros cuatro átomos, sus orbitales de enlace (orbitales sp^3) se dirigen hacia los vértices de un tetraedro. Como en el caso del metano, los enlaces carbono-hidrógeno resultan del solapamiento de estos orbitales sp^3 con los orbitales "s" de los hidrógenos. La unión carbono-carbono surge del solapamiento de dos orbitales sp^3. Los enlaces carbono-hidrógeno tienen la misma distribución electrónica general, que es cilíndricamente simétrica en torno a la línea de unión de los núcleos atómicos debido a la similitud de sus formas, estos enlaces reciben el mismo nombre: enlaces *σ (enlaces sigma).*

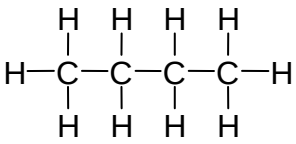


El miembro siguiente de la serie de los alcanos es el propano, cuya formula es: C_3H_8. Siguiendo una vez más la regla de un enlace por hidrógeno y cuatro por carbono, llegamos a la estructura siguiente:

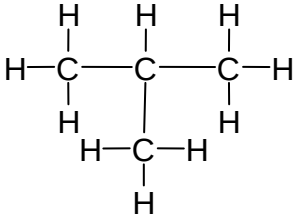


Aquí, la rotación puede producirse en torno a dos enlaces carbono-carbono, y de nuevo es esencialmente libre. A pesar de que el grupo metilo es considerablemente más grande que un hidrógeno, la barrera rotacional es sólo ligeramente mayor (3.3 kcal/mol) que para el etano.

Cuando consideramos el siguiente miembro de la serie de los alcanos, es decir, el butano, con formula condensada C_4H_{10}, nos encontramos con dos estructuras posibles, la primera presenta una cadena lineal de cuatro carbonos, y la segunda una de tres, con una ramificación de un carbono. No cabe duda de que éstas representan dos estructuras diferentes, puesto que ningún movimiento, torsión o rotación en torno a enlaces carbono-carbono permite hacerlas coincidir; podemos observar que en la estructura de cadena recta, cada carbono tiene por lo menos dos hidrógenos, mientras que en la de cadena ramificada uno de los carbonos tiene solamente un hidrógeno, o podemos apreciar que en la segunda opción un carbono está unido a otros tres, mientras que en la primera ningún carbono se enlaza con más de dos.



n-Butano



Isobutano

De acuerdo con esta predicción, nos encontramos con que se conocen dos compuestos de la misma fórmula C_4H_{10}. Es indudable que se trata de dos sustancias diferentes, puesto que presentan diferencias apreciables en sus propiedades físicas y químicas de acuerdo a la tabla siguiente; por ejemplo, uno hierve a 0ºC, y el otro, a -12ºC; por definición, son isómeros

CONSTANTES FISICAS DE LOS BUTANOS ISOMEROS

	n-Butano	Isobutano
Punto de ebullición.	0ºC	-12ºC
Punto de fusión.	-138ºC	-159ºC
Densidad relativa a -20ºC	0.622	0.604
Solubilidad en 100 ml alcohol	1813 ml	1320 ml

Si examinamos las fórmulas moleculares de los alcanos considerados hasta ahora (metano, etano, propano, butano), observamos que el butano contiene un carbono y dos hidrógenos más que el propano, que, a su vez, tiene un carbono y dos hidrógenos más que el etano, y así sucesivamente. Una serie de compuestos cuyos miembros difieren del siguiente en un valor constante se denomina serie homóloga**,** y sus miembros son homólogos. La familia de los alcanos forma tal serie homóloga, siendo la diferencia constante entre miembros sucesivos igual a CH_2. También apreciamos que en cada uno de estos alcanos, el número de hidrógenos es más de dos veces el doble del número de átomos de carbono, por lo que como ya se menciono con anterioridad podemos escribir una fórmula general para sus miembros, que es C_nH_{2n+2}. Como veremos más adelante, otras series homólogas tienen sus propias fórmulas generales características.

Actividad

1. ¿Qué es un alcano?

   _____

   _____

2. ¿Qué es un hidrocarburo cíclico?

   _____

   _____

   _____

3. ¿Por qué son poco reactivos los hidrocarburos saturados?

   _____

   _____

   _____

4. ¿El incremento del grupo CH_2 en un hidrocarburo que ocasiona?

   _____

   _____

5. ¿Cómo se llama el alcano que presenta cuatro átomos de carbono en su cadena?

   _____

6. ¿Que tipo de enlace presenta un hidrocarburo saturado?

   _____

7. ¿El grupo de loa alquenos que tipo de enlace presenta?

   _____

8. Describe la formula general para identificar a un alcano

   _____

9. ¿Qué es un alcano alifático?

   _____

10. ¿Cuál es el nombre del siguiente compuesto C_6H_{14}?

    _____

11. ¿Los alcanos conformados de 6 a 12 carbonos que estado de la materia presentan? _____

12. ¿Cuáles son las reacciones básicas que pueden sufrir los alcanos?

    _____

    _____

13. ¿Cual es la razón de que a los alcanos los llamamos parafinas?

    _____

    _____

14. Escribe la formula molecular del pentano

    _____

15. ¿Por qué es muy importante el metano para el ser humano?

    _____

    _____

    _____

16. Menciona las características del alcano mas sencillo

17. Describe la estructura del etano

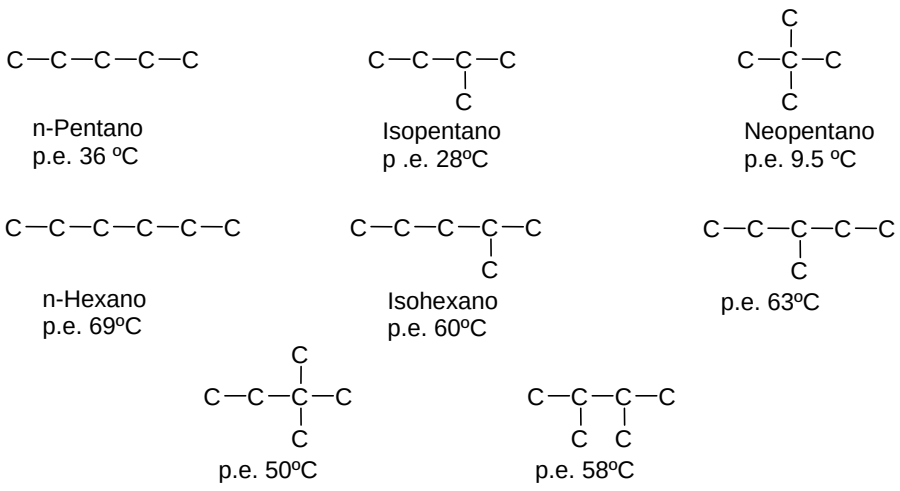
18. ¿Qué es un isomero?

19. ¿Qué es una serie homologa?

Isómeros de alcanos

Después del butano, todos los alcanos que le siguen presentan isomería estructural, la cual puede ocurrir cuando dos moléculas tienen la misma cantidad de átomos, pero enlazados de diferente manera, es decir, las moléculas presentan la misma fórmula condensada, pero los átomos están ordenados de manera diferente en la molécula.

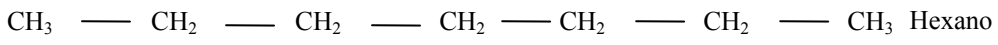
Si examinamos las fórmulas moleculares de los alcanos considerados hasta ahora, observamos que el butano contiene un carbono y dos hidrógenos más que el propano, que, a su vez, tiene un carbono y dos hidrógenos más que el etano, y así de manera sucesiva; como ya se menciono con anterioridad la serie de compuestos que solamente difieren por un valor constante se denomina serie homologa, en este caso dicho valor será el radical CH_2. También apreciamos que en cada uno de estos alcanos, el número de hidrógenos es más de dos veces el doble del número de átomos de carbono, por lo que podemos escribir una fórmula general para sus miembros, que es C_nH_{2n+2}. Como veremos más adelante, otras series homólogas tienen sus propias fórmulas generales características. De acuerdo con esta fórmula general, el próximo alcano, el *pentano*, corresponde a C_5H_{12}, seguido del *hexano*, C_6H_{14}, el *heptano,* C_7H_{16}, y así sucesivamente. Es de esperar que, a medida que crezca el número de átomos, también aumente el número de ordenamientos posibles, lo que efectivamente resulta ser el caso; el número de isómeros de homólogos sucesivos aumenta de modo sorprendente: hay 3 pentanos isómeros, 5 hexanos, 9 heptanos y 75 decanos (C_{10}); para el eicosano de 20 carbonos hay 366,319 estructuras isómeras posibles. Los esqueletos carbonados de los pentanos y hexanos isómeros se indican a continuación:

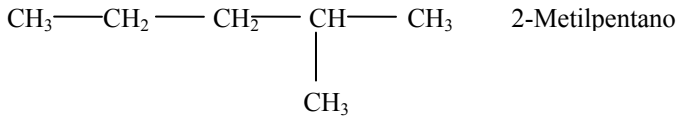


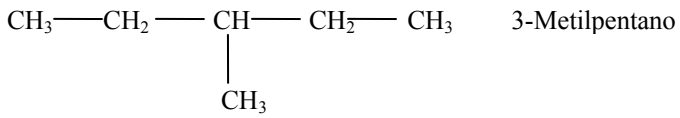
Es importante practicar el dibujo de las estructuras isómeras posibles que corresponden a una fórmula molecular única. Al hacer esto, es particularmente útil contar con un juego de modelos moleculares, porque con él se puede detectar que muchas estructuras que parecen diferentes al dibujarlas sobre el papel, son realmente idénticas.

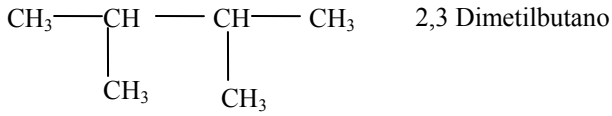
Según como sea la ordenación espacial de los átomos, la isomería se clasifica de la siguiente manera:

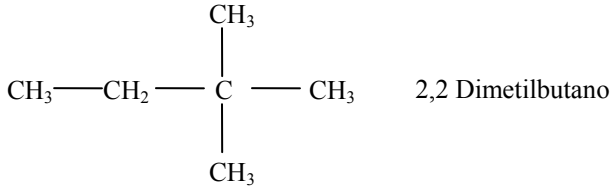
Isomería estructural o de cadena. En esta los compuestos tienen el mismo número y tipo de átomos, pero el orden de distribución de la estructura es diferente, por ejemplo, la molécula de hexáno ($C_6 H_{14}$).



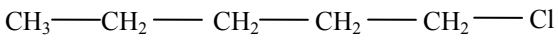




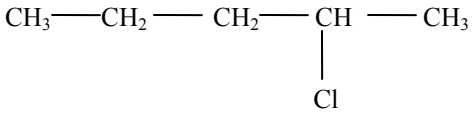




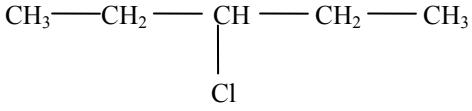
Isomería de posición. Este tipo de isómeros resultan cuando al grupo funcional o sustituyénte, que esta presente en la estructura, va variando su posición en la cadena del compuesto. Por ejemplo, un átomo de cloro presente en la estructura del pentano puede producir tres isómeros de posición:



1-Cloropentano

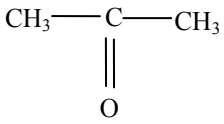


2-Cloropentano

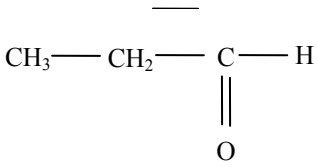


3-Cloropentano

Isomería funcional o de función. Aquí las moléculas tienen la misma fórmula común, pero los átomos que están participando en la estructura, se encuentran ordenados de distintas formas. Por ejemplo, la fórmula molecular $C_3 H_6 O$ representa a un aldehído o una cetona, es decir pueden dar origen a dos funciones diferentes.



Propanona (cetona)



Propanoaldehido (aldehido)

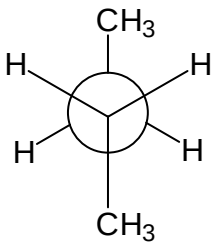
Así mismo la fórmula molecular condensada C_3H_8O presenta a los isómeros funcionales de tipo alcohol y de tipo éter.

$CH_3—CH_2—CH_2—OH$ Alcohol propílico

$CH_3—CH_2—O—CH_3$ Éter metil etílico

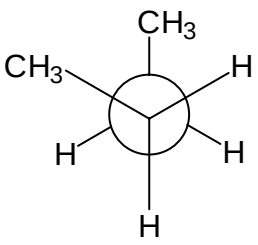
Del compuesto denominado butano se conocen dos tipos, de fórmula C_4H_{10} y podemos dibujar dos estructuras para representarlos. La pregunta siguiente es: ¿Qué estructura representa a uno y otro? Para responder, nos valemos de la prueba del número de isómeros. Al igual que el metano, los butanos pueden clorarse, reacción que puede llevarse hasta la introducción de dos átomos de cloro por molécula. Por ejemplo para el butano con punto de ebullición de 0ºC se obtienen seis productos isómeros de fórmula $C_4H_8CI_2$, mientras que del butano con punto de ebullición de -12ºC, solamente tres. Por lo tanto podremos representar justamente seis diclorobutanos con cadena recta y solamente tres con cadena ramificada, por lo que el butano de p.e. 0ºC debe ser de cadena recta, y el de p.e. -12ºC, ramificado. Para distinguir ambos isómeros, la estructura recta se denomina n-butano (butano normal), y la ramificada**,** isobutano**.**

Observando de manera más detenida la molécula del n-butano y sus conformaciones, y fijando nuestra atención en el enlace carbono-carbono central, vemos una molécula similar al etano, pero con un grupo metilo reemplazando dos hidrógenos en cada carbono. Al igual que para el etano, las conformaciones escalonadas tienen energías torsionales menores, y son más estables que las eclipsadas. Sin embargo, debido a la presencia de los grupos metilo, se encuentran aquí dos aspectos nuevos: en primer lugar, hay varias conformaciones escalonadas *diferentes* y, además, las estabilidades conformacionales se ven afectadas por un factor adicional al de la tensión torsional.

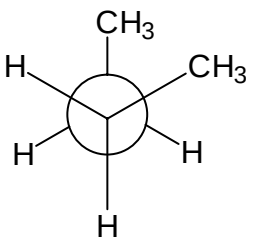


I

Conformación anti



II

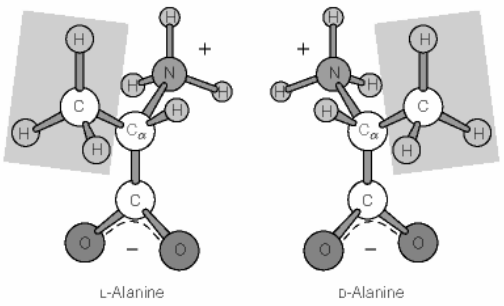


III

Conformaciones oblicuas n-butano

Existe la conformación *anti,* (I), donde los grupos metilo se encuentran apartados al máximo (ángulo diedro 180ºC), y hay dos conformaciones *oblicuas*, II y III, donde los metilos están separados sólo 60º. (Las conformaciones II y III son imágenes especulares entre sí y tienen la misma estabilidad; a pesar de esto, son diferentes). Se ha determinado que la conformación *anti* es más estable (en 0.8 kcal/mol) que la *oblicua*. Ambas están libres de tensión torsional, pero en la oblicua los metilos se aglomeran; es decir, se encuentran a una distancia menor entre sí que la suma de sus radios de Van der Waals; en estas circunstancias, las fuerzas de Van der Waals son repulsivas, por lo que elevan la energía de la conformación. Se habla de *repulsión de Van der Waals* (*o repulsión estérica*) entre los grupos metilo, y de que la molécula es menos estable, debido a la *tensión de Van der Waals (o tensión estérica*).

La tensión de Van der Waals puede afectar no sólo las estabilidades relativas de las diversas conformaciones escalonadas, sino también las alturas de las barreras entre ellas. El máximo energético que se alcanza cuando ambos metilos se cruzan es la barrera más alta aún mayor que cuando se cruzan un metilo y un hidrógeno y ha sido estimada en 4.4-6.1 kcal/mol; aun así, es suficientemente baja como para que la energía de las colisiones moleculares provoque rotación rápida, al menos a temperaturas ordinarias, de modo que, en un instante, existe una molécula determinada en una conformación *oblicua*, y en el próximo, en la *anti.*



Las fuerzas de Van der Waals, son también llamadas fuerzas de dispersión, se encuentran presentes en las moléculas de muy baja polaridad, generalmente hidrocarburos. Estas fuerzas provienen de dipolos transitorios: como resultado de los movimientos de electrones, en cierto instante una porción de la molécula se vuelve ligeramente negativa, mientras que en otra región aparece una carga positiva equivalente. Así se forman dipolos no-permanentes. Estos dipolos producen atracciones electroestáticas muy débiles en las moléculas de tamaño normal, pero en los polímeros, formados por miles de estas pequeñas moléculas, las fuerzas de atracción se multiplican y llegan a ser enormes, como en el caso del polietileno.

En la siguiente tabla podemos observar como varían los valores de densidad y temperatura de fusión al incrementarse la cantidad de átomos de carbono en la serie de isohidrocarburos. Los compuestos más pequeños son gases a la temperatura ambiente, al aumentar progresivamente el número de carbonos, los compuestos se vuelven líquidos y luego sólidos, cada vez con mayor densidad y mayor temperatura de fusión, hasta llegar a los polietilenos con densidades que van de 0,92 a 0, 96 g / cm^3 y temperaturas de fusión entre 105 y 135° C. Debidas a dipolos permanentes, como en el caso de los poliésteres. Estas atracciones son mucho más potentes y a ellas se debe la gran resistencia tensil de las fibras de los poliésteres

Hidrocarburo	Fórmula	Peso molecular	Densidad	T. de fusión
Metano	CH_4	16	gas	-182°C
Etano	C_2H_6	30	gas	-183
Propano	C_3H_8	44	gas	-190
butano	C_4H_{10}	58	gas	-138
Pentano	C_5H_{12}	72	0,63	-130
Hexano	C_6H_{14}	86	0,66	-95
Heptano	C_7H_{16}	100	0,68	-91
Octano	C_8H_{18}	114	0,70	-57
Nonano	C_9H_{20}	128	0,72	-52
Decano	$C_{10}H_{22}$	142	0,73	-30
Undecano	$C_{11}H_{24}$	156	0,74	-25
Dodecano	$C_{12}H_{26}$	170	0,75	-10
Pentadecano	$C_{15}H_{32}$	212	0,77	10
Eicosano	$C_{20}H_{42}$	283	0,79	37
Triacontano	$C_{30}H_{62}$	423	0,78	66
Polietileno	$C_{2000}H_{4002}$	28000	0,93	100

Nomenclatura de los alcanos

Conforme los compuestos fueron siendo descubiertos por el hombre, se les ponía de forma arbitraria un nombre, que por lo general hacia referencia a su fuente de origen, es así que al ácido fórmico (HCOOH) fue llamado así porque se aisló de las hormigas (del latín *fórmica: hormiga*), el ácido acético (del latín *acetum =vinagre*), el ácido esteárico (del griego *stear sebo*), etc. Estos nombres son llamados, comunes y no siguen ninguna regla de nomenclatura, las cuales fueron dictadas por la Unión Internacional de Química Pura, Aplicada.

Como existen prácticamente millones de compuestos orgánicos, seria imposible conocer y recordar el nombre común de todos ellos, por lo que se hace preciso aprender un método sistemático para su nomenclatura. Los primeros cuatro miembros de la familia de los alcanos son metano, etano, propano y butano (1, 2, 3, 4 carbonos) los nombres de los alcanos que lo siguen resultan de añadir la terminación "ano" a la raíz griega que indica el número de átomos de carbono.

Número	Raíz griega
5	penta
6	hexa
7	hepta
8	octa
9	nona
10	deca

Por ejemplo, el alcano $CH_3 - CH_2 - CH_2 – CH_2 – CH_2 – CH_2 –CH_2 – CH_3$ que como podemos observar tiene 8 átomos de carbono en la cadena, se llama octano.

En páginas anteriores vimos que se emplean los nombres *metano, etano, propano, butano y pentano* para alcanos con uno, dos, tres, cuatro y cinco átomos de carbono, respectivamente. La tabla siguiente indica los nombres de muchos alcanos superiores.

NOMBRES DE LOS ALCANOS

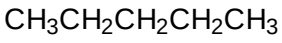
CH_4	metano	C_9H_{20}	nonano
C_2H_6	etano	$C_{10}H_{22}$	decano
C_3H_8	propano	$C_{11}H_{24}$	undecano
C_4H_{10}	butano	$C_{12}H_{26}$	dodecano
C_5H_{12}	pentano	$C_{14}H_{30}$	tetradecano
C_6H_{14}	hexano	$C_{16}H_{34}$	hexadecano
C_7H_{16}	heptano	$C_{18}H_{38}$	octadecano
C_8H_{18}	octano	$C_{20}H_{42}$	eicosano

Simplemente el nombre se deriva del prefijo griego (o latino) para el número particular de carbonos en el alcano, de modo que resulta pentano para cinco, hexano para seis, heptano para siete, octano para ocho, etc.

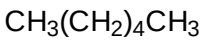
Deben memorizar los nombres de por lo menos los diez primeros alcanos, logrado esto, se habrán aprendido simultáneamente también, en esencia, los nombres de los diez primeros alquenos, alquinos, alcoholes, etc., puesto que los nombres de muchas familias de sustancias están íntimamente relacionados; por ejemplo, compárense los nombres *propano, propeno y propino,* para el alcano, alqueno y alquino de tres carbonos. Sin embargo, prácticamente todo alcano puede tener cierto número de estructuras isómeras, debiendo haber un nombre inequívoco para cada una de ellas. Los butanos y pentanos se distinguen por el empleo de prefijos: **n**-butano e **iso**butano; **n**-pentano, **iso**pentano y **neo**pentano. Pero hay 5 hexanos, 9 heptanos y 75 decanos; sería difícil encontrar y, aún más, recordar un prefijo para cada uno de estos isómeros; es evidente que se necesita algún método sistemático para nombrarlos.

Durante el desarrollo de la química orgánica, se han inventado diferentes métodos para nombrar los miembros de prácticamente todos los tipos de compuestos orgánicos; cada método se ideó una vez que el sistema empleado antes resultaba inadecuado para el creciente número de sustancias orgánicas cada vez más complejas. Es, quizá, lamentable para nosotros que hayan sobrevivido varios sistemas y que aún sean de uso corriente. Aun cuando nos contentemos con emplear un solo sistema, es necesario entender los nombres usados por otros químicos, por lo que debemos aprender más de un sistema de nomenclatura; pero antes de emprender la tarea, debemos conocer previamente los nombres de ciertos grupos orgánicos.

Hemos visto que los prefijos: *n-, iso- y neo-* son adecuados para diferenciar los diversos butanos y pentanos, pero más allá de éstos se necesitaría un número irracional de prefijos. Sin embargo, se retiene el prefijo n- para cualquier alcano, por largo que sea, en el cual todos los carbonos forman una cadena continua sin ramificaciones:

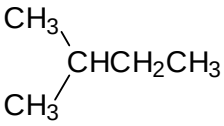


n-Pentano

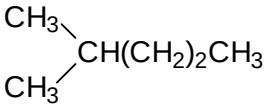


n-Hexano

Un isoalcano es un compuesto de seis carbonos o menos en el que todos ellos, excepto uno, forman una cadena continua, con el carbono no considerado unido al penúltimo:



Isopentano

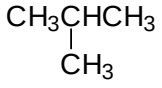


Isohexano

Para diseñar un sistema de nomenclatura aplicable a los compuestos aún más complejos, se han reunido periódicamente desde 1892 varios comités y comisiones en representación de los químicos del mundo. En su forma actual, el sistema diseñado se conoce por sus siglas en ingles como el sistema IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry); dado que sigue, más o menos, la misma pauta para todas las familias de compuestos orgánicos, lo consideraremos en detalle para su aplicación a los alcanos.

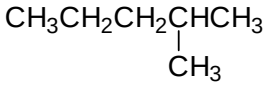
En esencia, las reglas del sistema IUPAC son:

1. Como estructura de referencia, seleccione la cadena continua más larga y considere luego que el compuesto deriva de aquella, reemplazando los hidrógenos por diversos grupos alquilo. Así, puede considerarse que el isobutano (I) deriva del propano por reemplazo de un átomo de hidrógeno por un grupo metilo, por lo que se puede denominar metilpropano.



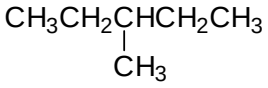
I

Metilpropano (Isobutano)



II

2-Metilpentano



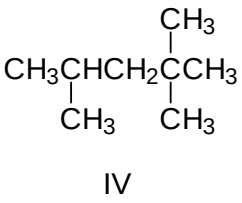
III

3-Metilpentano

2. Donde sea necesario, como es el caso de los dos metilpentanos isómeros (II y III), indique el carbono que lleva el grupo alquilo por medio de un número.

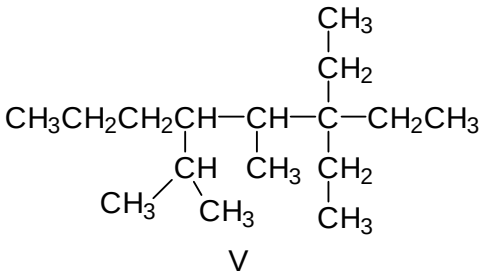
3. Al numerar la cadena carbonada de referencia, comience por el extremo que resulte en el empleo de los números más bajos; así, la figura II se denomina *2*-metilpentano, y no 4-metilpentano.

4. Si un mismo grupo alquilo aparece más de una vez como cadena lateral, indíquelo por los prefijos *di-, tri-, tetra-,* etc., para destacar cuántos de esos alquilos hay, e indique con números la posición de cada grupo, como en 2,2,4-trimetilpentano (IV).



IV

2,2,4-Trimetilpentano



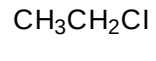
V

3,3-Dietil-5-isopropil-4-metiloctano

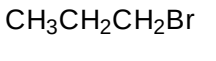
5. Si a la cadena principal se unen varios grupos alquilo diferentes, nómbrelos en orden alfabético, como en *3,*3-dietil-5-isopropil-4-metiloctano (V). (Obsérvese que isopropil aparece antes que metil; sin embargo, dimetil debe aparecer después que etil o dietil.)

Hay reglas y convenciones adicionales que se emplean para nombrar alcanos muy complicados, pero las cinco reglas fundamentales mencionadas aquí son suficientes para los compuestos que encontraremos.

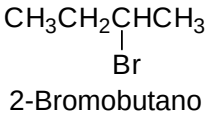
Los halogenuros de alquilo, que aparecen muchas veces en la química de los alcanos, se denominan *haloalcanos*; es decir, se trata el halógeno como si fuese sólo una cadena lateral. Nombramos primero el alcano como si no contuviese halógeno, y agregamos a continuación fluoro, cloro, bromo o yodo, junto con los números y prefijos que fuesen necesarios.



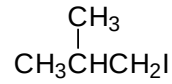
1-Cloroetano



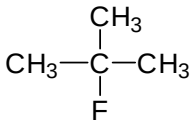
1-Bromopropano



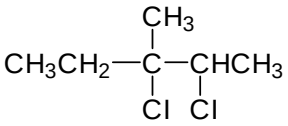
2-Bromobutano



2-Metil-1-yodopropano

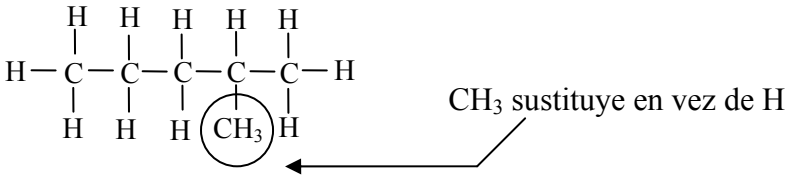


2-Fluoro-2-metilpropano



2,3-Dicloro-3-metilpentano

Así mismo los alcanos que carecen de un átomo de hidrógeno, puede unirse a una cadena de hidrocarburos en lugar de algún átomo de hidrógeno, por ejemplo:

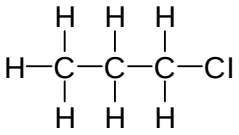


Este compuesto es considerado como pentano, ya que contiene 5 átomos, pero uno de sus átomos de hidrógeno a sido sustituido por un grupo $–CH_3$, el cual es una molécula de metano (CH_4) a la que falta un hidrógeno. El grupo que sustituye a un hidrógeno en una cadena de algún alcano se le llama sustituyénte, y su nombre se deriva del alcano del cual procede, se elimina la terminación "ano" y se le pone la terminación "ilo". Por lo tanto, $-CH_3$ se llamara metilo. De la misma manera encontraremos sustituyéntes de tipo etilo, propilo, etc. En ciertos casos el grupo propilo puede estar como sustituyénte de dos maneras posibles; cuando se elimina un hidrógeno del carbono terminal se obtiene el grupo propilo o bien, si se elimina un hidrógeno de carbono intermedio se obtiene el grupo isopropilo.

