

QUÍMICA

para escuelas pedagógicas

Compilación:

MSc. Roberto Álvarez González
MSc. Urbano González Miranda
MSc. Osmel Jiménez Denis

AL ESTUDIANTE

“Química para Escuelas Pedagógicas” constituye el libro de texto de la asignatura Química, compilación que forma parte del plan de estudio de Escuelas Pedagógicas cubanas, que se imparte en el segundo y tercer años de las especialidades Maestro Primario, Educadores Prescolar y Educación Especial.

El contenido del texto se encuentra desarrollado en tres capítulos: Las sustancias y las reacciones químicas, El agua y las Disoluciones y Nociones generales de la Química Orgánica; que se hacen coincidir con las unidades de estudio del programa, donde se sistematizan, profundizan y amplían conocimientos y habilidades que comenzaron a desarrollarse en el nivel precedente (Secundaria Básica), para dar completamiento al estudio de la asignatura en el nivel medio superior (Preuniversitario). Se presentan otros contenidos que permitirán a los estudiantes una mejor comprensión de los que debe dominar según programa previsto en el plan de estudio; para lo cual la lectura de estos contenidos es importante.

Relacionar esos contenidos entre sí de manera coherente y armónica, estableciendo las relaciones y conexiones que permitan entender los complejos procesos químicos que ocurren en la naturaleza de forma más integral, es una tarea ardua, que solo ha sido posible, gracias a la existencia de libros de textos ya elaborados donde se reflejan los contenidos básicos esenciales para la comprensión del mundo actual y la protección y conservación del futuro.

Los contenidos compilados resultan del aporte ofrecido por prestigiosos profesores para la enseñanza de la Química en el preuniversitario. Ellos son Prof. Jesús Hernández Méndez, Dra C Irene Comendeiros Torres, Prof. Luis Gutiérrez Legorburo, Prof. Miguel M. Martínez Sánchez, Prof. Felipe Miguel Mesa García, Prof. Marcos Gil Rodríguez, Lic. Orlando M. Sánchez Varona y Dra. María del Carmen Pina Luis, entre otros.

Agradecemos a esos colectivos de autores la posibilidad de utilizar su obra, ahora para ofrecer una versión cercana a resolver una nueva necesidad: enseñar la ciencia química como asignatura en el currículo escolar de las Escuelas Pedagógicas del país.

Agradecemos además el trabajo realizado por los oponentes de esta obra la Dr.C. Ena Machado Bravo, MSc. Efrein Martínez Sardá y el MSc. Armando Pucurull Cano de la UCP “Félix Varela” de Villa Clara, quienes con sus observaciones y aportes oportunos han permitido mejorarla.

LOS COMPILADORES.

Autores:

Capítulo 1: MSc Urbano González Miranda.

Subdirector Docente de CUM, Universidad de Artemisa.

Capítulo 2: MSc Osmel Jiménez Denis.

Profesor de Química. Universidad de Sancti Spíritus.

Capítulo 3: MSc Roberto Álvarez González.

Metodólogo Inspector del Dpto FIPP. MINED

INDICE

Capítulo 1 LAS SUSTANCIAS Y LAS REACCIONES QUÍMICAS

Introducción

- 1.1 La Ley Periódica. Sistematización/
- 1.2 La Tabla Periódica. La estructura del átomo y de las sustancias simples/
- 1.3 Variación de las propiedades atómicas en la tabla periódica/
- 1.4 *Las sustancias*/
- 1.5 Nomenclatura y notación química de las sustancias/
- 1.6 Las reacciones químicas/
- 1.7 Las reacciones químicas exotérmicas y endotérmicas/
- 1.8 Relaciones entre las masas de las sustancias que intervienen en una reacción química/
- 1.9 Interrelación entre las magnitudes que caracterizan a las muestras de sustancias/
Resumen/
Ejercicios para la Consolidación/

Capítulo 2 EL AGUA Y LAS DISOLUCIONES

Introducción

- 2.2 El dihidrógeno. Propiedades físicas/
- 2.2 Obtención del dihidrógeno/
- 2.3 Propiedades químicas del dihidrógeno/
- 2.4 El agua. Propiedades físicas/
- 2.5 Estructura del agua/
- 2.6 Propiedades químicas del agua/
- 2.7 Contaminación del agua/
- 2.8 Descontaminación del agua/
- 2.9 Sistemas dispersos. Disoluciones/
- 2.10 Proceso de disolución de las sustancias. Cambios energéticos en el proceso de disolución/
- 2.11 Factores relacionados con la velocidad de disolución de los sólidos en los líquidos/
- 2.12 Relación entre la solubilidad de las sustancias y la temperatura. Curvas de solubilidad/
- 2.13 Formas de expresar la composición cuantitativa de las disoluciones: concentración de cantidad de sustancia, concentración másica y tanto por ciento en masa de soluto de una disolución/
Resumen/
Ejercicios para la Consolidación/

Capítulo 3. NOCIONES GENERALES DE QUÍMICA ORGÁNICA

Introducción

- 3.1 Importancia y objeto de estudio de la Química Orgánica. Propiedades generales de los compuestos orgánicos. Cadenas carbonadas abiertas y cíclicas/
- 3.2 Hidrocarburos. Clasificación. Series homólogas. Variación de las propiedades físicas en las series homólogas de alcanos, alquenos y alquinos. Nomenclatura y notación química de los hidrocarburos saturados y no saturados. Isomería. Propiedades químicas. Nociones generales de compuestos aromáticos/
- 3.3 Compuestos oxigenados de los hidrocarburos. Clasificación. Series homólogas. Propiedades físicas de los alcoholes. Nomenclatura y notación química de los alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos carboxílicos, ésteres. Nociones generales de carbohidratos y lípidos/
- 3.4 Compuestos nitrogenados de los hidrocarburos. Clasificación. Nomenclatura y notación química de aminas. Nociones generales de aminoácidos, péptidos, proteínas y ácidos nucleicos/
- 3.5 Aplicaciones de las sustancias orgánicas/
Resumen/
Ejercicios para la Consolidación/

Capítulo 1 Las sustancias y las reacciones químicas

Introducción

Para entender cómo funciona el organismo humano, cuáles son las causas de las enfermedades, cómo combatirlas y sobre todo prevenirlas, es necesario tener conocimiento de química, ya que todas las formas de vidas desde las más simples a las más complejas, dependen de las reacciones químicas, que tienen lugar en la célula, regulada con absoluta precisión.

En la vida diaria estamos acostumbrados a interactuar con sustancias que tienen determinadas propiedades: un clavo de hierro se oxida fácilmente a la intemperie, la sal común y el azúcar son sólidos blancos que se disuelven con facilidad en el agua, pero con diferentes sabores, el aceite y el vinagre no se mezclan entre sí y entre otros ejemplos.

Por lo antes expuesto se propone comenzar por estudiar en este capítulo la tabla periódica como representación gráfica de la ley periódica, continuando con la estructura del átomo y de las sustancias simples; así como la variación de las propiedades atómicas en la tabla periódica. Por otra parte los diferentes tipos de sustancias según sus agregados sean átomos, moléculas o iones, se clasifican en atómicas, moleculares e iónicas; además las sustancias pueden clasificarse de acuerdo con su composición en simples y compuestas según estén formadas por átomos de un mismo elemento, o de elementos diferentes respectivamente. Entre las sustancias compuestas que estudiaremos están los óxidos, los hidrácidos, los hidróxidos metálicos, no metálicos y las sales; en estos casos se hará uso de la notación química y la nomenclatura. En el estudio de las reacciones químicas se estudiará la clasificación según el criterio energético es exotérmicas y endotérmicas y los cálculos químicos basados en fórmulas y en ecuaciones químicas del tipo masa-masa.

1.1. La Ley Periódica. Sistematización.

Desde Octavo Grado, como parte de las Ciencias Naturales, la Tabla Periódica ha sido utilizada con mucha frecuencia, fundamentalmente como tabla de datos. En ella se representan los símbolos de todos los elementos químicos conocidos hasta la actualidad. Te preguntarás ¿Qué científicos trabajaron en el ordenamiento de los elementos químicos en dicha tabla? ¿Cuál es la base científica para la ubicación de los elementos químicos?

La Tabla Periódica es la representación gráfica de la ley más importante de la Química y una de las más importantes de la naturaleza: *La Ley Periódica*. Su descubrimiento constituyó una verdadera revolución en la Química y en sentido general en las Ciencias Naturales, ya que permitió ordenar y sistematizar todos los conocimientos acumulados hasta ese momento acerca de los elementos químicos, sus sustancias simples y compuestas.

1.2. La Tabla Periódica. La estructura del átomo y de las sustancias simples.

La clasificación de los elementos que hoy conocemos se originó en los trabajos del científico alemán Lothar Meyer y fundamentalmente del ruso Dimitri I. Mendeléiev, quienes de manera independiente propusieron en 1869 las primeras versiones de la tabla periódica. Mendeléiev tuvo, además, la genialidad de dejar espacios vacíos en su tabla para elementos que aún no habían sido descubiertos y de predecir sus propiedades. Llegó incluso a plantear que las propiedades de los elementos y de los compuestos que estos forman se repiten periódicamente con el aumento de sus masas atómicas, lo que fue basamento para la formulación de la ley periódica a principios del siglo XX.

La tabla periódica no es más que la representación gráfica de la ley periódica. En ella se representan los símbolos de los elementos químicos conocidos hasta la actualidad, dispuestos en orden creciente de los números atómicos. Existen diferentes modelos de tabla periódica, en nuestro curso nos referiremos a la de 18 columnas **(anexo)**. Esta tabla está estructurada en **grupos** (son las columnas verticales y se señalan con números romanos del I al VIII y se subdividen en grupos A y B). Los elementos pertenecientes a un mismo grupo tienen propiedades análogas por la similitud que tienen en su configuración electrónica **y períodos** (son las siete hileras horizontales en las que están los elementos que tienen el mismo número de niveles de energía y propiedades que van cambiando paulatinamente de uno a otro al irse incrementando la cantidad de electrones en el último nivel).

Un grupo muy ilustrativo son los elementos pertenecientes al grupo VIIIA conocidos como **gases nobles**. Todos tienen su último nivel de energía completo (8 electrones) por lo que son muy pocos reactivos y de ahí se conocen como gases nobles o inertes. Los átomos de estos elementos son los únicos que en la naturaleza no aparecen enlazados entre sí ni con los de ningún otro elemento.

Para una mejor comprensión de lo plantado anteriormente, se hace necesario recordar de noveno grado que en el núcleo atómico las partículas fundamentales son los protones y los neutrones. En la envoltura se encuentran los electrones. El número de protones es igual al de los electrones cuando es eléctricamente neutro. Al número de protones que tiene un átomo en el núcleo se le denomina número at

A los elementos ubicados en los grupos A se les llama elementos representativos y se caracterizan porque el electrón diferenciante de un elemento a otro se ubica en orbitales **s** o **p**. *Para los elementos **representativos** el número del grupo coincide con la cantidad de electrones que tienen en el último nivel energético. Ejemplo*

Carbono: $1s^2 2s^2 2p^2$	Grupo: IVA	Período: 2	electrones en el último nivel de energía: 4
Sodio: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	Grupo: IA	Período: 3	electrones en el último nivel de energía: 1
Potasio: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	Grupo: IA	Período: 4	electrones en el último nivel de energía: 1
Nitrógeno: $1s^2 2s^2 2p^3$	Grupo: VA	Período: 2	electrones en el último nivel de energía: 5
Fósforo: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	Grupo: VA	Período: 3	electrones en el último nivel de energía: 5

Los grupos B están en el centro de la tabla. En ellos se ubican los elementos de transición, su clasificación está en función de la estructura electrónica de la capa de valencia intermedia (otros autores consideran el completamiento del subnivel d). El hierro pertenece al grupo VIIIB y es uno de estos elementos. Su distribución electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$

Fuera de la tabla se colocan los llamados elementos de transición interna o similar que se subdividen en lantánidos y actínidos, su clasificación está en función de la estructura electrónica de la capa de valencia intermedia (otros autores consideran el completamiento del subnivel f).

Al analizar las estructuras electrónicas de los átomos de los elementos químicos dispuestos en orden creciente de sus números atómicos, se hace evidente una importante regularidad: **después de cierto número de elementos químicos ocurre una repetición periódica de estructuras electrónicas semejantes, fundamentalmente de las capas o los niveles** más externos.

En un análisis de la variación de las *estructuras de las sustancias simples* de los elementos químicos respecto al aumento del número atómico en un período de la Tabla Periódica se llega a la regularidad siguiente: **los elementos químicos cuyas sustancias simples presentan redes cristalinas atómicas con enlace metálico se encuentran situados al inicio de cada período (excepto en el primero)**; por ejemplo el sodio, magnesio y aluminio. A continuación aparecen elementos cuyas sustancias simples presentan redes cristalinas atómicas con enlace covalente, por ejemplo el silicio. Al final se ubican los elementos cuyas sustancias simples son moleculares, por ejemplo el tetrafósforo, octazufre y dicloro. *Esta secuencia en las estructuras de las sustancias simples se repite de un período a otro.* A continuación se describen las características fundamentales de cada estructura:

Sustancias atómicas con enlace metálico.

Los átomos de los elementos metálicos tienen por lo general pocos electrones en su nivel de energía más externo y son los de mayor tamaño en cada período. *Por esta razón en sus reacciones químicas los metales por lo general pierden electrones con relativa facilidad, es decir se oxidan.*

En las sustancias simples de los elementos metálicos los electrones del enlace son atraídos simultáneamente por varios núcleos y pueden moverse en todo el cristal. Esta movilidad de los electrones permite la unión de los átomos en el cristal y constituye la causa fundamental de la alta conductividad térmica y eléctrica de estas sustancias.

Sustancias atómicas con enlace covalente.

Los átomos de los elementos químicos cuyas sustancias simples forman redes cristalinas atómicas con enlace covalente, tienen por lo general, cuatro o más electrones en su último nivel de energía. En estas sustancias simples los átomos se unen por medio de fuertes enlaces covalentes, en los cuales los electrones son atraídos simultáneamente por los dos núcleos de los átomos que los comparten. Es por ello que la movilidad electrónica generalmente ocurre

con mayor probabilidad en la zona del enlace, lo cual justifica que la conductividad eléctrica de estas sustancias sea mucho menor que la de los metales.

Sustancias moleculares.

Los átomos de los elementos químicos cuyas sustancias simples están formadas por moléculas por lo general tienen 5, 6 o 7 electrones en su capa más externa. En estado sólido, estas sustancias forman redes cristalinas moleculares. Entre las moléculas actúan fuerzas atractivas (fuerzas intermoleculares) mucho más débiles que los fuertes enlaces covalentes que unen a los átomos en cada una de las moléculas. Los electrones del enlace covalente entre los átomos de las moléculas no se desplazan por el cristal, por lo que estas sustancias no conducen la corriente eléctrica (dieléctricos) y son malas conductoras del calor.

En comparación con los átomos de los metales, los átomos de los no metales son de menor tamaño, por lo que atraen los electrones externos con mayor fuerza. *Es por ello que en sus reacciones químicas los no metales, generalmente, ganan electrones, es decir se reducen.*

??? Tareas de aprendizaje.

1.1.- ¿Cuáles son las partículas fundamentales del átomo?

1.2.- ¿Por qué el átomo es eléctricamente neutro?

1.3.- Seleccione cuáles de los planteamientos siguientes son verdaderos (V) y cuáles falsos (F). Justifique los falsos.

----- Los átomos de un mismo elemento químico tienen en el núcleo el mismo número de protones.

----- Los átomos son eléctricamente neutros debido a que tienen el mismo número de protones que de neutrones.

----- La cantidad de protones de los átomos de un elemento es numéricamente igual a su carga nuclear.

----- En un período de la tabla periódica se encuentran ubicados los elementos cuyos átomos tienen el mismo número de niveles de energía.

----- El número atómico es igual a la cantidad de neutrones que hay en el núcleo.

----- Los elementos que están ubicados en un mismo grupo de la tabla periódica tienen estructuras electrónicas semejantes.

1.4.- ¿Explica cómo varían las estructuras electrónicas de los átomos al disponer los elementos químicos en orden creciente de sus números atómicos?

1.5.- Sobre los átomos de los elementos del tercer período de los grupos que a continuación se relacionan contesta:

1) II A, 2) IV A, 3) VII A.

a) ¿A qué elementos pertenecen?

b) ¿Cuántos electrones tienen en su último nivel de energía?

c) ¿Cuál es el número atómico (Z) de cada uno de ellos?

1.6.- Los átomos de los elementos Br, Ca y Ge tienen 7, 2 y 4 electrones en su cuarto y último nivel de energía, respectivamente. Señala cuál de las sustancias simples de estos elementos químicos presenta:

a) red atómica con enlaces covalentes. c) enlace metálico entre sus átomos.

b) mayor facilidad para perder electrones. d) menor conductividad eléctrica.

1.7.- La distribución electrónica de uno de los átomos de oxígeno es: $1s^2 2s^2 2p^4$

a.- ¿Cuál es el número atómico (Z) del elemento oxígeno?

b.- ¿Cuál es su carga nuclear?

c.- ¿Cuántos niveles de energía tiene este átomo de oxígeno?

d.- ¿Cuántos electrones de valencia poseen los átomos del elemento representado?

e.- ¿En qué grupo y período de la tabla periódica se encuentra el elemento oxígeno?

1.3. Variación de las propiedades atómicas en la tabla periódica.

Los elementos en su estado atómico, es decir cuando no están enlazados entre sí o a los de otros elementos se caracterizan por una serie de propiedades que varían periódicamente, debido a que las configuraciones electrónicas se repiten periódicamente con el incremento del número atómico, y que permiten explicar el comportamiento de estos y de las sustancias que forman. Entre estas propiedades están: el radio atómico, la energía de ionización y la electronegatividad.

Radio atómico

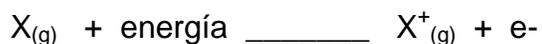
El radio atómico se define como la distancia que existe desde el centro del núcleo hasta el electrón más externo. Por tanto, a medida que aumenta el radio atómico aumenta el tamaño del átomo y viceversa.

En un grupo de la tabla periódica por lo general el radio atómico aumenta con el incremento del número atómico debido a que aumenta la cantidad de niveles de energía.

En un período por lo general al aumentar el número atómico se produce una disminución del radio atómico. Para explicar esta variación es necesario tener en cuenta que el número de niveles energéticos permanece constante mientras que aumenta la carga nuclear. Debido al aumento de la carga del núcleo los electrones son más atraídos por este y por ello se produce una contracción de la nube electrónica con la consecuente disminución del tamaño del átomo.

Energía de ionización

La energía de ionización es la energía mínima necesaria para arrancar el electrón menos fuertemente retenido por el núcleo de un átomo gaseoso y aislado:



Esta magnitud da una medida de la facilidad de un átomo para convertirse en catión. Mientras mayor es su valor significa que el átomo cede con mucha dificultad un electrón. Al ser una energía que es necesario suministrar se le asigna por convenio un valor positivo.

En un grupo de la tabla periódica generalmente al aumentar el número de niveles energéticos la energía de ionización disminuye debido a que el aumento del tamaño del átomo hace que la atracción sobre el electrón más externo sea menor y por tanto disminuye la energía que se requiere para separarlo del átomo.

En un período existe la tendencia de un aumento de la energía de ionización al incrementarse el número atómico debido a que disminuye el radio atómico.

Electronegatividad

Otra propiedad de los elementos, de gran aplicación en el estudio del enlace químico, es la electronegatividad que fue definida por L. Pauling como el poder de atracción que un átomo ejerce sobre los electrones del enlace. En 1932 propuso su escala de electronegatividad a partir de determinados datos experimentales

En un grupo por lo general al aumentar el número atómico aumenta el tamaño del átomo. Con el incremento del tamaño del átomo disminuye el poder de atracción sobre los electrones del enlace y por tanto decrecen los valores de la electronegatividad. En un período los valores de electronegatividad aumentan debido al aumento del número atómico y a la disminución del radio atómico, por tanto la atracción sobre los electrones del enlace es mayor.

Los elementos se clasifican de acuerdo con sus propiedades en tres grupos: metálicos, no metálicos y metaloides. La mayoría de los elementos que existen en la naturaleza son metálicos, todos los elementos de transición son considerados metálicos.

En la tabla periódica el carácter metálico de los elementos disminuye en un período con el aumento del número atómico, mientras que en un grupo aumenta. De esta manera los elementos más metálicos se localizan en la parte inferior izquierda de la Tabla Periódica, mientras que los no metálicos están ubicados en la parte superior derecha.

Los elementos no metálicos son solamente 17 incluyendo al hidrógeno y a los gases nobles. Todos los elementos no metálicos son representativos. Los metaloides o semimetales tienen propiedades intermedias entre los elementos metálicos y no metálicos. Así, por ejemplo, sus sustancias simples, a diferencia de lo que ocurre en los metales, conducen mejor la corriente

eléctrica con el aumento de la temperatura. Ejemplo de este tipo de elemento son el boro (B), el germanio (Ge), el silicio (Si) y el selenio (Se).

??? Tareas de aprendizaje.

1.8.- Consulte la tabla periódica y seleccione a cuáles elementos corresponden las descripciones siguientes:

- a.- su distribución electrónica es $1s^2 2s^2 2p^3$
- b.- elemento más metálico del tercer período
- c.- elemento de menor tamaño del grupo IVA
- d.- elemento de menor energía de ionización del segundo período
- e.- elemento de menos electronegativo del tercer período
- f.- elemento de mayor carácter metálico del grupo IIA
- g.- forma la sustancia simple de mayor poder oxidante del grupo VIA
- h.- forma la sustancia simple de mayor carácter reductor del grupo IA

1.9.- Dado el siguiente fragmento de la tabla periódica de 18 columnas:

	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
2	Li	Be	B	C	N	O	F
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
4				Ge	As	Se	Br
5				Sn	Sb	Te	I

Coloque sobre la línea el símbolo del elemento que corresponda, en cada caso siguiente:

- a.- Elemento más metálico del segundo período_____.
- b.- Elemento cuyos átomos tienen 4 niveles de energía y 5 electrones en el último nivel _____.
- c.- Elemento del tercer período cuyos átomos tienen menor energía de ionización_____.
- d.- Elemento del segundo período cuyos átomos tienen menor radio atómico_____.
- e.- Elemento cuyos átomos tienen estructura electrónica (Ne) $3s^2 3p^3$ _____.
- f.- Elemento más no metálico del grupo VIIA _____.
- g.- Elemento menos electronegativo del grupo IVA_____.
- h.- Elemento del grupo VA cuyos átomos tienen mayor tamaño_____.
- i.- Elemento del grupo VIIA cuyos átomos tienen mayor energía de ionización_____.

1.4 Las sustancias.

El número de sustancias conocidas es de varios millones y para su estudio estas se han agrupado teniendo en cuenta distintos criterios, entre estos: la composición y el tipo de partícula.

Atendiendo a su composición las sustancias se clasifican en simples y compuestas. Son sustancias simples las constituidas por un solo elemento químico. Estas pueden ser metales o no metales. Las sustancias compuestas están constituidas por más de un elemento químico. Entre ellas están los óxidos, los hidróxidos y las sales.