Durante el estudio de la química inorgánica, se vio la utilidad de tener nombres para ciertos grupos de átomos que sólo constituyen parte de una molécula y que sin embargo aparecen muchas veces como una unidad: por ejemplo, NH_4^+, *amoniaco;* NO_3^- *nitratos*; SO_3^{2-}, *sulfito*; etcétera. De modo similar, se dan nombres a ciertos grupos que aparecen constantemente como unidades estructurales de moléculas orgánicas. Vimos que el clorometano, (CH_3CI), también se conoce como cloruro de metilo. El grupo CH_3 se llama metilo donde aparezca, por lo que CH_3Br es bromuro de *metilo;* CH_3I, yoduro de *metilo*; CH_3OH, alcohol *metílico.* De forma similar, el grupo C_2H_5 se llama etilo; C_3H_7, propilo; C_4H_9, butilo**;** etc.

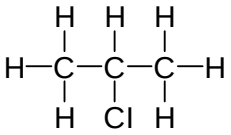
Estos grupos se nombran cambiando simplemente la terminación *ano* del alcano correspondiente por *ilo*. De manera colectiva, se les conoce como grupos alquilo. La fórmula general para un grupo alquilo es C_nH_{2n+1}, ya que contiene un hidrógeno menos que el alcano correspondiente, C_nH_{2n+2}.

Otra vez encontramos el problema de isomería entre los grupos alquilo. Sólo existe un cloruro de metilo o de etilo y, correspondientemente, un solo grupo metilo o etilo. Sin embargo, podemos apreciar que hay dos cloruros de propilo, I y II, por lo que deben existir dos grupos propilo. Ambos contienen la cadena propano, pero difieren en el punto de unión



I

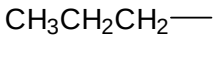
Cloruro de n-propilo



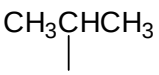
II

Cloruro de isopropilo

Con el cloro; se denominan n-propilo e isopropilo, podemos distinguir los dos cloruros por los nombres *cloruro de n-propilo y de isopropilo*, respectivamente; de la misma forma se hace con los dos bromuros, yoduros, alcoholes, etc., correspondientes

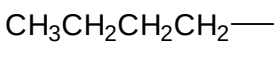


n-Propilo

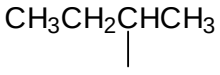


Isopropilo

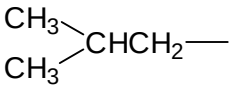
Hay cuatro grupos butilo, dos que derivan del n-butano de cadena recta, y dos del isobutano ramificado: se les designa n-(*normal*), *sec*-(*secundario*), *iso- y t- (terciario),* como se ilustra a continuación. Nuevamente, la diferencia se encuentra en el punto de unión del grupo alquilo con el resto de la molécula.



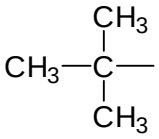
n-Butilo



sec-Butilo

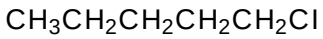


Isobutilo

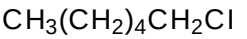


t-Butilo

Más allá del butilo, el número de grupos isómeros derivados de cada alcano se hace tan grande que resulta impráctico designarlos todos con prefijos. Aunque limitado, este sistema es tan útil para los grupos pequeños recién descritos, que se emplea con frecuencia; el estudiante debe, por tanto, memorizar estos nombres y aprender a reconocer los grupos a primera vista, cualquiera que sea la forma en que aparezcan representados. Por muy grande que sea un grupo, una de sus muchas disposiciones posibles puede ser designada siempre por este sistema. El prefijo n- siempre se emplea para indicar un grupo alquilo cuyos carbonos forman una sola cadena continua y cuyo punto de enlace es el carbono del extremo; por ejemplo:

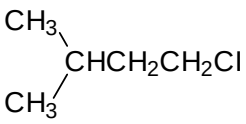


Cloruro de n-pentilo

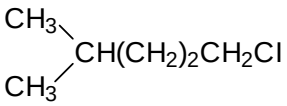


Cloruro de n-hexilo

El prefijo *iso* se usa para designar cualquier grupo alquilo (de seis carbonos o menos) que tiene una sola ramificación monocarbonada en el penúltimo carbono de la cadena y con el punto de unión en el extremo opuesto de ella. Por ejemplo:



Cloruro de isopentilo

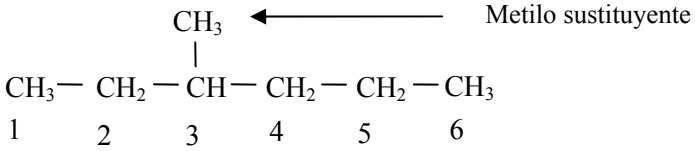


Cloruro de isohexilo

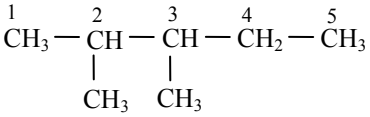
Si la ramificación aparece en otra posición cualquiera, o si el punto de unión está en otra posición, este prefijo no es aplicable.

Estructura	Nombre
$-CH_3$	Metilo
$-CH_2-CH_3$	Etilo
$-CH_2-CH_2-CH_3$	Propilo
$-CH_2-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{\vert}{CH}}-CH_3$	isopropilo
$-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$	Butilo
$-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{\vert}{CH}}-CH_2-CH_3$	Secbutilo
$-CH_2-\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{\displaystyle H}{\overset{\vert}{\underset{\vert}{C}}}}-CH_3$	Isobutilo
$-\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{\vert}{\underset{\vert}{C}}}}-CH_3$	Terbutilo

El nombre general para los alcanos cuando están trabajando como sustituyéntes es alquilo. Se debe de especificar las posiciones de los grupos alquilo numerando los carbonos de la cadena más larga, iniciando por el extremo más cerca de la ramificación, por ejemplo:

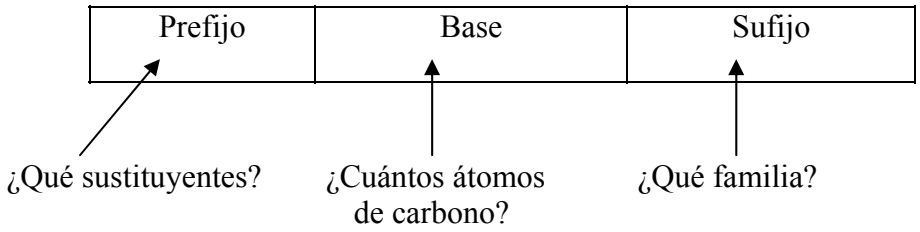


Este compuesto se denomina 3- metilhexano; y como ya se dijo con anterioridad, cuando un tipo de sustituyénte esta presente mas de una vez, se debe de mencionar por medio del prefijo que indica la cantidad de veces contenido (di = dos, tri = tres) por ejemplo:



Este compuesto se llama pentano por contener con cinco átomos de carbono en la cadena, utilizamos el prefijo “di” para indicar los dos sustituyéntes metilo, y los localizamos por medio de los números de la cadena; por lo tanto su nombre correcto es 2,3-dimetilpentano.

Por lo tanto para identificar correctamente a los alcanos se debe de aplicar las siguientes reglas:



1 Identificar la cadena continua más larga de átomos de carbono, y utilizar el nombre de esa cadena como nombre base del compuesto (no siempre la cadena más larga esta escrita en línea recta).

2 Numere los carbonos de la cadena base iniciando por el extremo que está más cerca del sustituyénte alquilo.

Cuando un sustituyénte alquilo esta a la misma distancia de átomos de carbono de cada lado, se utiliza el siguiente sustituyénte alquilo para determinar de cual lado iniciará la numeración.

3 Indicar el nombre y ubicación de cada sustituyénte alquilo sobre la cadena base con un numero

4- Si existen dos o mas sustituyentes alquilo, se enumeran por orden alfabético, sin tener en cuenta los prefijos

5 Cuando un tipo dado del grupo alquilo se presenta mas de una vez, se utiliza el prefijo correspondiente (di, para dos; tri- para tres, etc.).

Actividad.

1 Escribe la formula para los siguientes alcanos:

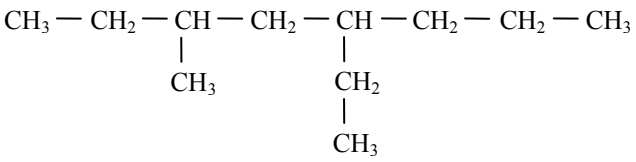
a) etano b)propano c) hexano

2 Identifica el nombre de los siguientes alcanos:

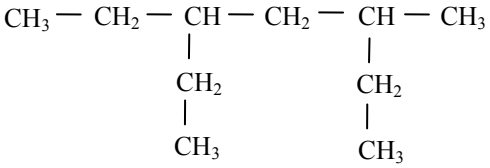
CH_4 _____ C_8H_{18} _____
C_4H_{10} _____ $C_{10}H_{22}$ _____
C_7H_{16} _____ C_3H_8 _____
C_5H_{12} _____ C_2H_6 _____

3 Escribe la fórmula desarrollada de los alcanos que tienen 2,4,7,9 carbonos.

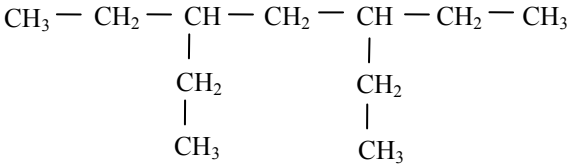
4- Diga el nombre de las siguientes moléculas:



_____



_____



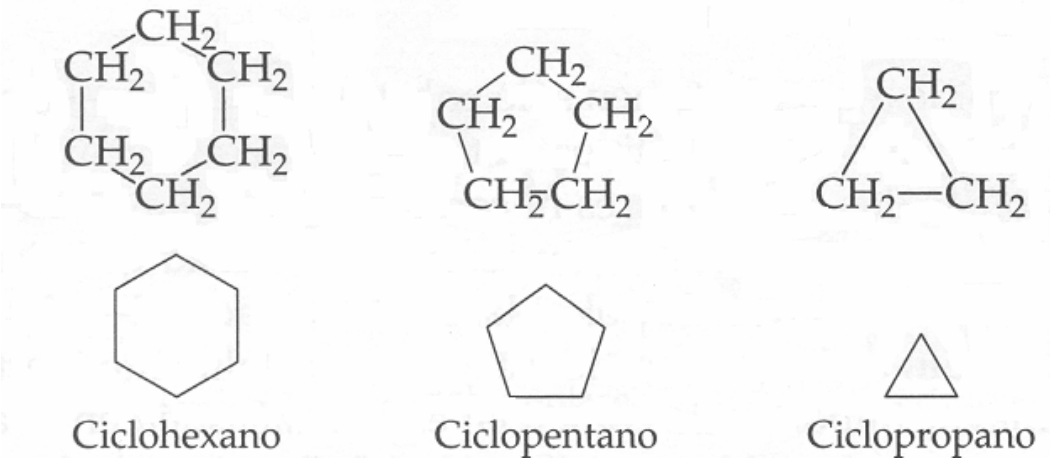
_____

Cicloalcanos

Si bien hasta aquí sólo se han considerado alcanos de cadena abierta, desde hace más de 100 años se sabe que también existen compuestos con anillos de átomos de carbono. Tales compuestos se denominan cicloalcanos o compuestos alicíclicos. Puesto que los cicloalcanos consisten en anillos de unidades de $-CH_2-$, tienen la fórmula general $(CH_2)n$ o C_nH_{2n}, y se representan como polígonos en las estructuras de esqueleto:

Los alcanos se encuentran formando no solamente cadenas lineales o ramificadas, sino también anillos o ciclos; los compuestos con este tipo de estructura reciben el nombre de ciclo alcanos. En algunas ocasiones podemos encontrar que a los ciclo alcanos se les esquematiza solamente con el dibujo de un polígono, y cada vértice del polígono representa un grupo CH.

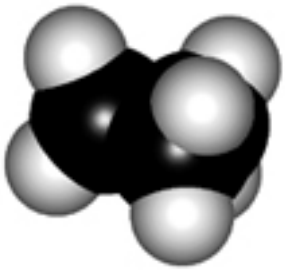
Fórmula estructural y condensando de ciclo alcanos



A los cicloalcanos les corresponde la fórmula general C_nH_{2n} a igual que sus análogos de cadena abierta (alcanos) son solubles en disolventes orgánicos y su punto de ebullición es de 10° a 20° C por arriba de alcanos lineales con igual cantidad de átomos de carbono, lo anterior es ocasionado por anillos que son menos flexibles y por lo tanto, tienen menos movimiento entre sus átomos.

Constantes físicas de cicloalcanos

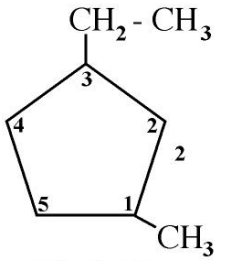
Cicloalcano	p.eb. (ºC)	p.f. (ºC)	densidad 20ºC(g/mL)
ciclopropano	-32.7	-127.6	
ciclobutano	12.5	-50.0	0.720
ciclopentano	49.3	-93.9	0.746
ciclohexano	80.7	6.6	0.779
cicloheptano	118.5	-12.0	0.810
ciclooctano	148.5	14.3	0.835
ciclododecano	160 (100 mmHg)	64.0	0.861



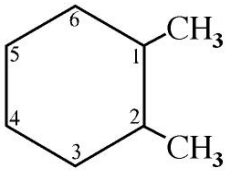
El primer compuesto cíclico que forma en este grupo es el ciclo propano, después el ciclo butano, ciclo pentano, etc. Los anillos de carbono menores de cinco átomos presentan tensión ya que su ángulo de enlace C-C-C de los anillos de menor tamaño debe ser mas chico que el ángulo tetraédrico de 109.5 °. La fuerza de la tensión aumenta mientras mas pequeño es el anillo.

En el ciclo propano (de forma triángulo equilátero) el ángulo solamente es de 60°, dando como consecuencia mucho mayor reactividad que el propano (su análogo en la cadena lineal).

Para nombrar a los ciclo alcanos se pone el prefijo ciclo antes del nombre del alcano normal correspondiente; ya que en estos compuestos todos los átomos de carbono que están formando el anillo son equivalentes, se asigna el número uno a cualquiera de ellos, la secuencia de la numeración será de acuerdo a la cercanía de los sustituyéntes alquilo al primer carbón, por ejemplo.

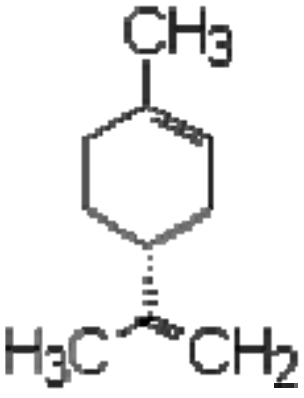


1-mtil-3-etil-ciclopentano



1,2-dimetil-ciclohexamo

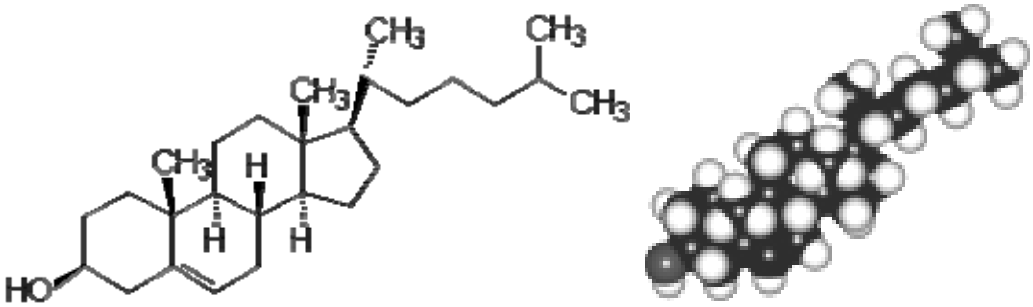
La versatilidad del carbono para formar enlaces permite que una molécula pueda cerrarse sobre sí misma, dando lugar a anillos carbonados. Los ejemplos en la naturaleza son numerosísimos, el olor que percibimos cuando machacamos una planta o pelamos una naranja o un limón, proviene de un tipo de compuestos denominados monoterpenos. Todos ellos tienen 10 carbonos y muchos de ellos contienen anillos; entre algunas de las sustancias mas conocidas se encuentran el mentol, el cual es el principal componente de la esencia de menta. Es un sólido blanco de sabor ardiente, cristalizado en grandes prismas que funden a 44ºC. El líquido hierve a 212ºC. El mentol tiene propiedades ligeramente anestésicas o, mejor, refrescantes. Se emplea como antipruriginoso en dermatología, y como discretísimo anestésico en otorrinolaringología, para el tratamiento de la faringitis. Así mismo también presenta propiedades antisépticas. Otra sustancia muy conocida es el denominado limonero dextrogiro el cual presenta un punto de ebullición de 176ºC y es muy abundante en la naturaleza, es un líquido aceitoso que puede extraerse fácilmente de la cáscara del limón y es el responsable de su olor.



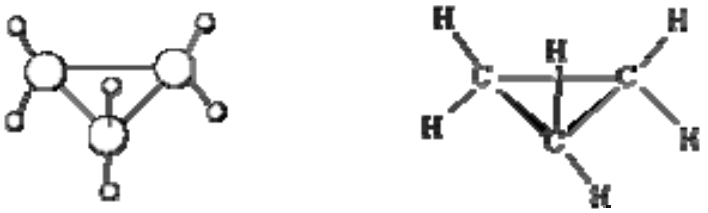
Otro tipo muy importante de moléculas son los esteroides, que frecuentemente actúan fisiológicamente como hormonas y contienen múltiples anillos: por ejemplo el colesterol, el cual fue aislado de la bilis en 1769.

Su estructura no se estableció completamente hasta 1932. Woodward realizó su síntesis total se dio en 1951. Esta sustancia se encuentra presente en todas las grasas animales, el colesterol se intercala entre los fosfolípidos que forman las membranas celulares de los animales, proporcionándoles una mayor rigidez y menos permeables. Sin el colesterol, las células animales necesitarían una pared celular como poseen las bacterias. Otro tipo de esteroides es el acido cólico. La elucidación de su estructura por Wieland es uno de los grandes triunfos de la química orgánica clásica. Esta sustancia se forma en el hígado por degradación del colesterol y desempeña en la bilis un papel de agente emulsificante. Así mismo la Testosterona es la principal hormona andrógena, segregada fundamentalmente por el tejido intersticial del testículo. Controla la formación del esperma, el desarrollo de los órganos genitales y de los caracteres sexuales secundarios. La sustancia denominada Estradiol es una hormona que representa casi la totalidad de la secreción estrogénica de la mujer durante el período genital activo. Un análogo de síntesis se utiliza en las píldoras contraceptivas. Así mismo otra hormona femenina, la Progesterona es segregada por el cuerpo amarillo del ovario, que tiene la propiedad de preparar la mucosa uterina para la nidación, el mantenimiento y el desarrollo del huevo fecundado. Fue aislada en 1934 y su estructura se estableció en 1935.

Molécula de colesterol



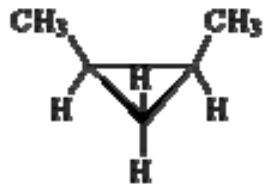
La isomería en los cicloalcanos se da de manera diferente, ya que en contraste con la libre rotación posible alrededor de los enlaces sencillos en los alcanos de cadena abierta, en los cicloalcanos existe mucha menor libertad, esto debido a que se encuentran geométricamente restringidos. Por ejemplo, el ciclopropano está geométricamente restringido a ser una molécula plana con estructura rígida, debido a que tres puntos definen un plano. No es posible rotación alrededor de un enlace carbono-carbono en el ciclopropano sin romper el anillo.



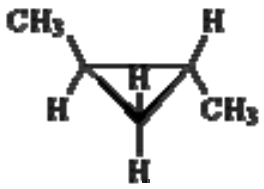
Los cicloalcanos superiores tienen cada vez mayor libertad, adquiriendo movimiento y por ende generando diferentes isómeros.

La consecuencia más importante de su estructura cíclica es que los cicloalcanos tienen dos caras o lados, es decir "*arriba*" y "*abajo*", lo cual abre la posibilidad de la isomería en los cicloalcanos sustituidos. Por ejemplo, existen dos isómeros distintos del compuesto 1,2-dimetilciclopropano, uno con los dos metilos del mismo lado del anillo y el otro con un metilo de cada lado. Ambos isómeros son compuestos estables, y no es posible interconvertirlos sin romper y volver a formar enlaces químicos.

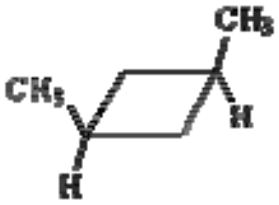
Los 1,2-dimetilciclopropanos son una clase especial de estereoisómeros llamados *isómeros cis - trans*. Para distinguirlos se usan los prefijos *cis-* y *trans-*; la isomería *cis - trans* es común a todos los anillos sustituidos.



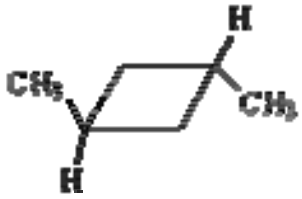
cis-1,2-dimetilciclopropano



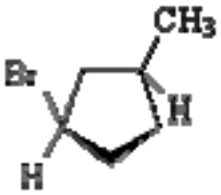
trans-1,2-dimetilciclopropano



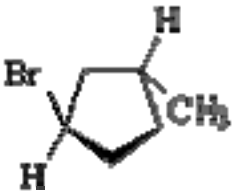
cis-1,3-dimetilciclobutano



trans-1,3-dimetilciclobutano



cis-1-bromo-3-metilciclopentano



trans-1-bromo-3-metilcilopentano

Alquenos

En nuestro estudio de los alcanos mencionados brevemente otra familia de hidrocarburos, los alquenos, que contienen menos hidrógeno que los alcanos de igual número de carbonos y que pueden convertirse en éstos por adición de hidrógeno. Además, se explicó cómo se obtienen los alquenos a partir de los alcanos por pérdida de hidrógeno en el proceso del cracking. Puesto que los alquenos tienen, evidentemente, menos hidrógeno que el máximo posible, se denominan hidrocarburos no saturados. Esta insaturación puede satisfacer mediante otros reactivos diferentes del hidrógeno, lo que da origen a sus propiedades químicas características.

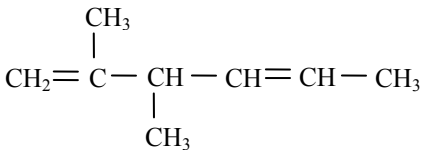
Estos compuestos son hidrocarburos insaturados ya que presentan deficiencia de dos hidrógenos en su estructura; los alquenos presentan en su estructura un doble enlace carbono-carbono, y tienen la fórmula general $C_nH_{2n;}$ su tendencia a transformar el doble enlace en enlace sencillo, por medio de adición de dos hidrógenos, los hace mucho más reactivos que los alcanos.

Los alquenos son llamados también etilenos, porque se consideran derivados del etileno (CH_2 =CH_2), el cual es el miembro mas sencillo de la serie, así mismo también se les conoce como oleofinas, derivado de la palabra oleico, del latín *oleum* aceite.

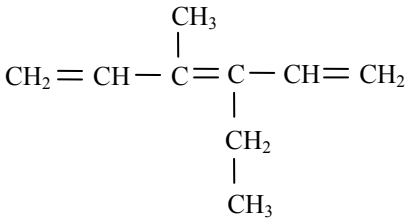
El sistema de nomenclatura para este grupo es análogo al de los alcanos. El nombre del alqueno se obtiene de la siguiente manera.

1. Se elige como estructura principal la cadena mas larga que tiene el doble enlace.
2. Numerar los átomos de carbono de la cadena base, iniciando del carbono que este más cerca del doble enlace.
3. Se cambia la terminación “ano” por “eno” de la cadena principal.
4. Si la molécula presenta más de un doble enlace (alqueno poli-insaturado) se agrega el prefijo que indica la cantidad correspondiente (di = dos, tri = tres, poli = muchos) y se indica el numero de carbón que presenta la instauración.
5. para indicar la posición del doble enlace, se escribe el número del carbono que contiene antes del nombre de la estructura principal.
6. Se nombran los sustituyentes y sus puntos de unión a la cadena principal.

Por ejemplo



2, 3- dimetil 1, 4-hexadieno

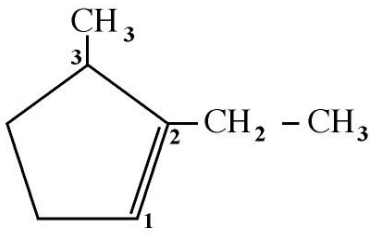


3- metil 4-etil 1, 2 5- exanotrieno

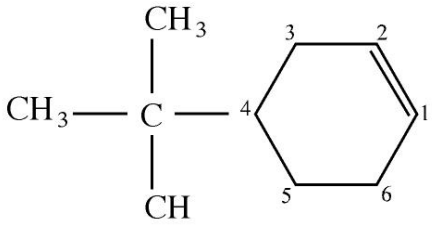
El miembro más sencillo de la familia de los alquenos es el etileno (C_2H_4). En vista de la fácil conversión del etileno en etano, es razonable suponer que ambos tienen cierta similitud estructural. En consecuencia, comenzamos conectando los átomos de carbono con un enlace covalente y luego unimos a cada uno de ellos dos átomos de hidrógeno. En esta etapa, cada carbono tiene solamente seis electrones de valencia, en vez de los ocho requeridos, y a la molécula entera aún le falta un par para ser neutra. Podemos resolver ambos problemas si damos por sentado que los carbonos pueden compartir dos pares de electrones y, para describir esta situación, decimos que están unidos por un doble enlace. El doble enlace carbono-carbono es el rasgo característico de la estructura de los alquenos.

Etileno

Los alcanos cíclicos son llamados ciclo alquenos, en estos, el enlace doble se asignara siempre al carbono número uno, por ejemplo.



2-Etil-3- metil ciclopenteno



4 Terbutil Ciclohexeno

Algunos alquenos considerados importantes por su uso en la industria, son llamados por su nombre común, por ejemplo: etileno, propileno, vinilo, etc.

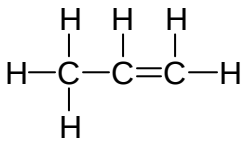
Hidrocarburos alquenos

Nombre	Estructura
Eteno (etileno, vinilo)	$CH_2 = CH_2$
Propeno (propileno)	$CH_3 - CH = CH_2$
1- Buteno	$CH_3 - CH_2 - CH = CH_2$
2- Buteno	$CH_3 - CH_2 = CH - CH_3$
Isobuteno	$CH_3 - C(=CH_2) - CH_2$
1- Penteno	$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH = CH_2$
2- Penteno	$CH_3 - CH_2 - CH = CH - CH_3$
2-Metil 1- buteno	$CH_2 = C(-CH_2-CH_3) - CH_2$
2-Metil 2- buteno	$CH_3 - C(=CH-CH_3) - CH_3$
3-Metil 1- buteno	$CH_3 - CH(-CH=CH_2) - CH_3$

En los alquenos los sustituyéntes o radícales alquilo derivan su nomenclatura de los nombre comunes asignados a sus alquenos, por ejemplo:

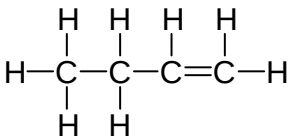
Nombre	Radical
Metil	$-CH_3$
Etenil (vinil)	$- CH = CH_2$
Propenil	$- CH_2 – CH = CH_2$
Butenil-1	$-CH_2 – CH_2 - CH = CH_2$
Butenil-2	$-CH_2 - CH = CH – CH_3$

El siguiente miembro de la familia de los alquenos es el propileno (C_3H_6). Debido a su gran parecido con el etileno, parece razonable suponer que este compuesto también tiene un doble enlace carbono-carbono. Partiendo de los dos átomos de carbono conectados con un enlace doble y enlazando los demás átomos de acuerdo con la regla de una unión por hidrógeno y cuatro por carbono, llegamos a la estructura

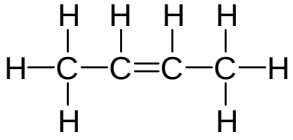


Propileno

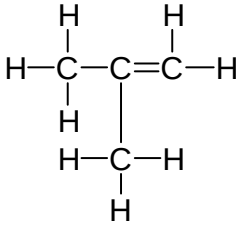
Pasando a los butilenos (C_4H_8), descubriremos que existen varios ordenamientos posibles. En primer lugar, tenemos un esqueleto de cadena recta, como el del: n-butano, o una estructura ramificada, como la del: isobutano. Luego, y aún restringiéndonos a la cadena recta, observamos dos disposiciones que difieren en la posición del doble enlace dentro de la cadena; en consecuencia, tenemos por el momento un total de tres estructuras, que reciben los nombres *1-buteno, 2-buteno e isobutileno.*



1-Buteno



2-Buteno



Isobutileno

¿Cómo concuerdan los hechos con la predicción de tres butilenos isómeros? Se ha demostrado experimentalmente que existen cuatro alquenos de fórmula C_4H_8, y no tres, cuyas propiedades físicas se indican en al tabla siguiente.