Según el tipo de partícula las sustancias se clasifican en atómicas, moleculares e iónicas. Entre estas dos clasificaciones de las sustancias se puede establecer una relación, de forma tal, que:

Según la composición	Según el tipo de partículas	Ejemplos
Simples	Atómicas	Todos los metales, algunos no metales, tales como el C, Si y B.
	Moleculares	No metales, tales como: I ₂ , H ₂ , O ₂ , N ₂ , P ₄ , S ₈ y Cl ₂ .
Compuestas	Atómicas	El SiO ₂
	Moleculares	La mayoría de los óxidos no metálicos, los hidróxidos no metálicos y algunos compuestos binarios hidrogenados. Por ejemplo: CO ₂ , SO ₃ , NO ₂ , H ₂ SO ₄ , HNO ₃ , H ₃ PO ₄ HCl y HI
	Iónicas	Óxidos metálicos, sales e hidróxidos metálicos, tales como: Na ₂ O, CaO, MgO, NaCl, K ₂ SO ₄ , NaOH, KOH y Ca(OH) ₂ .

Los enlaces químicos entre las partículas que constituyen los diferentes tipos de sustancias son los siguientes:

Características

Enlace covalente	Atracción simultánea de los dos núcleos sobre los electrones compartidos por dos átomos.	El movimiento de los electrones es más probable en la zona próxima entre ambos núcleos.	La interacción entre los electrones y los núcleos, sólo actúa en la dirección entre ambos núcleos.
Enlace metálico	Atracción simultánea de los electrones del enlace por varios núcleos.	Relativa libertad de movimiento de los electrones de enlace en el cristal.	Las interacciones entre los núcleos y los electrones de enlace actúan en todas direcciones.
Enlace iónico	Atracción entre iones en virtud de sus cargas eléctricas contrarias.	No hay movimiento de electrones en el cristal.	Las interacciones actúan en todas direcciones.

El tipo de partícula y las interacciones entre estas influyen en algunas de las propiedades de las sustancias, por ejemplo:

Tipo de sustancias, enlace químico y propiedades

<i>Tipo de sustancias</i>	<i>Sustancias atómicas</i>	<i>Sustancias metálicas</i>	<i>Sustancias moleculares</i>	<i>Sustancias iónicas</i>
Enlace químico	Enlace covalente.	Enlace metálico.	Enlace covalente e interacciones moleculares.	Enlace iónico.
Temperatura de fusión	Relativamente altas.	Variables.	Relativamente bajas.	Relativamente altas.
Conductividad eléctrica	Aisladores o semiconductores.	Conductores en estado sólido o fundidos.	Aisladores en cualquier estado de agregación.	Aisladores en estado sólido y conductores fundidos o en disolución acuosa.
Propiedades metálicas	Duras y frágiles.	Dureza variable, dúctiles, maleables y tenaces.	La dureza varía en dependencia de la fortaleza de las interacciones moleculares.	Duras y frágiles.

La composición, tipo de partícula, el enlace químico y su ordenamiento permiten explicar la estructura de las sustancias y caracterizarlas.

??? Tareas de aprendizaje:

1.10.- ¿Qué criterios se han escogido para clasificar las sustancias?

1.11.- ¿Cuáles son las clasificaciones de las sustancias estudiadas?

1.12.- ¿Diga qué tipo de partículas, enlaces químicos e interacciones hay en las sustancias descritas a continuación?:

Sustancias

Propiedades

- A** Temperatura de fusión 770 °C, aisladora de la electricidad en estado sólido, pero la conduce cuando está fundida o en disolución dura y frágil.
- B** Temperatura de fusión 1535 °C, conductora de la electricidad en estado sólido es maleable.
- C** Temperatura de fusión 16,83 °C, aisladora de la electricidad en cualquier estado de agregación.
- D** Temperatura de fusión 3500 °C, aisladora de la electricidad en cualquier estado de agregación es muy dura y frágil.
- E** Temperatura de fusión 1414 °C, semiconductor de la corriente eléctrica en estado sólido es dura y frágil.

1.13.- El carbono y el silicio son elementos ubicados en el grupo IV A de la tabla periódica, sus óxidos de fórmula general EO₂, tienen temperaturas de fusión marcadamente diferentes. Explique esta marcada diferencia.

1.5 Nomenclatura y notación química de las sustancias

Se denomina *nomenclatura y notación química* al conjunto sistemático de reglas que permiten nombrar las sustancias y escribir sus fórmulas químicas.

Las *reglas de nomenclatura y notación química* para las sustancias simples dependen de si estas son atómicas o moleculares (**Tabla 1.1**).

Tabla 1.1

<i>Atómica</i>		
<i>Nomenclatura</i>	<i>Ejemplos</i>	<i>Notación</i>
Su nombre coincide con el del elemento que la constituye.	Al – Aluminio. C – Carbono. Na – Sodio. Si – Silicio. Fe – Hierro. B – Boro.	Su fórmula coincide con el símbolo químico del elemento.

Moleculares		
Nomenclatura	Ejemplos	Notación
Se nombran anteponiendo al nombre del elemento un prefijo que indica la cantidad de átomos que forman la molécula.	H ₂ – Dihidrógeno. Cl ₂ – Dicloro. S ₈ – Octazufre. P ₄ – Tetrafósforo.	Al símbolo del elemento que la constituye se le coloca un subíndice que indica la cantidad de átomos que forman la molécula.

Los óxidos se nombran actualmente:

- Atendiendo al número de átomos representados en la fórmula.
- Expresando el número de oxidación del elemento que acompaña al oxígeno en el óxido cuando este es variable.

Si se tienen en cuenta los puntos de vista anteriores hay dos nomenclaturas a emplear e igualmente autorizadas. La *primera* de ellas se usa preferentemente para los *óxidos no metálicos* (Tabla 1.2) y la *segunda* para los *óxidos metálicos*.

Tabla 1.2 Nomenclatura y notación química de los óxidos no metálicos

Nomenclatura	Ejemplos	Notación
Para nombrarlos se utilizan prefijos que indican el número de átomos de cada elemento en la fórmula química y se colocan delante de la palabra genérica ÓXIDO y del nombre del elemento no metálico un prefijo (en los casos necesarios), precedido este último de la preposición DE. El prefijo mono delante del nombre del elemento no metálico suele omitirse.	CO – Monóxido de carbono. N ₂ O ₄ – Tetróxido de dinitrógeno. SO ₃ – Trióxido de azufre.	Se escribe primero el símbolo del elemento no metálico y a continuación el del oxígeno. Se colocan subíndices de acuerdo con el número de átomos que hay de cada elemento químico.

Este criterio para nombrar los óxidos no metálicos también suele emplearse para óxidos metálicos, por ejemplo: dióxido de manganeso, MnO₂, pentóxido de divanadio, V₂O₅

En el cuadro 1.3, se ejemplifica para los **óxidos metálicos**.

Tabla 1.3. Nomenclatura y notación química de los óxidos metálicos

<i>Nomenclatura</i>	<i>Ejemplos</i>	<i>Notación</i>
<p>Se nombran con la palabra genérica ÓXIDO, seguida de la preposición DE y a continuación el nombre del elemento metálico.</p> <p>Cuando el elemento metálico tiene más de un número de oxidación se coloca su valor absoluto, con un número romano, entre paréntesis, después de su nombre.</p>	<p>Na₂O – óxido de sodio. Al₂O₃ – óxido de aluminio. CuO – óxido de cobre (II). Cr₂O₃ – óxido de cromo (III).</p>	<p>Se escribe primero el símbolo del elemento metálico y a continuación el del oxígeno.</p> <p>Se coloca como subíndice del elemento metálico el valor absoluto del número de oxidación del oxígeno y como subíndice de este, el valor absoluto del número de oxidación del elemento metálico. Si los subíndices son divisibles por el mismo número, se dividen por este.</p> <p>Mg²⁺ O²⁻</p> <p>Mg₂O₂ $\frac{2}{2} = 1$</p> <p>MgO.</p>

En la tabla 1.4 se explica brevemente el proceder para las sales binarias.

Tabla 1.4. Nomenclatura y notación química de las sales binarias

<i>Nomenclatura</i>	<i>Ejemplos</i>	<i>Notación</i>
<p>Se escribe el nombre del elemento no metálico terminado en URO, seguido de la preposición DE y a continuación el nombre del elemento metálico, especificando el valor absoluto del número de oxidación en caso de tener más de uno, con un número romano, entre paréntesis.</p>	<p>NaBr – bromuro de sodio. PbI₂ – yoduro de plomo (II). AlCl₃ – cloruro de aluminio.</p>	<p>Se escribe primero el símbolo del elemento metálico y después el del no metálico.</p> <p>Se coloca como subíndice del elemento no metálico el valor absoluto del número de oxidación del elemento metálico y como subíndice del elemento metálico el del no metálico. Si los subíndices son divisibles por un mismo número, se dividen por este. Ejemplo:</p> <p>Ca²⁺ S²⁻</p> <p>Ca₂S₂ $\frac{2}{2} = 1$</p> <p>CaS.</p>

En la tabla 1.5 se explica brevemente cómo proceder para las sales ternarias.

Tabla 1.5. Nomenclatura y notación química de las sales ternarias

Nomenclatura	Ejemplos	Notación
Se escribe el nombre del anión poliatómico seguido de la preposición DE y a continuación el nombre del elemento metálico, especificando el valor absoluto del número de oxidación (con un número romano entre paréntesis), en caso necesario.	ZnCO ₃ – carbonato de cinc. KNO ₃ – nitrato de potasio. Cu ₂ SO ₄ – sulfato de cobre (I).	Se escribe primero el símbolo del elemento metálico y después la representación del anión poliatómico. Se coloca como subíndice del elemento metálico el valor absoluto de la carga del anión poliatómico y como subíndice de este último el del elemento metálico. Si los subíndices son divisibles por un mismo número, se dividen por este. Al ³⁺ PO ₄ ³⁻ Al ₃ (PO ₄) ₃ $\frac{3}{3} = 1$ AlPO ₄ .

En la tabla 1.6 se hace una breve explicación del proceder con los *hidróxidos metálicos*.
Tabla 1.6. Nomenclatura y notación química de los hidróxidos metálicos

Nomenclatura	Ejemplos	Notación
Se nombra con la palabra genérica HIDRÓXIDO, seguida de la preposición DE y el nombre del elemento metálico, especificando su número de oxidación con un número romano (entre paréntesis), si fuese necesario.	KOH – hidróxido de potasio. Ca(OH) ₂ – hidróxido de calcio. Cu(OH) ₂ – hidróxido de cobre (II). Fe(OH) ₃ – hidróxido de hierro (III).	Se escribe primero el símbolo del elemento metálico seguido de la representación del grupo hidróxido. Se coloca como subíndice del grupo hidróxido el valor absoluto del número de oxidación del elemento metálico. El grupo hidróxido como anión siempre tiene carga (-1) o (I-).

En la tabla 1.7 se tiene una explicación breve de cómo proceder con los oxácidos
Tabla 1.7. Nomenclatura y notación química de los oxácidos

Nomenclatura	Ejemplos	Notación
Se nombran con la palabra genérica ÁCIDO, seguida del nombre del anión poliatómico, cambiando la terminación ATO por ICO o la terminación ITO por OSO.	SO ₃ ²⁻ – sulfito. H ₂ SO ₃ – ácido sulfuroso. SO ₄ ²⁻ – sulfato. H ₂ SO ₄ – ácido sulfúrico. NO ₃ ⁻ – nitrato. HNO ₃ – ácido nítrico.	Se escribe primero el símbolo del hidrógeno, seguido de la representación del anión. Se coloca como subíndice del hidrógeno el valor absoluto de la carga del anión.

En la tabla 1.8 se explica brevemente el proceder con los hidrácidos.

Tabla 1.8. Nomenclatura y notación química de los hidrácidos

Nomenclatura	Ejemplos	Notación
Se nombran con la palabra genérica ÁCIDO , seguida del nombre del anión, cambiando la terminación URO por HÍDRICO .	Cl ⁻ – cloruro. HCl – ácido clorhídrico. Br ⁻ – bromuro. HBr – ácido bromhídrico. S ²⁻ – sulfuro. H ₂ S – ácido sulfhídrico.	Se escribe primero el símbolo del hidrógeno, seguido de la representación del anión. Se coloca como subíndice del hidrógeno el valor absoluto de la carga del anión.

??? Tareas de aprendizaje.

1.14.- Dadas las representaciones siguientes:

- | | | | |
|--------------------|-----------------------------------|--------------|-----------------------|
| a) MgO | d) CaCl ₂ | g) plata | j) HI _(ac) |
| b) diyodo | e) H ₃ PO ₄ | h) Si | k) óxido de plata |
| c) CO ₂ | f) hidróxido de litio | i) dióxígeno | l) Au |

- Nombre o formule según corresponda en cada caso.

- Clasifique las sustancias representadas en los incisos c), d), f), i), k), l) atendiendo a su composición.

- ¿Qué propiedades ácido-base presentarán las sustancias representadas en los incisos a), e), f), j)?

1.15.- Nombre o formule según corresponde en cada uno de los casos siguientes:

Fórmulas	Nombres
Zn	
	diflúor
P ₄	
	plomo
Fe ₂ O ₃	
	óxido de potasio
N ₂ O ₃	
	dióxido de azufre
BaCl ₂	
	nitrate de níquel (II)
Mg (OH) ₂	
	ácido clorhídrico
H ₃ PO ₄	
	hierro
Hg	
	ácido nítrico
Al	
	cobre
BaO	

1.16.- Teniendo en cuenta los elementos del período 3 de la tabla periódica de 18 columnas, responda las preguntas siguientes:

a.- Escriba las fórmulas y los nombres de las sustancias simples que forman estos elementos.

- b.- La sustancia dioxígeno al reaccionar con las sustancias simples de los elementos del período 3 forman óxidos. Escriba sus fórmulas y nómbralos.
- c.- Clasifique los óxidos del inciso anterior en metálicos y no metálicos.
- d.- Escriba las fórmulas de las sales binarias que forman el cloro con los elementos metálicos del periodo 3.
- e.- Escriba las fórmulas y nombres de los hidróxidos que forman los elementos metálicos del período y los elementos no metálicos fósforo y azufre.
- f.- ¿Qué propiedad ácido-base tiene cada uno de los hidróxidos del inciso anterior?

1.17.- Elabora un resumen que contenga los aspectos fundamentales siguientes:

- sobre la **estructura** de los hidróxidos no metálicos u oxácidos (composición, tipo de partículas que la integran y enlace químico)
- **propiedades físicas** de los hidróxidos no metálicos u oxácidos (temperatura de fusión y ebullición, estado de agregación, solubilidad en agua, color).

1.18.- Establezca la relación existente entre la estructura de los hidróxidos no metálicos u oxácidos y sus propiedades físicas, con énfasis en la solubilidad en agua.

1.19.- Dadas las fórmulas químicas siguientes:

a) Zn b) CO₂ c) K₂S d) Ca (OH)₂

¿Qué información puede obtenerse a partir de cada una de ellas?

1.6 Las reacciones químicas

Cada minuto, millones de reacciones químicas están ocurriendo a nuestro alrededor, que pueden pasar inadvertidas para los que no son especialistas en la disciplina. Algunas de ellas son producto de procesos naturales, como otras son el resultado de la acción del hombre. El hombre en el hogar y en las industrias las aprovecha para obtener energía calorífica o nuevas sustancias.

En el lenguaje químico se usa la expresión **reacción química** cuando nos referimos a los fenómenos químicos que se presentan en la naturaleza, en los cuales las sustancias que están presentes al principio se transforman en otras diferentes..

El conocimiento de las reacciones químicas es importante, no solo para los especialistas sino también para la sociedad, pues ayuda a crear una conciencia sana y responsable en la preservación de nuestro medio ambiente y en términos generales, de la vida en nuestro planeta.

Para el caso de la medicina es de particular importancia, pues el organismo humano desde el punto de vista fisiológico es una “máquina” que funciona con mayor o menor perfección

dependiendo de que ocurran o no determinadas reacciones y siempre que lo hagan a la velocidad requerida. En la medicina y la agricultura las emplea para combatir enfermedades.

Una reacción química es la modificación experimentada por una o varias sustancias reaccionantes para dar como producto de la reacción nuevas sustancias químicas, trayendo aparejado el rompimiento de unos enlaces y la formación de enlaces nuevos. Estos procesos siempre van acompañados de absorción o desprendimiento de energía calorífica de manera apreciable.

Cuando ocurre una reacción química en ocasiones pueden indistintamente observarse algunos de los siguientes cambios:

- Desprendimiento de un gas.
- Formación de un sólido (precipitado).
- Desaparición de un precipitado.
- Cambio de coloración
- Absorción o desprendimiento de calor.

Tanto las sustancias simples como compuestas se representan por sus fórmulas.

Las reacciones químicas se representan por medio de las ecuaciones químicas.

Las ecuaciones químicas son representaciones esquemáticas abreviadas y convencionales de las reacciones químicas. A partir de su interpretación podemos conocer importantes aspectos de la reacción.

Las ecuaciones químicas desde un punto de vista cualitativo, expresan la naturaleza de las sustancias que reaccionan y se producen. Desde un punto de vista cuantitativo, las ecuaciones expresan las relaciones entre: el número de partículas, $N(X)$, la cantidad de sustancia, $n(X)$ y la masa, $m(X)$ de las sustancias que reaccionan y se producen en una reacción química.

<i>Información</i>	$2 \text{ Ca(s)} + \text{O}_2\text{(g)} = 2 \text{ CaO(s)}$
Cualitativa	El calcio sólido reacciona con el dióxigeno gaseoso y produce óxido de calcio sólido.
Cuantitativa	
$N(X)$	— Por cada 2 átomos de calcio reacciona 1 molécula de dióxigeno y se producen 2 entidades elementales de óxido de calcio (CaO).
$n(x)$	— Por cada 2 mol de calcio reacciona 1 mol de dióxigeno y se producen 2 mol de óxido de calcio.
$m(x)$	— Por cada 80 g de calcio reaccionan 32 g de dióxigeno y se obtienen 112 g de óxido de calcio.

Las reacciones químicas pueden clasificarse atendiendo a distintos criterios, entre los cuales se encuentran la energía calorífica involucrada en el proceso y la variación o no del número de oxidación de los elementos en la reacción. Una misma reacción puede ser clasificada, según los dos criterios señalados (Tabla 1.9).

Tabla 1.9. Clasificación de las reacciones químicas

<i>Criterio de clasificación</i>	<i>Tipo de reacción</i>	<i>Ejemplos</i>
Energía absorbida o desprendida durante el proceso.	Exotérmica (desprende energía en forma de calor).	$2 \text{ Mg(s)} + \text{O}_2\text{(g)} = 2 \text{ MgO(s)} \quad \Delta H < 0$ $\text{H}_2\text{SO}_4\text{(ac)} + 2 \text{ NaOH(ac)} = \text{Na}_2\text{SO}_4\text{(ac)} + 2 \text{ H}_2\text{O} \quad \Delta H < 0$
	Endotérmica (absorbe energía en forma de calor).	$\text{H}_2\text{(g)} + \text{I}_2\text{(g)} = 2 \text{ HI(g)} \quad \Delta H > 0$ $2 \text{ HCl(ac)} + \text{CaCO}_3\text{(s)} = \text{CaCl}_2\text{(ac)} + \text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{O} \quad \Delta H > 0$
Variación o no del número de oxidación de los elementos.	Redox (variación del número de oxidación de los elementos durante el proceso).	$2 \text{ Mg}^0\text{(s)} + \text{O}_2^0\text{(g)} = 2 \text{ Mg}^{2+}\text{O}^{2-}\text{(s)}$ $\text{Zn}^0\text{(s)} + \text{H}_2^{1+}\text{S}^{6+}\text{O}_4^{2-} = \text{Zn}^{2+}\text{S}^{6+}\text{O}_4^{2-}\text{(ac)} + \text{H}_2^0\text{(g)}$
	No redox (no varía el número de oxidación de ningún elemento durante el proceso).	$2 \text{ K}^{1+}\text{O}^{2-}\text{H}^{1+}\text{(ac)} + \text{Cu}^{2+}\text{Cl}_2^{1-}\text{(ac)} = \text{Cu}^{2+}\text{(O}^{2-}\text{H}^{1+})_2\text{(s)} + 2 \text{ K}^{1+}\text{Cl}^{1-}\text{(ac)}$ $2 \text{ H}^{1+}\text{Cl}^{1-}\text{(ac)} + \text{Ca}^{2+}\text{C}^{4+}\text{O}_3^{2-}\text{(s)} = \text{Ca}^{2+}\text{Cl}_2^{1-}\text{(ac)} + \text{C}^{4+}\text{O}_2^{2-}\text{(g)} + \text{H}_2^{1+}\text{O}^{2-}$

??? Tareas de aprendizaje.

1.20.- Defina con sus palabras el concepto de reacción química.

1.21.- ¿Cuáles son las manifestaciones más comunes de las reacciones químicas?

- 1.22.- En el interior del motor de un automóvil el combustible se quema. Enumere las manifestaciones que evidencian que ha ocurrido esta reacción.
- 1.23.- ¿Cuáles son las manifestaciones que evidencian que en la maduración de las frutas se produce un proceso de transformación de las sustancias que estas contienen?
- 1.24.- El citrogal es un medicamento que se utiliza para favorecer la digestión. Está formado por ácido cítrico e hidrógenocarbonato de sodio, que se encuentran en estado sólido. Al disolver esta mezcla en agua, se observa una efervescencia(burbujeo), el sólido desaparece y el recipiente se enfría. ¿Cuáles son las manifestaciones que se observan?
- 1.25. Determine si ocurren o no reacciones químicas en los procesos siguientes:
- Al introducir una resistencia, por la cual circula una corriente eléctrica, en un recipiente con agua, esta se calienta y se desprende un gas.
 - Cuando se cocina un huevo.
 - El fraguado del hormigón.
 - Al hervir el agua potable aparece un sólido blanco que se queda flotando sobre la superficie o se pega a las paredes del recipiente y se desprende un gas.
 - Al calentar fuerte y continuamente una disolución de agua con sal, se desprende un vapor y queda como residuo un polvo blanco.
 - Al destapar un refresco se produce un desprendimiento gaseoso.

1.26.-Represente la ecuación química de la reacción que se produce entre las sustancias siguientes:

- el $\text{SO}_{2(g)}$ y el $\text{O}_{2(g)}$ \longrightarrow
- el $\text{SO}_{3(g)}$ y el $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$ \longrightarrow
- el $\text{NO}_{2(g)}$ y el $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$ \longrightarrow

- 1.27.- ¿A qué se denominan lluvias ácidas? ¿Cuál es el proceso mediante el cual se forman las lluvias ácidas? ¿En qué etapa del ciclo hidrológico del agua se forman las lluvias ácidas? ¿Cuál o cuáles considera como causas fundamentales que originan las lluvias ácidas?
- 1.28.- ¿Cuáles son los efectos negativos que producen las lluvias ácidas en el medio ambiente? Ejemplifique teniendo en cuenta sus efectos sobre los diferentes ecosistemas cubanos y en América Latina; así como en las diversidades biológicas de estas zonas geográficas.
- 1.29.- ¿Qué medidas se han adoptado a nivel internacional y nacional dirigidas a disminuir los efectos negativos de las lluvias ácidas?

1.7- Las reacciones químicas exotérmicas y endotérmicas

De todas las manifestaciones de las reacciones químicas, la energía en forma de calor involucrada en estas es la más conocida y utilizada por la humanidad desde los inicios de su desarrollo histórico. Es significativo que a pesar del desarrollo tecnológico alcanzado por el hombre en la actualidad, las principales fuentes de energía son las reacciones de combustión de los hidrocarburos (petróleo y sus derivados) y del carbón.

La parte de la química que estudia las manifestaciones térmicas de las reacciones químicas se denomina termoquímica.