Propiedades físicas de los butilenos

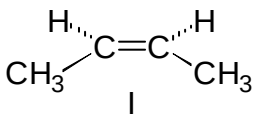
Nombre	Punto ebullición ºC	Punto fusión ºC	Densidad relativa (-20 ºC)	Índice refracción (-12.7 ºC)
Isobutileno	-7	-141	0.640	1.3727
1-Buteno	-6	< -195	0.641	1.3711
Trans-2-Buteno	+1	-106	0.649	1.3778
Cis-2-Buteno	+4	-139	0.667	1.3868

Al hidrogenarlo, el isómero de p.e. –7ºC da isobutano; evidentemente, este butileno tiene una cadena ramificada, por lo que su estructura la denominamos isobutileno. Los otros tres isómeros dan todos el mismo compuesto por hidrogenación: n-butano; naturalmente, tiene una cadena recta. Por métodos que estudiaremos más adelante, es posible romper un alqueno en el doble enlace, y por los fragmentos que se obtienen deducir la posición del doble enlace en la molécula. Al realizar este proceso, los productos que resultan del isómero de p.e. –6ºC indican claramente que el doble enlace está ubicado en un extremo de la cadena, por lo que este butileno tiene la estructura que llamamos 1-buteno. Al aplicar el mismo procedimiento a los dos isómeros restantes, ambos dan la misma mezcla de productos, con la que puede ubicarse el doble enlace en el centro de la cadena.

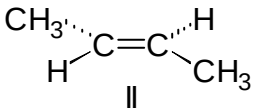
A juzgar por los productos que se obtienen de la hidrogenación y de la ruptura, ambos butilenos, el de p.e. +1 ºC y el de p.e. +4ºC, tienen la estructura denominada 2-buteno, sin embargo, las diferencias en los puntos de ebullición y de fusión y en las demás propiedades físicas demuestran que se trata de sustancias diferentes, es decir, son isómeros. ¿En qué pueden diferenciarse sus estructuras?

Para comprender el tipo de isomería que da origen a dos 2-butenos, debemos examinar con más detenimiento la estructura de los alquenos y la naturaleza del doble enlace carbono-carbono. El etileno es una molécula plana que resulta así por la disposición geométrica de los orbitales enlazantes y, en particular, por el solapamiento que origina el orbital "n". Por las mismas razones, la porción que comprende los dos carbonos con doble enlace y los cuatro átomos unidos a ellos debe ser plana en todo alqueno.

Si examinamos con mayor detalle la estructura del 2-buteno, especialmente si usamos modelos moleculares, observaremos que hay dos formas bien diferentes, I y II, de ordenar los átomos (aparte de las infinitas posibilidades que surgen del giro en torno a enlaces simples). En una de las estructuras, los grupos metilo se encuentran en el mismo lado de la molécula (I), y en la otra, en lados opuestos (II).



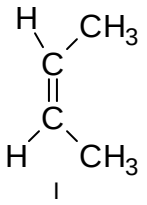
I



II

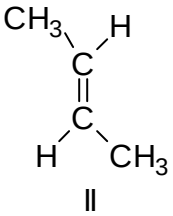
Por lo que surge ahora una pregunta: ¿Podemos aislar dos 2-butenos isómeros que correspondan a estas dos estructuras diferentes, o se interconvierten demasiado fácilmente: como las conformaciones del n-butano? Debido a que los 2-butenos isómeros *sólo* difieren en la orientación espacial de sus átomos (pero son semejantes en cuanto a qué átomos se unen a cuáles otros), pertenecen a la clase general de isómeros que denominamos estereoisómeros. Sin embargo, no son imágenes especulares entre sí, por lo que no son enantiómeros; los estereoisómeros que no son imágenes especulares mutuas se denominan diastereómeros**.**

El tipo específico de diastereómeros que deben su existencia a la rotación impedida en torno a dobles enlaces se conoce como isómeros geométricos. Por consiguiente, los 2-butenos isómeros son diastereómeros, más específicamente, isómeros geométricos. Recordamos que la disposición característica de los átomos de un estereoisómero es su configuración; las de los 2-butenos isómeros son las estructuras I y II, cuyos nombres se diferencian por los prefijos **cis-** (del vocablo latíno, "a este lado") y **trans-** (del vocablo latíno, "al otro lado"), que indican que los grupos metilo se encuentran al mismo lado o en lados opuestos de la molécula. Por un método que veremos un poco más adelante, al isómero de p.e. +4 ºC se le ha asignado la configuración cis, y al de p.e. +1 ºC, la configuración *trans.*



I

cis-2-Buteno
p.e. + 4 ºC



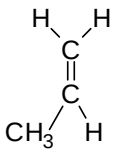
II

trans-2-Buteno
p.e. + 1 ºC

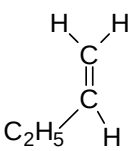
Isómeros geométricos

En la figura anterior se observan modelos de los 2-butenos isómeros. En el isómero *trans*, los grupos metilo están muy separados, mientras que en el cis se encuentran cerca, lo suficiente para provocar una aglomeración. Por tanto, podemos suponer que el isómero cis es menos estable que el *trans.*

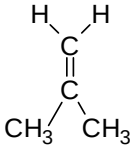
La rotación se halla impedida en torno a cualquier doble enlace carbono-carbono, pero solamente origina isomería geométrica si se cumplen ciertas relaciones entre los grupos unidos a los carbonos con doble enlace. Podemos reconocer esta isomería dibujando las posibles estructuras (o, mejor aún, construyéndolas con modelos moleculares) y luego comparándolas, para ver si efectivamente son isómeras o idénticas. De este modo, llegamos a la conclusión de que el propileno, el 1-buteno y el isobutileno no deberían presentar isomería, lo que concuerda con la realidad. Es evidente que muchos alquenos superiores exhiben isomería geométrica.



Propileno



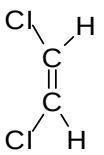
1-Buteno



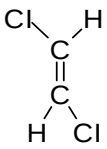
Isobutileno

No hay isomería geométrica

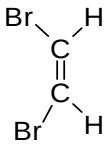
Si consideraremos compuestos distintos de los hidrocarburos, resulta que el 1,1-dicloro-eteno y el 1,1-dibromoeteno no deberían presentar isomería, mientras que los 1,2-dicloro-y los 1,2-dibromoetenos, sí. En todos los casos estos pronósticos resultaron correctos, habiéndose aislado isómeros con las propiedades físicas siguientes:



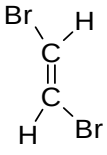
cis-



trans-



cis-



trans-

1,2-Dicloroeteno

p.e. 60ºC
p.f. -80 ºC

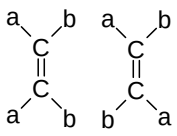
p.e. 48 ºC
p.f. -50 ºC

1,2-Dibromoeteno

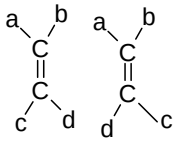
p.e. 110 ºC
p.f. -53 ºC

p.e. 108 ºC
p.f. -6 ºC

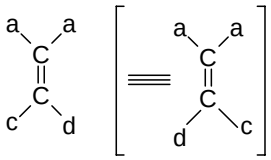
Del examen de estas estructuras, podemos concluir que la isomería geométrica no puede existir si cualquiera de los carbonos lleva dos grupos idénticos. A continuación se muestran algunas combinaciones posibles



Isomería



Isomería



No hay isomería

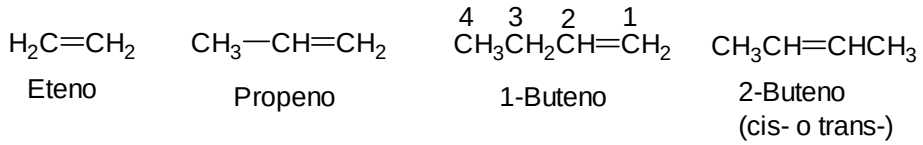
El fenómeno de la isomería geométrica es general y puede encontrarse en cualquier clase de compuestos con dobles enlaces carbono-carbono (e incluso con dobles enlaces de otros tipos).

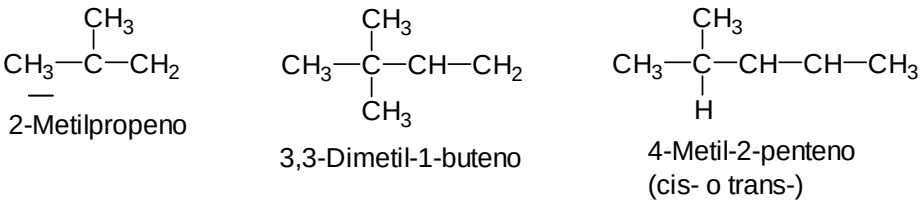
En lo que respecta a las propiedades químicas y físicas, los isómeros geométricos guardan la misma relación entre sí que los demás diastereómeros tienen los mismos grupos funcionales, por lo que exhiben propiedades químicas similares; no son idénticas, sin embargo, puesto que sus estructuras ni son idénticas ni son imágenes especulares; se combinan con los mismos reactivos, pero con velocidad diferente.

Como veremos posteriormente, bajo ciertas condiciones especialmente en sistemas biológicos, el comportamiento químico de los isómeros geométricos puede ser muy diferente. Los isómeros geométricos tienen propiedades físicas diferentes: distintos puntos de ebullición y de fusión, índices de refracción, solubilidades, densidades, etc. Basándonos en estas propiedades físicas diferentes, se pueden distinguirse unos de otros e identificarse, una vea establecida la configuración de cada uno. Pudimos apreciar que los butilenos tienen un carbono y dos hidrógenos más que el propileno, que, a su vez, tiene un carbono y dos hidrógenos más que el etileno; por tanto, los alquenos forman otra serie homóloga con el mismo incremento que los alcanos: CH_2. La fórmula general para esta familia es C_nH_{2n}. A medida que avanzamos en la serie de los alquenos, el número de estructuras isómeras para cada miembro aumenta aún más rápidamente que en el caso de la serie de los alcanos; además de las variaciones en los esqueletos carbonados, hay variaciones en la posición del doble enlace dentro de ellos, como también hay posibilidad de isomería geométrica.

Raras veces se usan nombres comunes, salvo tres alquenos sencillos: *etileno, propileno e isobutileno*. Sin embargo, los diversos alquenos de un determinado número de carbonos suelen designarse colectivamente como pentilenos (amilenos*), hexilenos, heptilenos,* etc. A veces, se encuentran alquenos denominados como derivados del etileno, por ejemplo, *tetrametiletileno* por $(CH_3)_2C=C(CH_3)_2$. La mayoría se designa por medio del sistema IUPAC, cuyas reglas son:

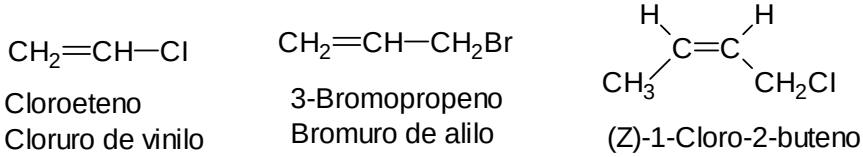
1. Selecciones como estructura de referencia la cadena continua más larga *que contenga el doble enlace*; luego, considérese el compuesto como derivado de aquella estructura por reemplazo de hidrógenos por diversos grupos alquilo.
2. La estructuraa matriz se conoce como *eteno, propeno, buteno, penteno*, y así sucesivamente, según sea su número de átomos de carbono; cada nombre se obtiene cambiando la terminación "ano" del alcano correspondiente a "eno"





3. Indíquese la ubicación del doble enlace en la cadena matriz por medio de un número. Aunque el doble enlace abarca dos carbonos, observe que su posición con el número correspondiente al *primer* carbono del doble enlace; la numeración de la cadena comienza desde el extremo más cercano al doble enlace: es decir, *1-buteno y 2-buteno.*

4. .Por medio de números, indíquense las posiciones de los grupos alquilo unidos a la cadena principal. Cuando ha de especificarse un isómero geométrico, se añade un prefijo**:** cis- o trans-, o (Z)- o (E)-. Un alqueno que contiene halógeno generalmente recibe el nombre de haloalqueno**,** esto es, un alqueno que contiene halógeno como cadena. Hay dos grupos no saturados tan comunes que se les da un nombre especial: vinilo, $CH_2=CH-$, y alilo, $CH_2=CH-CH-CH_2-$.



Como clase o familia de los hidrocarburos, los alquenos presentan propiedades físicas esencialmente iguales que las de los alcanos. Son insolubles en agua, pero bastante solubles en líquidos no polares, como benceno, éter, cloroformo o ligroína, y son menos densos que el agua.

De la siguiente tabla se desprende que el punto de ebullición se incrementa con el número creciente de carbonos; como en el caso de los alcanos, el aumento del punto de ebullición es de 20 a 30 grados por cada carbono adicional, excepto para los homólogos muy pequeños. Las ramificaciones bajan el punto de ebullición.

Nombre	Fórmula	p.f., ºC	p.e., ºC	Densidad relativa (a 20 ºC)
Etileno	$CH_2=CH_2$	-169	-102	
Propileno	$CH_2=CHCH_3$	-185	- 48	
1-Buteno	$CH_2=CHCH_2CH_3$		- 6.5	
1-Penteno	$CH_2=CH(CH_2)_2CH_3$		30	0.643
1-Hexeno	$CH_2=CH(CH_2)_3CH_3$	-138	63.5	.675
1-Hepteno	$CH_2=CH(CH_2)_4CH_3$	-119	93	.698
1-Octeno	$CH_2=CH(CH_2)_5CH_3$	-104	122.5	.716
1-Noneno	$CH_2=CH(CH_2)_6CH_3$		146	.731
1-Deceno	$CH_2=CH(CH_2)_7CH_3$	-87	171	.743
cis-2-Buteno	cis-$CH_3CH=CHCH_3$	-139	4	
trans-2-Buteno	trans-$CH_3CH=CHCH_3$	-106	1	
Isobutileno	$CH_2=C(CH_3)_2$	-141	-7	
cis-2-Penteno	cis-$CH_3CH=CHCH_2CH_3$	-151	37	.655
trans-2-Penteno	trans-$CH_3CH=CHCH_2CH_3$		36	.647
3-Metil-1-buteno	$CH_2=CHCH(CH_3)_2$	-135	25	.648
2-Metil-2-buteno	$CH_3CH=C(CH_3)_2$	-123	39	.660
2,3-Dimetil-2-buteno	$(CH_3)_2C=C(CH_3)_2$	-74	73	.705

El petróleo y el gas natural proporcionan los alcanos que son la principal fuente primaria de productos orgánicos: sustancias en torno a las que se ha desarrollado una industria vastísima, y que utilizamos en laboratorio. Ahora bien, los alcanos propiamente dichos no se prestan a la conversión directa en diversos compuestos: son relativamente inertes, y las reacciones que pueden sufrir se realizan más o menos indiscriminadamente sobre la molécula para generar mezclas complejas.

Sin embargo, de los alcanos se obtienen, mediante el *cracking* en sus diversas formas, ciertas sustancias más reactivas: los hidrocarburos aromáticos: benceno, tolueno y los xilenos; y los alquenos menores etileno, propileno y los butilenos. En último término, la mayoría de los productos aromáticos y alifáticos se obtiene de estos pocos compuestos más metano. El etileno, por ejemplo, es el compuesto orgánico de mayor consumo en la industria química y se sitúa en quinto lugar entre todos, siendo superado solamente por el ácido sulfúrico, cal, amoniaco y, el oxígeno.

Al contrario de los alcanos, los alquenos son muy reactivos, debido a su grupo funcional: el doble enlace carbono-carbono. (En realidad, los alcanos no poseen grupo funcional o bien, si lo tienen, es H, que se encuentra por todos lados en la molécula)

En el grado en que la biomasa renovable algún día reemplace a la masa fósil, no renovable, como fuente primaria de productos químicos orgánicos, sin duda los alquenos continuarán teniendo un papel primordial. El etileno, por ejemplo, se forma con facilidad por deshidratación del etanol, el cual se produce por la fermentación de carbohidratos

Actividad

1. ¿Qué son los compuestos llamados cicloalcanos?

2. ¿Qué es un alqueno?

3. ¿Cuál es la formula general de los cicloalcanos?

4. ¿Cuáles son las características que difieren entre un alcano y un cicloalcano

5. ¿Cuál es el ciclo alcano mas pequeño? _____
6. Menciona algunas de las características del mentol

7. ¿Por qué a los alquenos se les llama hidrocarburos no saturados?

8. ¿Qué son los esteroides?

9. Menciona tres ejemplos de esteroides

10. ¿Cuáles son las propiedades de la progesterona?

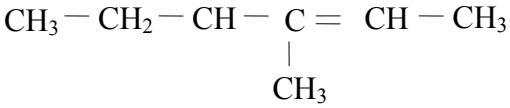
11. ¿Cuál es la característica más importante de los cicloalcanos con respecto a su estructura?

12. ¿Cuál es la formula general de los alquenos?

13. ¿Cuál es el alqueno más sencillo? _____
14. ¿Qué tipo de enlace covalente presentan los alquenos?

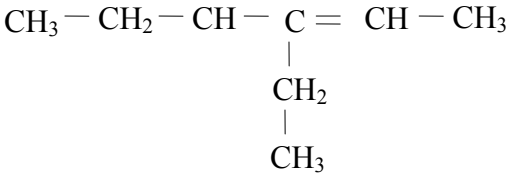
_____

15. ¿Cuál es el nombre del siguiente compuesto CH_3-CH=CH_2 _____
16. ¿Cuál es el nombre del siguiente compuesto?



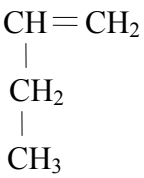
_____

17. ¿Cuál es el nombre del siguiente compuesto?



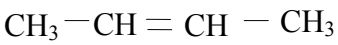
_____

18. ¿Cuál es el nombre del siguiente compuesto?



_____

19. ¿Cuál es el nombre del siguiente compuesto?



_____

Alquinos

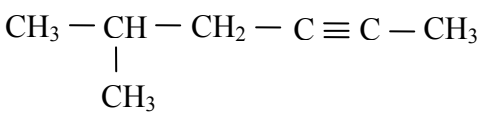
Hasta ahora hemos tratado dos tipos de enlace carbono-carbono: el enlace simple y el doble; el enlace simple carbono-carbono es poco reactivo; su función principal es la de actuar como cemento para mantener unidos casi todos los compuestos orgánicos. El doble enlace carbono-carbono es insaturado y, en consecuencia, muy reactivo frente a una amplia variedad de reactivos; como sustituyente, puede ejercer efectos notables sobre el resto de la molécula. Llegamos de esta manera, al triple enlace carbono-carbono, el grupo funcional de la familia denominada alquinos, al igual que el doble enlace, es insaturado y altamente reactivo: frente a los reactivos con los que reaccionan los enlaces dobles y hacia otros. También puede ejercer una influencia notable en el resto de la molécula, y de una forma peculiar, por medio de una combinación de sus propiedades características, el triple enlace carbono-carbono tiene una función especial de importancia cada vez mayor en la síntesis orgánica.

Por lo tanto el grupo de los alquinos son compuestos hidrocarburos que presentan en su estructura uno o más enlaces triples entre carbonos, su fórmula molecular es $C_n H_{2n-2}$. Son llamados también acetilenos porque toman el nombre del alquino mas sencillo del grupo: el acetileno CH ≡CH.

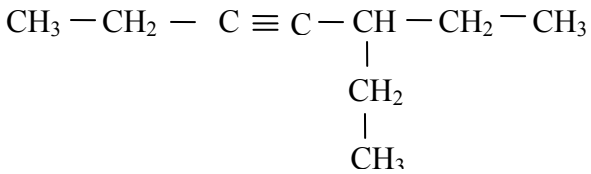
Las propiedades físicas de los alquinos son un poco mayores a los de los alcanos y alquenos correspondientes. Los tres primeros alquinos son gases, del cuarto hasta el que contiene quince carbonos, son líquidos; de dieciséis carbonos en delante, son sólidos.

Nombre	Formula	Nombre común
Etino	CH ≡CH	Acetileno
Propino	$CH \equiv C - CH_3$	Metilacetileno
Butino-1	$CH \equiv C - CH_2 - CH_3$	Etilacetileno
Butino-2	$CH_3 - C \equiv C - CH_3$	Dimetilacetileno
Pentino-1	$CH \equiv C - CH_2 - CH_2 - CH_3$	n-Propilacetileno
Pentino-2	$CH_3 - C \equiv C - CH_2 - CH_3$	Metilatilacetileno
Hexino-1	$CH \equiv C - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$	n- Butilacetileno
Hexino-2	$CH_3 - C \equiv C - CH_2 - CH_2 - CH_3$	Metilpropilacetileno
Hexino-3	$CH_3 - CH_2 - C \equiv C - CH_2 - CH_3$	Dietilacetilano

Los alquinos se nombran identificando la cadena continua más larga de la molécula que contiene el triple enlace, modificando la terminación "ano" por "ino" , se numeran los carbono iniciando del extremo que esta más cercano del triple enlace, ubicando el grupo sustituyénte alquilo en el número de carbono que le corresponda, por ejemplo:



5- Metil-2-hexino



5-etil-3-heptino

El miembro más sencillo de la familia de los alquinos es el acetileno (C_2H_2). Empleando los métodos que aplicamos a la estructura del etileno, obtenemos una estructura en la que los átomos de carbono comparten tres pares de electrones; es decir, están unidos por un triple enlace. El triple enlace carbono-carbono es la característica distintiva de la estructura de los alquinos.

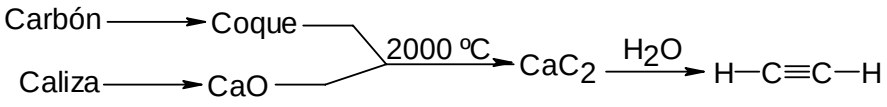
Acetileno

Al igual que los alcanos y alquenos, los alquinos forman una serie homóloga, también con un incremento de CH_2. Los alquinos se denominan de acuerdo con dos sistemas, se les considera como derivados del acetileno, por reemplazo de uno o ambos átomos de hidrógeno por grupos alquilo.

$H-C\equiv C-C_2H_5$	$CH_3-C\equiv C-CH_3$	$CH_3-C\equiv C-CH(CH_3)_2$
Etilacetileno	Dimetilacetileno	Isopropilmetilacetileno
1-Butino	2-Butino	4-Metil-2-pentino

Para alquinos más complicados se utilizan los nombres IUPAC. Las reglas son las mismas que las empeladas para denominar los alquenos, salvo que la terminación "eno" se reemplaza por "ino". La estructura de referencia es la cadena continua más larga que contenga el triple enlace, y las posiciones de los sustituyentes y del triple enlace se indican con números. A este último se le da el número del primer carbono enlazado de manera triple, contando desde el extremo de la cadena más cercano. Al ser compuestos de baja polaridad, las propiedades físicas de los alquinos son, en esencia, las mismas que las de los alcanos y alquenos. Son insolubles en agua, pero bastante solubles en disolventes orgánicos usuales y de baja polaridad: ligroína, éter, benceno, tetracloruro de carbono. Son menos densos que el agua y sus puntos de ebullición muestran el aumento usual con el incremento del número de carbonos y el efecto habitual de ramificación de las cadenas. Los puntos de ebullición son casi los mismos que para los alcanos o alquenos con el mismo esqueleto carbonado.

El alquino industrial más importante es el miembro más simple de la familia, el acetileno. Tradicionalmente, se ha preparado por la acción del agua sobre carburo de calcio, CaC_2, que se obtiene, a su vez, por reacción entre el óxido de calcio y el coque, a las altísimas temperaturas del horno eléctrico. Por su parte, el óxido de calcio y el coque se consiguen de la caliza y del carbón, respectivamente



ALQUINOS

Nombre	Fórmula	p.f., ºC	p.e., ºC	Densidad relativa (a 20 ºC)
Acetileno	$HC\equiv CH$	- 82	-75	
Propino	$HC\equiv CCH_3$	-101.5	-23	
1-Butino	$HC\equiv CCH_2CH_3$	-122	9	
1-Pentino	$HC\equiv C(CH_2)_2CH_3$	-98	40	0.695
1-Hexino	$HC\equiv C(CH_2)_3CH_3$	-124	72	0.719
1-Heptino	$HC\equiv C(CH_2)_4CH_3$	-80	100	0.733
1-Octino	$HC\equiv C(CH_2)_5CH_3$	-70	126	0.747
1-Nonino	$HC\equiv C(CH_2)_6CH_3$	-65	151	0.763
1-Decino	$HC\equiv C(CH_2)_7CH_3$	-36	182	0.770
2-Butino	$CH_3C\equiv CCH_3$	-24	27	0.694
2-Pentino	$CH_3C\equiv CCH_2CH_3$	-101	55	0.714
3-Metil-1-butino	$HC\equiv CCH(CH_3)_2$		29	0.665
2-Hexino	$CH_3C\equiv C(CH_2)_2CH_3$	-92	84	0.730
3-Hexino	$CH_3CH_2C\equiv CCH_2CH_3$	-51	81	0.725
3,3-Dimetil-1-butino	$HC\equiv CC(CH_3)_3$	-81	38	0.669
4-Octino	$CH_3(CH_2)_2C\equiv C(CH_2)_2CH_3$		131	0.748
5-Decino	$CH_3(CH_2)_3C\equiv C(CH_2)_3CH_3$		175	0.769

En la actualidad existe una síntesis alternativa, basada en el petróleo, que se encuentra desplazando al proceso del carburo, este procedimiento implica la oxidación parcial, controlada y a temperatura elevada, del metano.

$$6CH_4 + O_2 \xrightarrow{1500ºC} 2\,HC\equiv CH + 2CO + 10H_2$$

Debido al elevado costo del acetileno, el mercado internacional ha disminuido mucho su demanda; la mayoría de los productos químicos que anteriormente se sintetizaban del acetileno, se obtienen en la actualidad del etileno. No obstante, el acetileno sigue siendo la fuente de algunos compuestos utilizados en la manufactura de polímeros

La mayor parte de los alquinos se fabrica en forma de acetileno. A su vez, una buena parte del acetileno se utiliza como combustible en la soldadura a gas debido a las elevadas temperaturas alcanzadas. En la industria química los alquinos son importantes productos de partida por ejemplo en la síntesis del policloruro de vinilo (PVC), de caucho artificial etc.

Los polímeros generados a partir de los alquinos, es decir los polialquinos, son semiconductores orgánicos y pueden ser dotados parecido al silicio aunque se trata de materiales flexibles.

El policloruro de vinilo o PVC (del inglés PolyVinyl Chloride) es un polímero termoplástico. Se presenta como un material blanco que comienza a reblandecer alrededor de los 80°C y se descompone sobre los 140°C. Cabe mencionar que es un polímero por adición y además una resina que resulta de la polimerización del cloruro de vinilo o cloroeteno. Tiene una muy buena resistencia eléctrica y a la llama. Existen dos clases de PVC: flexible y rígido, el rígido se utiliza para la fabricación de tuberías, las cuales han reemplazado en gran medida al hierro (que se oxida más fácilmente); al igual que él, el PVC se utiliza para paneles u otros objetos moldeados.

En la industria existen dos tipos:

- Rígido: para envases, tuberías, ventanas...
- Flexible: cables, juguetes, calzados, pavimentos, recubrimientos, techos tensados...

Entre sus características están su alto contenido en halógenos. Es dúctil y tenaz; presenta estabilidad dimensional y resistencia ambiental. Además, es reciclable por varios métodos.

Actividad

1. Es el enlace característico del grupo de los alquinos _____
2. ¿Cual es la formula general para los hidrocarburos alquinos?

   _____
3. Menciona el alquino mas sencillo _____
4. Este tipo de alquinos su estado de la materia es sólido

   _____
5. ¿De que otra forma se les llama a los alquinos?

   _____
6. Describe la síntesis de acetileno

   _____

   _____

   _____

   _____
7. ¿Qué es el PVC?

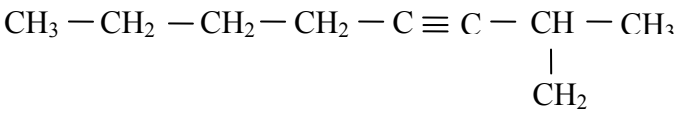
   _____

   _____

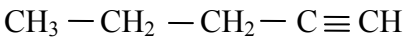
   _____

   _____

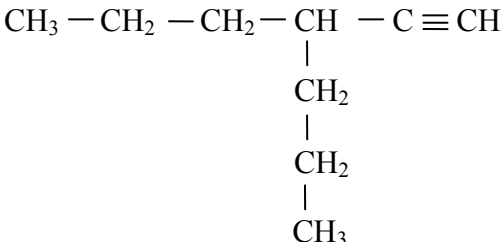
Escribe el nombre de las siguientes moléculas:



_____

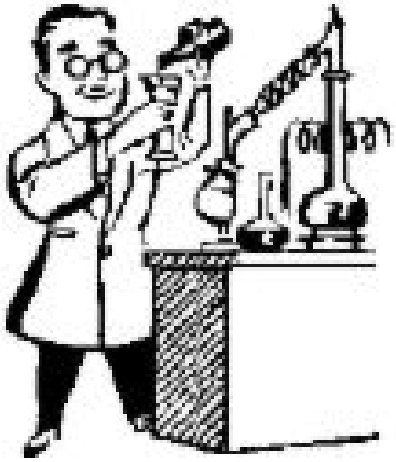


_____



_____

Reacciones de Adición



El doble enlace consiste en un enlace σ fuerte, y en otro π débil; en consecuencia, es de esperar que la reacción implique la ruptura del enlace más débil, una reacción en la que se combinan dos moléculas para producir una sola, se denomina: reacción de adición. El reactivo simplemente se agrega a la molécula; en contraposición a la reacción de sustitución, en la que una parte del reactivo es sustituido por una porción de la molécula. Los procesos de adición se limitan necesariamente a compuestos que tienen átomos que comparten más de un par de electrones; es decir, sustancias que contienen átomos unidos con enlaces múltiples. La adición es formalmente lo opuesto a la de la eliminación: así como la eliminación genera un enlace múltiple, la adición lo destruye.