La termoquímica, en su desarrollo ha acumulado un conjunto de conocimientos teóricos sobre las sustancias y las reacciones químicas, que permiten mediante el cálculo predecir el calor involucrado en una reacción química dada. Esto facilita el diseño de aparatos y dispositivos para la industria química. También posibilita determinar de forma anticipada el tipo de combustible y la masa de este a emplear en un proceso productivo establecido. La posibilidad que ofrece la termoquímica para determinar teóricamente la energía absorbida o desprendida en las reacciones químicas, promueve el desarrollo de otras ciencias, como es el caso de las ciencias biológicas. Mediante los conocimientos termoquímicos se profundiza en el estudio del balance energético durante el metabolismo de plantas y animales. También se puede calcular la energía que suministran los distintos tipos de alimentos al hombre, con el fin de balancear la dieta humana.

Las reacciones químicas son bastante sensibles a los cambios de temperatura. Se ha comprobado experimentalmente que un aumento de la temperatura tiene un efecto muy pronunciado en la velocidad de las reacciones químicas acelerándola, y que la disminución de este factor provoca un descenso de dicha velocidad.

En este caso, la teoría de las colisiones propone en primera instancia, que las reacciones químicas se producen al chocar entre si las partículas de las sustancias reaccionantes.

Si el único requisito para que ocurra una reacción química fuese el choque entre las partículas de los reaccionantes (esto es, si la velocidad de la reacción dependiera solamente del número de choques), las diversas reacciones, en particular las que tienen lugar entre gases, se producirían todas de forma instantánea lo que se contradice con la práctica. ¿Cómo explicar entonces, que las moléculas de dióxígeno y de dihidrógeno pueden estar indefinidamente chocando entre si, en un recipiente cerrado que los contenga a temperatura ambiente sin que se aprecie reacción alguna, pero al acercarle una llama la reacción ocurre al instante de manera explosiva?

Esto nos hace pensar que además del número de colisiones entre las partículas reaccionantes, hay que considerar la energía de las mismas en el instante del choque como otro aspecto determinante de la velocidad de la reacción.

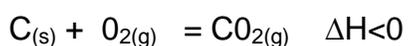
Podemos entonces postular que no todos los choques entre las partículas reaccionantes son eficaces para producir cambios químicos, sino que para que se produzca la reacción (colisión efectiva), el valor de la energía de cada una de las partículas involucradas en una colisión debe ser tal que permita que los enlaces existentes se rompan y se formen otros enlaces nuevos, lo que ocurre únicamente si estas poseen energías iguales o mayores que un cierto valor, conocido como energía de activación y que es característico para cada reacción. Las partículas que cumplan con esta condición energética se les denominan partículas activadas.

La energía de activación (E_a) es por lo tanto la energía mínima que se requiere para que se produzca una reacción química.

La energía de activación explica, además por que a una misma temperatura las reacciones químicas se completan en intervalos de tiempo muy diferentes, ya que las que posean un alto valor de E_a presentaran muy pocas partículas reaccionantes con la energía suficiente para reaccionar (menor numero de partículas activadas), y estas reacciones procederán lentamente en comparación con aquellas reacciones que posean un valor bajo de su E_a , donde mas partículas reaccionantes tendrán la energía suficiente que involucren colisiones efectivas (mayor numero de partículas activadas).

Las reacciones químicas se clasifican en exotérmicas o *endotérmicas*, en dependencia de si en el transcurso de estas se desprende o se absorbe energía calorífica.

Una reacción química es exotérmica cuando provoca un aumento de la temperatura del medio en que ocurre la reacción, como por ejemplo, en la combustión completa del carbono:



Este hecho se explica por la diferencia que existe entre las energías totales de los reaccionantes y de los productos. En las reacciones exotérmicas la energía total de los reaccionantes es mayor que la de los productos de la reacción, por lo que al ocurrir la reacción queda un excedente de energía que se transmite al medio y lo calienta. Estas variaciones de la energía en la reacción química pueden representarse por medio de un diagrama como el que aparece en la figura 1.1.

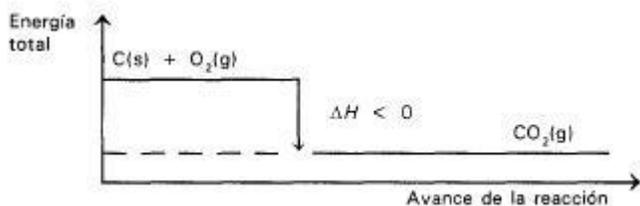
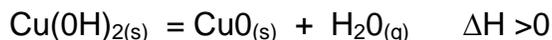


Fig. 1.1 Diagrama que muestra la diferencia de energía entre reaccionantes y productos en una reacción química exotérmica.

Las reacciones químicas endotérmicas provocan disminución de la temperatura del medio en que ocurren. Esto tiene su explicación en que la energía total de las sustancias reaccionantes es menor que la energía total de los productos de la reacción, por lo tanto, para que ocurra la reacción se necesita una energía adicional que es tomada del medio, lo cual produce un enfriamiento de este.

En muchas de estas reacciones, es necesario suministrar energía calorífica constantemente para que se produzca la reacción, como por ejemplo, en la descomposición térmica del hidróxido de cobre (II).



Las variaciones de energía en esta reacción pueden representarse en un diagrama como el que aparece en la figura 1.2.

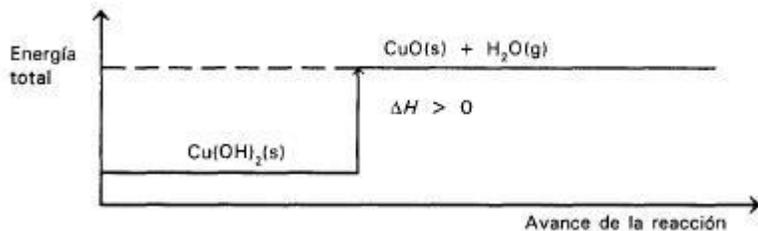


Fig. 1.2 Diagrama que muestra la diferencia de energía entre reaccionantes y productos en una reacción química endotérmica.

??? Tareas de aprendizaje.

1.30.- Analice las siguientes ecuaciones químicas y responda:

- | | |
|--|----------------|
| a) $\text{Cr}_2\text{O}_3(s) + 2 \text{Al}(s) = \text{Al}_2\text{O}_3(s) + 2 \text{Cr}(s)$ | $\Delta H < 0$ |
| b) $\text{CuCO}_3(s) = \text{CuO}(s) + \text{CO}_2(g)$ | $\Delta H > 0$ |
| c) $2 \text{CuO}(s) + \text{C}(s) = 2 \text{Cu}(s) + \text{CO}_2(g)$ | $\Delta H > 0$ |
| d) $2 \text{KOH}(ac) + \text{H}_2\text{SO}_4(ac) = \text{K}_2\text{SO}_4(ac) + 2 \text{H}_2\text{O}$ | $\Delta H < 0$ |

a.- Clasifique las reacciones representadas, atendiendo a los criterios estudiados.

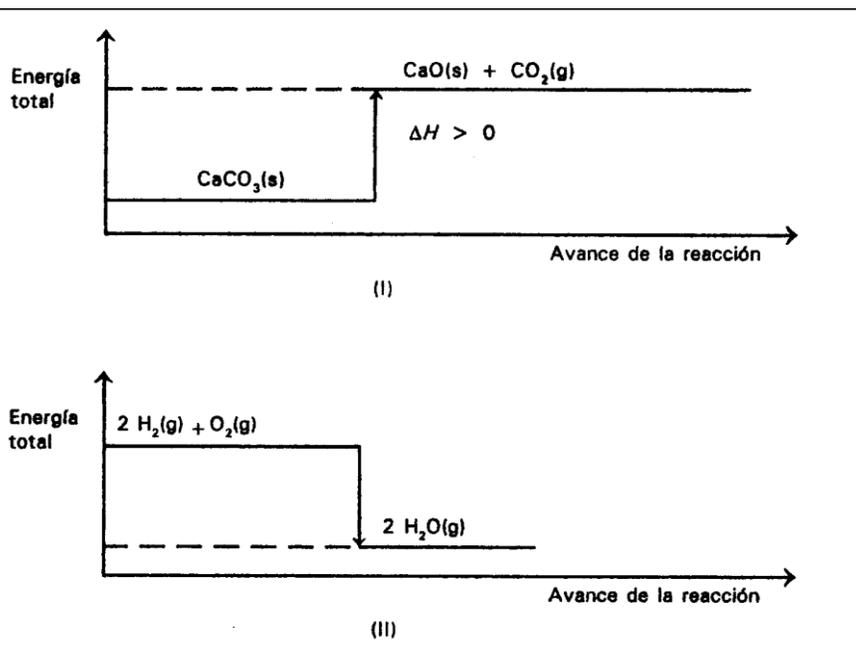
b.- ¿Qué información cualitativa se puede obtener de las reacciones?

1.31.- Analice los diagramas de energía total contra avance de la reacción siguientes y responda:

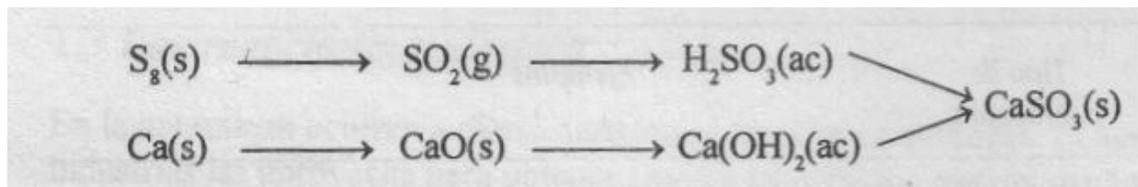
a) Clasifique las reacciones representadas en exotérmica y endotérmica.

b) Señale en cada diagrama la energía los reaccionantes los productos de cada reacción.

c) Escriba las ecuaciones de las reacciones químicas representadas en cada diagrama.



1.32.-Analice las relaciones de transformaciones siguientes:



a.- Escriba las ecuaciones de los procesos de reacción representados en el esquema anterior.

b.- Clasifique las reacciones de acuerdo con el criterio de la variación o no del número de oxidación de los elementos durante el proceso.

1.33.-En condiciones ambientales se tienen las mezclas de sustancias o disoluciones que se representan a continuación:

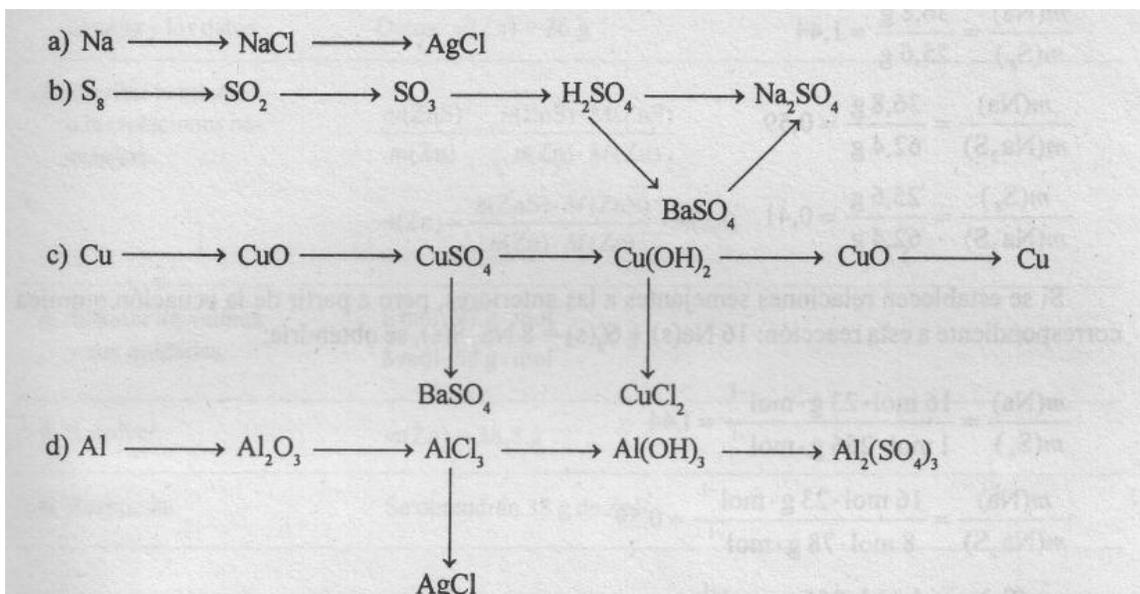
a) NaCl(s) y $\text{AgNO}_3\text{(s)}$
 c) NaOH(ac) y $\text{ZnSO}_4\text{(ac)}$
 e) Ag(s) y HCl(ac)

b) Mg(s) y HCl(ac)
 d) KOH(ac) y $\text{H}_2\text{SO}_4\text{(ac)}$

Responda a partir de utilizar la tabla de solubilidad de las sustancias y la serie de actividad de los metales, las siguientes preguntas:

- Prediga si ocurre o no reacción química. Argumente.
- Escriba las ecuaciones de las reacciones químicas posibles.
- ¿Qué manifestaciones de las reacciones químicas considera usted que se pueden apreciar en cada caso?
- ¿Qué relaciones cuantitativas en términos de cantidades de sustancia se pueden obtener de las ecuaciones químicas escritas por usted?
- Clasifique las ecuaciones según la variación o no del número de oxidación de los elementos químicos durante el proceso de reacción.

1.34.-Consultando la tabla de solubilidad de las sustancias y la serie de actividad de los metales. Escriba las ecuaciones de las reacciones mediante las cuales se pueden producir las transformaciones siguientes:



- Nombre las sustancias que intervienen en estas reacciones.
- ¿Qué información cuantitativa en términos de relación entre las cantidades de sustancia se obtienen de las ecuaciones escritas por usted?
- Clasifique las reacciones según la variación o no del número de oxidación de los elementos químicos durante el proceso de reacción.

1.8 Relaciones entre las masas de las sustancias que intervienen en una reacción química

En los laboratorios y las industrias se calculan las masas de las sustancias que reaccionan o que se producen durante la ocurrencia de las reacciones químicas. Con estos cálculos es posible planificar adecuadamente los procesos de transformación de las sustancias.

Experimentalmente, se demuestra que una masa de 36,8 g de sodio y una de 25,6 g de octazufre reaccionan totalmente y se producen 62,4 g de sulfuro de sodio. A partir de estos datos experimentales es posible establecer relaciones cuantitativas entre las masas de las sustancias involucradas en la reacción:

$$\frac{m(\text{Na})}{m(\text{S}_8)} = \frac{36,8 \text{ g}}{25,6 \text{ g}} = 1,44$$
$$\frac{m(\text{Na})}{m(\text{Na}_2\text{S})} = \frac{36,8 \text{ g}}{62,4 \text{ g}} = 0,59$$
$$\frac{m(\text{S}_8)}{m(\text{Na}_2\text{S})} = \frac{25,6 \text{ g}}{62,4 \text{ g}} = 0,41$$

Si se establecen relaciones semejantes a las anteriores, pero a partir de la ecuación química correspondiente a esta reacción:

$16 \text{ Na}_{(s)} + \text{S}_{8(s)} = 8 \text{ Na}_2\text{S}_{(s)}$ se obtendría:

$$\frac{m(\text{Na})}{m(\text{S}_8)} = \frac{16 \text{ mol} \cdot 23 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{1 \text{ mol} \cdot 256 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,44$$
$$\frac{m(\text{Na})}{m(\text{Na}_2\text{S})} = \frac{16 \text{ mol} \cdot 23 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{8 \text{ mol} \cdot 78 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,59$$
$$\frac{m(\text{S}_8)}{m(\text{Na}_2\text{S})} = \frac{1 \text{ mol} \cdot 256 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{8 \text{ mol} \cdot 78 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,41$$

Comparando los resultados de las relaciones experimentales con los obtenidos a partir de la ecuación química y teniendo en cuenta que en diversos experimentos se obtienen semejantes resultados puede generalizarse que:

Las relaciones de las masas de las sustancias que intervienen en una reacción química son constantes y su valor es igual al que puede calcularse a partir de la ecuación química correspondiente.

De la generalización anterior se tendrá que para dos sustancias cualesquiera, por ejemplo A y B que intervienen en una reacción química se cumple que:

$$\frac{m(A)}{m(B)} = \frac{n(A) \cdot M(A)}{n(B) \cdot M(B)} = 1,44$$

Relación experimental Relación obtenida de la ecuación química

Esta expresión permite calcular la masa de una sustancia que reaccionará o se producirá en una reacción química, por ejemplo:

¿Qué masa de sulfuro de cinc puede obtenerse a partir de la reacción de 26 g de cinc con suficiente octazufre?

Pasos a seguir	Desarrollo
1. Escribir la ecuación de la reacción.	$8 \text{ Zn(s)} + \text{S}_8\text{(s)} = 8 \text{ ZnS(s)}$
2. Determinar la incógnita y los datos.	Incógnita: $m(\text{ZnS})$ Datos: $m(\text{Zn}) = 26 \text{ g}$
3. Escribir la relación o las relaciones necesarias.	$\frac{m(\text{ZnS})}{m(\text{Zn})} = \frac{n(\text{ZnS}) \cdot M(\text{ZnS})}{n(\text{Zn}) \cdot M(\text{Zn})}$ $m(\text{ZnS}) = \frac{n(\text{ZnS}) \cdot M(\text{ZnS})}{n(\text{Zn}) \cdot M(\text{Zn})} \cdot m(\text{Zn})$
4. Sustituir los valores y sus unidades.	$\frac{8 \text{ mol} \cdot 97 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{8 \text{ mol} \cdot 65 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 26 \text{ g}$
5. Resolver.	$m(\text{ZnS}) = 38,8 \text{ g}$
6. Respuesta.	Se obtendrán 38 g de ZnS.

??? Tareas de aprendizaje.

1.35.- La síntesis del agua puede representarse por la ecuación siguiente:
 $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$.

$$\frac{m(\text{H}_2)}{m(\text{O}_2)}$$

A partir de la ecuación puede plantearse la relación

- a) Escriba las restantes relaciones posibles.
- b) Calcule el valor de cada una de las relaciones anteriores, a partir de la información que puede obtenerse de la ecuación química.
- 1.36.- El sulfuro de sodio se obtiene industrialmente por la reacción del sulfato de sodio y el carbono a elevadas temperaturas, se produce además, monóxido de carbono. Calcule la masa de sulfuro de sodio que se puede obtener si reaccionan 50 t de carbono con suficiente sulfato de sodio.
- 1.37.- ¿Qué masa de magnesio debe reaccionar con suficiente dicloro para obtener 100 g de cloruro de magnesio?
- 1.38.- Determine la masa de sulfuro de cobre (II) que se obtiene al hacer reaccionar 64 g de cobre con suficiente cantidad de octazufre.
- 1.39.- Calcule la masa de ácido nítrico que se necesita hacer reaccionar con una disolución que contiene 150 g de hidróxido de calcio.

1.9 Interrelación entre las magnitudes que caracterizan a las muestras de sustancias

Las magnitudes macroscópicas que caracterizan a las muestras de sustancias son: **cantidad de sustancia, masa y volumen**, estas constituyen la base de los cálculos en química.

<i>Magnitud</i>	<i>Símbolo de la magnitud</i>	<i>Unidad</i>	<i>Símbolo de la unidad</i>
Cantidad de sustancia	$n(X)$	mole	mol
Masa	$m(X)$	gramo	g
Volumen	$V(X)$	litro	L

De la interrelación entre estas magnitudes se derivan otras tres que son: densidad, ρ ; masa molar, $M(X)$ y volumen molar V_m (fig. 2.17).

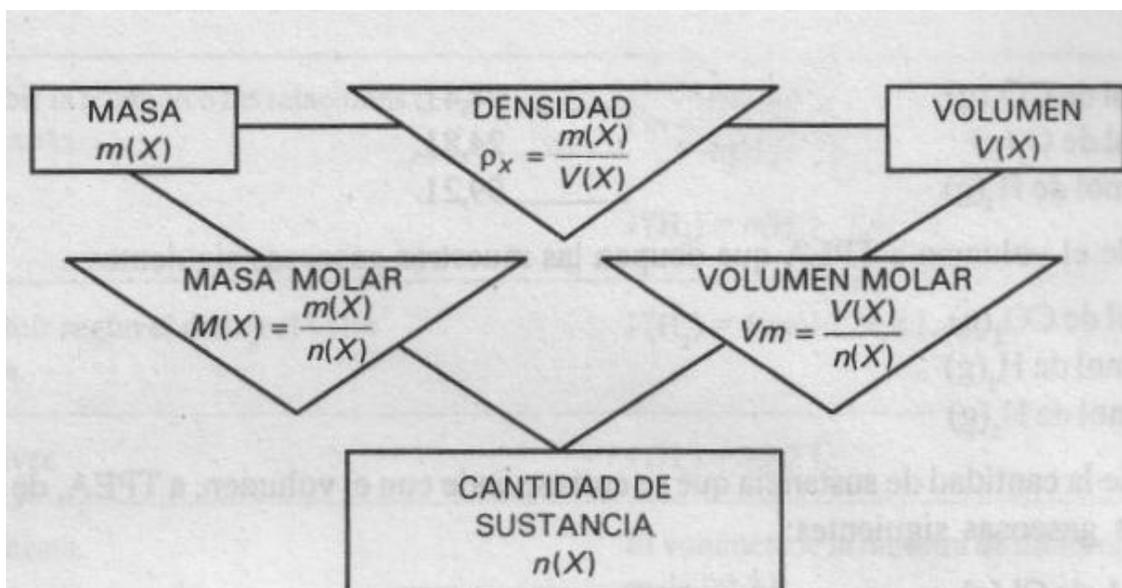


Fig. 2.17 Interrelación existente entre las magnitudes que caracterizan las muestras de sustancias.

Cuando se combinan dos de estas relaciones es posible encontrar una nueva expresión que permita calcular la masa de una muestra gaseosa conociendo su volumen y viceversa.

Por ejemplo, para una muestra gaseosa cualquiera se tiene que:

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)} \quad \text{y} \quad V_m = \frac{V(X)}{n(X)},$$

despejando $n(X)$:

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)} \quad \text{y} \quad n(X) = \frac{V(X)}{V_m},$$

Por lo que, igualando las expresiones anteriores, se obtiene la ecuación:

$$\frac{m(X)}{M(X)} = \frac{V(X)}{V_m}.$$

Si se despejan sucesivamente $m(X)$ y $V(X)$ se obtienen dos nuevas ecuaciones que son:

$$m(X) = \frac{V(X) \cdot M(X)}{V_m},$$

$$V(X) = \frac{m(X) \cdot V_m}{M(X)}.$$

Con estas dos ecuaciones se pueden resolver problemas, tales como los siguientes:

Ejemplo 1 Calcule la masa de una muestra de 74,4 L de dihidrógeno, medidos a TPEA.

Procedimiento	Ejemplo
1. Determinar la incógnita y el dato.	Incógnita: $m(\text{H}_2)$ Dato: $V(\text{H}_2) = 74,4 \text{ L}$
2. Escribir la relación o las relaciones necesarias.	$m(\text{H}_2) = \frac{V(\text{H}_2) \cdot M(\text{H}_2)}{V_m}$

3. Sustituir según el dato y los valores de $M(X)$ y V_m .	$m(\text{H}_2) = \frac{74,4 \text{ L} \cdot 2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{24,8 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}}$
4. Resolver.	$m(\text{H}_2) = 6 \text{ g}$
5. Respuesta.	La masa de la muestra de hidrógeno es de 6 g a TPEA.