En la estructura del enlace hay una nube de electrones π por encima y por debajo del plano de los átomos. Estos electrones están menos implicados que los enlaces de tipo σ en mantener unidos los núcleos de carbono; en consecuencia, ellos mismos están más sueltos. Estos electrones "n" sueltos, están especialmente disponibles para reactivos que buscan electrones. No es de sorprender, por tanto, que en muchas de sus reacciones del doble enlace carbono-carbono sirva de fuente electrónica; es decir, actúa como base. Los compuestos con los cuales reacciona, son los deficientes en electrones; es decir, que son ácidos. Estos reactivos ácidos que buscan un par de electrones se llaman reactivos electrofílicos (del griego, amante de electrones). La reacción típica de un alqueno es la adición electrofílica o, en otras palabras, la adición de reactivos ácidos.

Como los alquenos y alquinos son componentes no saturados, sus reacciones más importantes son de adición, y en estas, los nuevos átomos forman enlaces simples con los carbonos que participaban en enlaces dobles o triples ya que la presencia de enlaces dobles y triples aumenta fuertemente su reactividad química; en una reacción de adición de un alqueno el doble enlace carbono-carbono se transforma en enlace simple formándose un hidrocarburo saturado en las reacciones de adición se integra un reactivo a los dos átomos que están formando el enlace múltiple, por ejemplo, la adición de un halógeno como el Bromo (Br) con etileno.

$$CH_2 \equiv CH_2 + Br_2 \longrightarrow \begin{matrix} CH_2 & - & CH_2 \\ | & & | \\ Br & & Br \end{matrix}$$

En este tipo de reacciones los nuevos átomos forman enlaces simples con los carbonos que presentan al enlace doble o triple. En una reacción de adición de un alqueno, el enlace doble carbono – carbono, se transforman en enlace sencillo formándose un hidrocarburo saturado (alcano).

Al igual que la química de los alquenos es la del doble enlace carbono-carbono, la de los alquinos es la del triple enlace carbono-carbono. Como los alquenos, los alquinos sufren adición electrofílica, y por la misma razón: la disponibilidad de los electrones "n" sueltos. La adición de hidrógeno, halógenos y halogenuros de hidrógeno a los alquinos es muy similar a la adición a los alquenos, salvo que en este caso pueden consumirse dos moléculas de reactivo por cada triple enlace. Como se ha mostrado, si se eligen condiciones apropiadas, es posible limitar la reacción a la primera etapa aditiva: la formación de alquenos. En algunos casos al menos, esto se simplifica debido a que la forma de introducir los sustituyentes en la primera etapa afecta a la segunda. Además de la adición, los alquinos dan ciertas reacciones que se deben a la acidez de un átomo de hidrógeno unido a un carbono con triple enlace.

La reacción entre un alqueno con hidrogeno (H_2) se conoce como hidrogenación, esta reacción no se lleva a cabo con facilidad en condiciones ordinarias de temperatura y presión, una razón de la falta de reactividad del hidrogeno hacia los alquenos es la gran entalpía del enlace del hidrogeno; para favorecer esta reacción es necesario emplear un catalizador que ayude a romper el enlace entre hidrógenos. Los catalizadores que más se usan son metales finamente divididos sobre los cuales se adsorbe el H_2. Los halogenuros de hidrogeno también se adicionan al doble enlace de los alquenos, como lo muestran las siguientes reacciones del etileno

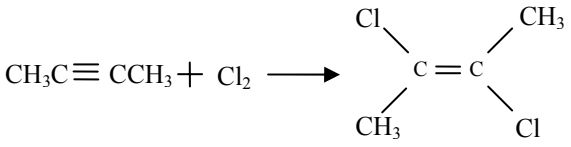
$$CH_2{=}CH_2 + HBr \longrightarrow CH_3CH_2Br$$

Así mismo la adición de agua es catalizada por un acido fuerte como el acido sulfúrico (H_2SO_4)

$$CH_2{=}CH_2 + H_2O \xrightarrow{H_2SO_4} CH_3CH_2OH$$

La hidrogenación de alquenos es un proceso industrial importante, en la fabricación de mantecas sólidas, las grasas no saturadas presentan enlaces dobles y por lo general son líquidas a temperatura ambiente, mientras que las grasas saturadas (que contienen enlaces sencillos) son sólidas. Las grasas no saturadas líquidas, se convierten en grasas saturadas sólidas por hidrogenación.

Las reacciones de adición de los alquinos se asemejan a las de los alquenos, como se muestra en la siguiente reacción



2- Butino Trans-2,3-Dicloro-2-Buteno

Hidrocarburos Aromáticos

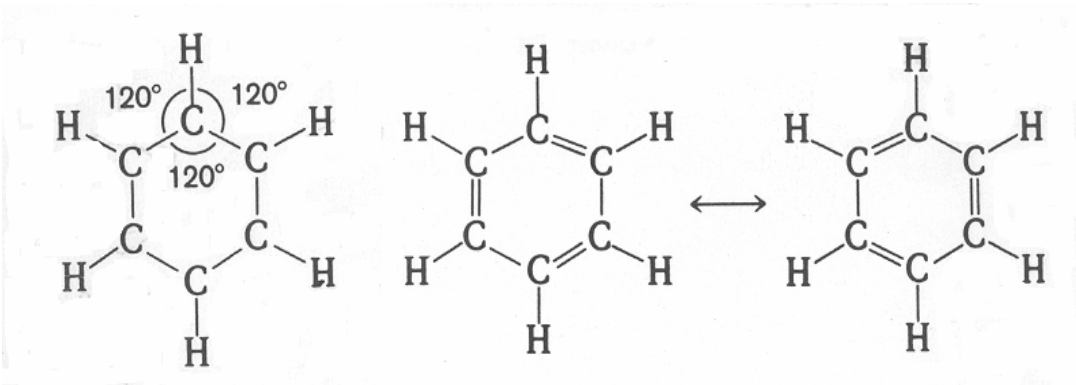
Los hidrocarburos aromáticos pertenecen a una clase muy importante de compuestos, y se originan cuando separamos mezclas de hidrocarburos procedentes e fuentes naturales (como el petróleo, o carbón vegetal) algunos de estos compuestos presentan un olor característico por lo que se han llamado hidrocarburos aromáticos; algunos componentes de este grupo son : canela y vainilla, y al examinar estos compuestos se observa una característica común: un anillo de átomos de 6 carbonos denominado anillo bencénico.

Los compuestos aromáticos son estructuras de tipo plana, esto debido por la conjugación de los electrones π que le imparten propiedades especiales a este grupo funcional. El benceno es el principal miembro de los compuestos aromáticos, debido a la conjugación que existe entre las uniones, todas las posiciones son iguales antes de tener una sustitución el anillo. La representación que más usada es:

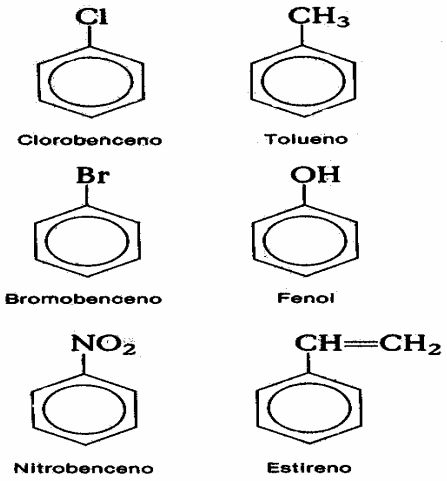
en lugar de la siguiente, aunque ambas son aceptables.

El miembro más sencillo de este grupo es el benceno tiene la fórmula C_6H_6 y una estructura plana con ángulos de enlace de 120° que sugiere un alto grado de instauración, por lo que se esperaría que el carbono presentara característica similares a los hidrocarburos insaturados. Sin embargo el comportamiento químico de benceno es muy diferente; es mucho más estable que los hidrocarburos insaturados.

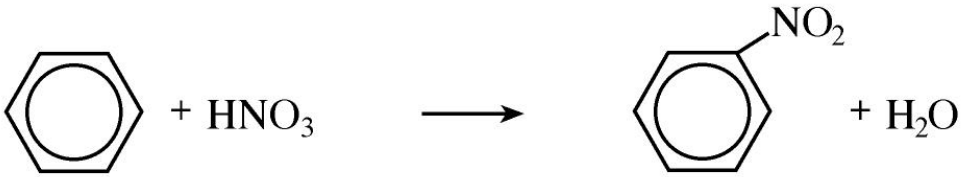
Molécula de benceno



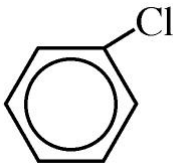
Al observar detenidamente los enlaces del anillo de benceno, nos damos cuenta que es posible formar dos estructuras de Lewis, es decir los enlaces dobles están ubicados en lugares diferentes, como se puede observar en la figura anterior. Ya que el enlace real es una combinación de la figura anterior al anillo de benceno se representa por medio de hexágonos con un círculo dentro para denotar al carácter aromático, cada vértice del polígono representa un átomo de carbono y los átomos de hidrógeno no se muestran.



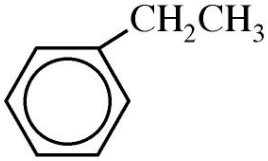
Los hidrocarburos aromáticos no experimentan reacciones de adición fácilmente, en cambio si sufren reacciones de sustitución con relativa facilidad; en este tipo de reacción química, se extrae un átomo de una molécula y se sustituye por otro átomo o grupo de átomos por ejemplo; cuando se calienta benceno en una mezcla de ácido sulfúrico y ácido nítrico, se sustituye un hidrógeno por el grupo nitro (NO).



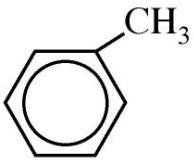
A este compuesto se le llama nitrobenceno, el nombre sistemático para denominar a los bencenos monosustituidos es utilizando el nombre del sustituyénte como prefijo del benceno, por ejemplo:



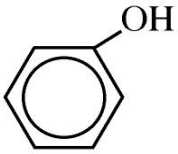
Se llama cloro benceno y la molécula.



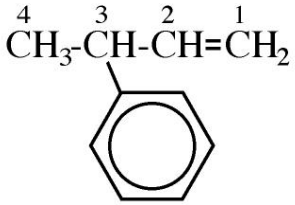
Se llama etilbenceno, aunque algunas veces los compuestos monosustituidos reciben nombres especiales, por ejemplo:



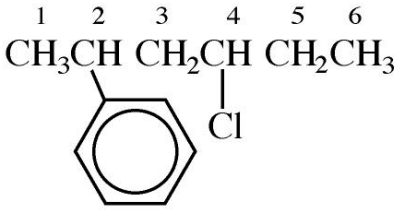
Recibe el nombre sistemático de metilbenceno, pero por conveniencia se le llama Tolueno, o bien a la siguiente molécula.



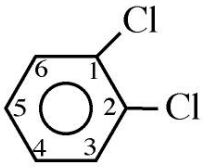
Se le podría llamar hidroxibenceno, más sin embargo recibe el nombre de fenol. Algunas veces es mas practico nombrar los componentes tomando en cuenta al anillo bencénico como sustituyénte, por ejemplo:



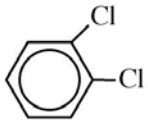
En este caso es más fácil decir: 1 buteno con anillo de benceno como sustituyénte en el carbono número 3. Cuando el anillo bencénico se esta nombrando como sustituyénte recibe el nombre de grupo fenilo; por ejemplo el nombre del compuesto 4-cloro-2-fenilhexano cuya fórmula estructural seria:



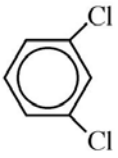
Debemos de recordar que se numera la cadena iniciando por el extremo más cercano al sustituyénte, y siempre utilizando orden alfabético en los sustituyéntes (primero cloro que fenil). Cuando en el anillo bencénico están presentes más de un sustituyénte, se indica su posición por medio de números, por ejemplo:



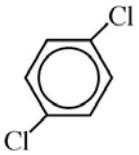
Este compuesto se llama 1,2-diclorobenceno. También podemos usar el prefijo “orto” cuando los sustituyéntes están ubicados uno al lado del otro; “meta” para cuando los sustituyéntes tienen un átomo de carbono en medio, y el prefijo “para” cuando los dos sustituyéntes están localizados uno frente al otro en el anillo bencénico.



Orto-diclorobenceno
(1,2-diclorobenceno)



Meta-diclorobenceno
(1,3-diclorobenceno)

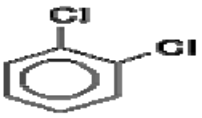


Para-diclorobenceno
(1,4-diclorobenceno)

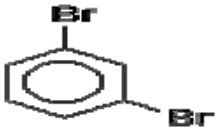
Solo hay tres isómeros posibles en cualquier benceno disustituido debido a la simetría plana del anillo, para identificar a estos compuestos la nomenclatura de la IUPAC prefiere el uso de los números 1,2; 1,3; 1,4. El sistema de prefijos está ampliamente difundido y se usa cuando hay disustitución, y como ya se menciono anteriormente son los siguientes:

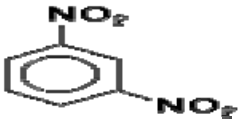
- *orto*-, o bien, *o*- para el isómero 1,2
- *meta*-, o bien *m*- para el isómero 1,3
- *para*-, o bien *p*- para el isómero 1,4

Por ejemplo el compuesto, 1,2-diclorobenceno, o bien también denominado orto-diclorobenceno (o-doclorobenceno)

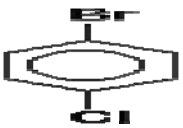


Así mismo el compuesto llamado 1,3-dibromobenceno, o también meta-dibromobenceno, o bien el compuesto 1,3 dinotrobenceno o meta-dinitrobenceno

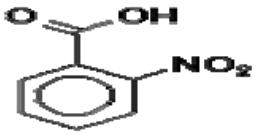




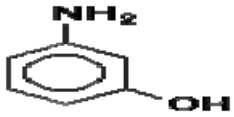
Para el caso del isómero 1,4 podemos observar el siguiente ejemplo, el compuesto llamado 1-bromo-4-clorobenceno, al cual también podemos llamarlo, para-bromoclorobenceno



Si no se usa un nombre común para el benceno disustituido y cuando existe un nombre común para el benceno monosustituido este se usa como nombre base y el otro sustituyente se nombra como prefijo, por ejemplo el compuesto denominado acido 2-nitrobenzoico, o bien también llamado acido orto-nitrobenzoico (o-nitrobenzoico)

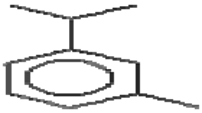


O también los siguientes compuestos llamados 3-aminofenol (meta-aminofenol); y el 4-metoxianilina (para-metoxianilina) respectivamente



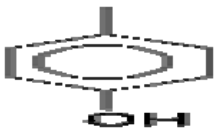
Existen algunos compuestos disusituidos que tienen nombre común como por ejemplo el orto-xileno (tambien: meta- y para-xilenos)

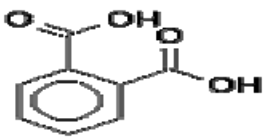
Para la siguiente estructura se denomina meta-cumeno (también: orto- y para-cumeno)



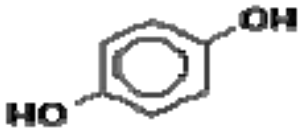
Otro tipo de compuestos de nombre común se presentan con la estructura siguiente se denominan para-toloudina (también: orto- y meta-toloudina)

Así mismo también otro hidrocarburo de tipo aromático disustituido es el para-cresol (también: orto- y meta-cresol). Así como el acido ftálico, del cual el derivado 1,3 se denomina acido isoftálico y el derivado 1,4 acido tereftálico

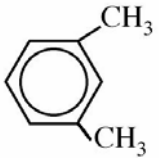




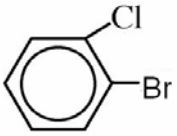
También uno de los productos muy usados de este tipo de hidrocarburos es la hidroquinona, el cual su derivado de tipo 1,2 (orto) es llamado de manera común como pirocatecol; y el derivado de tipo 1,3 (meta) se denomina resorcinol



Como ya se menciono anteriormente, si el anillo bencénico presenta dos grupos sustituyéntes del grupo metilo reciben el nombre especial de "xilenos" es así que el compuesto.

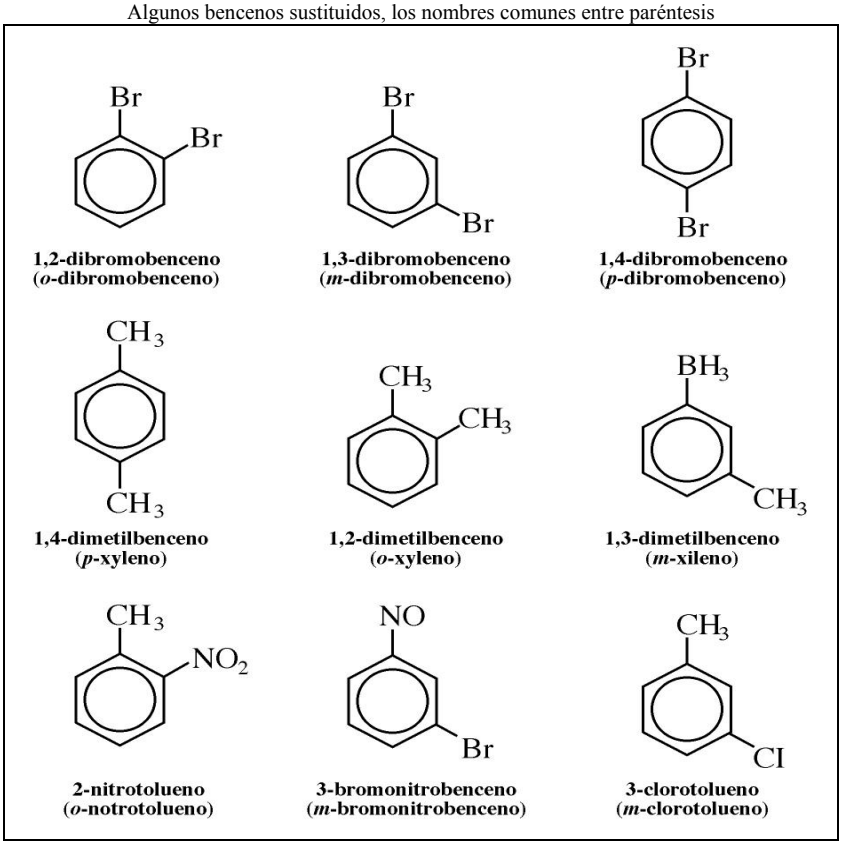


Se llamaría, 1,3 dimetilbenceno, recibe el nombre especial de meta-xileno, si en el anillo bencénico hay dos sustituyéntes diferentes, siempre se presume que uno de ellos está en el carbono número 1, y no se especifica este número en el nombre, por ejemplo el compuesto.



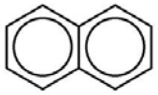
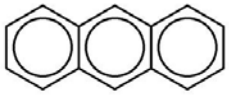
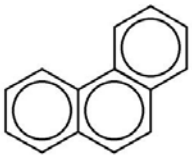
Se llama 2-bromo cloro bencénico, y nunca 2-bromo-1-cloro bencénico

Algunos bencenos sustituidos, los nombres comunes entre paréntesis

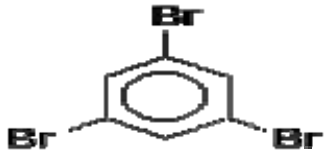


El benceno es la molécula aromática más sencilla, los sistemas aromáticos mas complejos se pueden considerar están formados de varios anillo bencénicos fundidos entre ellos mismos, como se observa en el cuadro siguiente:

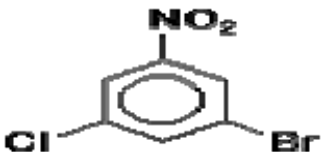
Moléculas aromáticas más complejas

Fórmula Estructural	Nombre	Aplicación
	naftaleno	bolas de naftaleno para la polilla
	antraceno	tintes
	fenantreno	tintes, explosivos y síntesis de sustancias químicas

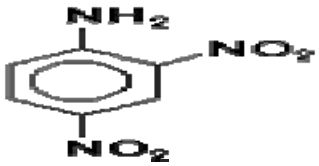
Si tres o más sustituyentes se encuentran presentes en el anillo bencénico, se utiliza solo el sistema de números para indicar las sustituciones, por ejemplo, el compuesto llamado 1,3,5-tribromobenceno



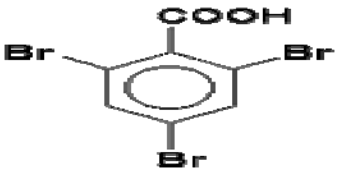
O bien el compuesto: 3-bromo-5-cloro-1-nitrobenceno; y el 2-cloro-1,3-dinitrobenceno

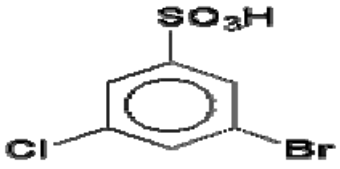


Si existe un nombre común para uno de los bencenos monosustituidos, este se usa como nombre base y el grupo toma la posición 1 del anillo bencénico, por ejemplo el compuesto llamado 2,4-dinitroanilina

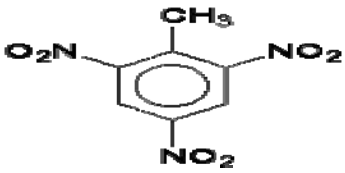


O bien el compuesto denominado acido 2,4,6-tribromobenzoico; o también el acido 3-bromo-5-clorobencenosulfónico



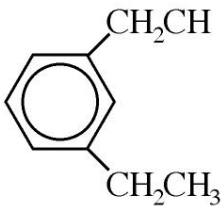


O bien el famoso: 2,4,6-trinitrotolueno mas conocido como dinamita (TNT)

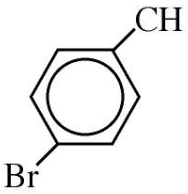


Actividad:

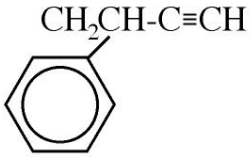
Menciona el nombre de los siguientes compuestos:



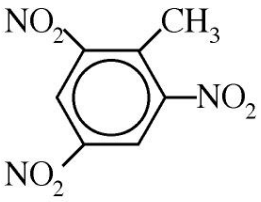
_____



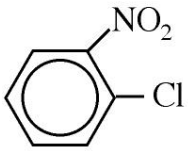
_____



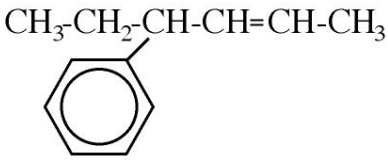
_____



_____



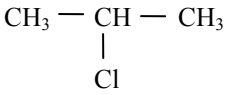
_____



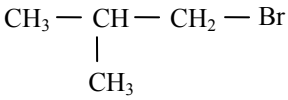
_____

Derivados halogenados

Estos compuestos resultan de la sustitución de uno o más hidrógenos por elementos de la familia de los halógenos. Para denominar a estos compuestos de acuerdo a la Unión Internacional de Química Pura Aplicada (IUPAC por sus siglas en ingles), se considera la fusión halógena como sustituyénte, por ejemplo:



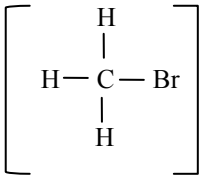
2-cloropropano



1-bromo-2-metilpropano

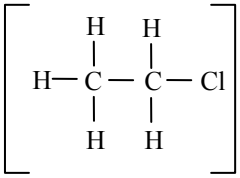
Debido a la facilidad de los hidrógenos para ser sustituidos por halógenos, en la industria química se pueden encontrar grandes cantidades de compuestos de gran aplicación; los halógenos de alquilo, constituyen una clase importante de compuestos en la industria química, esto debido a la gran cantidad de reacciones que provocan y usos que le damos, por ejemplo:

Bromuro de metilo

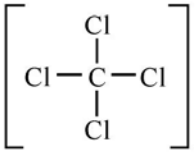
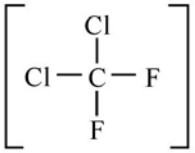
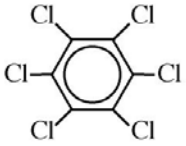
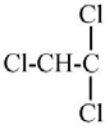
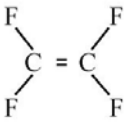


Usado como veneno en los fumigantes para roedores

Cloruro de etilo



Usado en la preparación de antidetonantes, anestésico local, refrigerantes, síntesis de celulosa y disolventes de grasas

Tetracloruro de carbono		de gran utilidad como disolvente, agente de limpieza y en extinguidores
Diclorodiflourmetano		conocido como freón-12, se utiliza como propulsor en lod aerosoles y como gas refrigerante
Hexaloloruro de benceno		importante uso insecticida
Tricloroetileno		se usa como disolvente de grasa aceites y resinas
Teflón		polímero muy estable, gran aplicación química en recubrimientos de metales
Di cloro metano	CH_2- Cl_2	liquido que se usa como disovente para descafeinar
Tricloro metano	CH - Cl_3	conocido comúnmente como cloroformo, en la antigüedad se usaba como anestésico

Actividad

1 Escribe el nombre y símbolo de los elementos de la familia de los halógenos.

2 Cuando un halógeno sustituye a un hidrógeno se efectúa una reacción llamada:

3 Escribe la fórmula estructural condensada de los siguientes compuestos:

a) 2- cloro propano

b) 1 - bromo- 2 – cloro propano

c) 1 – cloro – 1- fluoro ciclo propano

4. escribe el nombre de los siguientes derivados halogenados:

a) $CH_3 - CH_2 - CH_2 - Br$ _____

b) $CH_3 - \underset{\underset{Cl}{|}}{CH} - CH_2 - \underset{\underset{Br}{|}}{CH} - CH_3$ _____

c) $F_2C = CF_2$ _____

CAPÍTULO 5

GRUPOS FUNCIONALES

Alcoholes

En química se denomina alcohol a aquellos hidrocarburos saturados, o alcanos que contienen un grupo hidroxilo (-OH) en sustitución de un átomo de hidrogeno enlazado de forma covalente.

Los alcoholes pueden ser primarios, secundarios, o terciarios, en función del número de átomos de hidrógeno sustituidos en el átomo de carbono al que se encuentran enlazado el grupo hidroxilo. A nivel del lenguaje popular se utiliza para indicar comúnmente a una bebida alcohólica, que presenta etanol. La palabra alcohol proviene del árabe "al" (el) y "kohol" que significa sutil. No se tienen referencias claras, pero se cree que el descubridor de este compuesto pudo haber sido el alquimista Arnau de Villanova.

Estos compuestos se caracterizan por contener en su molécula el radical hidroxilo (OH), ya que son derivados de hidrocarburos en los cuales uno o mas hidrógenos fueron sustituidos por este grupo funcional, su nomenclatura se obtiene al agregar la terminación "ol" al nombre del alcano correspondiente, la posición del grupo funcional OH se especifica por medio de un número, que se elige de manera que resulte ser el menor de los números de los sustituyéntes.

Algunos alcoholes comunes

Fórmula	Nombre sistemático	Nombre común
CH_3OH	metanol	alcohol metílico
CH_3CH_2OH	etanol	alcohol etílico
$CH_3CH_2CH_2OH$	1-propanol	alcohol *n*-propílico
CH_3CHCH_3 (OH)	2-propanol	alcohol isopropílico

Los alcoholes responden a la fórmula general $C_nH_{2n+1}OH$, los alcoholes primarios y secundarios son líquidos incoloros y de olor agradable, solubles en el agua en cualquier proporción y menos densos que ella. En cambio los alcoholes terciarios son todos sólidos.

Muchos alcoholes pueden ser creados por fermentación de frutas o granos con levadura, pero solamente el etanol es producido comercialmente de esta manera, principalmente como combustibles y como bebida. Otros alcoholes son generalmente producidos como derivados sintéticos del gas natural o del petróleo

El enlace O–H es polar, por lo que los alcoholes son mucho más solubles que los hidrocarburos en disolventes polares como el agua; el grupo funcional OH también participa en la formación de puentes de hidrógeno, por lo que los alcoholes presentan puntos de ebullición mucho más altos que sus alcanos progenitores correspondientes.

Existen muchos alcoholes, pero el metanol, y etanol que son lo más sencillos tienen un gran valor comercial. El metanol es conocido también con el nombre de alcohol de madera, porque anteriormente se obtenía al calentar madera en ausencia de aire, actualmente la industria lo sintetiza por medio de hidrogenación de monóxido de carbono.

$$CO + 2H_2 \rightarrow CH_3OH$$

El metanol se utiliza para sintetizar ácido acético (vinagre) adhesivos, fibras, plásticos, entre otros casos; así mismo se utiliza como combustible de motores, en forma pura se ha usado por muchos años como combustible de las carreras de Indianápolis 500 (y otros similares). Este producto es de gran ayuda en los motores por su resistencia al golpeteo (cascabeleo), así mismo auxilia en la menor producción de monóxido de carbono en los gases de escape, si se ingiere puede producir ceguera e incluso la muerte.

El etanol es el alcohol que podemos encontrar en bebidas, como cerveza, vino, whiskey, tequila, etc. Se produce por la fermentación del azúcar glucosa del maíz, cebada, uva, agave, etc.

$$C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{\text{Levadura}} 2CH_3CH_2OH + 2CO_2$$

Este alcohol al igual que el metanol sirve como combustible en motores de combustión interna de automóviles y actualmente se añade a la gasolina para formar gasohol, también se usa en la industria como disolvente y la síntesis de ácido acético, la síntesis de etanol se lleva a cabo por la reacción de agua y etileno.

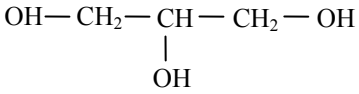
$$CH_2 = CH_2 + H_2O \rightarrow CH_3CH_2OH$$

Se conocen muchos alcoholes que contienen más de un grupo –OH (poli hidroxílicos), el más sencillo es el 1,2 etanodiol (etilenglicol), cuya fórmula es:

$$OH - CH_2 - CH_2 - OH$$

El etilenglicol tiene una gran importancia comercial ya que es el ingrediente principal del anticongelante para automóviles.

Otro alcohol polihidroxílico común es el 1,2,3- propanotriol, conocido comúnmente como glicerina



el cual es un líquido que se disuelve fácilmente en agua y su uso es extenso como suavizante de la piel en cosméticos, también se utiliza en la fabricación de jarabes, en la industria de alimentos, como lubricante y en la fabricación de explosivos (nitroglicerina)

Para nombrar a los alcoholes se deben de seguir las siguientes reglas:

1. Elegir la cadena mas larga de átomos de carbono que contenga el grupo –OH.
2. Numerar la cadena de manera que cada carbono con el grupo –OH tenga el numero menor posible.
3. Obtener el nombre del hidrocarburo del cual procede la cadena principal sustituyendo la letra "o" final por la terminación "ol".
4. Nombrar los demás sustituyéntes de la manera acostumbrada.

Por ejemplo, el compuesto $CH_3 - \underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{CH}} - CH_2 - CH_2 - CH_3$

Se llama 2- pentanol, porque la cadena de hidrocarburos de la cual procede es el pentano; el compuesto $CH_3 - CH_2 - \underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{CH}} - CH_2 - CH_2 - CH_3$ se llamará 3-hexanol.

Los alcoholes se clasifican, según la cantidad de fragmentos de hidrocarburo (grupos alquilo) enlazados al carbono en el cual está unido el grupo – OH.

$R\text{-}CH_2OH$

Alcohol primario
(un grupo R)

$$\begin{matrix} R \\ R \end{matrix}\!\!>CHOH$$

Alcohol secundario
(dos grupos R)

$$\begin{matrix} R \\ | \\ R\text{-}COH \\ | \\ R \end{matrix}$$

Alcohol terciario
(tres grupos R)

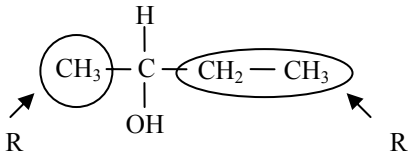
En donde R, R' y R", que pueden ser iguales o no, representan fragmentos de hidrocarburos (grupos alquilo), por ejemplo el compuesto:

$$CH_3 - \underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{CH}} - H_2 - CH_2$$

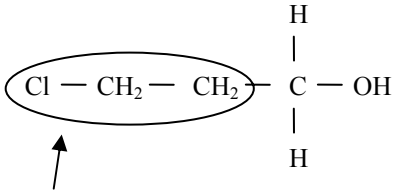
Iniciamos numerando la cadena

$$\overset{1}{CH_3} - \overset{2}{\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{CH}}} - \overset{3}{CH_2} - \overset{4}{CH_3}$$

El compuesto se llama 2- butanol, ya que el grupo –OH esta en la posición número 2 de una cadena de cuatro átomos de carbono, si observamos que la cadena en la que está unido el –OH también tiene dos grupos R(alquilo) que son -CH_3 y -CH_2 CH_3; por lo tanto es un alcohol secundario:

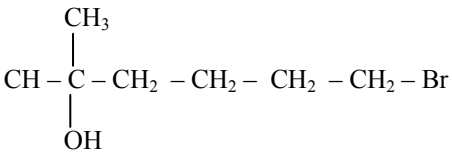


Así mismo el compuesto Cl – CH_2 – CH_2 –CH_2 – OH seria un alcohol primario y su nombre será 3- cloro-1-propanol:

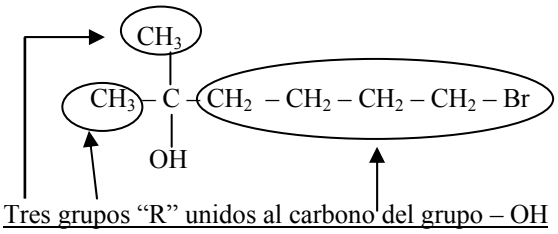


Un grupo "R" unido al carbón con el grupo -OH

Un ejemplo de alcohol terciario seria el compuesto:



y llevará el nombre de 6-bromo-2-metil-2-hexanol.



Tres grupos "R" unidos al carbono del grupo – OH

Los alcoholes tienen una gran gama de usos en la industria y en las ciencias como solventes y combustibles. El etanol y el metanol pueden hacerse combustionar de una manera más limpia que la gasolina o el gasoil. Por su baja toxicidad y disponibilidad para disolver sustancias no polares, el etanol es utilizado frecuentemente como solvente en fármacos, perfumes y en esencias vitales como la vainilla. Los alcoholes sirven frecuentemente como versátiles intermediarios en la síntesis orgánica

Lectura

Los efectos del alcohol sobre el cuerpo

La asimilación del alcohol por el organismo se inicia desde el momento mismo de la ingesta, un pequeño porcentaje se absorbe a través de la boca y el esófago; en el estomago los ácidos gástricos disuelven los alimentos y bebidas consumidas, otro pequeño porcentaje de alcohol es absorbido mientras permanece en el estomago, entre el 20% y 30% del alcohol bebido se absorbe en la vías digestivas superiores y el estomago.

El alcohol erosiona la mucosa estomacal por lo que al quedar desprotegido el estomago, el jugo gástrico y todo lo ingerido produce una sensación de acidez y dolor; si el ataque a la mucosa se hace constantemente se puede originar una gastritis.

En el intestino delgado se absorbe entre el 70% y 80% del alcohol consumido, el cual ingresa al torrente sanguíneo y es llevado al hígado por la vena porta; en el hígado las células hepáticas metabolizan el alcohol, transformándolo en una sustancia útil para el organismo (alcohol toxico acetaldehído → acetato) el cual es rico en calorías y es usado como fuente de energía.

El exceso de alcohol ocasiona el desgaste de las reservas de glicógeno en el hígado y los músculos. La falta de glicógeno disminuye los azúcares en la sangre y provoca una sensación de debilidad y agotamiento físico. Al ser insuficiente el trabajo realizado por el hígado el etanol invade el torrente sanguíneo y se esparce por todos los tejidos del cuerpo. Entre 30 y 90 minutos de la ingesta se registra el máximo nivel de alcohol en la sangre. En los riñones el alcohol inhibe la función de la hormona vasopresina, lo que ocasiona que se elimine más agua de la que se ingiere. El agua que el organismo necesita es obtenida de órganos como el cerebro

Los efectos del alcohol sobre el cuerpo toman variadas formas: El alcohol, específicamente el etanol, es una potente droga psicoactiva con un nivel de efectos secundarios, la cantidad y las circunstancias del consumo juegan un rol importante al determinar la duración de la intoxicación, por ejemplo, al consumir alcohol después de una gran comida, es menos probable que se produzcan signos visibles de intoxicación que con el estomago vacío. La hidratación también juega un rol, especialmente al determinar la duración de las resacas.

El alcohol tiene un efecto bifásico sobre el cuerpo, lo cual quiere decir que sus efectos cambian con el tiempo. Inicialmente, el alcohol generalmente produce sensaciones de relajo y alegría, pero el consumo posterior puede llevar a tener visión borrosa y problemas de coordinación. Las membranas celulares son altamente permeables al alcohol, así que una vez que el alcohol está en el torrente sanguíneo, se puede esparcir en casi todos los tejidos del cuerpo. Tras el consumo excesivo, puede aparecer la inconciencia y a niveles extremos de consumo pueden llevar a un envenenamiento por alcohol y a la muerte (una concentración en la sangre de 0.55% matará a la mitad de la población). La muerte puede ser causada por asfixia si el vómito, un resultado frecuente de la ingesta excesiva, obstruye la tráquea y el individuo está demasiado ebrio para responder.

Una respuesta apropiada de primeros auxilios a una persona inconsciente y ebria es ponerla en posición de recuperación, la intoxicación conduce frecuentemente a una baja de las inhibiciones de uno, y la gente intoxicada hará cosas que no haría estando sobrios, a menudo ignorando las consideraciones sociales, morales y legales.

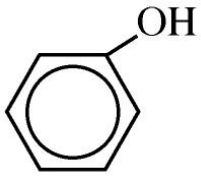
El etanol es rápidamente absorbido por el torrente sanguíneo, alcanzando el cerebro y el resto de las células del cuerpo. Como molécula pequeña es capaz de cruzar la "Barrera hematoencefálica" del cerebro; por razones que aún están siendo investigadas, la llegada del alcohol al cerebro produce el lanzamiento de "dopamina" y "endorfina" al torrente sanguíneo, lo cual produce euforia. Posteriormente el efecto depresivo causado por el alcohol se debe a que actúa sobre los canales BK de "potasio", los cuales son calcio dependiente. El etanol potencia la actividad de los canales BK lo cual disminuye la excitabilidad de la neurona, el etanol actúa sobre el neurotransmisor GABA, aunque se ha cuestionado si este es realmente una consecuencia directa del efecto producido en los canales BK. Los efectos sobre la GABA son similares a los producidos por los ansiolíticos tales como el diazepan y benzodiazepan. GABA es un neurotransmisor inhibidor, lo cual significa que retarda o inhibe el impulso nervioso.

Cuando es usado por durante un periodo de tiempo prolongado, el etanol cambia el número y tipo de receptores de GABA, lo cual es responsable de los cambios violentos en el comportamiento del individuo. El etanol interviene en la sinapsis provocando la muerte de las células nerviosas. Esta muerte se debe al incremento de la concentración intracelular del calcio, lo cual tiene varios efectos entre los cuales destaca la secreción de proteasa, las cuales degradan las proteínas celulares

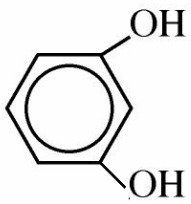
Obtenido de "http://es.wikipedia.org/wiki/Efectos_del_alcohol_en_el_cuerpo

Fenoles

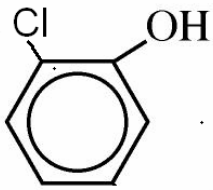
Los fenoles son considerados como alcoholes aromáticos, pero presentan características químicas muy diferentes; el miembro más sencillo de este grupo es el compuesto conocido como "fenol". Estos compuestos presentan la formula general Ar-OH (donde Ar es fenilo) y son conocidos convenientemente por su nomenclatura común por ejemplo:



Fenol

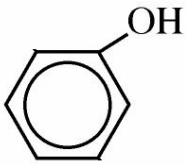


m-Resorcinol



ortoclorofenol

El alcohol aromático mas simple de este grupo es conocido como fenol y su fórmula es:

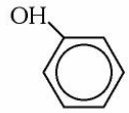
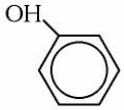
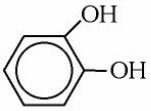
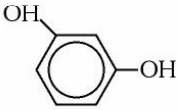
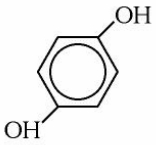
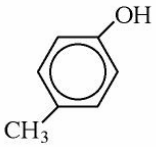


Este compuesto se utiliza con gran demanda en la industria química, su gran importancia es a consecuencia de su gran poder de transformación, pues a partir del fenol se producen un gran número de compuestos, como gran variedad de polímeros para adhesivos, plásticos, pigmentos, así mismo se utiliza como anestésico local en muchos aerosoles para garganta irritada.

Los alcoholes y fenoles son compuestos considerados muy importantes para la química orgánica, ya que a partir de ellos se obtiene una gran cantidad de compuestos derivados, como alquenos, halogenuros de alquilo, éteres, aldehídos, ácidos, esteres, cetonas, etc.

Generalmente, los fenoles son sólidos con punto de fusión bajo; o bien se presentan como líquidos oleosos a temperatura ambiente y la mayoría solo son ligeramente solubl4es en agua, los fenoles se han utilizado mucho como germicidas o antisépticos así como desinfectantes.

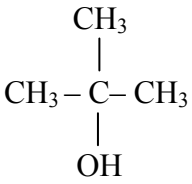
Algunos fenoles importantes

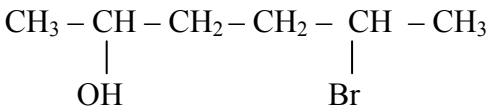
NOMBRE		ESTRUCTURA
U.I.Q.P.A.	COMÚN	
Ciclohexanol	Ciclohexanol	
Hidroxibenceno	Fenol	
Orto-dihidroxibenceno (1,2-dihidroxibenceno)	Catecol (pirocatequina)	
Metadihidroxibenceno	Resorcinol	
Para-dihidrixibenceno	Hidroquinona	
4-Metilfenol	Para-cresol	
2-Hidroxinaftaleno	2-Naftol (beta-noftal)	

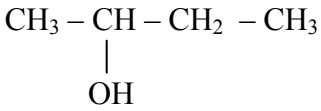
Actividad

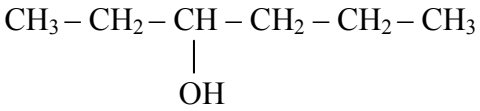
1. Identifica si los siguientes alcoholes son primarios, secundario o terciario y especifica su nombre:

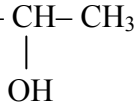
a) $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - OH$ _____

b)

_____

c)

_____

d)

_____

e)

_____ _____

f)

_____

2. Dibuje la formula estructural para cada uno de los siguientes alcoholes e indica si son primarios secundarios o terciarios:

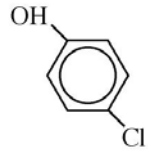
a) 2- propanol

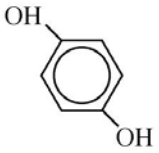
b) 2-Metil-2- propanol

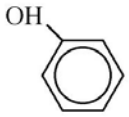
c) 4-Isopropil-2-heptanol

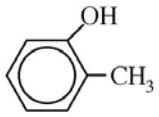
d) 2,3-dicloro-1-pentanol

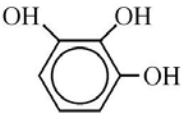
3. Identifica las siguientes estructuras y nómbralos de acuerdo a las reglas de la U.I.Q.P.A.

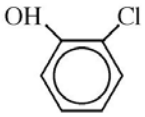


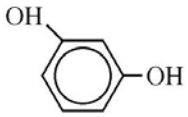


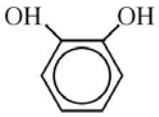








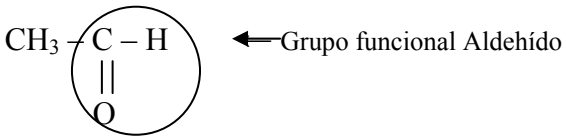




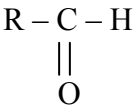
Aldehídos

Los aldehídos son compuestos que presentan en su estructura química al grupo carbonilo unido al menos con un átomo de hidrógeno.

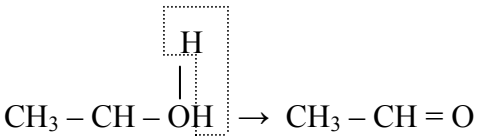
En los aldehídos el grupo carbonilo se encuentra situado siempre en el extremo de la cadena del hidrocarburo, por lo que siempre hay por lo menos un átomo de hidrógeno unido al átomo de carbono que presenta el grupo carbonilo, por ejemplo; el compuesto llamado acetaldehído:



La fórmula general para los aldehídos es:



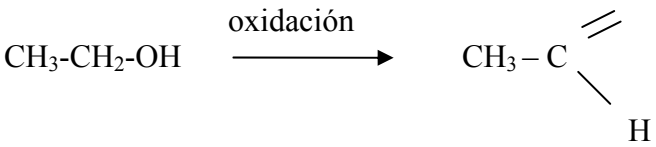
Y este concepto significa alcohol deshidrogenado, por lo que estos compuestos se consideran como producto de la oxidación parcial de alcoholes primarios, ya que se forman cuando el grupo funcional de alcoholes primarios ($-CH_2-OH$) pierde dos átomos de hidrogeno, por ejemplo:



Alcohol primario Aldehído

Los aldehídos se preparan por la oxidación cuidadosamente regulada de alcoholes, ya que es muy fácil oxidarlos, su reacción completa da como resultado la formación de CO_2 y H_2O. Muchos compuestos que existen en la naturaleza presentan un grupo funcional aldehído, los sabores de vainilla y de canela son aldehídos de originen natural; producidos por la vainillina y el cinamaldehido respectivamente.

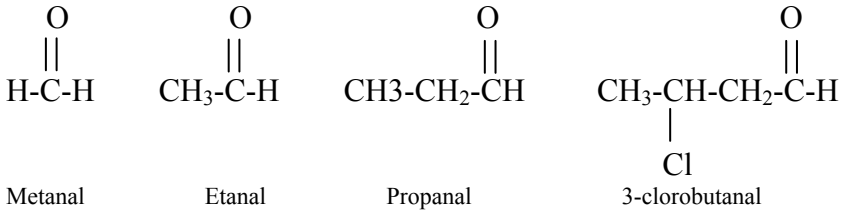
La oxidación de un alcohol primario produce el aldehído correspondiente, por ejemplo:



El nombre de los aldehídos se obtiene a partir del alcohol del cual proceden, sustituyendo la terminación "ol" por "al". En los aldehídos el grupo carbonilo:

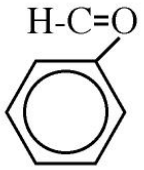
$$H - C = O$$

Siempre está en el extremo de la cadena por lo tanto está en el carbono número uno, las posiciones de otros sustituyéntes debemos de especificarlas por medio de números de la manera acostumbrada.



Metanal Etanal Propanal 3-clorobutanal

Dentro de este grupo el de mayor importancia comercial es el metanal, conocido comúnmente como formol, aldehído fórmico o formaldehído (H – CH = O) el cual es un gas de olor irritante que puede licuarse, en solución acuosa al 40% se le llama formalina (o formol) y se utiliza como germicida y en la conservación de partes anatómicas. Es un antiséptico poderoso y se usa también en la conservación de frutas, vino, cerveza; así como en la fabricación de algunos champús, material aislante y papel, además de algunas resinas y colorantes. Otro aldehído comúnmente usado es el benzoico o benzaldehido (aldehído de benceno) el cual es un hidrocarburo aromático con la estructura:

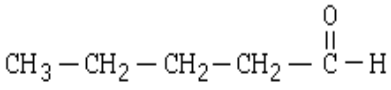


Este compuesto se utiliza en la fabricación de perfumes, productos farmacéuticos y colorantes.

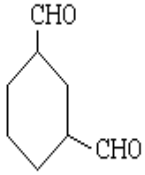
Atomos involucrados	
Suffijo	-al
Prefijo	oxo
Posición en la cadena	Solo al final
Fórmula general	$C_nH_{2n}O$
Nombre de la familia	aldehido

En los aldehídos cuando el grupo CHO es sustituyente se utiliza el prefijo formil- También se utiliza el prefijo formil- cuando hay tres o más funciones aldehídos sobre el mismo compuesto .En esos casos se puede utilizar otro sistema de nomenclatura que consiste en dar el nombre de carbaldehído a los grupos CHO (los carbonos de esos CHO no se numeran, se considera que no forman parte de la cadena).

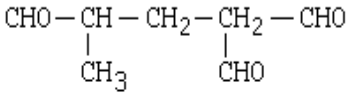
Este último sistema es el idóneo para compuestos con grupos CHO unidos directamente a ciclos, por ejemplo:



pentanal



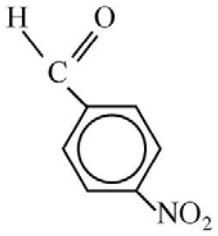
1,3-ciclohexanodicarbaldehído

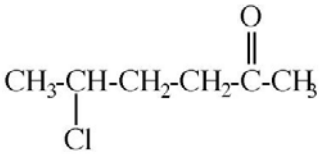


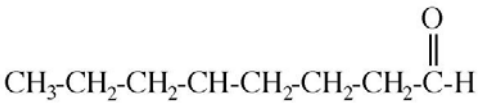
2-formil-4-metilpentanodial

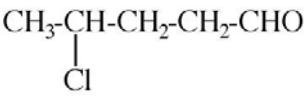
Actividad:

1.- Menciona el nombre de las moléculas siguientes:









2.- Escribe la fórmula estructural de los siguientes compuestos:

a) Metanal

b) Propanal

c) Benzaldehido

d) 4-clorohexanal

Cetonas

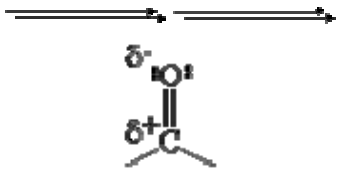
Los aldehídos y cetonas se encuentran entre los compuestos de mayor importancia, tanto en bioquímica como en la industria química. En el laboratorio, los aldehídos normalmente se elaboran por ruptura oxidativa de alquenos, por oxidación de alcoholes primarios o por reducción parcial de cloruros de ácidos o ésteres. Las cetonas se producen de manera similar por ruptura oxidativa de alquenos, por oxidación de alcoholes secundarios, o por adición de diorganocupratos a cloruros de ácido.

La reacción de adición nucleofílica es la reacción más importante de los aldehídos y las cetonas, siendo posible elaborar una gran cantidad de productos por adición nucleofílica. Las reacciones son aplicables a cetonas y aldehídos, pero en general estos últimos son más reactivos por razones tanto estéricas como electrónicas.

Los aldehídos y cetonas se encuentran entre los compuestos de más importancia tanto en la naturaleza como en la industria química. En la naturaleza, muchas de las sustancias necesarias para los sistemas vivos son aldehídos y cetonas. En la industria química se sintetizan grandes cantidades de tales compuestos, que se usan como solventes o como materias primas para una multitud de otros productos

Como los alquenos, los compuestos carbonílicos son planares respecto al doble enlace, y tienen ángulos de enlace de 120º aproximadamente. Como podría esperarse, el doble enlace carbono-oxígeno es más corto (1.22 Aº contra 1.43 Aº) y más fuerte (175 kJ/mol contra 92 kJ/mol) que un enlace sencillo carbono-oxígeno. Los dobles enlaces carbono-oxígeno se encuentran polarizados debido a la elevada electronegatividad del oxígeno respecto a la del carbono.

La consecuencia más importante de la polarización del grupo carbonilo es la reactividad química del doble enlace carbono-oxígeno. En vista de que el carbono carbonílico tiene carga parcial positiva, éste es un sitio electrófilo y es atacado por nucleófilos. A la inversa, el oxígeno carboxílico tiene carga parcial negativa y es un sitio nucleófilo (básico).



Oxígeno nucleófilo; reacciona con ácidos y electrófilos

Carbono electrófilo; reacciona con bases y nucleófilos

Otra consecuencia de la polaridad del enlace carbonílico es que las moléculas de aldehídos y cetonas se asocian débilmente, lo cual hace que tengan puntos de ebullición mayores que los alcanos con peso molecular semejante. Sin embargo, debido a que no pueden formar puentes de hidrógeno, los aldehídos y las cetonas tienen puntos de ebullición menores que los alcoholes correspondientes. El formaldehído, el aldehído más simple, es gaseoso a temperatura ambiente, pero todos los otros aldehídos y cetonas son líquidos.

Las cetonas son compuestos que contienen el grupo carbonilo, el cual está enlazado con los átomos de carbono, un ejemplo es la cetona:

$$CH_3 - \underset{\underset{O}{\|}}{C} - CH_3$$

Por lo tanto la fórmula general de las cetonas es:

$$R - \underset{\underset{O}{\|}}{C} - R^1$$

En donde R y R^1 son grupos alquilo que pueden ser iguales o diferentes. Por lo tanto en una cetona el grupo carbonilo nunca estará en un extremo de la cadena del hidrocarburo. Muchos compuestos de este grupo funcional tienen propiedades útiles como disolventes, por ejemplo el producto conocido como acetona (usado como removedor de pintura para las uñas).

Las cetonas se obtienen por medio de la oxidación moderada de alcoholes secundarios, y se forman cuando el grupo funcional de alcoholes secundarios (CH-OH) pierde dos átomos de hidrógeno

$$\underset{\text{Alcohol secundario}}{CH_3 - \underset{\underset{OH}{|}}{CH} - CH_3} \rightarrow \underset{\text{Cetona}}{CH3 - \underset{\underset{O}{\|}}{C} - CH_3}$$

Para nombrar a las cetonas se cambia la terminación “ol” de alcohol sustituyéndola por “ona”, indicando además con un número la posición del grupo carbonilo que caracteriza a las cetonas, numerándolo de tal manera que tenga el número más bajo posible, por ejemplo:

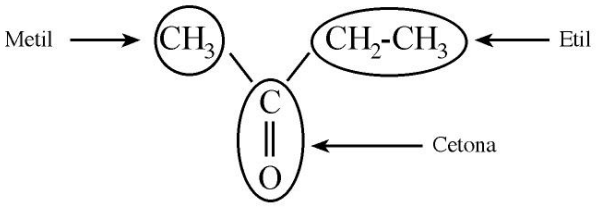
$\underset{\text{Propanona}}{CH_3 - CO - CH_3}$ $\underset{\text{Butanona}}{CH_3 - CO\text{-} CH_2 - CH_3}$ $\overset{1}{CH_3} - \overset{2}{CH_2} - \overset{3}{CO} - \overset{4}{CH_2} - \overset{5}{CH_3}$ 3Pentanona

Muchos compuestos que están en la naturaleza contienen un grupo funcional cetona, por ejemplo las cetonas carvona y alcanfor proporcionan los sabores característicos de las hojas de menta y de las semillas de alcaravea. Generalmente las cetonas son líquidos, pero a partir de la que contiene 16 carbonos en su estructura, son sólidas; las cetonas presentan un olor agradable y tienen un punto de ebullición por arriba del aldehído con el mismo número de carbonos.

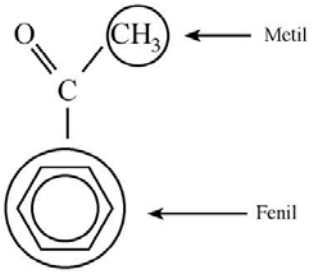
La cetona más sencilla es la propanona, y es la más importante de todas las cetonas, la propanona es un gran disolvente de muchos materiales orgánicos por lo que se utiliza en la fabricación de removedores de pintura y disolvente de esmalte de uñas. Existe un sistema alterno para nombrar a las cetonas, el cual es especificando los sustituyéntes unidos al grupo C=O (carbonilo), por ejemplo:

$$CH_3 - \underset{\underset{O}{\|}}{C} - CH - CH_3$$

Se llama 2-butanona, pero también esta molécula puede recibir el nombre de metil etil cetona, y en la industria se le conoce como MEC.



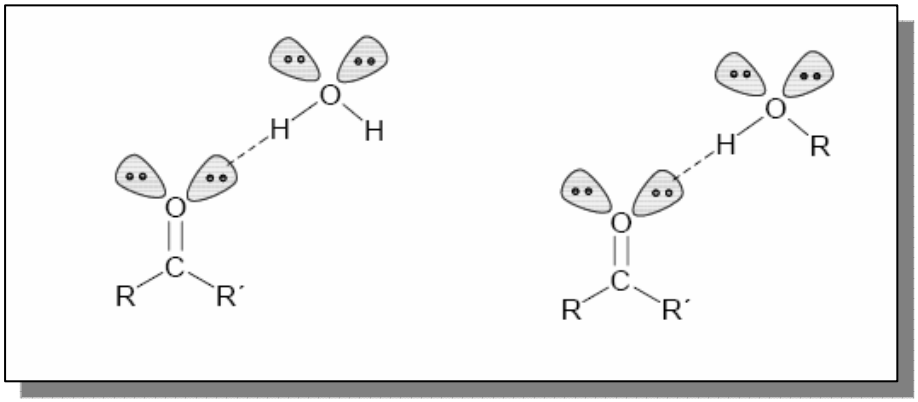
O bien el compuesto metil fenil cetona.