Ejemplo 2 ¿Qué volumen medido a TPEA ocupan 12 g de dihidrógeno?

Procedimiento	Ejemplo
1. Determinar la incógnita y el dato.	Incógnita: $V(\text{H}_2)$ Dato: $m(\text{H}_2) = 12 \text{ g}$
2. Escribir la relación o las relaciones necesarias.	$V(\text{H}_2) = \frac{m(\text{H}_2) \cdot V_m}{M(\text{H}_2)}$
3. Sustituir según el dato y los valores de V_m y $M(X)$.	$V(\text{H}_2) = \frac{12 \text{ g} \cdot 24,8 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}}{2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$
4. Resolver.	$V(\text{H}_2) = 148,8 \text{ L}$
5. Respuesta.	Los 12 g de dihidrógeno ocupan un volumen de 148,8 L.

??? Tareas de aprendizaje.

1.40.- Demuestre que para una muestra de sustancia gaseosa cualquiera, se cumple que:

$$\frac{m(X)}{M(X)} = \frac{V(X)}{V_m}$$

1.41.- Calcule las masas que se corresponden con los volúmenes medidos a TPEA, de las sustancias gaseosas siguientes:

a) 26 L de H_2S

b) 9,4 L de CH_4

c) 134,4 L de HCl

1.42.- Calcule los volúmenes medidos a TPEA que ocupan las muestras de las sustancias gaseosas, cuyas masas son las siguientes:

a) 3,8 g de F_2

b) 32 g de CO_2

c) 8,5 g de NH_3

RESUMEN

- Los átomos son partículas extremadamente pequeñas, eléctricamente neutras, constituidas por un núcleo y la envoltura. Los protones y los neutrones están en el núcleo y los electrones en la envoltura. Los protones determinan la carga nuclear. Los electrones son los que participan en la unión entre los átomos.
- El número atómico es igual a la cantidad de protones que hay en el núcleo.
- Al conjunto de átomos con igual número atómico se le denomina elemento químico.
- Un orbital atómico es la región donde es mayor la probabilidad de encontrar al electrón en su movimiento alrededor del núcleo.
- La representación de la distribución electrónica por la notación nl^x indica la cantidad de electrones que hay en cada nivel y subnivel de energía.
- Las propiedades de los elementos se repiten periódicamente al aumentar el número atómico debido a la repetición de estructuras electrónicas semejantes.
- En la tabla periódica de los elementos están situados en orden creciente de sus números atómicos en grupos y periodos. Los elementos pertenecientes a un mismo grupo tienen similitud en sus propiedades, mientras que en los periodos las propiedades varían gradualmente.
- Los elementos de acuerdo con sus propiedades y las de los compuestos que estos forman se clasifican en metálicos, metaloides y no metálicos. La mayoría de los elementos son metálicos.

- Las sustancias inorgánicas atendiendo a su composición se clasifican como sustancias simples y sustancias compuestas.
- Las sustancias compuestas según sus propiedades, se agrupan en familias de compuestos. Estas son: óxidos metálicos, óxidos no metálicos, sales binarias, sales ternarias, hidróxidos metálicos e hidróxidos no metálicos.
- Las sustancias inorgánicas atendiendo al tipo de partícula que las constituyen se clasifican en sustancias atómicas, moleculares e iónicas.
- Las sustancias no metálicas en su mayoría son sustancias moleculares con enlace covalente apolar por lo que resultan ser sustancias apolares.
- Las sustancias no metálicas moleculares se nombran empleando los prefijos griegos que corresponden a la cantidad de átomos del elemento que forma a la sustancia.
- Los óxidos son compuestos binarios en los que el oxígeno se combina con otro elemento ya sea metálico o no metálico y se clasifican como óxidos metálicos u óxidos no metálicos respectivamente.
- Los óxidos no metálicos son compuestos moleculares con enlace covalente polar y pueden ser sustancias apolares o polares en dependencia de la geometría de sus moléculas.
- Los óxidos no metálicos se nombran colocando los prefijos griegos delante de la palabra “óxido” y del nombre del elemento no metálico precedido de la preposición “de”.
- Los hidróxidos metálicos son compuestos ternarios formados por un elemento metálico y uno o más grupos hidróxido. Ellos presentan enlace iónico entre elemento metálico y el ion hidróxido.
- Para nombrar a los hidróxidos metálicos se utiliza la palabra “hidróxido” seguida de preposición “de” y a continuación el nombre del metal, indicando si es necesario su número de oxidación entre paréntesis y con un número romano.
- Los hidróxidos no metálicos son compuestos formados por el hidrógeno y un residuo de ácido que puede o no contener oxígeno. Los ácidos se clasifican en hidratados u oxácidos atendiendo a la presencia o no del oxígeno en el residuo de ácido.
- Los ácidos son compuestos moleculares con enlace covalente polar.
- Los hidrácidos se nombran utilizando la palabra “ácido” seguida del nombre del anión

cambiando la terminación **uro** por **hídrico**.

- Para nombrar los oxácidos (hidróxidos no metálicos) se emplea la palabra “ácido” seguida del nombre del anión poliatómico sustituyendo la terminación **ito** por **oso** y **ato** por **ico**.
- Las sales son compuestos iónicos con enlace iónico.
- Atendiendo a su composición las sales pueden ser binarias o ternarias en dependencias de la presencia o no del oxígeno en el residuo de ácido respectivamente..
- Las sales se nombran atendiendo al siguiente orden: anión poliatómico seguido de la preposición de y a continuación el nombre del no metal indicando, de ser necesario, su número de oxidación entre paréntesis y con número romano.
- La cantidad de sustancia $n(X)$ valora el número de partículas que hay en una muestra de sustancia y se expresa en mole que se simboliza como mol.
- La masa molar de una sustancia $M(X)$ es la relación constante entre su masa y la cantidad de sustancia de una muestra de la misma. Se expresa más comúnmente en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- Una reacción química es la modificación experimentada por una o varias sustancias reaccionantes para dar como producto de la reacción nuevas sustancias químicas, trayendo aparejado el rompimiento de unos enlaces y la formación de nuevos enlaces.
- Las reacciones químicas se representan por medio de una ecuación que tiene dos miembros separados por un signo. En el primer miembro, a la izquierda, se colocan las fórmulas de las sustancias reaccionantes que son de las cuales se parte y en el segundo miembro, a la derecha, las fórmulas de las sustancias que se obtienen en la reacción y se nombran productos de la reacción.
- En las reacciones químicas la suma de las masas de todas las sustancias reaccionantes es igual a la suma de las masas de las sustancias productos.
- Las reacciones en dependencia de si absorben o desprenden calor se clasifican en: **endotérmica** $\Delta H > 0$ o **exotérmica** $\Delta H < 0$.
- El aumento de la temperatura provoca un aumento en la velocidad de las reacciones químicas, por el contrario una disminución provoca un descenso de dicha velocidad.

- La energía de activación es la energía mínima que se requiere para que se produzca una reacción química.
- Las reacciones ocurren cuando las energías de las partículas reaccionantes involucradas en una colisión son iguales o mayores que la energía de activación.
- En las reacciones redox ocurre la transferencia de electrones y la consiguiente variación del número de oxidación de algunas de las sustancias presentes.
- La especie que se oxida pierde electrones y aumenta su número de oxidación. La sustancia que se reduce gana electrones y disminuye su número de oxidación.
- Los procesos de oxidación y reducción son opuestos y ocurren simultáneamente.

Ejercicios para la Consolidación

1.1.- Redacte un resumen sobre el elemento químico hidrógeno, teniendo en cuenta los aspectos siguientes:

- símbolo químico
- posición en la tabla periódica
- tamaño relativo del átomo

1.2.- Dada la siguiente información:

- Elemento A: está en el período 3 grupo IA de la tabla periódica.
- Elemento B: la distribución electrónica de sus átomos es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- Elemento C: sus átomos poseen 5 niveles de energía y un electrón en su último nivel de energía.

a.- Clasifique el elemento A en metal o no metal.

b.- ¿En qué grupo y período de la Tabla Periódica se encuentra el elemento B?

c.- ¿Cuál de los elementos A, B o C es más electronegativo?

d.- Compare el radio atómico de los átomos de los elementos A y C.

e.- Compare la energía de ionización y las propiedades metálicas de los elementos A y B.

1.3.- Consulte la tabla periódica y selecciona a cuáles elementos corresponden las descripciones siguientes:

a.- su distribución electrónica es $1s^2 2s^2 2p^3$

b.- elemento más metálico del tercer período.

- c.- elemento de menor tamaño del grupo IVA.
- d.- elemento de menor energía de ionización del segundo período.
- e.- elemento menos electronegativo del tercer período.
- f.- elemento de mayor carácter metálico del grupo IIA.
- g.- forma la sustancia simple de mayor carácter reductor del grupo IA.

1.4.- Escriba un resumen sobre la sustancia dioxígeno teniendo en cuenta los aspectos siguientes:

- fórmula química
- tipo de sustancia
- características del enlace que une a los átomos

1.5.- Dadas las siguientes sustancias:

- P_2O_5
- Fe_2O_3
- Cu
- H_2
- H_2SO_3
- $HCl_{(ac)}$
- $CuBr_2$
- Monóxido de dicloro
- Cinc
- Tetrafósforo
- Hidróxido de calcio
- Ácido nítrico
- Ácido sulfhídrico
- Sulfuro de aluminio
- Carbonato de magnesio
- $Pb(NO_3)_2$
- $HI_{(g)}$
- Trioxígeno
- Óxido de bario
- N_2O
- $Al(OH)_3$

a.- Nombra o formula según corresponda.

b.- Selecciona:

- Un óxido metálico

- Un óxido no metálico.
- Una sustancia simple metálica.
- Una sustancia simple no metálica.
- Un hidróxido metálico.
- Un oxácido.
- Un hidrácido.
- Una sal no oxigenada.
- Una sal oxigenada (oxisal).
- Una sal ternaria.

c.- Selecciona:

- Un compuesto con enlace covalente apolar.
- Un compuesto con enlace covalente polar.
- Un compuesto con enlace iónico.
- Un compuesto con enlace metálico.
- Un compuesto en el cual las partículas presentes son moléculas.
- Un compuesto con elevados valores de temperatura de fusión y ebullición.

1.6.- La dimetilnitrosamina ($(\text{CH}_3)_2\text{N}_2\text{O}$) es una sustancia cancerígena que puede formarse en los alimentos, bebidas o el jugo gástrico por la reacción del ion nitrito, usado como conservante en algunos alimentos elaborados.

a.- Si una lata de conservas contiene 0,25 mol de esta sustancia ¿qué masa de la misma ingerirá una persona que consuma dicha lata de conservas?

1.7.- La penicilina fue el primero de una larga lista de antibióticos descubiertos por el bacteriólogo Alexander Fleming en 1928, aunque él nunca la pudo aislar como compuesto puro. Hoy se conoce que una molécula de esta sustancia contiene 14 átomos de carbono, 20 átomos de hidrógeno, 2 átomos de nitrógeno, 1 átomo de azufre y 4 átomos de oxígeno.

a.- Escriba la fórmula química de la penicilina.

b.- Clasifique la sustancia anterior en simple o compuesta. Argumente su respuesta.

c.- Si la dosis de penicilina indicada a un paciente es de 1 500 mg diarios, ¿cuántos moles de esa sustancia se le suministran diariamente?

1.8.- A partir de los siguientes iones:

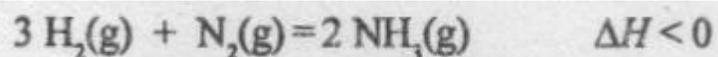


a.- Escribe la fórmula química y el nombre de todos los posibles compuestos a formar.

b.- Clasifica los compuestos formados en:

- Iónicos o moleculares.
- Óxidos, hidróxidos metálicos, oxácidos, hidrácidos, sales binarias o sales ternarias.

1.9. Expresa la relación cuantitativa en términos de cantidad de sustancia, masa y volumen que se pueden obtener de la ecuación química siguiente:



1.10.- ¿Qué volumen a TPEA

ocupan 5 mol de dihidrógeno?

1.11.- ¿Qué volumen de dihidrógeno medido a TPEA tiene una masa de 2,2 g?

1.12.- ¿Cuál es la masa de una muestra gaseosa de dicloro que tiene un volumen de 0,25 L medidos a TPEA?

CAPÍTULO 2 EL AGUA Y LAS DISOLUCIONES.

Introducción.

El agua es la sustancia más abundante e importante entre todas las sustancias de nuestro planeta y la de mayor significación para la vida. Su excepcional importancia radica en que la mayoría de los procesos químicos que ocurren en la naturaleza, en los laboratorios e industrias, se producen entre sustancias disueltas en agua, es decir en disolución.

Puede presentarse en los tres estados de la materia: sólido, líquido y gaseoso. En estado sólido cubre las regiones más frías de la Tierra encontrándose en forma de hielo, nieve, granizo o escarcha. Existe en estado líquido en forma de rocío y cubriendo las tres cuartas partes de la

superficie terrestre en forma de pantanos, lagos, ríos, mares y océanos. Como gas o vapor de agua se encuentra en la atmósfera en forma de niebla, vapor y nubes.

Esta sustancia constituye el principal componente de la materia viva. Constituye entre el 50 y el 90 % de la masa en los organismos vivos. Por sus propiedades disuelve, transporta y descompone químicamente a las grasas, carbohidratos, proteínas, sales y otros compuestos químicos. Se considera como uno de los componentes esenciales en la dieta humana. Influye determinantemente en los niveles de desarrollo de la agricultura, la industria y las fuentes energéticas.

Durante el estudio de este capítulo se podrán conocer los aspectos más importantes del hidrógeno como sustancia simple, así como las propiedades físicas y químicas más importantes del agua. De esta última se profundizará en el conocimiento de su estructura, lo cual permitirá explicar sus propiedades y abordar los múltiples usos que tiene en la actualidad. Se ampliarán los conocimientos sobre su protección y descontaminación. De igual forma se profundizará en el estudio cualitativo y cuantitativo de los sistemas dispersos, especialmente las disoluciones.

2.1 El hidrógeno. Propiedades físicas.

En cursos anteriores tuviste la oportunidad de estudiar el oxígeno como sustancia simple, por lo que se hace necesario antes de iniciar el estudio del agua poder profundizar en aspectos esenciales del átomo y la molécula de hidrógeno.

El átomo de hidrógeno tiene su único electrón en el orbital 1s, por lo que el elemento químico se ubica en el grupo I A período 1 de la Tabla Periódica. Cuando dos átomos de hidrógeno se acercan

el
atómicos



lo suficientemente se produce solapamiento de sus orbitales (figura 2.1).

Figura 2.1: Esquema del solapamiento de orbitales atómicos del hidrógeno.

Este acercamiento va acompañado de las interacciones siguientes:

- Repulsión entre los núcleos de cada átomo.
- Repulsión entre los electrones de cada átomo.
- Atracción simultánea de los electrones por ambos núcleos.

A una distancia aproximada de 74 pm (un picómetro es igual a 10^{-12} m) se produce una atracción simultánea de los dos electrones por los dos núcleos, que es más fuerte que las repulsiones anteriores y de esa forma queda establecido el enlace covalente de las moléculas de dihidrógeno (figura 2.2).

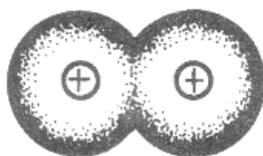
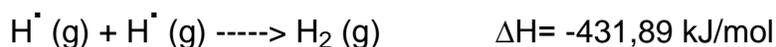


Figura 2.2 Esquema de la molécula de dihidrógeno.

Durante la formación de la molécula de dihidrógeno se libera gran cantidad de energía, lo que puede ser representado de la forma siguiente:



Al estar formada la molécula de dihidrógeno por dos átomos del elemento hidrógeno con igual electronegatividad el enlace que los mantiene unido es covalente apolar, siendo la molécula resultante también apolar. A continuación se resumirán los elementos esenciales del estudio de esta sustancia que sirven de base para el estudio del agua como sustancia compuesta.

El dihidrógeno es una sustancia simple poco abundante en la atmósfera. Su descubrimiento transitó por varias etapas. En un primer momento fue formalmente descrito por Theophrastus Von Hohenheim (más conocido como Paracelso, 1493 - 1541) que lo obtuvo artificialmente

mezclando metales con ácidos fuertes. En 1671 Robert Boyle redescubrió y describió la reacción que se producía entre limaduras de hierro y ácidos diluidos y que generaba dihidrógeno gaseoso. En 1766 Henry Cavendish fue el primero en reconocer el dihidrógeno gaseoso como una sustancia química, identificando el gas producido en la reacción de una disolución de ácido sulfúrico sobre varillas de hierro como "aire inflamable" y descubriendo que la combustión del gas generaba agua. Se considera a Cavendish el descubridor de este elemento. No obstante en 1783 Antoine Lavoisier dio al elemento el nombre de hidrógeno cuando comprobó que la combustión del gas generaba agua.

Uno de los primeros usos que se le dio al dihidrógeno gaseoso fue como gas de relleno para globos aerostáticos y más tarde otras aeronaves. Se obtenía por reacción entre el ácido sulfúrico y el hierro metálico. La alta y rápida inflamabilidad del dihidrógeno gaseoso se dejó patente en la tragedia del dirigible Hindenburg en 1937 que se incendió cuando aterrizaba provocando la muerte de 35 personas. Debido a esta peligrosidad que presentaba el dihidrógeno gaseoso fue reemplazado posteriormente en globos y aeronaves por el helio gaseoso un gas inerte.

El dihidrógeno es una sustancia molecular y sus moléculas están constituidas por dos átomos de hidrógeno unidos entre sí por un enlace covalente apolar muy fuerte.

En condiciones ambientales el dihidrógeno es un gas incoloro, inodoro, insípido y muy poco soluble en agua. Otras propiedades físicas del dihidrógeno son: su temperatura de fusión atmosférica $-259,15\text{ }^{\circ}\text{C}$, su temperatura de ebullición atmosférica $-252,7\text{ }^{\circ}\text{C}$ y su densidad $0,0898\text{ g/L}$ (a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ y $101,325\text{ kPa}$).

Las bajas temperatura de fusión y de ebullición del dihidrógeno tienen su explicación en las débiles interacciones entre sus moléculas apolares. El valor tan pequeño de la densidad de esta sustancia se debe a la pequeña masa molar del dihidrógeno (2 g/mol). La práctica ha demostrado que, por lo general, las sustancias apolares como el dihidrógeno son poco solubles en disolventes polares como el agua. Esto se debe a la gran diferencia de polaridad que existe entre las moléculas del dihidrógeno y las del agua, que no favorece el proceso de disolución.

El dihidrógeno es una sustancia poco densa; por eso al recolectarlo en un recipiente invertido, desplaza al aire de su interior. Este hecho se utiliza como una forma de recoger el dihidrógeno en el laboratorio. También puede recogerse por desplazamiento de agua, debido a su pequeña solubilidad en este líquido.

??? **Tareas de aprendizaje.**

2.1 Describa las propiedades físicas del dihidrógeno.

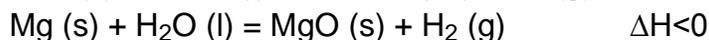
2.2 Compare las sustancias simples dioxígeno y dihidrógeno en cuanto a las propiedades siguientes: estado de agregación, olor, color, temperatura de fusión y ebullición, densidad y solubilidad en agua; en igualdad de condiciones de temperatura y presión. Llegue a conclusiones en cada propiedad.

2.2 Obtención del dihidrógeno.

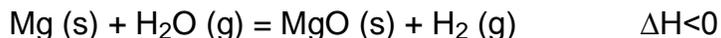
En el laboratorio químico una de las obtenciones más frecuentes que se realiza es la del dihidrógeno. Es frecuente obtener el dihidrógeno a escala de laboratorio mediante la reacción de los metales activos (fuertes agente reductores) con disoluciones ácidas. Por ejemplo:



Otra forma de obtener esta sustancia es mediante la reacción de los metales muy activos con el agua, por ejemplo:



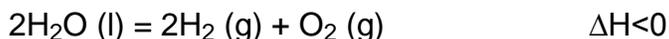
En todos los casos las reacciones son de oxidación reducción (redox). La transferencia de electrones en estas reacciones provoca cambios en el tipo de partícula y en el enlace que las une, acompañado de un desprendimiento de energía. Simultáneamente se produce un reordenamiento de las partículas y de su distribución espacial; todo eso se puede apreciar en el ejemplo siguiente:



Con los métodos descritos anteriormente, la producción industrial del dihidrógeno sería muy costosa. Por lo tanto, en las industrias se obtiene esta sustancia a partir de otras que contienen una alta proporción de hidrógeno en su composición química como por ejemplo los hidrocarburos y el agua.

La fuente principal de hidrocarburos es el petróleo, del que se obtienen muchos derivados de interés económico como las naftas. En la obtención de las naftas se descomponen moléculas

de hidrocarburos que contienen gran cantidad de carbono e hidrógeno en otros más sencillos y además se producen grandes volúmenes de dihidrógeno como subproducto de este proceso industrial. También puede obtenerse dihidrógeno a escala industrial al descomponerse el agua por efecto de la corriente eléctrica:



Este proceso es más costoso que el anterior, por el gasto de energía eléctrica que se necesita para producirlo.

??? Tareas de aprendizaje.

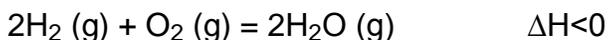
2.3 Describa las formas en que puede obtenerse el dihidrógeno a escala de laboratorio. Ejemplifique en cada caso.

2.4 Argumente sobre la base de las propiedades físicas del dihidrógeno, la siguiente afirmación: “el dihidrógeno en el laboratorio se obtiene por desplazamiento de agua empleando para recolectarlo un recipiente invertido”.

2.5 A partir de la argumentación anterior y con la ayuda de su profesor dibuje el esquema de un aparato para poder obtener y recolectar dihidrógeno en el laboratorio. Mencione tres útiles que usted emplearía en el mismo.

2.3 Propiedades químicas del dihidrógeno.

El dihidrógeno reacciona con muchos no metales en condiciones adecuadas, produciendo compuestos binarios hidrogenados, por ejemplo:



El dihidrógeno y el dioxígeno pueden estar mezclados a TPEA (25 °C y 100 kPa) durante mucho tiempo sin que ocurra apreciable reacción. Si se aumenta la temperatura de la mezcla, acercándole una llama o mediante una chispa eléctrica, entonces reacciona violentamente.

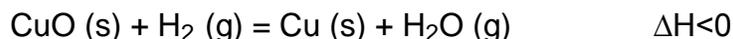
La reacción del dihidrógeno con el dioxígeno a altas temperaturas produce una reacción muy explosiva, la cual es utilizada con frecuencia para reconocer al dihidrógeno en el laboratorio y también para comprobar su pureza, pues si el dihidrógeno contenido en un tubo de ensayos arde sin explosión es porque no está mezclado con dioxígeno, o la concentración de este último es tan baja que la reacción no ocurre con igual intensidad.

El dihidrógeno puro arde sin explosión al aire o en atmósfera de dioxígeno. Esto ocurre sólo si el contacto entre estos dos gases se produce en la zona de la llama, porque, si se mezclan

previamente puede producirse una explosión. Por ello al trabajar con dihidrógeno deben tomarse las precauciones siguientes:

1. Para utilizar el dihidrógeno como combustible asegúrese primero de su pureza.
2. Siempre que en el laboratorio se trabaje con dihidrógeno hay que verificar que no haya quemadores encendidos.
3. Asegúrese que las ventanas del laboratorio estén abiertas para favorecer la circulación del aire y evitar que se produzca una alta concentración de gas en el local.