átomos involucrados	
Suffijo	-ona
Prefijo	oxo
Posición en la cadena	En cualquier lugar excepto al final
Fórmula General	$C_nH_{2n}O$
Nombre de la familia	Cetona

Las cetonas y los aldehídos no pueden formar puentes de hidrógeno entre sí pero la presencia de dos pares de electrones no compartidos sobre el átomo de oxígeno permite la formación de puentes de hidrógeno con otros compuestos que tengan enlaces O-H o N-H. Por ejemplo, los aldehídos y las cetonas pueden formar enlaces por puentes de hidrógeno con las moléculas del agua o las de los alcoholes, tal y como se representa esquemáticamente a continuación:

Puentes de hidrógeno entre el grupo carbonilo y el agua o alcoholes



Actividad:

1.- Escribe correctamente la fórmula de los siguientes compuestos:

a) Propanona

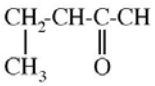
b) Butanona

c) Pentanona

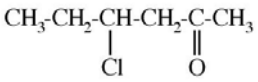
d) 3-cloro-2-pentanona

e) 3 pentanona

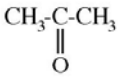
2.- Identifica los siguientes compuestos:



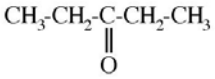
_____



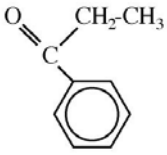
_____



_____



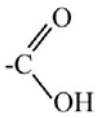
_____



_____

Ácidos Carboxílicos

Los ácidos carboxílicos contienen en su estructura al grupo carboxilo (-COOH), con la siguiente estructura:



Su fórmula general es R–COOH, en donde "R" representa al fragmento de hidrocarburo, pueden formar la serie alifática, aromática y heterocíclica. Los ácidos carboxílicos alifáticos se conocen desde hace varios años, por sus nombres comunes que reflejan el origen o fuente de obtención natural; así tenemos al acido fórmico, aislado de las hormigas (del latín formica, hormiga), al acido acético mas conocido como vinagre (del latín "acetum", vinagre), al propionico (del griego "propios", primero), por ser el primero de la serie con aspecto aceitoso; al acido butirico, del latín "butyrum", que significa, mantequilla, continuando con el acido caprioico, caprilico y caprico, del latín "capra", que significa, cabra, esto debido que se encuentra en la grasa de los caprinos, y al acido estearico del griego "stear", que significa, sebo, solo por mencionar algunos.

Los ácidos carboxílicos son compuestos débiles en solución acuosa y se encuentran ampliamente distribuidos en la naturaleza, por lo que son de uso común en productos de consumo; también son importantes en la fabricación de polímeros para la elaboración de fibras, películas y pinturas.

Nombre sistemático y común de algunos ácidos.

Fórmula	Nombre Sistemático	Nombre Común
HCOOH	Ácido metanoico	Ácido fórmico
CH_3 COOH	Ácido etanoico	Ácido acético
CH_3 CH_2 COOH	Ácido propanoico	Ácido propionico
CH_3 CH_2 CH_2 COOH	Ácido butanoico	Ácido butírico
CH_3 CH_2 CH_2 CH_2 COOH	Ácido pentanoico	Ácido valerico

En una molécula puede existir un grupo carboxilo (ácido monocarboxilo), dos grupos carboxilo (ácido dicarboxilo) o más grupos carboxilos (ácidos policarboxilos) y pueden ser llamados monobásicos, bibásicos y polibásicos respectivamente, por ejemplo:

$CH_3 – CH_2$- CO –OH
Ácido monobásico o monocarboxico

OH –CO- CH_2 – CO –OH
Ácido dibásico o dicarboxico

Los ácidos monobásicos o monocarboxílicos reciben el nombre de ácidos grasos por haberse obtenido de grasas. Los ácidos carboxílicos se nombran sustituyendo la letra "o" final de alcano que procede por la terminación "oico" y se antepone la palabra ácido, si en la molécula existen dos o más grupos carboxílicos (-COOH) utilizamos el prefijo *di, tri,* etc, o la terminación *oico*, por ejemplo:

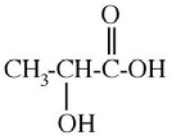
H – CO – OH	Ácido metanoico
CH_3 – CO – OH	Ácido etanoico
OH – CO – CH_2 – CO – OH	Ácido propanodioico
OH – CO – CH_2 –CH_2 –CH_2 –CH_2 –CO –OH	Ácido hexanodioico

Los ácidos carboxílicos se conocen comúnmente por su nombre común, por ejemplo el CH_3COOH es el ácido acético común, tiene el nombre sistemático de ácido etanóico, porque el alcano de que se deriva es etano. En la cadena de carbonos que conforman los ácidos carboxílicos el grupo carboxílico siempre estará en el carbono número uno.

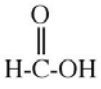
Los ácidos carboxílicos se obtienen por medio de la oxidación de los alcoholes primarios en los que el grupo OH está unido a un grupo CH_2, por ejemplo; etanol o propanol. Por ejemplo podemos oxidar el etanol o ácido acético utilizando permanganato de potasio.

$$CH_3 - CH_2 - OH \xrightarrow{KMNO_4} CH_3\,COOH$$

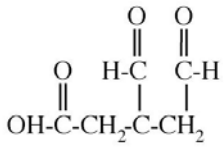
Los nombres comunes de muchos ácidos carboxílicos se basan en sus orígenes históricos, por ejemplo el ácido fórmico, se preparó por primera vez extrayéndolo de las hormigas, su nombre proviene de la palabra latina "*formica*" que significa hormiga.



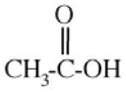
Ácido Láctico



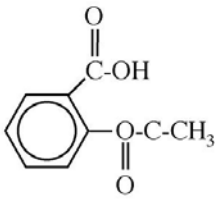
Ácido Metanoico
(ácido formico)



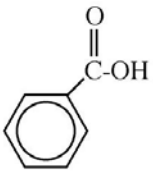
Ácido Cítrico



Ácido Etanoico
(ácido acético)



Ácido Acetilsalicílico
(aspirina)



Ácido Fenilmetanoico
(ácido benzoico)

Los ácidos carboxílicos que contienen de uno a diez carbonos son líquidos, los que presentan mayor cantidad de carbonos son sólidos. Las sustancias clasificadas en este grupo funcional son compuestos muy estables, que presentan gran resistencia a la oxidación-reducción. Uno de los principales compuestos de este grupo es el ácido metanoico (CHOOH) el cual es un líquido de olor picante, corrosivo, soluble en agua y se descompone por acción del calor en bióxido de carbono e hidrógeno.

$$H - \overset{\overset{O}{\|}}{C} - OH \xrightarrow{\Delta} CO_2 + H_2$$

Este compuesto se utiliza en la fabricación de alcohol fórmico, se usa como astringente, antiséptico y antirreumático en el área médica; así mismo tiene gran demanda de uso en la industria para producción de plásticos, colorantes, vidrios, cueros y textiles.

Otros de los ácidos carboxílicos de gran importancia es el ácido etanoico llamado también ácido acético ($CH_3 - COOH$) el cual es conocido desde la antigüedad, está presente en el producto comercial conocido como vinagre y se produce en la destilación de madera así como en la fermentación de líquidos azucarados; se utiliza en la preparación de gran variedad de esteres y sales, en la fabricación de vinagre, en la producción de esencias artificiales, en la fabricación de colorantes, y en la actividad fotográfica se utiliza como fijador.

Por otra parte el ácido palmítico ($CH_3 - (CH_2)_{14} - COOH$) así como el ácido esteárico ($CH_3 - (CH_2)_{16} - COOH$) son compuestos constituyentes de las grasas sólidas o semisólidas, lecitinas y colestéricos. Son ácidos sólidos sin olor, poco volátiles, presentan una coloración blancuzca y son solubles en éter, benzol, y cloroformo; sus sales son llamadas jabones. Los ácidos palmítico y esteáricos son utilizados en la industria de la fabricación de tintes, jabones, velas, cosméticos, lubricantes, hules, etc.

El ácido oleico es otro de los compuestos importantes del grupo de los ácidos carboxílicos, es un ácido graso monobásico no saturado, es decir que contiene un doble enlace además del grupo funcional carboxílico (-COOH).

$$CH_3 - (CH_2)_7 - CH = CH - (CH_2)_7 - COOH$$

Ácido oleico

El ácido oleico se utiliza en la industria en la preparación de cosméticos, lociones, cremas, insecticidas, tintes, velas, etc. Los ácidos de este grupo están presentes en gran variedad de alimentos, por ejemplo:

- Ácido oxálico en espinacas.
- Ácido ascórbico en cítricos (vitamina C).
- Ácido cítrico en cítricos y otros vegetales.
- Ácido benzoico en arándanos agrios.
- Ácido tartárico en uvas.
- Ácido láctico en leche agria.
- Ácido málico en manzana verde.
- Ácido oleico en olivos y cacahuate.

Atomos involucrados	
Suffijo	Acido -oico
Prefijo	carboxi
Posición en la cadena	Solo al final de la cadena
Fórmula General	$C_nH_{2n}O_2$
Nombre de la familia	Acidos carboxílicos

Como ya se menciono con anterioridad los ácidos carboxílicos constituyen un grupo de compuestos que se caracterizan porque poseen un grupo funcional –COOH llamado carboxilo, estos compuestos se producen cuando se une un grupo hidroxilo (-OH) y carbonilo (C=O). Se puede representar como COOH ó CO_2H.

Los nombres de los ácidos carboxílicos se designan según la fuente natural de la que inicialmente se aislaron.

Estructura	Nombre IUPAC	Nombre común	Fuente natural
HCOOH	Ácido metanoico	Ácido fórmico	Procede de la destilación destructiva de hormigas (fórmica es hormiga en latín)
CH_3COOH	Ácido etanoico	Ácido acético	Vinagre (acetum es vinagre en latín
CH_3CH_2COOH	Ácido propanoico	Ácido propiónico	Producción de lácteos (pion es grasa en griego)
$CH_3CH_2CH_2COOH$	Ácido butanoico	Ácido butírico	Mantequilla (butyrum, mantequilla en latín)
$CH_3(CH_2)_3COOH$	Ácido pentanoico	Ácido valérico	Raíz de valeriana
$CH_3(CH_2)_4COOH$	Ácido hexanoico	Ácido caproico	Olor de cabeza (caper, cabeza en latín

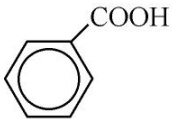
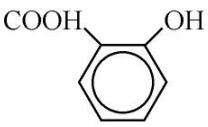
Recordemos que en el sistema IUPAC los nombres de los ácidos carboxílicos se forman reemplazando la terminación “o” de los alcanos por “oico”, y anteponiendo la palabra ácido. El esqueleto de los ácidos alcanoicos se enumera asignando el numero “uno” al carbono carboxílico y continuando por la cadena más larga que incluya el grupo COOH.

El olor y sabor que presentan los ácidos carboxílicos como los fórmico y acético se caracterizan por tener un marcado olor acre y un sabor agrio. Los ácidos con cuatro a ocho carbonos tienen olores excepcionalmente desagradables. Por repulsivos que puedan ser, en pequeñas concentraciones aumentan la bondad de muchos aromas; por ejemplo, el queso tipo Roquefort no podría hacerse sin ácido valeriánico

Otra característica que podemos mencionar con respecto a los ácidos carboxílicos es por ejemplo en los caninos; el olfato tan sensible que poseen los perros, especialmente los sabuesos, es de todos conocido. Un perro distingue una persona de otra, porque es capaz de detectar la composición aproximada de la mezcla de ácidos carboxílicos de bajo peso molecular producida por el metabolismo de cada individuo, y que en cantidades minúsculas, se encuentra en la piel. El metabolismo de cada persona es un poco diferente y la composición de la mezcla de ácidos grasos de su piel también.

Los seres humanos, con un sentido de la vista agudo, tendemos a identificarnos por la visión. Un perro tienen un visión relativamente poco aguda pero ha desarrollado un sentido del olfato excepcional que emplea para la identificación

Ácidos Carboxílicos

Nombre	Fórmula	Nombre Común
Metanoico	H COOH	Fórmico
Etanoico	CH_3-COOH	Acético
Propanoico	CH_3-CH_2-COOH	Propionico
Butanoico	CH_3-$(CH_2)_2$-COOH	Butírico
Pentanoico	CH_3-$(CH_2)_3$-COOH	Valeriánico
Hexanoico	CH_3-$(CH_2)_4$-COOH	Caproico
Octanoico	CH_3-$(CH_2)_6$-COOH	Caprílico
Decanoico	CH_3-$(CH_2)_8$-COOH	Cáprico
Dodecanoico	CH_3-$(CH_2)_{10}$-COOH	Láurico
Tetradecanoico	CH_3-$(CH_2)_{12}$-COOH	Mirístico
Hexadecanoico	CH_3-$(CH_2)_{14}$-COOH	Palmítico
Octadecanoico	CH_3-$(CH_2)_{16}$-COOH	Esteárico
Propenoico	CH = CH-COOH	Acrílico
2-Hidroxipopanoico	CH_3-CH(OH)-COOH	Láctico
Metanodioico	HOOC-COOH	Oxálico
Propanodioco	HOO-CH_2-COOH	Malónico
2-Hidroxipopanoico		Benzoico
Salicílico		Salicílico

Actividad:

1.- Dibuja la estructura del grupo que caracteriza a los ácidos carboxílicos.

2.- Escribe la fórmula condensada general de un ácido orgánico.

3.- Dibuja la fórmula estructural para cada una de las siguientes sustancias:

a) ácido 3-metilbutanoico

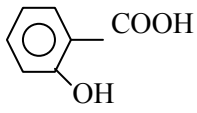
b) ácido 2-clorobenzoico

c) ácido hexanoico

d) ácido acético

4.- Identifica y nombra a cada una de las siguientes sustancias:

a) $CH_3–\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}– CH_2 – COOH$ _____

b)  _____

c) $CH_3–\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{CH}}–COOH$ _____

d) $CH_3–CH_2–\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}– \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}} – CH_2 – COOH$ _____

Éteres

En química orgánica y bioquímica, un éter es un grupo funciona del tipo R-O-R', en donde R y R' son grupos que contienen átomos de carbono, estando el átomo de oxigeno unido a éstos, los éteres se pueden obtener de la reacción de condensación entre dos alcoholes

$$ROH + HOR' \rightarrow ROR' + H_2O$$

Normalmente se emplea el alcóxido, RO^-, del alcohol ROH, obtenido al hacer reaccionar al alcohol con una base fuerte. El alcóxido puede reaccionar con algún compuesto R'X, en donde X es un buen grupo saliente, como por ejemplo yoduro o bromuro. R'X también se puede obtener a partir de un alcohol R'OH.

$$RO^- + R'X \rightarrow ROR' + X^-$$

Al igual que los esteres, forman puentes de hidrogeno. Presentan una alta hirofobicidad, (rechazo al agua), y no tienden a ser hidrolizados. Los éteres suelen ser utilizados como disolventes orgánicos y suelen ser bastante estables, no reaccionan fácilmente, y es difícil que se rompa el enlace carbono-oxígeno. Normalmente se emplea, para romperlo, un ácido fuerte como el ácido yodhídrico, calentando, obteniéndose dos halogenuros, o un alcohol y un halogenuro. Una excepción son los oxiranos (o epóxidos), en donde el éter forma parte de un ciclo de tres átomos, muy tensionado, por lo que reacciona fácilmente de distintas formas.

El término *"éter"* se utiliza también para referirse solamente al éter llamado "dietileter" (*"etoxietano"*), de fórmula química $CH_3CH_2OCH_2CH_3$. El alquimista Raymundus Lullis lo aisló y subsecuentemente descubrió en 1275. Fue sintetizado por primera vez por Valerius Cordus en 1540. Fue utilizado por primera vez como anestésico por Crawford Williamson el 30 de Marzo de 1842.

Los éteres son en general poco reactivos y se utilizan como disolventes; pero existen algunos con unas propiedades espectaculares, son los denominados éteres corona que fueron descubiertos por Pedersen en 1967. Su descubrimiento y el estudio de sus propiedades abrió el horizonte a una nueva disciplina de la química, La Química Supramolecular por lo que el propio Pedersen y otros dos investigadores, Lehn y Cram, recibieron el premio Nobel de quimica en 1987.

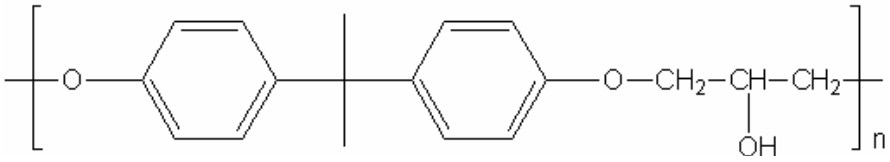
Estos éteres contienen más de un grupo funcional éter por lo que se les considera como poliéteres, pueden sintetizarse de distintos tamaños y se suelen emplear como ligandos, para acomplejar compuestos de este tipo. Suelen servir como transporte de cationes alcalinos para que puedan atravesar las membranas celulares y de esta forma mantener las concentraciones óptimas a ambos lados. Por esta razón se pueden emplear como antibióticos, como por ejemplo, la valinomicina.

Otros compuestos relacionados son los criptatos, que contienen, además de átomos de oxígeno, átomos de nitrógeno. A los criptatos y a los éteres corona se les suele denominar "ionóforos".

Los poliéteres se encuentran formados de polímeros que contienen el grupo funcional éter. Un ejemplo de formación de estos polímeros es:

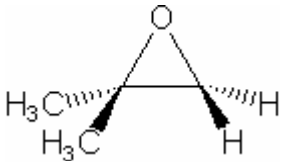
$$R\text{-}OH + n(CH_2)O \rightarrow R\text{-}O\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}O\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}O\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}O\text{-}..$$

Los poliéteres más conocidos son las resinas epoxi, que se emplean principalmente como adhesivos. Se preparan a partir de un epóxido y de un dialcohol.



Los epóxidos u oxiranos son éteres en donde el átomo de oxígeno es uno de los átomos de un ciclo de tres. Son pues compuestos heterocíclicos. Los ciclos de tres están muy tensionados, por lo que reaccionan fácilmente en reacciones de apertura, tanto con bases como con ácidos.

Existen otros compuestos en los que el grupo funcional no es R-O-R', estando el oxígeno unido a dos carbonos, pero siguen siendo llamados éteres comúnmente denominados "Homosexuales". Por ejemplo, los éteres de halógeno, en donde el oxígeno está unido a un carbono y a un átomo de silicio. Sigue habiendo un par de electrones no enlazantes. Estos compuestos se llaman éteres de silicio.



Los compuestos clasificados en el grupo funcional éteres, son aquellos que presentan dos grupos de hidrocarburos enlazados por un oxígeno (R – O – R), también se pueden producir cuando sustituimos el hidrógeno del grupo OH de un alcohol por un radical alquilo.

Los éteres pueden ser producidos a partir de dos moléculas de alcohol por separación de una molécula de agua, esta reacción es una deshidratación la cual se conoce como reacción de condensación.

El grupo funcional que caracteriza a los éteres es (– O –) y se representa en forma general como R – O – R; cuando los radicales alquilo son iguales el compuesto es un éter simple (R – O – R), si el compuesto presenta radicales alquilo diferentes será un éter mixto (R – O – X^{1}_{x}), por ejemplo:

Éter Simple	Éter Mixto
$CH_3 – O – CH_3$	$CH_3 – O – CH_2 – CH_3$
$CH_3 – CH_2 – O – CH_2 – CH_3$	$CH_3 – CH_2 – O – CH_2 – CH(CH_3) – CH_3$
$(CH_3)_2CH – O – CH(CH_3)_2$	

Para nombrar a estos compuestos se interpone la palabra “oxi” entre los dos radicales alquílos que lo forman, por ejemplo:

$CH_3 – O – CH_3$ — Metil-oxi-metil

$CH_3 – CH_2 – O – CH_2 – CH_3$ — Etil-oxi-etil

Se pueden denominar así mismo indicando la cantidad de los grupos alquilo que están unidos al oxígeno anteponiendo la palabra éter, por ejemplo:

$CH_3 – O – CH_3$ — Éter dimetílico

$CH_3 – CH_2 – O – CH_2 – CH_3$ — Éter dietílico

Para los compuestos que son éteres mixtos se nombran los radicales alquilo por orden alfabético y al último se le pone la terminación “ico”, ejemplo:

$CH_3 – O – CH_2 – CH_3$
Éter eti-metilico

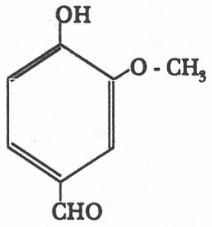
Así mismo se pueden nombrar de acuerdo al orden alfabético de los radicales alquilo sustituyendo la terminación “ano” del hidrocarburo del que proceden por la terminación “oxi” nombrándose después el segundo radical con el nombre del hidrocarburo que proviene por ejemplo:

$CH_3 – O – CH_3$ — Metoximetano

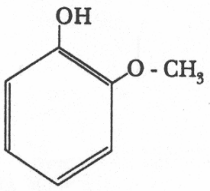
CH_3- $CH_2 – O – CH_2 – CH_3$ — Etoxietano

$CH_3 – O – CH_2 – CH_2 – CH_3$ — Metoxipropano

Los éteres son compuestos menos importantes que los alcoholes y fenoles, tienen gran aplicación como disolventes de una gran variedad de sustancias (grasas, resinas, etc.). Así mismo se utilizan en la medicina como anestésicos (eterdietilico); algunos éteres se encuentran en la naturaleza en diversos productos y tienen gran importancia farmacéutica, por ejemplo la vainillina y el guayacol.



Vainillina



Guayacol

La vainillina se obtiene principalmente de la vainilla y se utiliza como saborizante en muchas bebidas y alimentos, el guacayol se obtiene de la resina del guayaco y tiene aplicación medicinal como anestésico local y expectorante. Un compuesto de suma importancia de este grupo funcional es el éter dietilico, conocido también con los nombres de: etil – oxi – etil, etoxietano, o simplemente éter, su fórmula es:

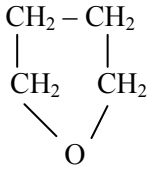
$$CH_3 – CH_2 – O – CH_2 – CH_3$$

Este éter fue el primer anestésico utilizado en la historia de la medicina, es un líquido que en la actualidad ya no se utiliza debido a que es extremadamente volátil, inflamable y es muy irritante para el sistema respiratorio, además causa náusea y vómito; con olor y sabor característico, menos denso que el agua, en la cual es poco soluble pero es miscible con alcohol en cualquier proporción.

Actualmente el éter dietilico se utiliza como disolvente de grasas, resinas, alcaloides, aceites, hidrocarburos y muchas otras sustancias orgánicas, tanto en el éter dietilico como en el éter ciclo tetrahidrofurano son disolventes comunes en las reacciones orgánicas.

$CH_3 – CH_2 – O – CH_2 – CH_3$

Éter dietilico



Tetrahidrofurano (THF)

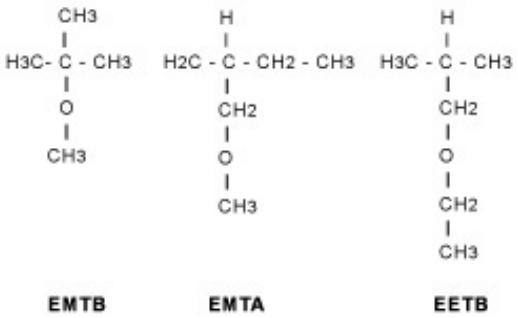
Nombre	Fórmula
Éter Metilico	CH -O-CH
Éter Etílico	CH_3 -CH_2-O-CH_2-CH_3
Éter Propílico	CH_3-$(CH_2)_2$-O-$(CH_2)_2$-CH_3
Éter Isopropílico	CH_3-CH(-CH_3)-O-CH(-CH_3)-CH_3
Metilfenileter (anisol)	CH_3-O-
Furano	
Tetrahidrofurano	
Dioxano	

El uso de aditivos oxigenados en la gasolina, como los alcoholes, comenzó en los años veinte cuando se descubrió su cualidad de elevar el octano de los carburantes entonces disponibles. Fue en los años setenta cuando se volvió a hablar de los alcoholes, caídos en desuso al aumentar el precio del petróleo.

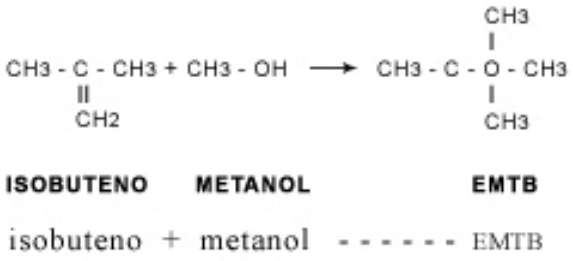
Los éteres también empezaron a usarse por el mismo tiempo y el empleo de los dos tipos de moléculas se ha incrementado y extendido en muchos países dado que los refinadores encontraron un producto capaz de aumentar el octano en tiempos en que el crudo era escaso por asuntos políticos: también vieron en ellos una fuente importante para aumentar el octano cuando muchos países, entre ellos México, iniciaron una campaña para desaparecer el tetraetilo de plomo de las gasolinas vendidas.

La mayoría de los aditivos oxigenados son alcoholes o éteres y contienen de uno a seis átomos de carbono, en particular los alcoholes se han empleado en la gasolina desde los años treinta.

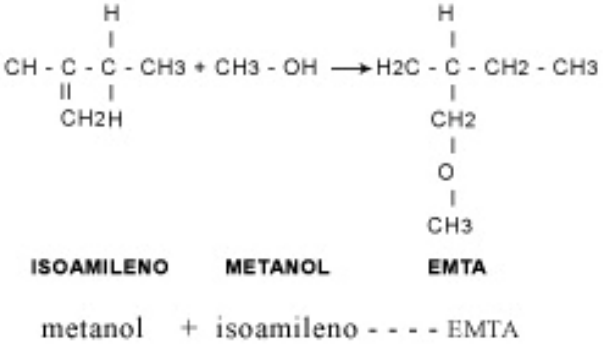
De los alcoholes y añadidos en concentraciones superiores a 1 o 2%, los más usados son metanol, etanol, isopropanol, terbutanol y mezclas de alcoholes con uno a cinco carbones. De los éteres, los más empleados son: el éter metil-terbutílico (EMTB), el metil-teramílico (EMTA) y el etil-terbutílico (EETB)



De los éteres más empleados el EMTB es tal vez el número uno, pues se mezcla muy bien con los hidrocarburos de la gasolina; la demanda parece crecer sobre todo en los países en los cuales se ha ido sustituyendo paulatinamente el plomo en la gasolina. Su manufactura comercial se inició en Europa, específicamente en Alemania e Italia, alcanzando gran popularidad en los años setenta a raíz del conflicto petrolero. La síntesis del éter se realiza catalíticamente en las refinerías, mezclando el isobuteno con el metanol:



Aunque en algunos países se permite adicionar EMTB hasta un 15% en volumen, por lo general, se añade entre 6 y 10% aunque el valor puede elevarse en los lugares que requieren oxígeno para mejorar la combustión. El EMTB empleado en altas concentraciones puede aumentar el octano hasta en tres números. No es tan sensible al agua como los alcoholes, y la volatilidad de la gasolina, punto que hay que cuidar con mucho cuidado, no se ve incrementada. El EMTA, químicamente conocido como el éter etil-teramílico, se obtiene por reacción entre el metanol con el isoamileno:



Actividad:

1.- ¿A qué se le conoce como una reacción de condensación?

_____
_____
_____
_____

2.- ¿Qué es un éter mixto?

_____
_____
_____
_____

3.- ¿Por qué ya no se utiliza el éter dietílico como anestésico?

_____
_____
_____
_____

4.- ¿Qué es un éter corona?

_____
_____

5.- Dibuja la estructura de los siguientes compuestos:

a) Etoxietano

b) Metiloximetil

c) Etoximetano

d) Metoxibutano

e) Propoxipropano

Esteres

En química, los ésteres son compuestos orgánicos en los cuales un grupo orgánico (simbolizado por R') reemplaza a un átomo de hidrógeno (o más de uno) en un acido oxigenado. Un ácido oxigenado es un ácido cuyas moléculas poseen un grupo -OH desde el cual el hidrógeno (H) puede disociarse como un ion H+.

Los ésteres más comunes son los ésteres carboxilados, donde el ácido en cuestión es un acido carboxílico. Por ejemplo, si el ácido es el acido acético, el éster es denominado como acetato. Los ésteres pueden también ser formados por ácidos inorgánicos; por ejemplo, el dimetil sulfato, es un éster, a veces también llamado "acido sulfúrico, dimetil éster". En bioquímica son el producto de la reacción entre los ácidos grasos y los alcoholes.

En la formación de ésteres, cada radical del grupo hidróxido (OH) del radical del alcohol se sustituye por la cadena -COO del ácido graso. El hidrogeno sobrante del grupo carboxilo, se combina con el OH sustituido formando agua. En química orgánica y bioquímica los ésteres son un grupo funcional compuesto de un radical orgánico unido al residuo de cualquier acido oxigenado, orgánico o inorgánico.