El dihidrógeno es reductor frente a determinadas sustancias compuestas como el óxido de cobre (II), reduciéndolo a cobre. La ecuación química que representa este proceso es la siguiente:



??? Tareas de aprendizaje.

- 2.6 Describa algunas de las propiedades químicas del dihidrógeno.
- 2.7 Compare las propiedades químicas del dihidrógeno con las del dióxígeno. Llegue a conclusiones en cada caso.
- 2.8 Mencione las medidas de precaución que deben tenerse en cuenta al trabajar con el dihidrógeno en el laboratorio.

2.4 El agua. Propiedades físicas.

El agua constituye un recurso natural finito imprescindible para todas las formas de vida conocida. Actualmente este recurso escasea debido, entre otros factores, a su uso indiscriminado, al incremento de la población mundial y su limitada disponibilidad en varias regiones habitadas; lo cual constituye una de las mayores preocupaciones de muchas organizaciones internacionales.

Existe consenso en que las propiedades físicas y químicas del agua son las responsables de que la Tierra sea tal como se conoce, pues las primeras formas primitivas de vida comenzaron en disolución acuosa.

El agua pura es incolora, inodora e insípida, por lo que cualquier variación de estas propiedades organolépticas se debe a la presencia de sustancias disueltas en ella.

Entre las pocas sustancias que cotidianamente se presentan en los tres estados de agregación se encuentra el agua. A la presión atmosférica (1 atm=101,3 kpa), la temperatura de fusión del agua pura es de 0 °C y su temperatura de ebullición 100 °C. Estos valores de las temperaturas de fusión y ebullición resultan muy elevados si se tiene en cuenta la pequeña masa molar del agua (18 g/mol).

Otra propiedad importante del agua es su alto calor específico. El calor específico es la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de un gramo de sustancia en un grado celsius, así, por ejemplo, el calor específico del agua es de 4,184 J/g . °C.

También es elevado su calor de fusión y vaporización (calor necesario para fundir o evaporar un gramo de agua). Por ello el valor de su entalpía de fusión molar es de 6,02 kJ/mol y el calor de vaporización molar del agua es de 40,7 kJ/mol.

Estas propiedades del agua permiten su utilización como moderador térmico en sistemas de refrigeración con hielo, calefacción, sistemas industriales de enfriamiento y explican la gravedad de las quemaduras con vapor de agua.

Otra propiedad del agua es la variación de su densidad respecto a la temperatura. A diferencia de otros líquidos, el agua cuando se congela se expande, alcanzando una densidad de 0,917 g/cm³, teniendo así el agua sólida (hielo) una densidad inferior a la del agua líquida, la cual alcanza una densidad de 1 g/cm³ a la temperatura de 4 °C. Esta propiedad del agua trae como resultado que el hielo sea menos denso que el agua líquida y flote en esta, permitiendo el desarrollo de la vida acuática en aquellos lugares de clima frío, ya que mientras la superficie de los mares, ríos y lagos se congelan, las aguas profundas, más densas, permanecen líquidas.

??? Tareas de aprendizaje.

2.9 En las actividades del hogar el agua constituye uno de los recursos más demandados. Ejemplifique dicha afirmación y mencione algunas de las medidas que se pueden poner en práctica para ahorrar la misma.

2.10 ¿Qué consecuencias tendría para la vida acuática que el hielo fuese más denso que el agua?

2.11 Argumente la afirmación siguiente:

En los países fríos durante el invierno pueden reventar las tuberías de conducción de este líquido, y el agua atrapada en las grietas de las rocas y del pavimento provoca sus rupturas.

2.12 El agua actúa como regulador térmico, de forma que en las regiones próximas a grandes masas de agua, no presentan cambios bruscos de temperatura. ¿Qué propiedad del agua explica este hecho?

2.5 Estructura del agua.

El agua (H_2O) es una sustancia molecular formada por un átomo de oxígeno y dos átomos de hidrógeno. En la misma los pares de electrones del enlace O–H son desigualmente compartidos, siendo más atraídos por los átomos de oxígeno que por los átomos de hidrógeno. Este desigual compartimiento de los electrones del enlace es causado por la diferencia de electronegatividades entre el oxígeno y el hidrógeno y, trae como resultado que los enlaces O–H sean enlaces covalentes polares.

Tabla 2.1: Características de los átomos de los elementos que forman la molécula de agua.

Elemento	Símbolo	Número atómico	Distribución electrónica	Electronegatividad
Oxígeno	O	8	$1s^2 2s^2 2p^2 2p^1$	3,5
Hidrógeno	H	1	$1s^1$	2,1

A partir del conocimiento de la estructura electrónica de los átomos de los elementos que forman el agua sería lógico pensar que el ángulo de enlace en la molécula fuera de 90° , pues en los enlaces O–H participan los orbitales s de cada átomo de hidrógeno y los dos orbitales p del oxígeno que tienen un electrón sin aparear y que son perpendiculares entre sí.

Sin embargo, por estudios de difracción de rayos X se conoce exactamente que el ángulo de enlace en la molécula de agua es de $104,5^\circ$, siendo su estructura la representada en la figura 2.3.



Figura 2.3: Ángulo de enlace de la molécula de agua.

Para justificar esta desviación del ángulo de enlace se utiliza el modelo de la hibridación de orbitales que no solo explica de forma completa la estructura de la molécula de agua, sino la de otros muchos compuestos.

Para el caso de la molécula de agua es lógico pensar que es el átomo de oxígeno el que experimenta hibridación y no los de hidrógeno, que en su estado normal tienen su único electrón ubicado en un orbital $1s$, por lo que no es posible que estos orbitales se combinen.

De acuerdo con lo dicho anteriormente, los orbitales **p** del oxígeno en los que hay un electrón desapareado no intervienen en el enlace O–H como orbitales puros. Lo que se supone es que se mezclan el orbital **2s** con los tres orbitales **2p** dando lugar a cuatro orbitales híbridos que se conocen como orbitales **sp₃**. A este modelo se le llama precisamente **hibridación sp₃** (que no es el único tipo de hibridación). La representación de la estructura electrónica del oxígeno (O) asumiendo este modelo es:



Estos cuatro orbitales híbridos son energéticamente iguales y poseen una energía inferior a la de los orbitales **p** puros a causa de la influencia de los orbitales **s**, por lo que desde el punto de vista energético la formación de estos orbitales híbridos es más favorable.

La explicación de por qué en el agua hay cierta desviación del ángulo de enlace hasta 104,5°, puede darse por la existencia de los dos pares de electrones ubicados en dos orbitales híbridos que no participan en el enlace, lo que trae como consecuencia cierta repulsión entre ellos, mayor que la interacción repulsiva entre los pares de electrones del enlace O–H.

Al analizar el caso particular del agua a la luz de este concepto, o sea, al considerar la hibridación del átomo de oxígeno no solo se logra justificar la formación de dos enlaces covalentes y la igualdad energética de estos al ser del mismo tipo sino, además, el ángulo entre ellos.

La existencia de enlaces covalentes polares unido al hecho de que las moléculas de agua no son lineales, provoca que en estas aparezcan cargas parciales, una negativa en el átomo de oxígeno y otra positiva en cada átomo de hidrógeno. De igual forma trae como consecuencia que exista un momento dipolar resultante muy elevado ($\mu=1,83 \text{ D}$), por lo que las moléculas de agua se comportan como dipolos dando por resultado una sustancia muy polar.

Enlace por puente de hidrógeno.

Cuando se realiza el estudio de la estructura de las sustancias moleculares y su influencia en sus propiedades se concluye que como regla general las temperaturas de fusión y ebullición aumentan al aumentar su tamaño, y por tanto, la masa molar de las moléculas (relación estructura- propiedad). Sin embargo esto no se cumple en el caso del agua (tabla 2.2).

Tabla 2.2: Propiedades físicas de los compuestos binarios hidrogenados del grupo VIA.

Sustancia	Masa Molar	Temperatura de	Temperatura de
-----------	------------	----------------	----------------

	(g/mol)	fusión (°C)	ebullición (°C)
H ₂ O	18	0	100
H ₂ S	34	-85,53	-60,31
H ₂ Se	81	-66,00	-41,00
H ₂ Te	129,6	-49,00	-2,00

Este hecho se explica teniendo en cuenta la estructura del agua, considerando que entre las moléculas de agua existen interacciones dipolo-dipolo de mayor intensidad, que se conocen como *enlace por puente de hidrógeno* (figura 2.4). **El enlace por puente de hidrógeno es un tipo de interacción que se establece entre las moléculas cuando el átomo de hidrógeno está unido a átomos pequeños y muy electronegativos como el oxígeno, nitrógeno y flúor y que tienen, además, al menos un par de electrones no compartidos.** Por ejemplo en sustancias moleculares como el agua, amoníaco y fluoruro de hidrógeno.

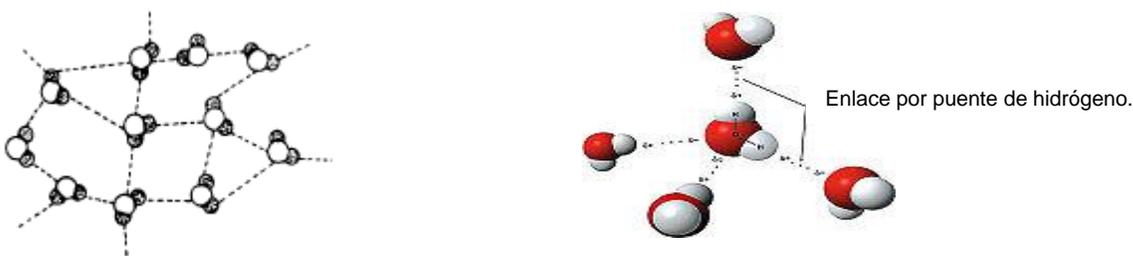
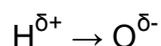


Figura 2.4: Representación del enlace por puente de hidrógeno en la molécula de agua.

Al respecto sería interesante preguntar ¿Cómo se origina este tipo de interacción entre las moléculas de agua? Como el átomo de oxígeno es más electronegativo que el átomo de hidrógeno, atrae hacia sí de forma considerable a los electrones que se comparten en el enlace O-H; por lo que el átomo de hidrógeno adquiere carga parcial positiva:



El átomo de hidrógeno con su carga parcial positiva es atraído también por los pares de electrones no compartidos de los átomos de oxígeno de moléculas vecinas. De esta forma los átomos de hidrógeno sirven de puente o enlace entre átomos de oxígeno de moléculas distintas, conduciendo a asociaciones moleculares que existen no solo en estado sólido y líquido, sino incluso en el agua a temperaturas cercanas a los 100 °C aunque en mucha menor proporción.

A través de este enlace cada molécula de agua puede unirse fuertemente con otras cuatro moléculas vecinas, por lo que es necesaria una considerable cantidad de energía para vencer las asociaciones moleculares y producir el cambio de estado de agregación de esta sustancia, justificando estructuralmente las elevadas temperaturas de fusión y ebullición de esta sustancia.

De igual forma los elevados valores de entalpías de vaporización y de fusión del agua, también encuentran su explicación estructural en la existencia de enlaces por puentes de hidrógeno.

Cambios estructurales durante la solidificación y fusión del agua.

En la inmensa mayoría de las sustancias líquidas la densidad aumenta a medida que disminuye la temperatura ya que el volumen disminuye al contraerse. El agua, sin embargo, se comporta de una forma distinta a la anterior. El hecho de que la densidad del agua líquida sea mayor que la del hielo, indica que en el líquido hay mayor masa por unidad de volumen que en el sólido. ¿Cómo puede explicarse esto?

La justificación de este comportamiento se encuentra en la existencia de enlaces por puentes de hidrógeno entre las moléculas de agua. En estado líquido las moléculas pueden desplazarse de unas posiciones a otras y las asociaciones por puentes de hidrógeno se forman y se rompen continuamente. Sin embargo, al estado sólido, el movimiento molecular de una posición a otra más alejada se elimina y las moléculas ocupan posiciones fijas, limitándose el movimiento a ser vibratorio alrededor de dicha posición. En el hielo los enlaces por puentes de hidrógeno contribuyen a formar el cristal.

Como resultado de lo antes expuesto se obtiene una estructura cristalina considerablemente abierta (figura 2.5); es decir en la que hay un mayor espacio entre las moléculas que el que existe en el líquido. Cuando el hielo funde algunos de los enlaces por puentes de hidrógeno se rompen las moléculas, dejan de ocupar posiciones fijas, se rompe la estructura cristalina y las moléculas pueden acercarse más unas de otras. Como consecuencia la densidad del agua líquida es mayor que la del sólido.

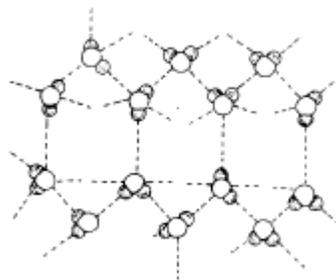


Figura 2.5: Estructura cristalina del hielo.

Derivado del análisis de la estructura de las moléculas de dihidrógeno y agua se corrobora que las propiedades de las sustancias dependen de las características de su estructura, lo cual constituye una idea rectora que ha guiado el estudio de las sustancias, sus propiedades y aplicaciones en el curso de Química.

??? Tareas de aprendizaje.

2.13 Describa la estructura de la molécula de agua.

2.14 ¿Qué son los enlaces por puente de hidrógeno?

2.15 ¿Por qué el agua tiene mayores temperaturas de fusión y de ebullición que los restantes compuestos hidrogenados del grupo VIA de la Tabla Periódica, a pesar de ser la de menor masa molar?

2.16 Explique los elevados valores de las entalpías de vaporización y de fusión del agua.

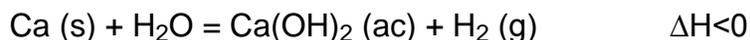
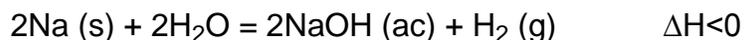
2.17 ¿Cuáles son los cambios estructurales que tienen lugar durante la solidificación y la fusión del agua que justifican el hecho de que el hielo sea menos denso que el agua?

2.6 Propiedades químicas del agua.

El agua en la naturaleza, en el laboratorio químico y en la industria interviene en diversos tipos de reacciones químicas. Entre ellas se encuentran:

Reacción con metales:

Ciertos metales como el sodio, el potasio, el calcio, entre otros, son tan activos que reaccionan con el agua a la temperatura ambiente liberando dihidrógeno y produciendo un hidróxido metálico. En todos los casos las reacciones son redox y ponen de manifiesto la propiedad oxidante de agua, por ejemplo:

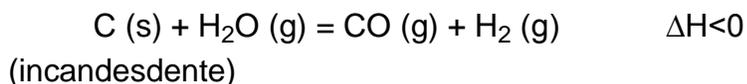


El sodio y el potasio reaccionan tan vigorosamente con el agua, que la reacción en ocasiones genera suficiente calor para producir la combustión del dihidrógeno liberado, provocando explosiones altamente peligrosas. Por esta razón la manipulación de estos metales debe ser

muy cuidadosa. Este riesgo se puede suprimir si envolvemos el metal en un pedazo de tela metálica de cobre o plomo perforado, con el cual se hunde.

Reacción con el carbono:

El carbono reacciona con el agua a altas temperaturas, liberando dihidrógeno y produciendo monóxido de carbono. De igual forma la reacción es redox y pone de manifiesto la propiedad oxidante de agua. Este proceso puede ser representado mediante la ecuación química siguiente:



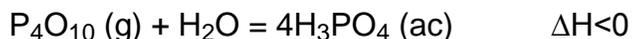
Reacciones con los óxidos metálicos:

El agua reacciona con los óxidos de los metales activos produciendo hidróxidos metálicos. En todos los casos las reacciones son no redox. Por ejemplo:



Reacción con los óxidos no metálicos:

El agua reacciona con los óxidos no metálicos produciendo hidróxidos no metálicos. En todos los casos las reacciones son no redox. Por ejemplo:



El agua puede estar formando parte de la red cristalina de ciertas sales, constituyendo las sales hidratadas, también llamadas hidratos. El sulfato de cobre (II) pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), el sulfato de níquel (II) heptahidratado ($\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) y el carbonato de sodio decahidratado ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$), son ejemplos de este tipo de sales.

Experimentalmente se ha comprobado que el agua de cristalización en las sales, en algunos casos, se asocia fundamentalmente al catión, como ocurre en el sulfato de níquel (II) heptahidratado. En este caso seis moléculas de agua se asocian al catión Ni^{2+} y la séptima ayuda al empaquetamiento del cristal.

En otros casos como el carbonato de sodio decahidratado el agua solo ayuda a la formación del cristal y no está asociada al catión. En ambos casos el **agua de cristalización** puede ser eliminada por el calor (deshidratación). Esto cambia la estructura cristalina de la al lográndose un nuevo cristal sin agua, que se denomina **sal anhidra** y que tiene algunas propiedades diferentes al **hidrato**.

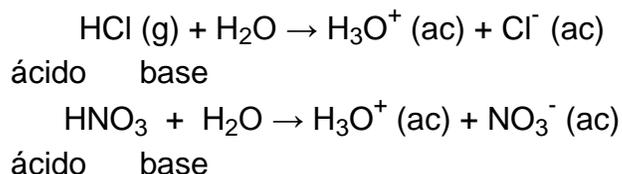
Una propiedad muy importante el agua es su acción como disolvente. Esta sustancia no solo separa las moléculas de muchos cristales, sino que disocia sustancias iónicas e ioniza a sustancias covalentes polares. Por ello es que es considerada un buen disolvente ionizante, aunque no es el único con estas características, pero por su gran abundancia y fácil adquisición es el más utilizado.

La gran polaridad de la molécula de agua favorece la interacción de sus moléculas con los iones de las redes cristalinas de los compuestos iónicos (interacción ion- dipolo). La interacción de las moléculas de agua con los iones de carga opuesta en el cristal disminuye la atracción electrostática entre ellos, debilitando el enlace que los mantiene unidos. La fuerte interacción ion- dipolo favorece la salida de los iones del cristal y, por tanto, la disolución de la sustancia iónica (figura).

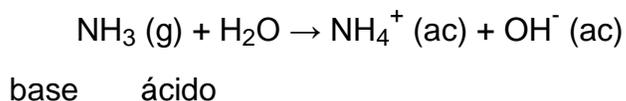
Muchos hidróxidos no metálicos y compuestos binarios hidrogenados son solubles en agua. Esta solubilidad se debe en parte a que son sustancias moleculares polares como lo es el agua. Por lo cual al mezclarse se produce una interacción de sus moléculas del tipo dipolo-dipolo.

Estas interacciones favorecen la ruptura del enlace en la molécula que se ioniza y el protón H^+ se enlaza con una molécula de agua, formando el ion hidronio, H_3O^+ (figura).

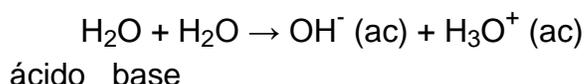
La explicación anterior está basada en una teoría propuesta en 1923 por J. N. Brønsted y T. M. Lowry. Esta teoría postula que las sustancias que donan protones (H^+) se denominan **ácidos** y las que aceptan dichos protones **bases**. Por ello, se denomina **teoría ácido- base de Brønsted- Lowry**. Ejemplos de lo anterior son:



El agua al disolver otras sustancias, como por ejemplo el amoníaco, NH_3 , tiene un comportamiento diametralmente opuesto, porque en este caso el aceptor de protones es el amoníaco, mientras que el agua es el donante:



Las sustancias que son **donantes** o **aceptores de protones** se denominan **protolitos** y los procesos que tienen su explicación con este modelo son **procesos protolíticos**. Dado que la estructura de la molécula de agua permite que esta actúe como donante o como aceptora de protones, unas moléculas pueden ceder protones H^+ a otras moléculas de esta misma sustancia. Este proceso denominado **autoprotólisis** puede representarse esquemáticamente de la forma siguiente:



En toda muestra de agua hay una pequeñísima cantidad de iones hidróxido, $\text{OH}^- (\text{ac})$, y de iones hidronio, $\text{H}^+ (\text{ac})$ producidos por su autoprotólisis, pero como están en igual cantidad el agua pura es neutra.

??? **Tareas de aprendizaje.**

2.18 Haga un resumen de las propiedades químicas del agua.

2.19 Describa empleando ecuaciones químicas el carácter oxidante del agua y sus reacciones con los óxidos metálicos y los no metálicos.

2.20 Explique el hecho que se describe a continuación:

El sulfato de cobre (II) anhidro es una sal de color blanco y de cristales tan finos que al tacto es un polvo. Cuando esta sal se disuelve en agua la disolución es azul y la intensidad del color es más fuerte en la medida que haya más cantidad de sal disuelta. Si una disolución de la sal se coloca en una cristalizadora destapada, al evaporarse el agua de la disolución se forman unos cristales grandes de color azul intenso.

2.21 Explique según la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry, por qué el agua puede actuar como un ácido o como una base aunque la sustancia pura es neutra.

2.22 Dadas las sustancias siguientes:

- | | |
|-------------------------|-------------------------|
| 1) Dibromo | 4) Óxido de sodio |
| 2) Bromuro de hidrógeno | 5) Trióxido de azufre |
| 3) Bromuro de sodio | 6) Hidróxido de potasio |

- a) ¿Cuáles de las sustancias anteriores al disolverse o reaccionar con el agua forman disoluciones conductoras de la corriente eléctrica? Justifique su respuesta.
- b) Indique en qué caso se produce una disolución y en cuál una reacción. Argumente.

2.7 Contaminación del agua.

El hombre siempre ha necesitado el agua para satisfacer sus necesidades básicas. No es casual, por ejemplo, que las primeras comunidades indígenas tuvieran sus asentamientos a orillas de los ríos. Desde este momento la contaminación del agua por residuos sólidos y líquidos derivados de sus actividades constituía una de sus preocupaciones. Por ello evitaban la mezcla de las **aguas limpias**, útiles para beber y para alimentar a sus animales con las **aguas de desecho** producto de su propia actividad.

La contaminación de las aguas, ya sean superficiales o subterráneas, se refiere a la presencia de contaminación en cantidad y tiempo suficiente para provocar efectos adversos a la salud humana y a la calidad ambiental de los ecosistemas asociados.

La contaminación de las aguas superficiales (ríos, mares arroyos, lagos y estuarios) se produce, fundamentalmente, cuando estas actúan como receptor final de las descargas directas de residuales crudos o parcialmente tratados proveniente de la actividad agropecuaria, doméstica comercial e industrial o de los escurrimientos de los terrenos contaminados.

Durante mucho tiempo, la propia naturaleza se encargó de dar una respuesta satisfactoria a la purificación de las aguas. Con el crecimiento de la población, la urbanización, el desarrollo de la agricultura y la industria; los procesos de purificación natural dejan de ser lo suficientemente efectivos. Por ello es que, la contaminación de las aguas de mares, ríos, lagos y lagunas, ha sido objeto de especial atención por distintas organizaciones internacionales, debido a las serias consecuencias que tiene para la vida de la flora y la fauna en el planeta.

En el agua natural, pueden encontrarse en determinadas proporciones sustancias tanto inorgánicas como orgánicas, que no resultan perjudiciales para la salud del hombre y demás animales. Sin embargo, existen sustancias y materiales de desecho, conocidos como **agentes contaminantes**, que provocan un cambio en la calidad de las aguas naturales y que las pueden convertir en una sustancia susceptible de provocar efectos perjudiciales para el medio ambiente.

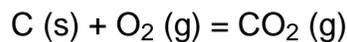
Las aguas contaminadas con frecuencia cambian su color, sabor y olor, aunque no siempre su simple inspección es un modo efectivo para determinar, si está contaminada o no. Muchos contaminantes del agua pueden ser detectados por procedimientos químicos. Los agentes contaminantes del agua son numerosos y variados. Para su estudio pueden clasificarse de la forma siguiente:

- | | |
|---------------------------|---------------------------|
| a) Desechos orgánicos. | e) Desechos metálicos. |
| b) Microorganismos. | f) Productos químicos. |
| c) Nutrientes de plantas. | g) Desechos radioactivos. |
| d) Pesticidas. | h) Sedimentos. |

Desechos orgánicos:

Los desechos orgánicos son uno de los tipos de contaminantes más importantes y difundidos. Como fuentes principales se encuentran los organismos muertos de animales y plantas, la basura doméstica, las aguas albañales, los productos residuales de industrias tales como la cafetalera, la cervecera y la azucarera, entre otras.

Entre las principales afectaciones causadas por este tipo de contaminante, se encuentra la disminución del nivel de dioxígeno disuelto en las aguas. El carbono contenido en los desechos orgánicos se oxida lentamente a dióxido de carbono:



Como consecuencia de esta reacción se consume el dioxígeno disuelto y torna inadecuada el agua para la vida de los peces y plantas acuáticas. Esta oxidación lenta es producida inicialmente por ***bacterias aerobias*** (requieren dioxígeno para su respiración), pero cuando la concentración de dioxígeno se hace muy baja, estas bacterias son sustituidas por las anaerobias (no requieren dioxígeno para su respiración). Las ***bacterias anaerobias*** transforman los desechos orgánicos en sustancias mal olientes y dañinas para la salud, tales como el metano, CH₄, sulfuro de hidrógeno, H₂S, y amoníaco, NH₃.

El petróleo es uno de los principales contaminantes orgánicos de océanos y mares. La contaminación de las aguas con petróleo es causada por su extracción y refinación junto a las costas, por accidentes de buques petroleros y su vertimiento durante su transportación. Este contaminante causa daños desastrosos en el medio ambiente. Las llamadas ***mareas negras*** provocan la muerte de peces y aves marinas. La destrucción progresiva de la flora y la fauna

marina causada por este y otros contaminantes tienen serias consecuencias, pues se destruye una fuente de alimentación muy importante para el hombre.

Microorganismos:

El vertimiento en ríos, mares y lagos de desechos no tratados es la principal fuente de microorganismos capaces de transmitir enfermedades como el cólera, la tifoidea, la disentería y la hepatitis, entre otras.

Los suelos regados con agua contaminada por microorganismos enferman a las plantas y los animales, transmitiendo estas enfermedades al hombre al ser ingeridos.

Nutrientes de plantas:

Los nitratos y fosfatos que están presentes en los fertilizantes proporcionan a las plantas elementos químicos, como el nitrógeno y el fósforo, que ayudan a su crecimiento. Cuando estos nutrientes llegan a los lagos, las lagunas y los ríos aceleran el crecimiento de las plantas y algas presentes, lo que puede convertirlos en pantanos al disminuir sus recursos bióticos. Este proceso se conoce con el nombre de ***eutroficación***.

Pesticidas:

El término ***pesticida*** incluye a los insecticidas, fungicidas, nematocidas, roenticidas y herbicidas. Estos abarcan un amplio rango de sustancias. Los pesticidas son arrastrados por la lluvia hacia ríos, mares y lagos. Una vez en las aguas entran en la cadena alimentaria y causan daños en animales y seres humanos. Otro efecto causado por los pesticidas es la modificación del equilibrio ecológico por destrucción de numerosas especies útiles que, a su vez, controlan otras especies perjudiciales. Uno de los pesticidas más conocido y peligroso es el DDT, cuyo uso indiscriminado ha sido prohibido en distintos países.

Desechos metálicos:

Entre los contaminantes del agua que pueden provocar trastornos de salud e incluso la muerte de personas y animales se encuentran los desechos metálicos, constituidos fundamentalmente por compuestos de mercurio, plomo y cadmio, entre otros. Aunque la toxicidad de los elementos metálicos pesados es conocida desde hace años, en las últimas décadas se ha prestado especial atención a este tipo de contaminante por el incremento de su difusión a gran escala.

En la ciudad de Minamata en Japón, los desechos de metilmercurio provenientes de una industria química local, vertidos en las aguas de la bahía provocaron entre 1953 y 1977 miles

de enfermos y 234 muertos, como consecuencia, de haber comido pescado contaminado. A partir de este hecho se ha encontrado que los peces de muchas otras áreas del mundo también están contaminados con niveles alarmantes de mercurio. Entre las fuentes fundamentales del mercurio se encuentran las industrias procesadoras de la pasta de papel, de producción de plásticos, como el cloruro de polivinilo (PVC) y las cloroalcalinas. La denominada **enfermedad de Minamata** puede provocar en una **primera etapa** reducción de la agudeza visual, pérdida de sensibilidad e hipertensión y en una **segunda etapa** más avanzada llega a provocar afectaciones del sistema nervioso central, incapacidad de coordinación y muerte.

La contaminación con el cadmio procedente de los residuos de la minería del cinc y de otras fuentes contaminantes puede provocar enfermedades cardiovasculares e hipertensión.

El plomo proveniente de los antidetonantes de los combustibles, las industrias químicas y las fundiciones de este metal alteran el metabolismo, causan daños en el cerebro, riñones e hígado. El plomo se acumula en los sedimentos marinos y en el agua potable.

Productos químicos:

Entre este tipo de contaminante del agua se incluyen desde distintas sales inorgánicas y ácidos hasta los miles de productos químicos obtenidos en las últimas décadas y cuyos efectos sobre la salud humana a largo plazo son prácticamente desconocidos. Los productos químicos son vertidos en las corrientes de agua, formando parte de los residuos de diversas industrias, actividades metalúrgicas y minería. La contaminación con productos químicos puede provocar la muerte de seres vivos por envenenamiento tanto en el agua de mar como en los ríos.

Desechos sólidos:

Los desechos radiactivos son uno de los contaminantes del agua, del aire y de los suelos. Las fuentes principales de este tipo de contaminante son los residuos radiactivos de los reactores nucleares y los desechos de la minería del uranio.

Los residuos radiactivos se deben enterrar a gran profundidad y en rocas que impidan el paso de las radiaciones y nunca verterlos en el mar como se ha hecho en ocasiones por las grandes transnacionales.

Para los organismos vivos, la radiactividad es peligrosa, incluso en pequeñas dosis. Por encima de determinados niveles de radiactividad existe un alto riesgo de contraer leucemia y otros tipos de cáncer. Además, puede provocar malformaciones congénitas que perduran de una generación a otra.

Sedimentos:

La pérdida de la cubierta vegetal de los suelos producto de actividades constructivas, de minería y malas prácticas agrícolas, además de los efectos negativos sobre la flora y la fauna, incrementa la erosión y, por ende los procesos de sedimentación en embalses y ríos, que conlleva a una pérdida de la calidad de las aguas. Como resultado de la sedimentación excesiva los suministros de agua se vuelven inadecuados para uso doméstico, se reduce la penetración de la luz en el agua, se destruye la vida acuática y se incrementan los costos de la purificación o tratamiento del agua.

??? Tareas de aprendizaje.

- 2.23 ¿Cuándo se considera que el agua está contaminada?
- 2.24 ¿Cuáles son los principales agentes contaminantes del agua?
- 2.25 Plantee dos medidas preventivas que puedan realizarse en el hogar, en la escuela o en la comunidad para evitar la contaminación del agua.
- 2.26 En la agricultura se debe dosificar, en lo posible, la utilización de herbicidas, pesticidas y fertilizantes. Argumente.
- 2.27 Si estudia en una Escuela Pedagógica ubicada en una zona rural, pregunte a los campesinos qué fertilizantes y pesticidas utilizan en sus labores agrícolas. Realice una búsqueda bibliográfica sobre los perjuicios que pueden ocasionar al agua.
- 2.28 Realice una investigación sobre la contaminación del agua que trate los aspectos siguientes:
- Efectos sobre las plantas, los animales y el hombre de los agentes contaminantes:
 - desechos orgánicos, productos químicos y nutrientes de plantas;
 - pesticidas, desechos metálicos y sedimentos;
 - desechos radiactivos y microorganismos.
 - Principales contaminantes del agua en su localidad. Causas y posibles soluciones. Discuta los resultados obtenidos de su investigación con el resto de sus compañeros.

2.8 Descontaminación del agua.

La descontaminación del agua constituye una necesidad ineludible para la supervivencia de la vida en el planeta. Existen dos maneras de descontaminar el agua: **la natural y la artificial.**

La **descontaminación natural** del agua se efectúa mediante:

- El ciclo hidrológico del agua (figura 2.6):** Mediante la energía solar el agua se evapora de las masas de aguas contaminadas, dejando los contaminantes en el depósito donde se encontraba, así se logra su purificación.

2. **La acción biodegradable:** Los agentes contaminantes se descomponen por la acción de las bacterias. Ejemplo de ello son las lagunas de oxidación.
3. **La precipitación:** Los sólidos insolubles que se encuentran en las aguas contaminadas se separan de estas al permanecer en el fondo del lugar donde se encuentran.

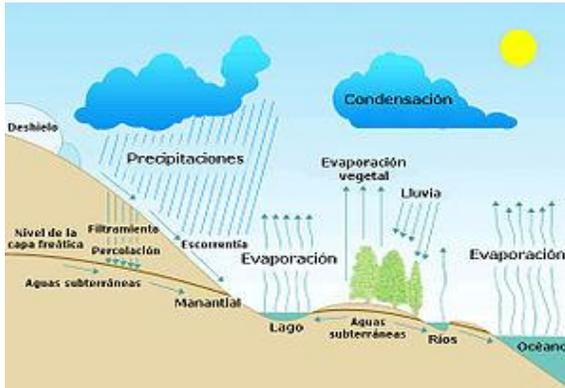


Figura 2.6: Representación del ciclo hidrológico del agua.

La
el

descontaminación artificial es la que realiza hombre para purificar al agua contaminada. En

general, son procesos muy costosos y necesarios para la supervivencia humana.

??? Tareas de aprendizaje.

- 2.29 Describa los procedimientos que se utilizan para descontaminar el agua.
- 2.30 Argumente la importancia de la descontaminación del agua que se emplea para beber y elaborar alimentos.
- 2.31 El Ministerio de Salud Pública, como medida preventiva orienta hervir el agua de consumo humano o añadir tres gotas de hipoclorito de sodio por cada litro de agua, para evitar enfermedades diarreicas.
 - a) ¿Por qué se pueden utilizar estos procedimientos para potabilizar el agua?
 - b) ¿Por qué los recipientes que se utilizan para hervir el agua se cubren de una costra blanca muy parecida a la piedra caliza?

2.9 Sistemas dispersos. Disoluciones.

En grados anteriores, al abordar el estudio de las sustancias, se pudo concluir que las mismas pueden encontrarse constituyendo mezclas, donde a simple vista se conserven los distintos componentes que las forman, por ejemplo, una mezcla de arena y agua. Sin embargo, hay casos donde las sustancias se mezclan de forma tal que a simple vista no se distinguen una de otra. Entonces tenemos que recurrir al microscopio para poder distinguirlos. Si se añade un poco de sacarosa (azúcar) en un vaso de agua y agitamos, el resultado será un líquido transparente perfectamente homogéneo, aun analizándolo al microscopio. Todas estas mezclas constituyen sistemas denominados **sistemas dispersos**.

Se denomina **sistemas dispersos o dispersiones** a la mezcla de dos o más sustancias cuyas partículas se encuentran distribuidas entre sí.

En química es de gran importancia el estudio de los sistemas dispersos, especialmente de las disoluciones, ya que gran cantidad de sustancias no son empleadas como productos puros, sino preferentemente en disolución. Estas son de extraordinaria importancia en los laboratorios, en las industrias y desempeñan un importante papel en la agricultura y en la vida diaria. La gran mayoría de las reacciones que ocurren en la naturaleza se verifican entre sustancias en disolución, ya sea en los animales, en los vegetales, en el suelo o en el aire.

Estas partículas pueden ser moléculas, átomos, iones o agregados de estos. En un sistema disperso existe la sustancia o las **sustancias dispersas** y el **medio de dispersión**. Por ejemplo, en una dispersión de sacarosa (azúcar) en el agua la sustancia dispersa es el azúcar, y el medio de dispersión es el agua.

En Química, las dispersiones más importantes son aquellas cuyo medio de dispersión está constituido por un líquido. Existen diferentes tipos de sistemas dispersos que es usual clasificar en: **suspensiones, coloides y disoluciones**.

Las propiedades de los sistemas dispersos, entre ellos su estabilidad dependen mucho del tamaño de las partículas de la sustancia dispersa (figura 2.7).

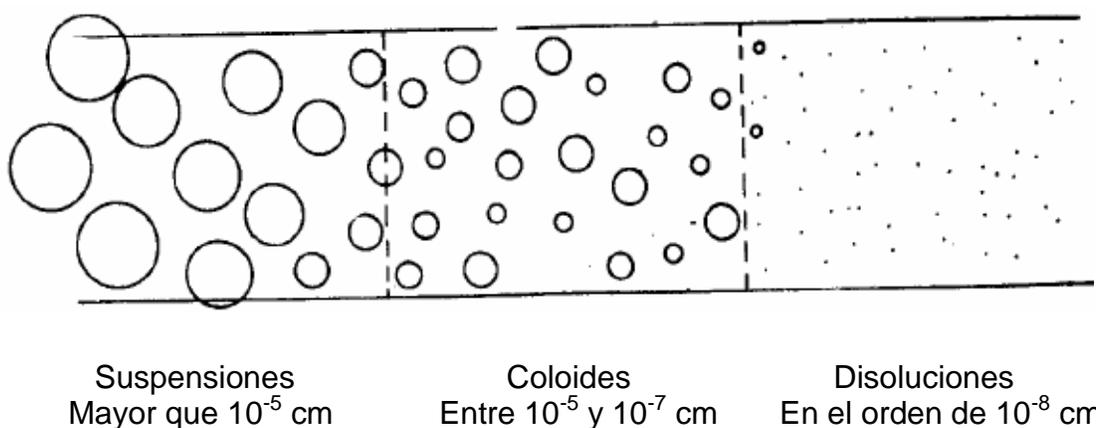


Figura 2.7: Esquema que representa el tamaño de las partículas de las sustancias dispersas.

Así al agitar arena en agua el líquido se vuelve turbio y a primera vista parece como si el sólido se hubiera disuelto. Sin embargo, si la mezcla se deja en reposo el sólido lentamente se sedimenta o también puede ser separado del líquido por filtración. Dicha mezcla no es por

consiguiente homogénea a simple vista. Estas dispersiones poco estables cuyas partículas en suspensión (o que sobrenadan si su densidad es menor que la del medio) son relativamente grandes, se llaman **suspensiones**.

Ejemplos suspensiones lo constituyen la "lechada de cal" (suspensión de hidróxido de calcio) que encuentra gran aplicación como pintura, la "magma de magnesia" (suspensión de hidróxido de magnesio) que se utiliza para reducir la acidez gástrica o como laxante. Las suspensiones son importantes en la naturaleza y en la industria. Las aguas de los ríos siempre contienen partículas en suspensión que al depositarse en los lugares donde la corriente es más lenta forman sedimentaciones de arena, arcilla, etc.

Las **dispersiones coloidales** constituyen un estado intermedio entre las disoluciones y las suspensiones y a diferencia de estas últimas atraviesan el papel de filtro ordinario.

Aunque las partículas coloidales son demasiado pequeñas para su observación al microscopio son suficientemente grandes para reflejar la luz. Por ello, cuando a través de una dispersión coloidal se hace visible es debido a que la misma es reflejada por las partículas dispersas en el seno del líquido (figura 2.8). Este fenómeno es denominado **efecto Tyndall**. Por consiguiente las dispersiones coloidales son ópticamente heterogéneas.

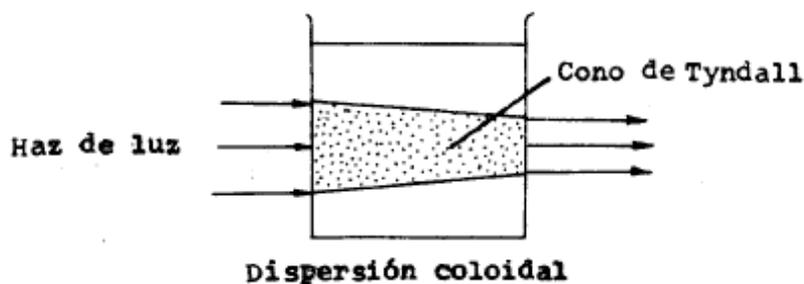


Figura 2.8: Efecto Tyndall donde se muestra el cono de luz producida por el rayo de luz reflejado.

Los organismos contienen complejos sistemas coloidales, incluyendo fluidos fisiológicamente importantes como la leche, la sangre y los líquidos intracelulares y extracelulares. Otros ejemplos de coloides son la clara de huevo, la gelatina, el queso, la goma, las dispersiones de jabón en agua, entre otras.

En **las disoluciones** el tamaño de las partículas dispersas es tan pequeño que no son visibles por ningún medio óptico. Esto es equivalente a decir que las disoluciones son ópticamente

homogéneas y, no muestran el efecto Tyndall. En una disolución las partículas dispersas atraviesan el papel de filtro y no sedimentan.

En ocasiones se hace difícil distinguir entre suspensiones, sistemas coloidales y disoluciones porque las propiedades atribuidas a cada clase de las establecidas se van modificando al variar las condiciones.

La tabla 2.3 resume las principales características de las suspensiones, los coloides y las disoluciones.

Tabla 2.3: Principales características de los sistemas dispersos.

Dispersión	Diámetro de las partículas dispersas (cm)	Clasificación óptica	Partículas	Estabilidad del sistema
Suspensión	Mayor que 10^{-5}	Heterogénea	Observables a simple vista o con medios ópticos.	Inestable
Coloide	Entre 10^{-5} y 10^{-7}	Heterogénea	Observables con algún medio óptico. (ultramicroscopio)	Relativamente estable
Disolución	Del orden de 10^{-8}	Homogénea	No observables con medios ópticos.	Estables

En la vida práctica, en las industrias y los laboratorios, las disoluciones líquidas (sólido, líquido o gas en líquido) son las más frecuentes, especialmente las que se forman al disolver un sólido en un líquido. En este tipo de dispersión la sustancia dispersa es el sólido y el medio de dispersión es el líquido. A continuación profundizaremos en el estudio de los aspectos más importantes en el orden cualitativo y cuantitativo de las disoluciones.

??? Tareas de aprendizaje.

2.32 Identifique las siguientes mezclas como suspensiones, coloides o disoluciones y dé una razón para su respuesta en cada caso:

- a) Alcohol y agua;
- b) Aserrín y agua;
- c) Azúcar en agua;
- d) Hidrogenocarbonato de sodio en agua.

2.33 Establezca la diferencia entre coloide y disoluciones en cuanto a:

- a) Diámetro de las partículas dispersas;

- b) Clasificación óptica (homogénea y heterogénea);
- c) Efecto Tyndall;
- d) Si las partículas dispersas atraviesan el papel de filtro;

2.34 Argumente el siguiente planteamiento:

No hay un grado de dispersión que delimite con rigor a las suspensiones de los coloides y a estos y a estos de las disoluciones.

2.35 Investigue de las siguientes parejas de sustancias, ¿cuáles producirán disoluciones?

- a) Cloruro de sodio en agua;
- b) Cloruro de sodio en queroseno (hidrocarburo);
- c) Parafina (hidrocarburo) en queroseno (Hidrocarburo);
- d) Parafina en agua.

2.10 Proceso de disolución de las sustancias. Cambios energéticos en el proceso de disolución.

El proceso de disolución de una sustancia en un líquido está relacionado entre otros factores con las interacciones siguientes:

Interacciones que se oponen a la disolución:

1. Interacciones soluto-soluto. Fuerzas de atracción entre las partículas del soluto. La disolución es un sistema disperso homogéneo de dos o más sustancias, cuya composición puede variar continuamente dentro de ciertos límites.
2. Interacciones disolvente-disolvente. Fuerzas de atracción entre las partículas del disolvente.

Interacciones que favorecen la disolución.

3. Interacciones soluto-disolvente. Fuerzas de atracción entre las partículas del soluto y el disolvente.

Del predominio de una y otra dependerá la disolubilidad. Mientras mayor sea la disolución entre las partículas del disolvente y el soluto mayor será la solubilidad. Sin embargo, mientras más intensas sean las fuerzas entre las partículas del soluto menor será la solubilidad.

La mayoría de las sales iónicas se disuelven en agua, que es un disolvente polar. Por ejemplo el cloruro de sodio es soluble en agua.

Analicemos las interacciones presentes en este tipo de disolución (NaCl):

- Soluto-soluto (NaCl - interacciones entre iones de carga opuesta).
- Disolvente-disolvente (H₂O - atracción dipolo-dipolo, asociación molecular por puente de hidrógeno).

➤ Soluto-disolvente (atracción ión-dipolo).

¿Cómo podemos explicar este proceso de disolución? Las moléculas polares del agua se orientan de modo que se acercan por sus polos negativos a los iones positivos de la superficie del cristal y con sus polos positivos a los iones negativos. De este modo los iones van pasando a la disolución en forma hidratada (figura 2.9). En la mayor parte de las sales estas interacciones (soluto-disolvente) son más intensas que las que mantienen unidos entre sí los iones de la red cristalina (ion-ion) y más intensas también que las que mantienen unidas entre sí las moléculas de agua; por eso el sólido se disuelve.

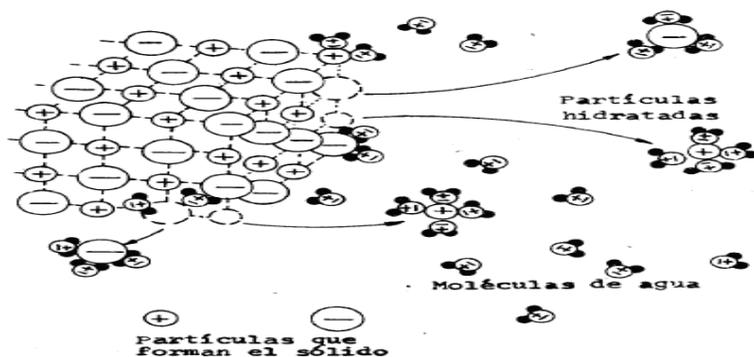


Figura 2.9: Esquema que representa la disolución de un cristal iónico en agua.

Las sustancias moleculares como el azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$), la glucosa ($C_6H_{12}O_6$), entre otras son solubles en agua (disolvente polar).

Si bien las interacciones entre el agua (disolvente) y el soluto pueden no ser tan grandes como las que existen entre las moléculas del agua y los iones, son sin embargo mayores que las que existen entre las moléculas del disolvente (agua) o las moléculas del soluto. Debido a ello tiene lugar la disolución.

Hay también otras sustancias moleculares apolares como el yodo y la parafina, que no son solubles en agua y, sin embargo son solubles en benceno y tetracloruro de carbono que son sustancias moleculares apolares.