Los ésteres más comúnmente encontrados en la naturaleza son las grasas, que son ésteres de glicerina y ácidos grasos, oleico, etc. Principalmente resultante de la condensación de un acido carboxílico y un alcohol. El proceso se denomina esterificación:

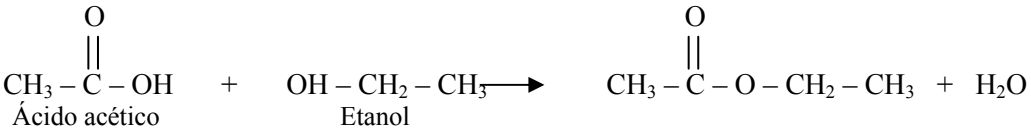
Para nombrar a los esteres se cambia la terminación de los alcanos por la terminación -oato de los ésteres. El caso de los ésteres consiste en dos cadenas separadas por un oxígeno, cada una de estas cadenas, debe nombrarse por separado y el nombre de los ésteres siempre consiste en dos palabras separadas del tipo alcanoato de alquilo. La parte del alcanoato se da a la cadena que tiene el grupo carbonilo, la parte alquílica del nombre se da a la cadena que no contiene el grupo carbonilo. Este procedimiento se utiliza sin importar el tamaño de la cadena. La posición del grupo carbonilo es la que determina cual es la cadena del alcanoato.

Los ésteres pueden participar en los enlaces hidrogenados como aceptadores de los enlaces de hidrógeno, pero no pueden participar como dadores de enlaces de hidrógeno, a diferencia de los alcoholes de los que derivan. Esta capacidad de participar en los enlaces de hidrógeno les convierte en más hidrosolubles que los hidrocarbonos de los que derivan. Pero las limitaciones de sus enlaces de hidrógeno los hace más hidrofóbicos que los alcoholes o ácidos de los que derivan. Esta falta de capacidad de ceder su enlace de hidrógeno ocasiona el que no puede formar enlaces de hidrógeno entre moléculas de ésteres, lo que los hace más volátiles que un ácido o éster de similar peso molecular.

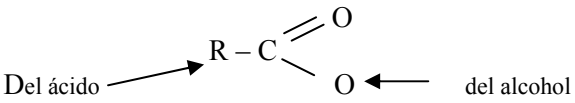
Muchos ésteres tienen un olor característico, lo que hace que se utilicen ampliamente como sabores y fragancias artificiales. Por ejemplo:

- metil butanoato: olor a piña
- metil salicilato (aceite de siempreverde): olor de las pomadas Germolene™ y Ralgex™
- etil metanoato: olor a frambuesa
- pentil etanoato: olor a platano
- pentil pentanoato: olor a manzana
- pentil butanoato: olor a pera
- octil etanoato: olor a naranja.

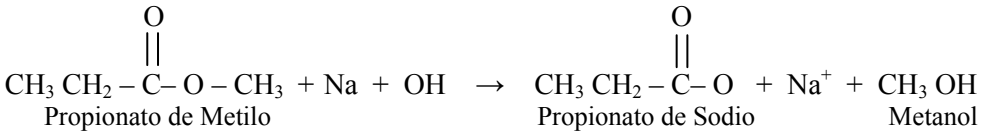
Los esteres se forman a partir de ácidos carboxílicos que sufrieron reacciones de condensación con alcoholes por ejemplo:



Como se puede observar en la reacción anterior un ester es un compuesto en el que se ha sustituido un átomo de hidrógeno de un ácido carboxílico por un grupo hidrocarburo. Este grupo funcional presenta la siguiente fórmula general:



Los esteres suelen tener un olor agradable, a ello se debe en gran parte los aromas dulces de las frutas, por ejemplo el olor a plátano debe su olor característico al acetato de pentilo ($CH_3\ COO\ CH_2\ CH_2\ CH_2\ CH_2\ CH_3$), el olor a naranja al acetato de m-octilo ($CH_3\ COOH\ CH_2\ CH_2\ CH_2\ CH_2\ CH_2\ CH_2\ CH_2\ CH_3$). Si un ester es tratado con un ácido o base en disolución acuosa, se hidroliza, es decir la molécula se separa en el alcohol y el ácido correspondiente.



La hidrólisis de un ester en presencia de una base se denomina saponificación, palabra que proviene del latín "*sapon*" que significa jabón. Para nombrar a los esteres se usa el nombre del ácido carboxílico del que provienen sustituyendo la terminación "ico" por la terminación "ato" seguida por el nombre del radical alquilo o metal correspondiente.

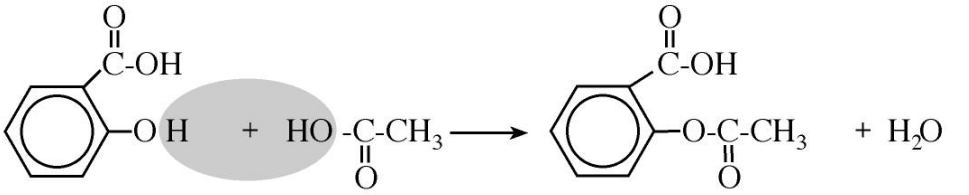
$CH_3 – COO – CH_3$ Etanoato de metilo (acetato de metilo)	$CH_3 – CH_2 – COO – CH_2 – CH_3$ Propanoato de etilo (propionato de etilo)	$CH_3 – COO – CH_2 – CH_3$ Etanoato de etilo (acetato de etilo)
H – COO – Na Metanoato de sodio	CH3 – COO – Pb Acetato de plomo	CH3 – COO – K Etanoato de potasio

Algunos Esteres Importantes

Nombre	Olor y Sabor
Acetato de Isoamilo	Plátano
Acetato de Octilo	Naranja
Butanoato de Metilo	Chabacano
Monanoato de Etilo	Rosas
Butirato de Amilo	Piña

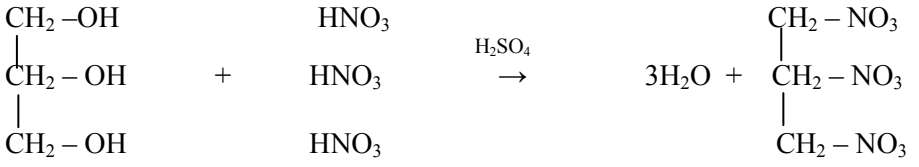
Estos compuestos son buenos solventes y presentan mucha volatibilidad, se utilizan en la fabricación de lacas y pinturas de automóviles y aeroplanos; son muy abundantes en la naturaleza como componentes de aromas de frutas y flores, por ejemplo el acetato de etilo que proporciona el olor característico a la manzana, el butirato de etilo el olor a piña, el nonilato de etilo el aroma a membrillo; y el olor a plátano se debe al ester acetato de isoamilo.

Un éster muy importante en el área de la medicina se forma por la reacción del ácido salicílico y ácido acético, teniendo como producto ácido acetilsalicílico, conocido de forma común como aspirina, y se utiliza como analgésico.



Ácido salicílico Ácido Acético Ácido Acetilsalicílico agua

La nitroglicerina es un compuesto llamado trinitrato de glicerina, compuesto muy explosivo que se obtiene mezclando glicerina con ácido nítrico (HNO_3) y ácido sulfúrico (H_2SO_4), este último nos ayuda a eliminar el agua producida.



Glicerina Ácido Nítrico Agua Trinitroglicerina

Atomos Involucrados	
Suffijos	-oato
Prefijos	-
Posición en la cadena	Solo al final
Fórmula General	$C_nH_{2n}O_2$
Nombre de la familia	ester

Como ya mencionamos para nombrara los esteres se cambia la terminación "ano" de los alcanos por la terminación **"**oato" de los ésteres, y debido a que los esteres consisten en dos cadenas separadas por un oxígeno. Cada una de estas cadenas debe de nombrarse por separado y el nombre de los ésteres siempre consiste en dos palabras separadas del tipo alcanoato de alquilo**.** La parte alquílica del nombre se da a la cadena que no contiene el grupo carbonilo. La parte del alcanoato se da a la cadena que tiene el grupo carbonilo. Este procedimiento se utiliza sin importar el tamaño de la cadena. La posición del grupo carbonilo es la que determina cual es la cadena del alcanoato.

Debido a que el grupo carbonilo en los ésteres debe de estar al final de la cadena del alcanoato no se utiliza número localizador

La cadena que se encuentra del lado del oxígeno puede estar unida por cualquiera de sus átomos de carbono por lo que en este caso si no está unida por el carbono terminal se debe de usar el número localizador.

Actividad:

1.- ¿Cómo se forman los esteres?

_____
_____
_____
_____

2.- En la naturaleza ¿dónde podemos encontrar esteres?

_____
_____
_____
_____

3.- ¿Cuál es la fórmula estructural de un éster?

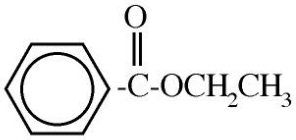
_____
_____
_____

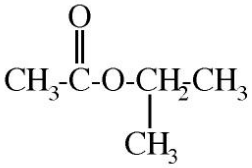
4.- Escribe a la derecha de cada fórmula su nombre.

a) $CH_3\text{-}COO\text{-}CH_3$ _____

b) $CH_3\text{-}COO\text{-}CH_2\text{-}CH_3$ _____

c) $CH_2(NO_3)\text{-}CH_2(NO_3)\text{-}CH_2(NO_3)$ _____

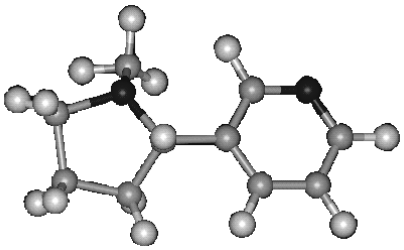
d)  _____

c)  _____

Aminas

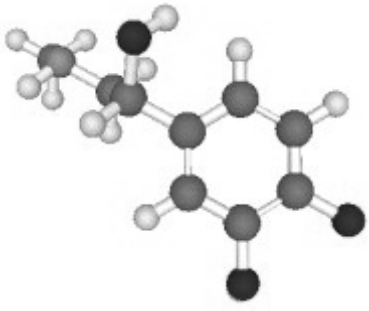
Las aminas se consideran como derivados del amoniaco y resultan de la sustitución de los hidrógenos de la molécula por los radicales alquilo. Según se sustituyan uno, dos o tres hidrógenos, las aminas serán primarios, secundarios o terciarios, respectivamente.

Las aminas son compuestos muy polares. Las aminas primarias y secundarias pueden formar puentes de hidrógeno. Las aminas terciarias puras no pueden formar puentes de hidrógeno, sin embargo pueden aceptar puentes de hidrogeno con moléculas que tengan enlaces O-H o N-H. Como el nitrógeno es menos electronegativo que el oxígeno, el enlace N-H es menos polar que el enlace O-H. Por lo tanto, las aminas forman puentes de hidrógeno más débiles que los alcoholes de pesos moleculares semejantes. Las aminas primarias y secundarias tienen puntos de ebullición menores que los de los alcoholes, pero mayores que los de los éteres de peso molecular semejante. Las aminas terciarias, sin puentes de hidrógeno, tienen puntos de ebullición más bajos que las aminas primarias y secundarias de pesos moleculares semejantes



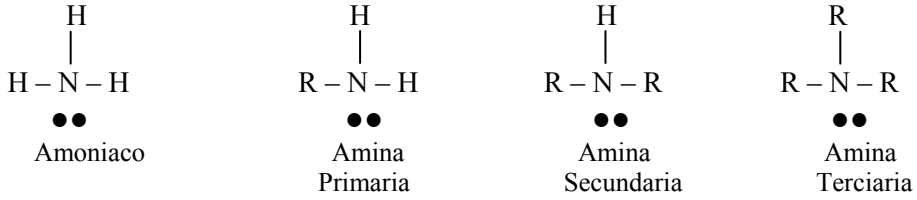
Los aminoácidos contienen un grupo amino y un grupo carboxilo enlazado al mismo átomo de carbono. Los aminoácidos se enlazan entre sí a través de estos dos grupos dando un enlace amida formando las proteínas. En un extremo queda un grupo amino terminal. Como consecuencia de los procesos de degradación, las proteínas se descomponen dando distintas aminas. Por ejemplo, la 1,5-pentanodiamina (cadaverina), el escatol (un compuesto heterociclico), la 1,4-butanodiamina (putrescina), etc. Los alcaloides son compuestos complejos que se encuentran en las plantas y contienen grupos amina. Algunos ejemplos son la morfina, la nicotina, etc.

Algunas aminas son biológicamente importantes. La adrenalina, la noradrenalina, la mezcalina, etc., son compuestos similares llamados β-feniletilaminas. Las sulfamidas contienen un grupo amino y son compuestos que afectan a las bacterias, pero no al ser humano, debido a que inhiben al enzima responsable de la síntesis de ácido fólico, necesario para las bacterias. El neurotransmisor GABA (ácido 4-aminobutanoico) también contiene un grupo amino. Por otra parte, algunos derivados del ácido *p*-aminobenzoico se emplean como anestésicos. Se encuentran aminas secundarias en algunos alimentos (carnes y pescados) o en el humo del tabaco. Estas aminas pueden reaccionar con nitritos (presentes en conservantes empleados en la alimentación y en plantas, procedentes del uso de fertilizantes) dando N-nitrosoaminas secundarias, que son carcinógenas.

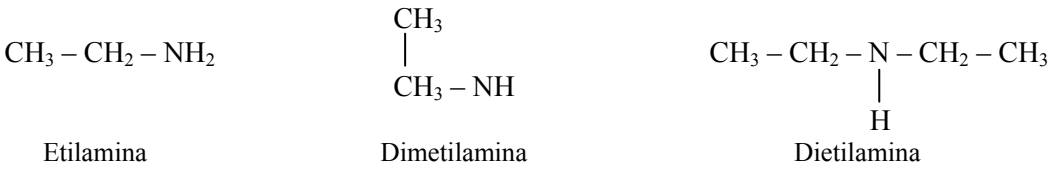


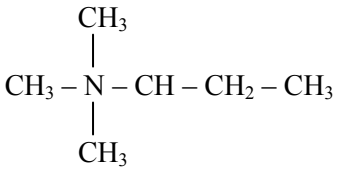
Como ya vimos, los compuestos nitrogenados forman varios tipos de sustancias orgánicas de importancia en la química. Muchos tienen que ver con nuestro organismo (aminoácidos, alcaloides, vitaminas) y los podemos ubicar en la naturaleza con una fuerte relación con nuestro sistema de vida; existen otros de tipo sintético o bien naturales como las aminas, amidas y nitroderivados, los cuales presentan una gran demanda en la industria química.

Las amidas son compuestos derivados del amoniaco y se pueden clasificar en primarios, secundarios o terciarios según se sustituyan uno, dos o tres átomos de hidrógeno del amoniaco por los radicales alquilo, por ejemplo:



Para determinar a las aminas primarias se utiliza la terminación "amina" y el nombre del grupo alquilo (R). A las de tipo secundario y terciario en las cuales todos los grupos alquilo son iguales, se les llama anteponiendo el prefijo "di o tri" que indica la cantidad del radical alquilo, por ejemplo:

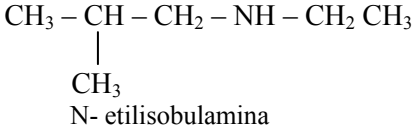




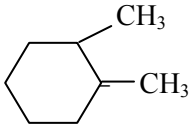
Dimetil - seabutilamina

Las primeras aminas presentan un olor a pescado (amoniaco) la metilamina y la etilamina son gaseosas, el resto son líquidas o sólidas a temperatura ambiente.

Las aminas secundarias y terciarias asimétricas, es decir aquellos en la que los grupos alquilo sustituyéntes no son igual, se nombran como derivados N- sustituidos, de una amina primaria. El radical alquilo más grande se usa como amina principal, la localización de los grupos sustituyéntes en el nitrógeno se indica anteponiendo N mayúscula en la palabra, por ejemplo:

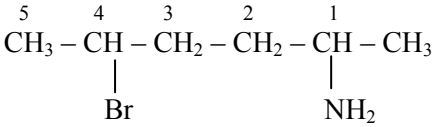


N- etilisobulamina



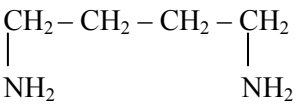
N,N – Dimetilciclohexilamina

Cuando en el hidrocarburo se encuentran diferentes grupos funcionales, y se quiere nombrar como amina, entonces el carbono que soporta al grupo amino será el número uno, por ejemplo:

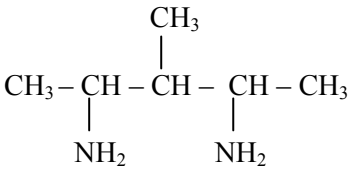


1 – Metil –4 – Bromopentilamina

Si el grupo NH_2 lo tomamos como sustituyénte será llamado amino, por ejemplo si tomamos el mismo compuesto anterior se llamará 2–amino–5–bromohexano. Los compuestos que contienen dos o tres grupos amino se llaman alcanodiaminas o alcanotriaminas, los números que proceden al alcano nos indicarán la posición de estos grupos funcionales, por ejemplo:

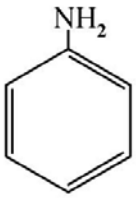


1, 4 – Butanodiamina

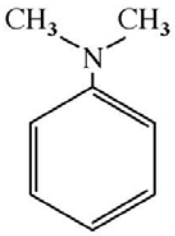


3 – Metil – 2,4 – Pentanodiamina

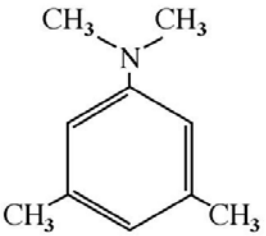
La amina aromática de mayor importancia química es la llamada anilina y gran variedad de compuestos son derivados de ella; para indicar que un sustituyénte se encuentra unido al nitrógeno se pone N mayúscula antes del nombre del sustituyénte y se completa el nombre con la terminación amina, por ejemplo:



Anilina

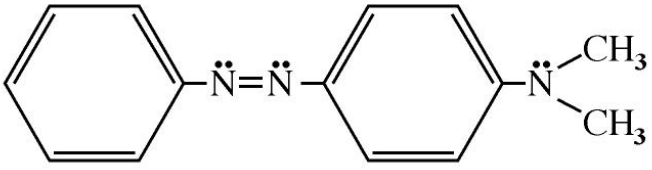


N,N-Dimetilanilina



N,N,3,5-Tetrametilanilina

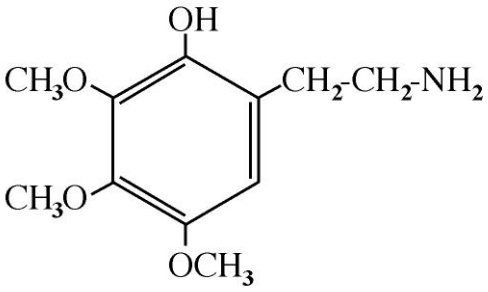
La anilina tiene una gran demanda para la preparación de muchos colorantes usados en la industria de los alimentos y textiles, así como también en la preparación de antioxidantes y medicamentos, por ejemplo el colorante llamado amarillo de mantequilla:

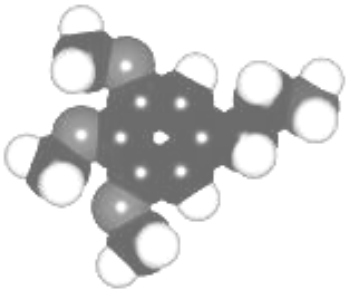


4- Dimetilaminoazobenceno
(Amarillo de mantequilla)

Este compuesto es un colorante artificial utilizado en comestibles, aunque en la actualidad ya no se utiliza, ya que se le descubrieron propiedades cancerogénicas.

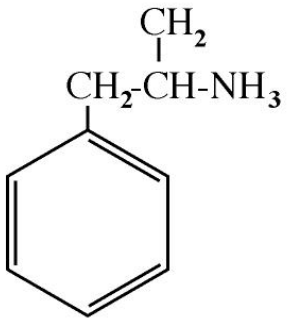
Las aminas son compuestos que se encuentran en nuestra vida cotidiana por ejemplo la trimetilamina se encuentra en los animales marinos y es un gas incoloro de mal olor (pescado podrido), la tetrametilendiamina y la pentametilendiamina son llamadas respectivamente "putrescina" y "cadaverina", ya que se forman por la descomposición de las proteínas cuando un organismo muere. Las aminas aromáticas generalmente presentan alta toxicidad. El compuesto 3,4,5– trimetoxifeniletilamina conocido como "mezcalina" es una droga sintetizada del cactus mexicano *Arholorium Lewinö*, la cual provoca alucinaciones y esquizofrenia.

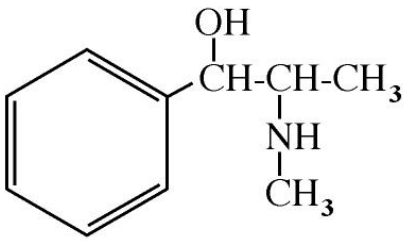




Mezcalina

Otros compuestos de este grupo son la bencedrina (1-fenil-2-aminopropano) y la efedrina (1-fenil-2-metilaminopropanol-1) usados en grandes cantidades en la medicina por sus propiedades vaso depresoras, antihistamínicas y antiasmáticas por lo que se utilizan para combatir catarros y asma





Bencedrina **Efredina**

Algunas aminas heterocíclicas reciben el nombre de alcaloides, por ejemplo la quinina, que se usó para tratamiento contra el paludismo, la nicotina (que se localiza en el tabaco), cocaína, morfina, heroína, etc.

Grupo funcional	
Suffijo	-amina
Prefijo	Amino
Poosición en la Cadena	Cualquiera
Fórmula General	$C_nH_{2n+3}N$

De acuerdo a lo anterior se usa la designación de amina primaria secundaria o terciaria para referirnos al número de grupos alquilos que están unidos al nitrógeno. Así, si la amina tiene un grupo alquilo y dos hidrógenos se le conocen como primaria, si tiene dos alquilos y un hidrógeno, secundaria y con tres grupos alquilo sin hidrógeno, terciaria. Las aminas debido a que tiene un par electrónico, puede formar compuestos tetrasustituidos, donde el átomo de nitrógeno queda cargado positivamente, y se les conoce como amina cuaternarias. Es importante notar que ésta denominación se refiere al número de sustituyentes que tiene el átomo de nitrógeno y no como en el caso de los alcoholes al tipo de carbono sobre el cual se encuentra. En el caso de los alcoholes tendremos; alcoholes primario si el OH está sobre un carbono primario, alcohol secundario si se encuentra sobre un carbono secundario y alcohol terciario si está sobre un carbono terciario.

Actividad:

1.- ¿Cómo se forman la aminas?

_____
_____
_____
_____

2.- ¿A qué se le llama diamina?

_____
_____
_____

3.- ¿Cuántos tipos de aminas hay?

_____
_____
_____

4.- ¿Qué son los alcaloides?

_____
_____
_____
_____

5.- Escribe la fórmula de la amina secundaria.

6.- Escribe la fórmula de los siguientes compuestos:

a) Metilamina

b) Dimetilamina

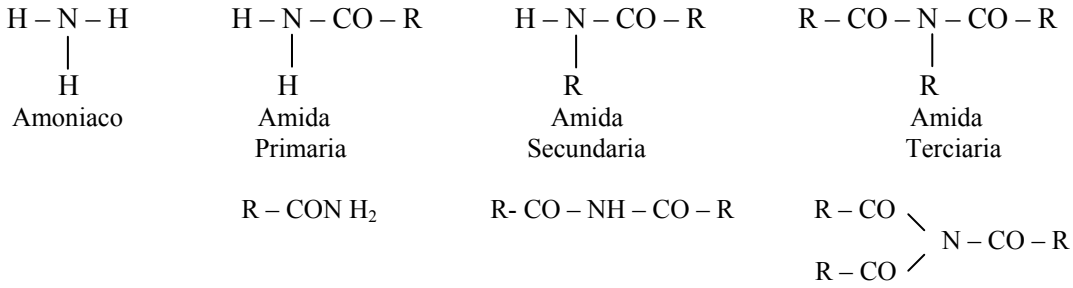
c) Dietilamina

d) Anilina

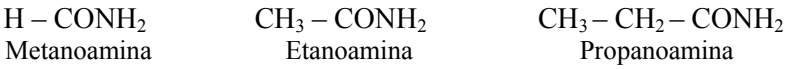
e) Bencedrina

Amidas

Las amidas son compuestos que resultan de la sustitución de uno, dos, o los tres átomos de hidrógeno del amoniaco, por uno, dos, o tres grupos acilo (R–CO–) y de acuerdo a la cantidad de los sustituyéntes los podemos clasificar en amidas primarias, secundarias o terciarias.

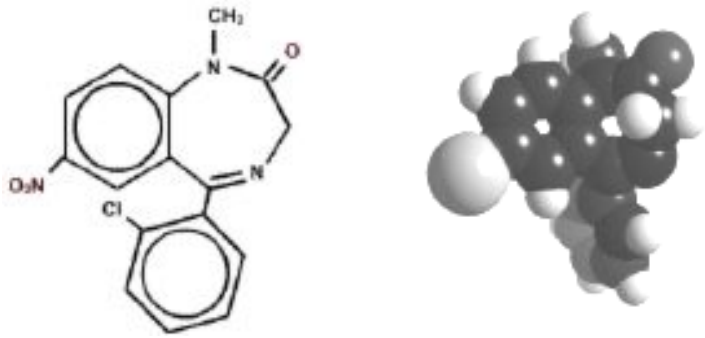


Para nombrar a las amidas se utiliza el nombre del hidrocarburo del que derivan añadiéndole la terminación amida, por ejemplo:



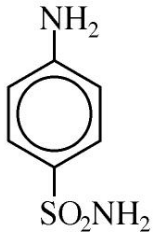
Según la cantidad de funciones amina (– CO – NH_2) que se encuentren en la molécula, las amidas primarias se clasifican en monoamidas, diamidas o triamidas, por ejemplo:

La urea fue la primer sustancia orgánica obtenida en forma sintética, es una diamida carbónica que se encuentra en la orina de los mamíferos, se sintetiza por calentamiento de CO_2 y NH_3 y se utiliza en la fabricación de plásticos, y como fertilizante nitrogenado. Algunas amidas sintéticas como la sacarina se utilizan como endulzantes; en cambio las amidas cíclicas forman sustancias conocidas comúnmente como barbitúricos los cuales trabajan en el organismo como sedantes y provocan adicción por ejemplo: valium (diazepam), fenobarbital, nembutal, seconal, equanil, entre otros.



Molécula de diazepam

Otras amidas del tipo medicinal son la sulfanilamida y algunas amidas sustituidas y se les conoce como drogas sulfas, por ejemplo:



Sulfanilamida

Atomos involucrados	
Sufijo	-amida
Posición de la cadena	Solo al final
Fórmula General	$C_nH_{2n+1}NO$
Nombre de la familia	amida

Actividad:

1. Escribe la fórmula general de una amida secundaria.

2. ¿Cómo se forma una diamida?

_____
_____
_____
_____

3. ¿Qué es una urea?

_____
_____
_____
_____

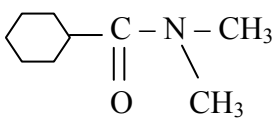
4. Escribe la fórmula desarrollada de:
   a) Etanoamida

   b) Pentanoamida

   c) Hexanoamida

5. Escribe el nombre de los siguientes compuestos:
   a) $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CO - NH_2$ _____

   b) $CH_3 - \underset{\underset{O}{\|}}{C} - NH_2$ _____

   c)  _____

CAPÍTULO 6

MECANISMOS DE REACCIÓN

Reacciones Químicas

Las reacciones químicas orgánicas son el instrumento por medio del cual los organismos vivos llevan a cabo la transformación de una gran variedad de compuestos químicos que son indispensables para sobrevivir y a la vez para reproducirse. Así mismo el hombre por medio de los laboratorios químicos y en las industrias, lleva a cabo la síntesis de muchos compuestos químicos orgánicos como medicamentos, colorantes, pegamentos, plásticos, etc.

Las reacciones químicas orgánicas para su estudio están clasificadas en cuatro grupos:

- Reacción de adición
- Reacción de sustitución
- Reacción de eliminación
- Reacción de transposición

Estos diferentes tipos de reacciones se llevan a cabo por diferentes mecanismo, los cuales pueden ser: electrofílicos, nucleofílicos y radicales libres; esto de acuerdo al reactivo que inicia el proceso.

La síntesis química consiste en obtener compuestos químicos a partir de sustancias más simples. Los objetivos principales de la síntesis química son la creación de nuevas sustancias químicas, así como el desarrollo de métodos más baratos y eficaces para sintetizar sustancias ya conocidas; normalmente, basta con la purificación de sustancias naturales para obtener un producto químico o aprovechar el uso de ese producto como materia prima para otras síntesis, por ejemplo, la industria farmaceutica depende con frecuencia de complejos compuestos químicos, que se encuentran en el petróleo crudo, para la síntesis de medicinas. En algunas ocasiones, cuando se trata de sustancias escasas o muy costosas, se hace preciso sintetizar dicha sustancia a partir de otras materias primas más abundantes y más baratas.

Uno de los principales objetivos de la síntesis química es producir cantidades adicionales de sustancias que ya se dan en la naturaleza. Ejemplos de ello son la recuperación del cobre de sus menas y la síntesis de ciertas medicinas que se encuentran de modo natural (como la aspirina) y de vitaminas (como el ácido ascórbico o la vitamina C). Otro de sus objetivos es la síntesis de materiales que no se dan de modo natural, como el acero, los plásticos y los adhesivos.

Alrededor de once millones de compuestos químicos han sido catalogados por el *Chemical Abstracts Service* de Columbus, Ohio (Estados Unidos). Se calcula que cada día se sintetizan unos 2.000 nuevos compuestos. Se producen unos 6.000 con fines comerciales y unos 300 más se incorporan al mercado cada año. Antes de su comercialización, todo nuevo compuesto se comprueba, no sólo con fines comerciales, sino también para descubrir posibles efectos dañinos en el ser humano y el medio ambiente.