No hay una regla fija que permita predecir la solubilidad de una sustancia en otra. De modo general se puede establecer que el hecho de que se produzca o no la disolución de una sustancia en un líquido va a depender, entre otros factores de la naturaleza **del soluto o el disolvente**. O sea, los disolventes moleculares polares tienden a disolver solutos polares, pero

generalmente no disuelven sustancias apolares y en cambio, no suelen disolver sustancias polares. En la tabla 2.4 se presentan ejemplos de lo planteado anteriormente:

Tabla 2.4: Solubilidad de las sustancias en dependencia de la naturaleza del soluto y el disolvente.

Naturaleza de		Ejemplos	Solubilidad
Soluto	Disolvente		
Molecular polar	Iónico	KBr en agua	Soluble
	Molecular polar	Glucosa en agua	Soluble
	Molecular apolar	Diyodo en agua	Poco soluble
Molecular apolar	Iónico	KI en benceno	Poco soluble
	Molecular apolar	Parafina en benceno	Soluble

Además de las interacciones estudiadas, cabe considerar que en la acción disolvente de un líquido frente a un sólido intervienen además la temperatura del sistema. La presión apenas influye en la solubilidad de los sólidos en los líquidos.

Cambios energéticos en el proceso de disolución.

Durante el proceso de disolución ocurren cambios energéticos. Así, cuando se disuelve el hidróxido de sodio en agua se produce un desprendimiento de energía en forma de calor, proceso exotérmico (figura 2.10).



Figura 2.10: Proceso de disolución exotérmico.

Cuando se disuelve nitrato de amonio en agua se produce una absorción de energía en forma de calor, proceso endotérmico (figura 2.11).

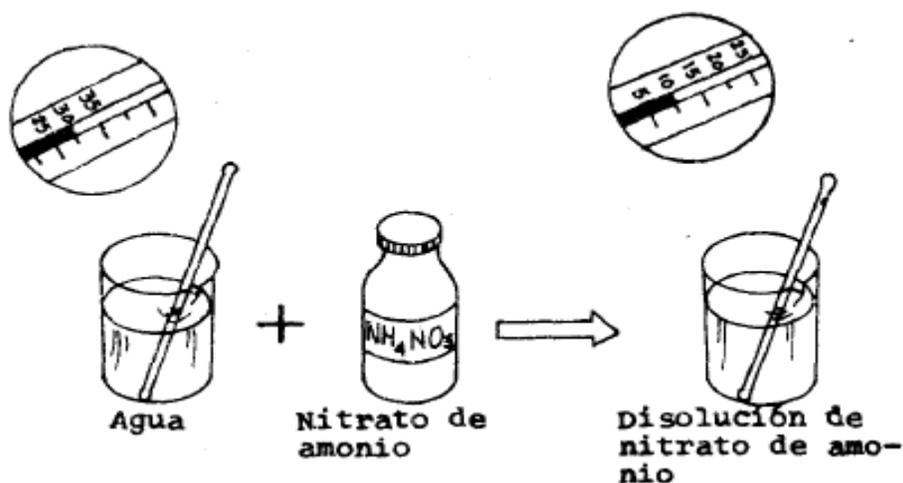


Figura 2.11: Proceso de disolución endotérmico.

¿De qué depende que el proceso de disolución de una sustancia sea exotérmico o endotérmico?

En el proceso de disolución de un sólido en un líquido hay que considerar tres **factores energéticos** principales:

1. Energía necesaria para separar las moléculas o iones del soluto sólido.
2. Energía necesaria para separar las moléculas del disolvente.
3. Energía asociada a la interacción entre las moléculas del disolvente.

Del balance neto o total de estas energías resulta la entalpía de disolución o calor de disolución.

Si la energía despedida por la interacción entre las partículas del soluto y las del disolvente es menor que la energía necesaria para separar las moléculas o iones del soluto y las moléculas del disolvente, se produce una absorción de energía en forma de calor y la disolución se calienta.

O sea:

Energía asociada a la interacción entre las partículas del soluto y las del	$<$	Energía necesaria para vencer las interacciones entre	Proceso de disolución endotérmico: $\Delta H > 0$
---	-----	---	--

disolvente		las partículas del soluto y las del disolvente	
Energía asociada a la interacción entre las partículas del soluto y las del disolvente	>	Energía necesaria para vencer las interacciones entre las partículas del soluto y las del disolvente	Proceso de disolución exotérmico: $\Delta H < 0$

En las disoluciones acuosas se producen asociaciones entre las moléculas del agua y las partículas soluto, las cuales se denominan **hidratos**. De las energías de interacción entre las moléculas de agua, y entre estas y las partículas del soluto resulta la **energía de hidratación**. Para otros disolventes las asociaciones se denominan **solvatos** y la energía resultante energía de solvatación.

??? Tareas de aprendizaje.

2.36 ¿Qué tipos de interacciones están involucradas en el proceso de disolución de un sólido en un líquido?

2.37 Mencione dos sustancias solubles y dos prácticamente insolubles en agua de las que se usan diariamente en su casa. Clasifíquelas en iónicas, moleculares, polares o moleculares apolares.

2.38 Describa el proceso de disolución del cloruro de potasio en agua.

2.39 Explique las afirmaciones siguientes:

a) *El cloruro de potasio se disuelve en agua y prácticamente no se disuelve en queroseno, sustancia molecular apolar.*

b) *El bromo es poco soluble en agua, pero se disuelve en tetracloruro de carbono sustancia molecular apolar.*

2.40 Argumente el planteamiento siguiente:

“Lo semejante disuelve lo semejante”.

2.41 ¿De que factores energéticos depende que el proceso de disolución de una sustancia sólida en un líquido sea exotérmico o endotérmico?

2.42 Explique los hechos siguientes:

El proceso de disolución del cloruro de amonio en agua es endotérmico, mientras que el del hidróxido de potasio en agua es exotérmico.

2.11 Factores relacionados con la velocidad de disolución de los sólidos en los líquidos.

La acción disolvente en el proceso de disolución se verá favorecida por todos los factores que aumenten la tendencia de las partículas del soluto a disgregarse; es decir a pasar a la fase líquida. Como factores principales para aumentar la velocidad de disolución de un soluto sólido en un disolvente líquido podemos señalar los siguientes:

- a) Grado de división del soluto.
- b) Temperatura.
- c) Agitación mecánica.

Grado de división del soluto:

Como las interacciones soluto-disolvente se originan en la región de contacto entre soluto y disolvente, el incremento de la superficie de contacto entre ambas fases, aumentará la velocidad de disolución. Lo anterior se logra dividiendo el soluto sólido lo más finalmente posible.

Temperatura:

La temperatura desempeña un importante papel en la solubilidad de las sustancias en un líquido. A mayor temperatura aumentará la velocidad media de las partículas del soluto y del disolvente y los choques entre ellas se harán más frecuentes,. cuando el choque de las partículas del disolvente para vencer las atracciones soluto-soluto, provoca la difusión de las mismas a través de la masa líquida. Por eso la velocidad de disolución aumenta al elevarse la temperatura.

Agitación mecánica:

La simple acción de agitar el soluto y el disolvente facilita la frecuencia de los choques entre las partículas, favoreciendo la difusión y aumentando la velocidad de disolución. En las industrias se tienen en cuenta estas operaciones para acelerar los procesos, igual que en el laboratorio, donde se acude a la ayuda de los factores mencionados para preparar las disoluciones en el menor tiempo posible. Para ello se trabaja con sólidos pulverizados, agitando y elevando la

temperatura (figura

2.12).

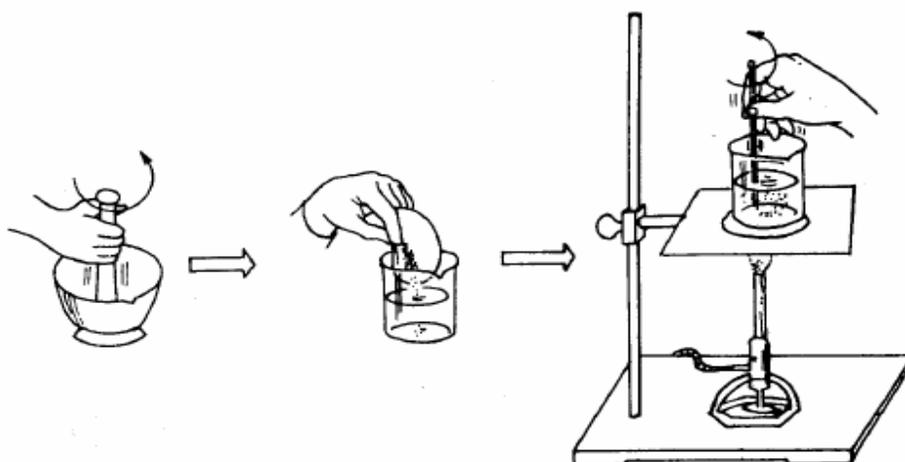


Figura 2.12: La velocidad del proceso de disolución de un sólido en un líquido se puede aumentar pulverizando el sólido, elevando la temperatura o agitando.

??? Tareas de aprendizaje.

2.43 ¿Por qué la agitación aumenta la velocidad de disolución?

2.44 ¿Por qué al echar azúcar (sacarosa) en agua caliente, esta se disuelve más rápido que en agua fría?

2.45 ¿Cómo usted procederá para preparar una disolución de sulfato de cobre (II) en agua, si la sal se encuentra en forma de cristales grandes?

2.46 Nombre dos sustancias de uso frecuente que se adquieren finalmente divididas, por lo que se facilita su uso en disolución.

2.12 Relación entre la solubilidad de las sustancias y la temperatura. Curvas de solubilidad.

La temperatura desempeña un importante papel en la solubilidad de las sustancias en un líquido. En el caso de solutos sólidos al aumentar la temperatura se incrementa la solubilidad de algunas sustancias, mientras que para otras disminuye.

Tabla 2.5: Variación de la solubilidad de algunas sustancias con los cambios de temperatura.

Fórmula	Solubilidad en gramos de soluto en 100 g de agua					
	0 °C	10 °C	20 °C	30 °C	40 °C	50 °C
AgNO ₃	122	170	222	300	376	455
KNO ₃	13,3	20,9	31,6	45,2	63,9	85,5
KCl	27,6	31,0	34,0	37,6	40,0	42,6
Li ₂ CO ₃	1,54	1,43	1,33	1,25	1,17	1,08
NaCl	35,8	35,8	36,0	36,3	36,6	37,0

En la vida cotidiana, en los laboratorios y las industrias, lo más frecuente es que la solubilidad de los sólidos en los líquidos aumente al aumentar la temperatura. No obstante, existe un límite definido para la masa de sustancia sólida que puede disolverse en otra a una temperatura determinada. Por ejemplo, si a 100 g de agua a 30 °C se le añade una pequeña cantidad de cristales de cloruro de potasio y se agita, se observa que todo el soluto se disuelve. Si se sigue añadiendo la sal en pequeñas porciones y agitando, cuando se ha añadido un total de 40 g se observa que queda un remanente de soluto sin disolver. Desde este momento, y aunque agitemos el líquido y adicionamos más sal, si mantenemos constante la temperatura no lograremos que siga aumentando la masa de soluto disuelta.

En el proceso de disolución los iones o moléculas se van separando de la superficie del cristal (soluto sólido) y pasan a formar parte de la disolución, como consecuencia de las interacciones correspondientes, pero a medida que pasa el tiempo aumenta la concentración de la disolución y cierto número de partículas de soluto se depositan sobre la superficie de cristal, o sea estaremos en presencia de los procesos opuestos: disolución y cristalización (figura 2.13). Se llega un instante en que ambos procesos simultáneos transcurren a la misma velocidad. A partir de ese instante no aumentará más la masa de soluto disuelto, ni disminuirá más la masa de soluto sin disolver, estableciéndose un equilibrio dinámico, donde la composición de la disolución permanece constante. La disolución así obtenida se denomina **disolución saturada**. *Luego la disolución saturada es aquella en la que el soluto disuelto se encuentra en equilibrio con el exceso de soluto no disuelto a una temperatura dada.*

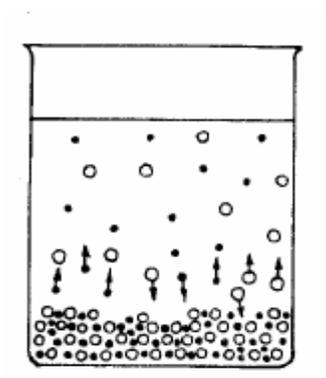
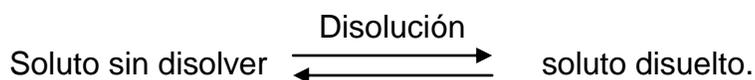


Figura 2.13: Esquema que disoluciones

representa el equilibrio dinámico en las saturadas.

El equilibrio de disolución podemos representarlo por:



Cristalización

Si para cada sustancia, experimentalmente se determina la masa máxima anhidra que se disuelve en 100 g de agua a una temperatura determinada, obtendremos el coeficiente de solubilidad de cada una de ellas.

Por tanto el **coeficiente de solubilidad (S)** de una sustancia es la masa de sustancia anhidra que satura a 100 g de agua a una temperatura dada. En la tabla 2.5 aparecen los coeficientes de solubilidad de varias sustancias a diferentes valores de temperatura.

Si la masa de soluto que se añade al agua para formar una disolución (a una temperatura dada) es menor que la correspondiente a la saturación a esa temperatura, puede en cualquier momento disolver cierta porción complementaria de soluto; en este caso estaremos en presencia de una **disolución no saturada**.

En los laboratorios e industrias bajo determinadas condiciones especiales (enfriamiento lento, reposo y ausencia de cristales del mismo soluto), pueden obtenerse disoluciones de determinadas sustancias que contienen más soluto disuelto que el correspondiente a la disolución saturada a esa misma temperatura; en este caso estaremos en presencia de una **disolución sobresaturada**.

La variación de la solubilidad con la temperatura hace posible una importante aplicación. A partir de una disolución se puede obtener el soluto cristalizado eliminando parte del disolvente (por calentamiento o evaporación a la temperatura ambiente) enfriando o calentando la disolución o aplicando ambas medidas.

Las técnicas de cristalización se utilizan tanto en el laboratorio como en la industria, pues mediante su aplicación es posible obtener las sustancias cristalizadas con un mínimo de pérdidas y una mayor pureza. El análisis está fundamentado en el estudio de las curvas de solubilidad, velocidad de enfriamiento, condiciones de agitación, temperatura, agentes atmosféricos, entre otros.

En el caso de solutos gaseosos la solubilidad disminuye al aumentar la temperatura. La atención preventiva a este fenómeno es de gran importancia, sobre todo en los momentos actuales en que está ocurriendo el calentamiento acelerado del planeta. Debido a esto disminuirá la solubilidad del dióxígeno en ríos, lagos y océanos, afectando así la vida acuática.

Un aumento de temperatura aumenta la energía cinética promedio de las partículas del gas disuelto y, por consiguiente, la tendencia de las moléculas del gas a abandonar la disolución. Los gases son más solubles en agua a altas presiones que a bajas presiones.

Curvas de solubilidad.

Como se abordó anteriormente existe una dependencia entre la solubilidad de las sustancias y la temperatura. Esta dependencia se expresa con frecuencia mediante las gráficas llamadas **curvas de solubilidad**.

Las curvas de solubilidad se construyen utilizando un sistema de ejes coordenados; en el eje de las abscisas consideramos las temperaturas y en el de las ordenadas, los gramos de sustancias anhidras disueltas en 100 g de agua, es decir el coeficiente de solubilidad (S).

Por ejemplo, sea una sal anhidra "X" de la que se conocen experimentalmente sus coeficientes de solubilidad a diferentes temperaturas:

Temperatura/°C	Coeficiente de solubilidad
0	15
10	20
20	28
30	37
40	48

Al representar en un sistema de ejes coordenados los coeficientes de solubilidad a diferentes temperaturas se obtendrá la curva de solubilidad de dicha sustancia (figura 2.14).

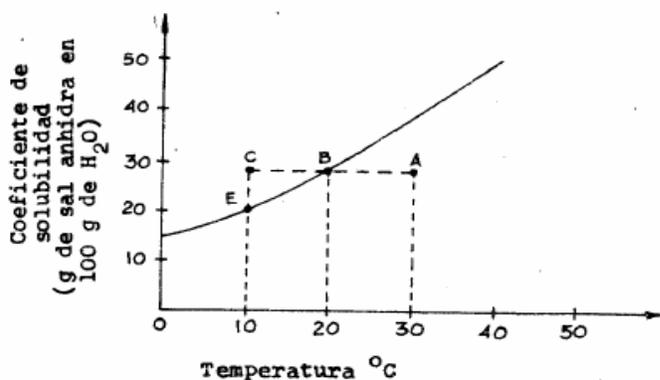


Figura 2.14: sustancia X.

Curva de solubilidad de la sustancia X. Los puntos A, B, C y E representan los distintos coeficientes de solubilidad a diferentes temperaturas.

¿Qué puntos que se señalan en la gráfica de la figura?

El punto A representa una **disolución no saturada** que contiene 28 g de soluto disueltos en 100 g de agua a 30 °C. El punto B representa una **disolución saturada** que contiene 28 g de soluto disueltos en 100 g de agua a 20 °C.

El punto C representa una **disolución sobresaturada** que contiene 28 g de soluto disueltos en 100 g de agua a 10 °C. Es decir, que contiene disueltos 8 g más de lo que corresponde a la saturación a esa temperatura.

Si partiendo de la disolución representada por el punto B no se cumplen las condiciones de enfriamiento lento, reposo, ausencia de cristales del mismo soluto, al enfriar la disolución, comienza la cristalización. La concentración de la disolución decrece pasando por una sucesión de disoluciones saturadas. Alcanzada la temperatura de 10 °C habrá cristalizado el exceso de soluto disuelto (8 g) y, la disolución representada por el punto E estará saturada.

??? Tareas de aprendizaje.

2.47 Explique qué se entiende por disolución:

- a) Saturada;
- b) No saturada.

2.48 Explique los hechos siguientes:

- a) Se añaden 2 g de una sal A a una disolución de A, se agita, se filtra y se seca el soluto recogido y al medir su masa, esta es de 2 g.
- b) Se añaden 2 g de una sal B a una disolución de B y luego de agitar no es necesario filtrar.

2.49 ¿Por qué hay que tomar en consideración la temperatura al referirse a la solubilidad de las sustancias?

2.50 Defina el concepto coeficiente de solubilidad.

2.51 Consulte la tabla 2.5 y analice la variación de la solubilidad con los cambios de temperatura de las sustancias siguientes:

- a) Nitrato de plata;
- b) Nitrato de potasio;
- c) Carbonato de litio.

2.52 ¿Por qué la solubilidad de los gases disminuye al aumentar la temperatura?

2.53 En la fabricación de refresco embotellado, se disuelve en ellos dióxido de carbono a alta presión. ¿A qué se debe que, al destapar una botella de refresco, comience un desprendimiento de burbujas?

2.54 Consulte la tabla 2.5 y justifique mediante cálculos los hechos siguientes:

Al echar 68 g de cloruro de potasio en 250 g de agua a 20 °C y agitar se disuelve toda la sal. Sin embargo, al echar 6 g de carbonato de litio en la misma cantidad de disolvente a la misma temperatura y agitar, parte de la sal no se disuelve.

2.55 ¿Cómo se podría determinar experimentalmente si una disolución está saturada o no saturada?

2.56 En la tabla 2.5 se dan los valores de la solubilidad (gramos de soluto anhidro en 100 g de agua) de algunas sustancias. Trace la curva de solubilidad del nitrato de potasio y del carbonato de litio. Ubique una disolución saturada, no saturada y sobresaturada.

2.13 Formas de expresar la composición cuantitativa de las disoluciones: concentración de cantidad de sustancia, concentración másica y tanto por ciento en masa de soluto de una disolución.

La **composición cuantitativa de una disolución** es la relación que existe entre el soluto y la disolución y en ocasiones el disolvente. La misma puede expresarse de diferentes formas, en dependencia de la magnitud (masa, cantidad de sustancia o volumen) que se escoja para caracterizar al soluto y al disolvente en la disolución.

Cuando aumenta la proporción de soluto aumenta su concentración en la disolución y se dice que esta se hace más concentrada; si por el contrario disminuye la proporción de soluto se dice entonces que la disolución se hace más diluida.

En las industrias, laboratorios médicos y otras áreas se necesita trabajar con mucha precisión en los cálculos para preparar las disoluciones que se emplean. En el campo de la medicina una disolución preparada a una concentración determinada puede producir el efecto deseado, pero esa misma disolución con diferente concentración puede producir un efecto muy distinto al esperado. Un ejemplo de ello lo tenemos en los hospitales, donde se emplea una disolución salina diluida para estabilizar a los pacientes. Si la concentración es superior a la que puede asimilar el organismo humano, podría ocasionar la muerte de inmediato.

Por estas razones es necesario preparar las disoluciones con una concentración que permita su utilización adecuada en el contexto necesario. Para ello se emplean los cálculos químicos relacionados con las formas de expresar la composición cuantitativa de una disolución. En este nivel de enseñanza son objeto de estudio concentración de cantidad de sustancia, concentración másica y tanto por ciento en masa de soluto de una disolución.

Cálculo de la concentración de la cantidad de sustancia.

La **concentración de la cantidad de sustancia**, también conocida denominada concentración molar o molaridad de una disolución es la relación entre la cantidad de sustancia del soluto y el volumen de la disolución. Se simboliza por $c(x)$ y su expresión de definición es la siguiente:

$$c(x) = \frac{n(x)}{V(D)}$$

Donde:

$c(x)$ – concentración de la cantidad de sustancia.

$n(x)$ – cantidad de sustancia.

$V(D)$ – volumen de la disolución.

Como $n(x) = \frac{m(x)}{M(x)}$; sustituyendo en la expresión de definición obtendremos:

$$c(x) = \frac{m(x)}{M(x) \cdot V(D)}$$

La unidad de concentración de cantidad de sustancia en el **Sistema Internacional de Unidades (SIU)**, es el mole por metro cúbico ($\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$), aunque con más frecuencia se utiliza el mole por decímetro cúbico ($\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$) o el mole por litro ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$). A continuación se resolverán algunos ejercicios con estas expresiones.

Ejemplo 1. Determine la concentración de cantidad de sustancia del hidróxido de sodio (NaOH) en una disolución que contiene disueltos 2 g de soluto en 0,5 L de disolución.

Pasos a seguir:

a) Determinar la incógnita y los datos:

Incógnita: $c(\text{NaOH})$

Datos:

$m(\text{NaOH}) = 2 \text{ g}$

$V(D) = 0,5 \text{ L}$

$M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g/mol}$

b) Plantear la relación o relaciones y despejar la incógnita si es necesario.

$$c(\text{NaOH}) = \frac{n(\text{NaOH})}{V(D)}; n(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})}; c(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH}) \cdot V(D)}$$

c) Sustituir por los valores conocidos y sus unidades.

$$c(\text{NaOH}) = \frac{2 \text{ g}}{40 \text{ g/mol} \cdot 0,5 \text{ L}} = \frac{2}{20}$$

d) Resolución.

$$c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/L}$$

e) Respuesta.

La concentración de hidróxido de sodio en la disolución es de 0,1 mol/L.

Ejemplo 2: Calcule cuántos gramos de cloruro de potasio (KCl) son necesarios para preparar 0,25 L de una disolución de $c(\text{KCl}) = 0,5 \text{ mol/L}$.