El proceso para determinar la toxicidad de un compuesto es difícil y costoso, debido a la gran variedad de niveles de dosis tóxicas para el hombre, las plantas y los animales, y por lo complicado que resulta medir los efectos de una exposición a largo plazo.

La síntesis química no se desarrolló como ciencia rigurosa y sofisticada hasta bien entrado el siglo XX. Anteriormente, la síntesis de una sustancia ocurría algunas veces por accidente, y la utilización de esos materiales nuevos era muy limitada. Las teorías que predominaban hasta este siglo contribuyeron a limitar la capacidad de los químicos para desarrollar una aproximación sistemática a la síntesis. Hoy, en cambio, es posible diseñar nuevas sustancias químicas para cubrir necesidades específicas (medicinas, materiales estructurales, combustibles), sintetizar en el laboratorio casi todas las sustancias que se encuentran en la naturaleza, inventar y fabricar nuevos compuestos e incluso predecir, con la ayuda de sofisticadas computadoras, las propiedades de una molécula 'objetivo' y sus efectos a largo plazo en medicina y en el medio ambiente.

Gran parte de los progresos conseguidos en el campo de la síntesis se debe a la capacidad de los científicos para determinar la estructura detallada de una serie de sustancias, comprendiendo la correlación entre la estructura de una molécula y sus propiedades (relaciones estructura-actividad). De hecho, antes de su síntesis, se puede diseñar la estructura y propiedades de una serie de moléculas, lo que proporciona a los científicos una mejor comprensión del tipo de sustancias más necesarias para un fin concreto. Las modernas medicinas de penicilina son modificaciones sintéticas de la sustancia que descubrió en la naturaleza el bacteriólogo británico Alexander Fleming. Se han descubierto más de mil enfermedades en el ser humano causadas por deficiencias moleculares, muchas de las cuales pueden tratarse con medicinas sintéticas.

Gran parte de la investigación sobre nuevos combustibles y de métodos de utilización de la energía solar se basan en el estudio de las propiedades moleculares de productos sintéticos. Uno de los logros más recientes en este campo es la fabricación de superconductores basados en la estructura de complicados materiales inorgánicos cerámicos, como el $YBa_2Cu_3O_7$ y otros de estructura similar con el cual se logra levitar objetos

En la actualidad es posible sintetizar hormonas, enzimas y material genético idéntico al de los sistemas vivos, aumentando la posibilidad de tratar las causas que originan enfermedades humanas a través de la ingeniería genética. Esto ha sido posible en los últimos años gracias a los diseños que se obtienen con la ayuda de modernas y potentes computadoras.

Otro de los grandes logros recientes ha sido la utilización habitual de sistemas vivos simples, como levaduras, bacterias y hongos, para producir importantes sustancias. También es usual la síntesis bioquímica de materiales biológicos. La bacteria *Escherichia coli* se utiliza para obtener insulina humana, las levaduras para producir alcohol y los hongos para obtener penicilina.

Mecanismos de reacción

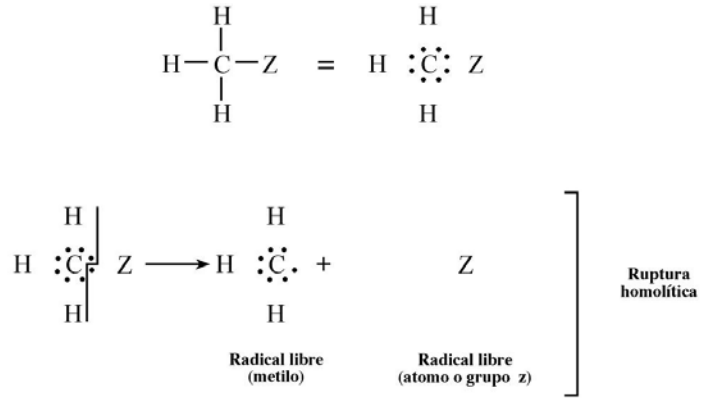
Conocemos como mecanismos de reacción a la descripción de como sucede una reacción química para obtener un determinado producto; el proceso inicia con una molécula que inicialmente se transforma y la coloca con una estructura intermedia, inestable y compleja, llamada complejo activado, que termina en otra molécula diferente y estable.

Todas las reacciones químicas orgánicas se llevan a cabo bajo determinadas condiciones, determinadas por las características estructurales de los reactivos, así como a la reactividad de los grupos funcionales. Las reacciones químicas siguen procesos definidos para la formación de nuevos compuestos químicos, cada uno de los cuales implica la ruptura y formación de nuevos enlaces en la obtención de sustancias, estos pasos que se dan en la transformación de las sustancias reaccionantes en los producto, es lo que conocemos como mecanismo de reacción.

Por lo tanto la transformación inicial que sufre una molécula, nos indica un rompimiento de los enlaces entre los átomos que la están formando. Las formas en que se rompen esos enlaces entre los átomos, se conocen como rompimiento homolítico y heterolítico.

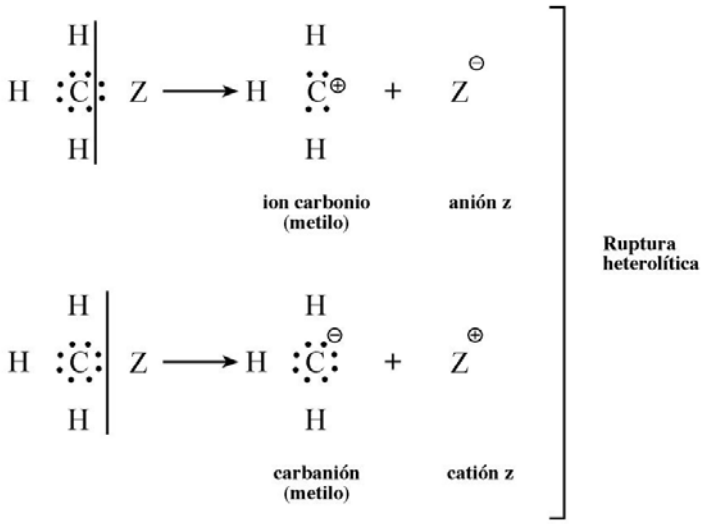
Un rompimiento homolítico es aquel en el cual un electrón (de los dos que forman el enlace) se queda en cada uno de los grupos o átomos que se separan, lo cual asegura dos fragmento eléctricamente neutros conocidos como radicales libres, es decir en este tipo de rompimiento la molécula se separa en los átomos que la forman y cada uno recupera el electrón que aportó para el enlace covalente.

Por ejemplo si consideramos la molécula hipotética CH_3Z e imaginamos todas las formas posibles de rompimiento del enlace covalente que una al átomo de carbono con el grupo Z.



El rompimiento heterolítico es aquel en el cual la ruptura del enlace covalente origina fragmentos con carga eléctrica. En este tipo de ruptura los dos electrones del enlace se separan del grupo orgánico y permanece con el sustituyénte que se separa, lo anterior origina que el grupo orgánico soporte una carga eléctrica positiva debida a la deficiencia de electrones.

El grupo que presenta la carga positiva se denomina ion de carbonio y lo podemos representar como R^+, puede pasar también que los dos electrones se queden con la parte orgánica originando entonces un grupo con carga negativa y lo representamos como R^- llamándolo por el nombre de ion carbanion.



Las partes que resultan de los anteriores procesos de ruptura de enlaces son altamente reactivos (radicales libres, iones carbonio y carbaniones), estos productos reaccionan muy rápidamente (fracciones de segundo) con otras moléculas alrededor; los reactivos orgánicos requieren de ciertas condiciones experimentales para desarrollar lo que conocemos como mecanismo de reacción y estos caracterizan al tipo de reacción.

Características Experimentales de Reacciones Iónicas y Radicales Libres

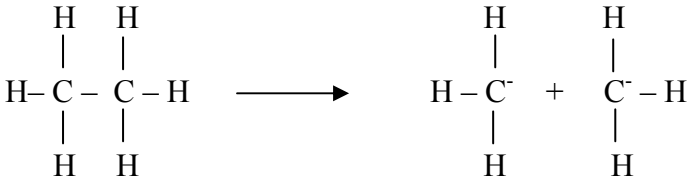
Iónicos	Radicales Libres
Generalmente no son catalíticos, su velocidad de reacción es uniforme durante todo el transcurso.	Casi siempre son autocatalíticos y ocurren a velocidad creciente una vez que iniciaron.
La velocidad de reacción aumenta al incrementar la temperatura, no se ve afectada por la luz ni por sustancias que produzcan radicales libres.	Muchos solo transcurren a altas temperaturas.
Tienen lugar en solución y rara vez en fase gaseosa.	Velocidad de reacción varía mucho al incrementar la temperatura.
Se producen en disolventes polares lo cual influye en las reacciones.	Se llevan a cabo en fase gaseosa o solvente no polares.
Son catalizados por ácidos y bases.	Son catalizados por la luz y las sustancias que se descomponen con formación de radicales libres.

Radicales Libres

Los radicales libres son estructuras reactivas dentro de un mecanismo de reacción, y como ya vimos con anterioridad, estos radicales se producen debido al rompimiento de enlaces covalentes, el átomo o fracción resultante es considerado altamente reactivo, ya que en fracción de segundos reacciona con otras moléculas a su alrededor.

Cuando en las reacciones se producen estas especies reactivas (las cuales presentan poco tiempo de vida), se les denomina intermedios transitorios debido a que reaccionan con otras moléculas sucesivamente hasta alcanzar la formación de productos finales estables.

Un radical libre es por lo tanto un átomo o grupo de átomos que presentan un electrón desapareado, por ejemplo:



Actividad:

1. ¿Qué es una reacción química orgánica?

2. ¿Cómo están clasificadas las reacciones químicas orgánicas?

3. ¿Qué es un mecanismo de reacción?

4. ¿Cuáles son los cuatro tipos de mecanismo de reacción?

5. Define rompimiento homolítico.

6. Define rompimiento heterolítico.

7. ¿Qué es un ion carbonio?

8. ¿Qué es un radical libre?

Adición Electrofílica

Los reactivos electrofílicos son estructuras que aparecen en un mecanismo de reacción y presentan preferencia por cargas negativas (electrones), es decir los reactivos electrofílicos son partículas con carga eléctrica positiva o moléculas polares, por ejemplo:

K^+, H^+, $(NO_2)^+$, Na^+

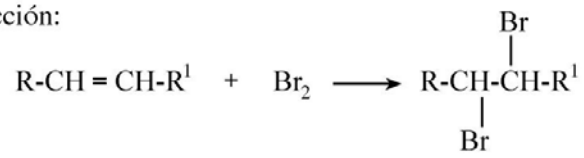
Partículas químicas con carga eléctrica positiva.

H – CL, Na – OH, R – C(=O) – R

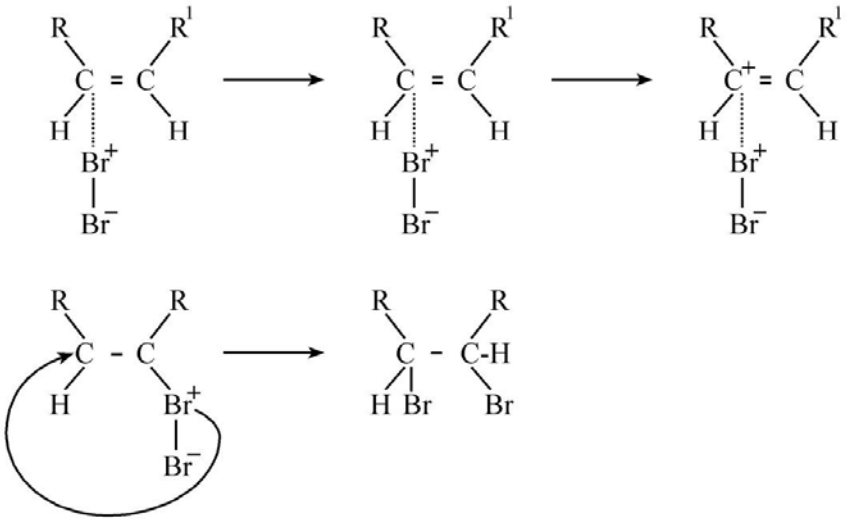
Partículas químicas polares.

En la adición electrofílica de los hidrocarburos de la familia de los alquenos, algunos electrones se pierden muy fácilmente, por lo que facilita la reacción con materiales electrofílicos (reactivos con necesidad de electrones) a los compuestos insaturados. Como esta reacción se inicia por un ataque electrofílico, el mecanismo se conoce como adición electrofílica a carbono insaturado, por ejemplo, adición de halógenos (formación de haluros de alquilo).

Reacción:



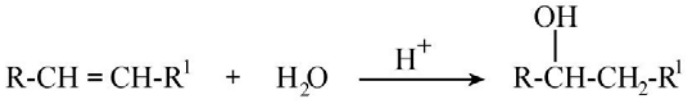
Mecanismo:



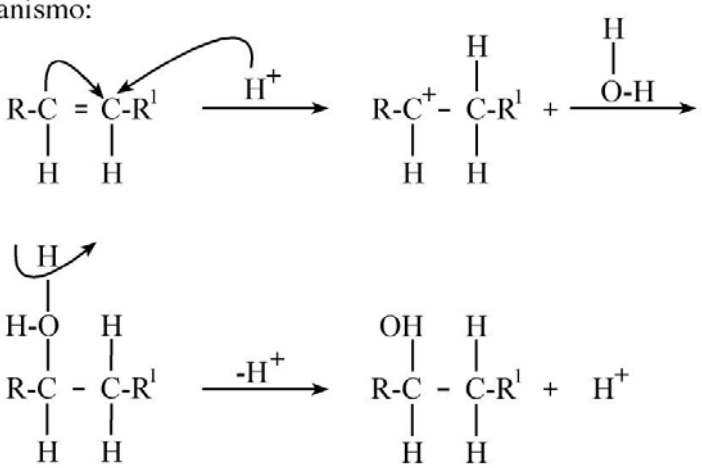
Las reacciones de halogenación inician con la polarización de la molécula de bromo debido a la influencia de la nube de electrones del alqueno. Es así que la molécula de bromo ya polarizada se mueve cerca de la nube de electrones e interactúa con ellos. Inmediatamente un átomo de bromo se "ancla" en uno de los carbonos del doble enlace, por lo que el carbono vecino sufre una descompensación y aparece una carga positiva. Este requerimiento de electrones lo aprovecha el otro átomo de bromo, el cual se une al átomo de carbono, lográndose de este modo la adición de los dos átomos de bromo al sistema insaturado.

Otro tipo de adición electrofílica son las reacciones de hidratación (formación de alcoholes), por ejemplo, la hidratación de olefinas, en presencia de ácidos, esta reacción la inicia el protón ácido hacia la nube de electrones donde forma una unión covalente con un carbono que presenta doble enlace. Al formarse este nuevo enlace carbono-hidrógeno el carbono vecino se descompensa originando un ion carbonio el cual atrae moléculas de agua logrando así la unión con el oxígeno para que después esa molécula de agua libere su protón ácido.

Reacción:



Mecanismo:



Adición Nucleofila

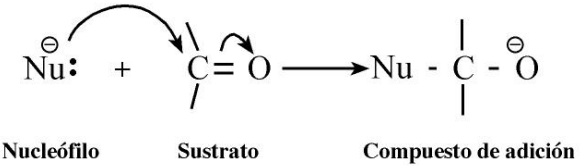
Las reacciones de adición nucleofila se caracterizan porque la inician reactivos que buscan núcleos, es decir partículas químicas que presentan carga eléctrica negativa o también partículas neutras con electrones libres sin compartir, por lo que estos reactivos pueden ceder electrones a los núcleos, ejemplos de este tipo de partículas son:

$(OH)^-$, CL^-, $(Cn)^-$, $(CH_3 - O)^-$

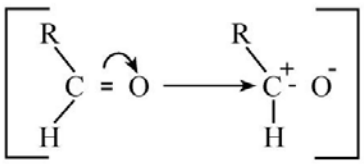
Partículas químicas con carga eléctrica negativa.

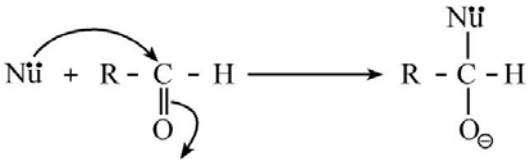
Partículas químicas neutras con electrones sin compartir.

Las reacciones de adición nucleofila la llevan a cabo los grupos carbonilos de compuestos del tipo cetonas, aldehídos, ácidos carboxílico, etc.

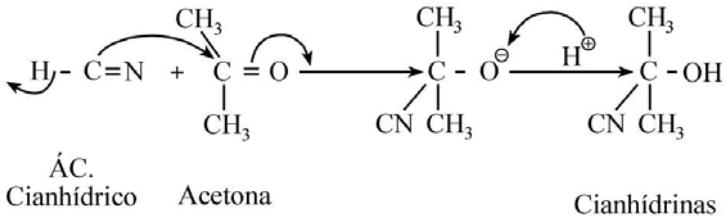


Debido a la gran reactividad del grupo funcional C = O, las reacciones de adición nucleofila son muchas y de gran importancia, esto debido a la electronegatividad del oxígeno y del carbono.





Por ejemplo la reacción del ácido clorhídrico con aldehídos y cetonas, para formar cianhidrinas.



Actividad

1. ¿Qué es un reactivo electrofílico?

_____
_____
_____
_____
_____

2. ¿Qué es un reactivo nucleofilo?

_____
_____
_____
_____
_____

3. Menciona tres ejemplos de partículas químicas electrofílicas.

_____
_____
_____

4. Menciona tres ejemplos de partículas químicas nucleofílicas.

_____
_____

5. ¿Qué tipos de compuestos llevan a cabo reacciones de adición nucleofila?

_____
_____
_____

Reacciones de Sustitución

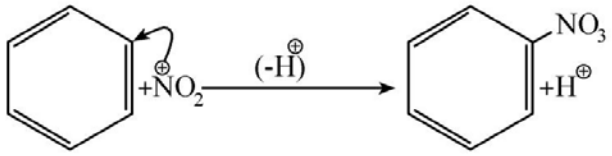
Este tipo de reacciones pueden ser de dos tipos: sustitución electrofílica al sistema aromático y sustitución nucleofílica al carbono saturado y al grupo carbonilo. La reacción de sustitución electrofílica aromática son las más importantes del benceno y sus derivados y puede ser por nitración, sulfonación, halogenación.

La reacción de sustitución electrofílica más importante es la nitración debido a los tipos de compuestos que se obtienen, en esta reacción el ácido nítrico se agrega mezclado con ácido sulfúrico (mezcla nitrante).

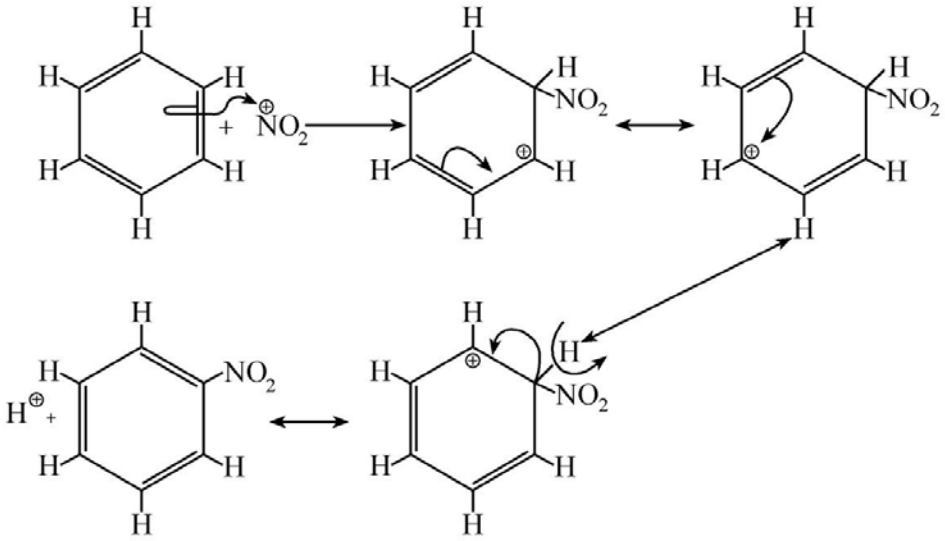
$$HNO_3 + H_2SO_4 \rightleftharpoons \underset{\text{Ion Nitronio}}{N^+O_2} + \underset{\text{Ion hidronio}}{H^+_3O} + HSO^-_4$$

El ion nitronio producto de la reacción de los dos ácidos inicia el ataque electrofílico al benceno.

Reacción



Mecanismo

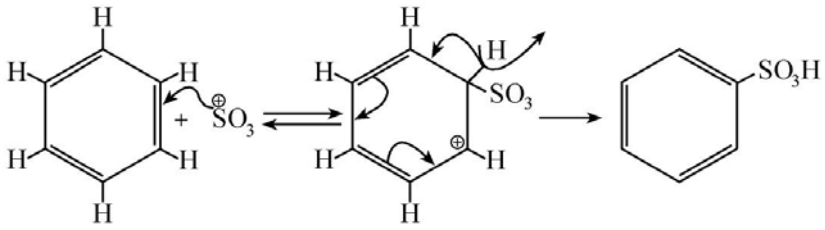


La reacción de sulfonación se lleva a cabo en el benceno y otros anillos aromáticos, en esta reacción el ion sulfonio es el agente electrofílico que busca electrones, el mecanismo da inicio con el anhídrido sulfonio (SO_3) el cual se produce en la disociación del ácido sulfúrico.

Reacción:

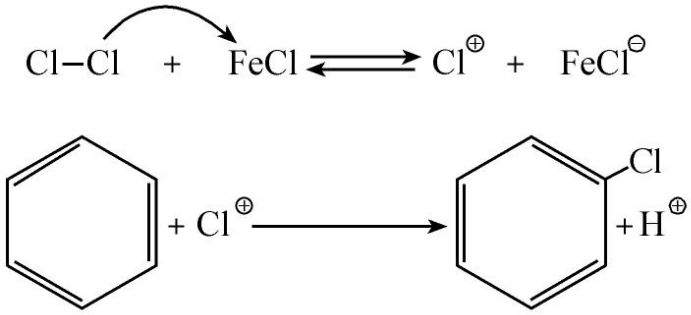
$$H_2SO_4 \rightleftharpoons S + O_3 + H_2O$$

Mecanismo:



Ácido benceno sulfónico

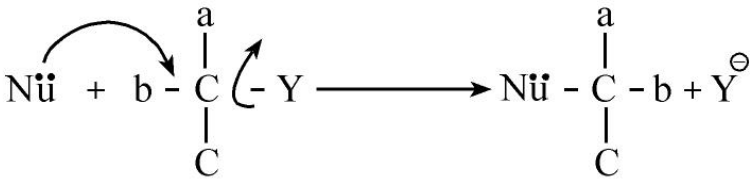
La halogenación se debe a que una gran cantidad de hidrocarburos aromáticos pueden halogenarse usando diferentes reactivos. En este tipo de reacción se utiliza el cloro y bromo y un grupo que contenga halógenos el cual libera un átomo de halógeno reactivo, por ejemplo:



Clorobenceno

La reacción de sustitución nucleofila a carbono saturado es de gran importancia ya que muchos compuestos orgánicos utilizados en la industria se obtienen por este tipo de mecanismo. Para poder llevar a cabo esta reacción el sustrato debe contener un átomo o grupo electronegativo que pueda sustituirse y su lugar sea ocupado por otro átomo o grupo nucleofilo, la reacción general la podemos representar de la siguiente manera:

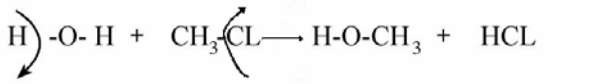
Reacción general:



Nucleófilo **sustrato** **Producto** **grupo** **liberado**

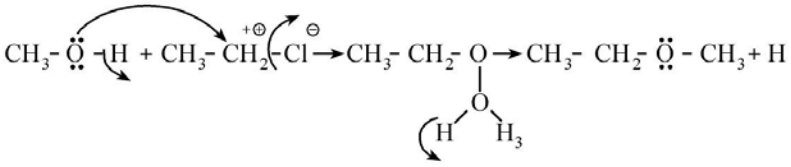
Como podemos observar en la reacción general anterior el nucleofilo (Nu) entra a sustituir al grupo Y que se libera. Este tipo de reacciones son muy importantes ya que por estos se obtienen alcoholes, éteres, haluros y amidas.

La obtención de alcoholes se da a partir de haluros de alquilo y se conoce como hidrólisis de haluros, por ejemplo:

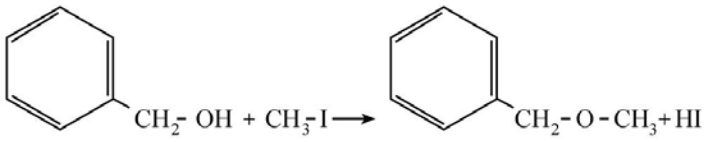


Agua Cloruro de Metilo Metanol Ácido Clorhídrico

La obtención de éteres se da cuando los alcoholes reaccionan con haluros, sulfatos y sulfonatos de alquilo, el mecanismo de reacción es muy parecido al que se realiza en la obtención de alcoholes.



Metanol **cloruro de etilo** **metil etil éter**



alcohol bencílico **yoduro de metilo** **Metil bencil éter**

Los haluros de alquilo se pueden obtener por sustitución nucleofila utilizando alcoholes como sustrato y ácidos bromhídrico y yodhídrico como reactivos.

$$CH_3 - CH_2 - CH_2 - OH + HBr \xrightarrow{\Delta} CH_3 - CH_2 - CH_2 - Br + H_2O$$

Las amidas se obtienen por la reacción del amoniaco o de las aminas con ácidos, esteres o cloruros utilizados como sustratos.

$$CH_3 - \underset{\underset{O}{\|}}{C} - OH + NH_3 \longrightarrow CH_3 - \underset{\underset{O}{\|}}{C} - NH_2 + H_2O$$

$$CH_3 - \underset{\underset{O}{\|}}{C} - OH + NH_2 - CH_3 \longrightarrow CH_3 - \underset{\underset{O}{\|}}{C} - NH - CH_3 + H_2O$$

Reacción de Eliminación

En la reacción de eliminación los grupos o átomos de una molécula se separan sin que ninguno otro los reemplace, lo anterior ocasiona que la molécula restante se estabilice internamente y se formen dobles enlaces. Las reacciones que presentan este mecanismo es la deshidratación de alcoholes y la deshidrohalogenación de derivados halogenados en la cual se pierde un hidrógeno y un halógeno del halogenuro.

La deshidratación de alcoholes es una reacción muy utilizada para la obtención de alquenos, por ejemplo:

$$\underset{\text{Propanol}}{CH_3 - CH_2 - CH_2 - OH} + \underset{\text{Ácido sulfúrico}}{H_2SO_4} \xrightarrow{\Delta} \underset{\text{Propeno}}{CH_3 - CH = CH_2} + \underset{\text{Agua}}{H_2O} + \underset{\text{Ácido sulfúrico}}{H_2SO^-_4}$$

La deshidrohalogenación sucede cuando un halógeno de alquilo reacciona con una base fuerte para dar como producto un alqueno.

$$\underset{\text{Bromuro de propilo}}{CH_3 - CH_2 - CH_2 - Br} + \underset{\text{Hidróxido de sodio}}{NaOH} \xrightarrow{\Delta} \underset{\text{Propeno}}{CH_3 - CH = CH_2} + \underset{\text{Agua}}{H_2O} + \underset{\text{Bromuro de sodio}}{NaBr}$$

Actividad:

1. ¿Cuáles son los tipos de reacción de sustitución?

_____
_____
_____
_____
_____

2. ¿Qué es una reacción electrofílica?

_____
_____
_____
_____
_____

3. Son las reacciones de sustitución más predecibles del benceno y derivados.

_____
_____
_____
_____

4. ¿Qué es la halogenación?

5. ¿Qué es la reacción de sustitución nucleofila?

6. ¿Por medio de qué productos obtenemos éteres?

7. ¿Qué es una reacción de eliminación?

8. ¿Cuáles son los tipos de reacción de eliminación?

BIBLIOGRAFIA CONSULTADA

Química de hoy. Alcantara B. Ma. Del Consuelo Editorial Mc Graw Hill

Química General. Castanedo Ma. De los Ángeles Editorial Mc Graw Hill

El Mundo tu y la química 1y 2. Flores de Labardini Teresita Editorial Esfinge

Fundamentos de química orgánica. Flores A. Héctor I. Editorial Minerva

Química orgánica. Recio del Bosque Francisco Editorial Mc Graw Hill

Fundamentos de quimica. Zumdahl S. Editorial Mc Graw Hill

Química la ciencia central. Brown T. editorial Prentice Hall

Quimica II. Landa Becerra Manuel, B. Beristain Bonilla, A. Viveros Ruiz. Editorial Nueva Imagen

Quimica II. Beristain Bonilla Bladimir, A. Granados Lopez, M. Domínguez Ortiz. Editorial Nueva Imagen.

http://www.iocd.unam.mx
http://www.worldofmolecules.com
http://tutoriales.emagister.com
http://fisicanet.com.ar
http://www.uam.es