Pasos a seguir:

a) Determinar la incógnita y los datos:

Incógnita: $m(\text{KCl})$

Datos:

$$c(\text{KCl}) = 0,5 \text{ mol/L}$$

$$V(D) = 0,25 \text{ L}$$

$$M(\text{KCl}) = 75 \text{ g/mol}$$

b) Plantear la relación o relaciones y despejar la incógnita si es necesario.

$$c(\text{KCl}) = \frac{n(\text{KCl})}{V(D)}; \quad n(\text{KCl}) = \frac{m(\text{KCl})}{M(\text{KCl})}; \quad c(\text{KCl}) = \frac{m(\text{KCl})}{M(\text{KCl}) \cdot V(D)}$$

Despejando $m(\text{KCl})$:

$$m(\text{KCl}) = c(\text{KCl}) \cdot M(\text{KCl}) \cdot V(D)$$

c) Sustituir por los valores conocidos y sus unidades.

$$m(\text{KCl}) = 0,5 \text{ mol/L} \cdot 75 \text{ g/mol} \cdot 0,25 \text{ L}$$

d) Resolución.

$$m(\text{KCl}) = 9,375 \text{ g}$$

e) Respuesta.

Son necesarios 9,375 g de cloruro de potasio para preparar la disolución.

Cálculo de la concentración másica.

Otra forma de expresar cuantitativamente la concentración del soluto en una disolución es la ***concentración másica***. La misma es definida como la relación entre la masa de cualquier soluto disuelto y el volumen de disolución. Se simboliza por $\rho (X)$ y su expresión de definición es la siguiente:

$$\rho (X) = \frac{m(x)}{V(D)}$$

Donde:

$\rho (X)$ – concentración másica.

$m (x)$ – masa del soluto.

$V (D)$ – volumen de disoluciones la relación

La unidad de concentración de concentración másica en el **Sistema Internacional de Unidades (SIU)**, es el kilogramo por metro cúbico ($\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$), aunque con más frecuencia se utiliza el gramo por litro ($\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$). A continuación se resolverá un ejercicio con esta expresión.

Ejemplo 1: En el laboratorio se preparan 500 mL de disolución de hidróxido de potasio empleando para ello 6 g de dicha sustancia. Calcule la concentración másica de la disolución obtenida.

Pasos a seguir:

a) Determinar la incógnita y los datos:

Incógnita: $\rho (\text{KOH})$

Datos:

$$m(\text{KOH}) = 6 \text{ g}$$

$$V(\text{D}) = 500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L}$$

b) Plantear la relación o relaciones y despejar la incógnita si es necesario.

$$\rho (\text{X}) = \frac{n(\text{x})}{V(\text{D})}$$

c) Sustituir por los valores conocidos y sus unidades.

$$\rho (\text{KOH}) = \frac{6 \text{ g}}{0,5 \text{ L}}$$

d) Resolución.

$$\rho (\text{KOH}) = 12 \text{ g/L}$$

e) Respuesta.

La concentración másica de la disolución es 12 g/L.

Cálculo del tanto por ciento en masa de soluto.

En las industrias y laboratorios las disoluciones acuosas de las sales tienen un amplio uso, por ello es muy importante conocer la relación en que se encuentra el soluto disuelto con respecto al disolvente o a la disolución, ya que de esta forma se caracteriza cuantitativamente a la disolución.

Una de las formas más usada para expresar la composición de una disolución es el **tanto por ciento en masa**. Por ejemplo; disolución de nitrato de plata, AgNO_3 al 1%. Esto significa que por cada 100 g de la disolución hay 1 g de nitrato de plata disuelto.

Esta forma de expresar la composición de una disolución relaciona la masa del soluto anhidro con la masa de la disolución. La relación que existe entre la masa de soluto disuelta, $m(\text{x})$, y la masa total de la disolución, $m(\text{D})$, se denomina **fracción másica**, se representa por W_x y su expresión de definición es:

$$m(\text{x})$$

$$W_x = \frac{\text{-----}}{m(D)}$$

La masa de la disolución es igual a la suma de la masa del soluto $m(x)$ y la del disolvente $m(d)$: $m(D) = m(x) + m(d)$.

Las disoluciones al tanto por ciento en masa son aquellas que se preparan manteniendo una relación de masa de soluto por cada 100 gramos de disolución. Por ejemplo, una disolución al 10 % en masa de soluto significa que tiene 10 g de soluto disueltos por cada 100 g de disolución. Estas disoluciones se expresan en %.

La expresión de definición que permite el cálculo del tanto por ciento en masa del soluto es:

$$W_x \cdot 100 = \frac{m(x)}{m(D)} \cdot 100$$

Donde:

$W_x \cdot 100$ – tanto por ciento en masa de una disolución de un soluto x o simplemente por ciento (%).

$m(x)$ – masa de soluto anhidro que se disuelve.

$m(D)$ – masa de la disolución.

Ejemplo 1 Calcular el tanto por ciento en masa de soluto de una disolución que contiene 2 g de sulfato de magnesio ($MgSO_4$) disueltos en 200 g de disolución.

Pasos a seguir:

a) Determinar la incógnita y los datos:

Incógnita: $W MgSO_4 \cdot 100$ o simplemente %

Datos:

$m(MgSO_4) = 2$ g

$m(D) = 200$ g

b) Plantear la relación o relaciones y despejar la incógnita si es necesario.

$m(MgSO_4)$

$$W \text{ MgSO}_4 \cdot 100 = \frac{\text{-----}}{m(D)} \cdot 100$$

c) Sustituir por los valores conocidos y sus unidades.

$$W \text{ MgSO}_4 \cdot 100 = \frac{2 \text{ g}}{200 \text{ g}} \cdot 100$$

d) Resolución.

$$W \text{ MgSO}_4 \cdot 100 = 1 \%$$

e) Respuesta.

El tanto por ciento en masa de soluto de la disolución es 1 %.

Ejemplo 2: ¿Cuántos gramos de cloruro de sodio se necesitan para preparar 500 g de disolución al 1 % en masa de soluto?

Pasos a seguir:

a) Determinar la incógnita y los datos:

Incógnita: $m(\text{NaCl})$

Datos:

$$W_{\text{NaCl}} = 1 \%$$

$$m(D) = 500 \text{ g}$$

b) Plantear la relación o relaciones y despejar la incógnita si es necesario.

$$\% = \frac{m(\text{NaCl})}{m(D)} \cdot 100$$

$$m(\text{NaCl}) = \frac{\% \cdot m(D)}{100}$$

c) Sustituir por los valores conocidos y sus unidades.

$$m(\text{NaCl}) = \frac{1\% \cdot 500 \text{ g}}{100}$$

d) Resolución.

$$m(\text{NaCl}) = 5 \text{ g}$$

e) Respuesta.

Se necesitan 5 g de cloruro de sodio.

Cuando las concentraciones son muy pequeñas es muy frecuente utilizar el tanto por mil o las partes por millón (ppm).

Tanto por mil

$$\frac{\%}{100} = \frac{X}{1000}$$

Partes por millón

$$\frac{\%}{100} = \frac{X}{10^6}$$

Ejemplo: Si se dispone de una disolución de cloruro de potasio al 0,9 % en masa de soluto. ¿Cuál será su concentración expresada en:

- a) Tanto por mil.
- b) Partes por millón.

Respuestas:

$$\text{a) } \frac{0,9}{100} = \frac{X}{1000} \quad X=9, \text{ luego la concentración de la disolución es 9 por mil.}$$

$$\text{b) } \frac{0,9}{100} = \frac{X}{10^6} \quad X=9 \times 10^3, \text{ luego la concentración de la disolución es 9 000 ppm.}$$

??? Tareas de aprendizaje.

2.57 ¿Qué nos expresan los valores de concentraciones siguientes?:

- a) $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol. L}^{-1}$
- b) $c(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2 \text{ mol. L}^{-1}$

c) $\rho(\text{HNO}_3) = 994 \text{ g. L}^{-1}$

2.58 Calcule la concentración de cantidad de sustancia del soluto disuelto en cada una de las disoluciones siguientes:

a) 112 g de hidróxido de potasio disueltos en 4 L de disolución.

b) 0,0146 kg de cloruro de hidrógeno disueltos en 0,5 L de disolución.

c) 11,7 g de cloruro de sodio disueltos en 0,1 L de disolución.

2.59 Calcule cuantos gramos de soluto son necesarios para preparar:

a) 0,5 L de disolución de hidróxido de sodio de $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol. L}^{-1}$.

b) 100 mL de disolución de sulfato de sodio de $c(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,5 \text{ mol. L}^{-1}$.

c) 500 mL de disolución de hidróxido de potasio de $c(\text{KOH}) = 0,5 \text{ mol. L}^{-1}$.

2.60 ¿qué volumen de disolución de $c(\text{Na}_2\text{SO}_4) 2 \text{ mol. L}^{-1}$ puede prepararse con 56,8 g de sulfato de sodio?

2.61 Se disuelven en agua 8 g de hidróxido de sodio hasta obtener 100 mL de disolución. Calcule:

a) Concentración de cantidad de sustancias.

b) Concentración másica.

2.62 Calcule los gramos de soluto necesarios para preparar 0,5 L de la disolución de yoduro de potasio de: $\rho(\text{KI}) = 10 \text{ g. L}^{-1}$

2.63 ¿Qué volumen de disolución de $\rho(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 84,8 \text{ g. L}^{-1}$ puede prepararse con 21,2 g de carbonato de sodio?

2.64 Si a 30 L de disolución de $c(\text{AgNO}_3) = 0,25 \text{ mol. L}^{-1}$ ¿Qué costo tendrá el nitrato de plata necesario para preparar dicha disolución, si este reactivo tiene un precio de 251,5 pesos el kilogramo?

2.65 Calcular el tanto por ciento en masa de soluto de cada una de las disoluciones siguientes:

a) 20 g de nitrato de potasio disueltos en 50 g de disolución.

b) 3,45 g de hidrogenocarbonato de sodio disueltos en 53,45 g de disolución.

c) 5 g de cloruro de bario disueltos en 20 g de disolución.

2.66 Se desea preparar 500 g de una disolución al 15 % en masa de cloruro de sodio. ¿Cuántos gramos de la sal se necesitan?

2.67 ¿Cuántos gramos de disolución al 5 % en masa de cloruro de potasio podrán prepararse, a partir de 20 g de esta sal?

2.68 Calcular el tanto por ciento en masa de soluto de cada una de las siguientes disoluciones:

a) 10 g de cloruro de potasio disueltos en 60 g de agua.

b) 7,5 g de nitrato de sodio disueltos en 42,5 g de agua.

c) 15 g de cloruro de sodio disueltos en 100 g de agua.

2.69 ¿Cuántos gramos de agua son necesarios para preparar una disolución al 5% en masa a partir de 12 g de bromuro de amonio?

2.70 Calcular cuantos gramos de agua y cloruro de sodio se necesitan para obtener:

- a) 129 g de disolución a un 5% en masa
- b) 25 g de disolución a un 0,5% en masa.
- c) 120 kg de disolución a un 8 % en masa.

2.71 En el laboratorio se mezclan 30 g de disolución de nitrato de plata al 20 % en masa con 40 g de disolución de la misma sal de 10 % en masa. Calcule el tanto por ciento en masa de soluto de la nueva disolución obtenida.

2.72 A 500 g de una disolución al 10 % ácido sulfúrico se añaden 0,3 kg de agua. Calcule el tanto por ciento en masa de la disolución resultante.

Resumen del capítulo.

- El agua de fórmula H_2O es una sustancia constituida por moléculas polares en las que los átomos están unidos por enlaces covalentes polares, cuya estructura se explica por el modelo de hibridación (sp_3), obteniéndose un tetraedro con ángulo de enlace de $104,5^\circ$.
- Se presenta comúnmente como un líquido incoloro, inodoro e insípido, aunque puede aparecer en la naturaleza en los tres estados de agregación.
- A pesar de su pequeña masa molar (18 g/mol) el agua tiene alta temperatura de fusión y ebullición ($0^\circ C$ y $100^\circ C$ respectivamente). Se expande cuando se congela y se contrae cuando funde. Tiene además elevada capacidad calorífica, calor de fusión y vaporización.
- Las propiedades físicas anómalas que presenta el agua se debe a la interacción por puentes de hidrógeno que se establecen entre sus moléculas.
- La interacción por puente de hidrógeno o enlace por puente de hidrógeno es un tipo de interacción que se establece entre las moléculas cuando el átomo de hidrógeno está unido a átomos pequeños muy electronegativos como el oxígeno, nitrógeno y fluor y además, debe existir al menos un par de electrones no compartidos en la molécula.
- Otra propiedad importante del agua es que es considerada el disolvente universal porque disuelve sustancias moleculares polares y muchas sustancias iónicas.
- Denominamos sistemas dispersos a la mezcla de dos o más sustancias que se producen cuando una sustancia se distribuye en el seno de la otra. Se clasifican según el tamaño de las partículas en: suspensiones, coloides y disoluciones.
- Las disoluciones donde el disolvente es el agua se conocen como disoluciones acuosas y son importantes en la medicina tanto en la preparación de medicamentos como por el papel que desempeñan en el organismo.

- La concentración y composición cuantitativa de una disolución, es la relación que existe entre el soluto y la disolución; y en ocasiones el disolvente. Puede expresarse en diferentes formas, en dependencia de la magnitud (masa, cantidad de sustancia o volumen) que se escoja para caracterizar el soluto y al disolvente en la disolución.

Ejercicios para la consolidación.

- 2.73 Selecciona cuáles de los enunciados siguientes son falsos. Explique su respuesta en cada caso.
- El enlace por puente de hidrógeno se forma entre el hidrógeno y elementos muy electronegativos como el flúor y el dioxígeno.
 - Las moléculas de agua son apolares.
 - Los componentes de una disolución son observables a simple vista.
 - La solubilidad de los gases se favorece al aumentar la temperatura.
 - La elevada temperatura de ebullición y fusión del agua se debe a la presencia de interacciones por puentes de hidrógeno entre sus moléculas.
- 2.74 La vida, tal como la conocemos, depende del agua; por ello resulta imprescindible para todos los organismos vivos. Argumente la importancia biológica de esta sustancia.
- 2.75 El agua puede aparecer como producto de una reacción química, como ocurre en la reacción de neutralización, o en la descomposición por efecto del calor de un hidróxido metálico poco soluble. Ejemplifique estos hechos empleando ecuaciones químicas con las sustancias representadas a continuación: HCl, NaOH y Cu(OH)₂.
- 2.76 Realice un recorrido por su comunidad y elabore un inventario de actividades que se realizan en la misma. Identifique cuál o cuáles de ellas pueden contaminar el agua.
- 2.77 Si su Escuela Pedagógica está ubicada en el campo o tiene cerca un organopónico, indague con el personal vinculado a las labores agrícolas qué fertilizantes y pesticidas utilizan. Realice una búsqueda bibliográfica sobre los perjuicios que pueden ocasionar al agua.
- 2.78 Complete el cuadro siguiente:

		Solubilidad en
--	--	----------------

Soluto	Naturaleza del soluto	Agua (H ₂ O)	Tetracloruro de carbono (CCl ₄)
NaI			Poco soluble
Br ₂ (g)	Molecular		
SO ₃ (g)		soluble	
Na ₂ SO ₄			

2.79 Elabora un resumen sobre los factores relacionados con la velocidad de disolución de los sólidos en los líquidos teniendo en cuenta los aspectos siguientes:

- grado de división del soluto.
- Temperatura
- Agitación.

2.80 Determine cuál o cuales de los planteamientos siguientes son verdaderos o falsos. Justifique los falsos.

___ Los sistemas dispersos están constituidos por una fase dispersante y una sustancia dispersa.

___ Las disoluciones son sistemas heterogéneos, cuya composición no varía.

___ Al añadir soluto en una disolución sobresaturada, precipita la masa de soluto añadida más un porcentaje del que estaba disuelto.

___ Las interacciones soluto- soluto no favorecen el proceso de disolución.

___ El agua no disuelve la sal KCl.

2.81 En el laboratorio químico usted prepara 100 g de disolución al 3 % en masa de sulfato de amonio. Describa los procedimientos seguidos. ¿Cuales de las operaciones realizadas han tenido como finalidad aumentar la velocidad del proceso de disolución?

2.82 En condiciones de laboratorio se dispone de una disolución saturada de cloruro de potasio en 100 g de agua a 40 °C. La misma se enfría agitando hasta 20 °C. Consultando la tabla 2.5, responda:

a) ¿Qué masa de soluto cristalizará?

b) Si el soluto cristalizado se disuelve en agua hasta obtener un 0,5 L de disolución, ¿Qué concentración de cantidad de sustancia tendrá el soluto en la nueva

disolución?

- 2.83 Laboratorio se preparan 0,25 L de una disolución de sulfato de potasio, disolviendo 6 g de la sal en agua.
- Calcule la cantidad de sustancia contenida en la masa de la sal.
 - Determine la concentración de la cantidad de sustancia del soluto en la disolución.
- 2.84 Calcule el tanto por ciento en masa de soluto de cada una de las siguientes disoluciones:
- 10 g de cloruro de calcio disueltos en 60 g de agua.
 - 7,5 g de nitrato de potasio disueltos en 42,5 g de agua.
 - 15 g de cloruro de sodio disueltos en 100 g de agua.
- 2.85 Para ensayos de laboratorio se deben preparar 500 g de una disolución al 15% en masa de nitrato de plata. ¿Cuántos gramos de la sal se necesitan?
- 2.86 ¿Cuántos gramos de disolución al 5% en masa de sulfato de sodio podrán prepararse, a partir de 20 g de esta sal?

Capítulo 3. NOCIONES GENERALES DE QUÍMICA ORGÁNICA

Introducción

En la actualidad están 4, 5 millones de sustancias químicas y de ellas 4 millones contienen carbono. Los compuestos de este elemento tienen amplio uso industrial y tecnológico del mundo moderno.

El carbono es un elemento químico de extraordinaria importancia, la mayoría de sus compuestos constituyen la base de los organismos vivos, incluyendo al propio hombre. La propiedad del átomo de carbono de unirse con él o con átomos de otros elementos, es la causa de la gran cantidad de compuestos de este elemento que se conocen. Entre ellos se encuentran los hidrocarburos, los alcoholes, los carbohidratos y las proteínas, las cuales difieren en muchas de sus propiedades de otros compuestos de tal forma ya estudiados, como son sus óxidos, hidrógenocarbonatos y los carbonatos. Estos se clasifican como compuestos inorgánicos mientras que los primeros se conocen como sustancias orgánicas. Los compuestos orgánicos tienen aplicaciones en fines diversos como: la agricultura (plaguicidas y fertilizantes), la industria del plástico, cosmética, refrigerantes y otros usos. Este capítulo se dedica al estudio de los compuestos orgánicos.

3.1 Importancia y objeto de estudio de la Química Orgánica. Propiedades generales de los compuestos orgánicos. Cadenas carbonadas abiertas y cíclicas.

A comienzos del siglo XIX se reconocía a la Química Orgánica como la química de los compuestos derivados de fuentes animales y vegetales y se estimaba que era indispensable la contribución de la llamada "fuerza vital" para la formación de estas sustancias.

No es hasta mediados de este siglo que la química orgánica adquiere carácter presidencial con los trabajos, entre otros, de los científicos F. Wohler, quien demostró en 1828 que podían obtenerse sustancias orgánicas a partir de sustancias inorgánicas¹ sin la intervención de organismos o fuerza vital alguna y A.M. Butlerov, quien en 1861 presentó sus trabajos relacionados con la teoría de la estructura química.

La química orgánica es una rama de la ciencia química que estudia las estructuras, propiedades, método obtención, etc., de estas sustancias. La química orgánica también recibe el nombre de química del carbono, pues todos los compuestos orgánicos poseen como elemento común el carbono. Además de carbono e hidrógeno los compuestos orgánicos suelen presentar otros elementos tales como: halógenos, oxígeno, nitrógeno, azufre, fósforo y determinados metales.

Las propiedades de las sustancias orgánicas dependen fundamentalmente de los enlaces existentes entre los átomos que lo forman, así como de su disposición espacial.

Estas sustancias presentan enlaces covalentes muy fuertes entre sus átomos, por lo que realmente sus reacciones son lentas y tienen una alta energía de activación. Esto determina que para su producción de manera apreciable muchas de ellas requieran la presencia de un catalizador. Son generalmente apolares, por lo que son pocos solubles en disolventes polares como el agua y tienen bajas temperaturas de fusión y de ebullición debido a que las sin intersecciones entre sus moléculas son débiles. Son malas conductoras de la corriente eléctrica. Las propiedades anteriores corresponden a compuestos moleculares.

En la actualidad el desarrollo de la Química Orgánica es impetuoso. El hombre de hoy es capaz de producir los plásticos, los colorantes, las proteínas, las medicinas (en general la mayoría de los medicamentos son sustancias orgánicas) e infinidad de otras sustancias, gracias a la química orgánica.

El estudio de la química orgánica brinda infinitas posibilidades en la solución de diversos problemas que constituyen necesidades del mundo moderno.

De todo lo anterior se debe deducir que el estudio de la Química Orgánica reviste una gran importancia.

Propiedades generales de los compuestos orgánicos.

¹ F. Wöhler obtuvo, además, por primera vez una sustancia orgánica, la urea (CON_2H_2) a partir del calentamiento de una sustancia orgánica, el cianato de amonio (NH_4CON). Esto fue un duro golpe a las teorías de la época que consideraban que las sustancias orgánicas sólo se podían obtener por los organismos vivos bajo la influencia de un "soplo vital" especial.

Resulta interesante conocer que a pesar de ocupar el elemento carbono el lugar duodécimo entre los elementos más abundantes en el sistema periódico, se conocen más de un millón de compuestos orgánicos y que este valor exceda en varios cientos de miles a los compuestos inorgánicos.

La prolífera naturaleza del carbono se puede ilustrar observando en el número de compuestos binarios hidrogenados de los elementos del segundo período de la tabla periódica (tabla 3,1)

Tabla 3.1. Número de compuestos binarios hidrogenados de los elementos del segundo período de la tabla periódica.

Grupo	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Elemento	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Número de hidruros	1	1	7	≈ 2300	6	2	1	0

¿Qué propiedades le dan al carbono esta situación única entre estos elementos de la tabla periódica?

El átomo de carbono tiene un radio atómico pequeño y cuatro electrones (es tetravalente) en su último nivel de energía, por ello puede formar igual número de enlaces químicos covalentes con átomos de otros elementos monovalentes como el hidrógeno. Pero el carbono se puede enlazar de forma covalente a un segundo átomo de carbono, a un tercer átomo de carbono y a un cuarto átomo de carbono y así formar largas cadenas carbonadas.

En la tabla 3,2 se presentan los nombres y fórmulas de algunos compuestos del carbono, incluyendo las fórmulas estructurales, las que indican el orden en que se unen los átomos en las moléculas. En este tipo de representación se presentan las fórmulas desarrolladas y semidesarrolladas. En las fórmulas desarrolladas cada enlace formado por un par de electrones se representa por una raya. Las fórmulas semidesarrollada constituyen una forma abreviada de escribir las fórmulas primeramente citadas. Las fórmulas estructurales no representan la disposición espacial de los átomos.

Tabla 3.2. Nombres y fórmulas de algunos compuestos de carbono.

Nombre	Fórmula global	Fórmula estructural desarrollada	Fórmula estructural semidesarrollada
Metano	CH ₄	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	CH ₄
Etano	C ₂ H ₆	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H} - \text{C} - \text{C} - \text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	CH ₃ - CH ₃

Clorometano	CH ₃ Cl	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{Cl} \\ \\ \text{H} \end{array}$	CH ₃ -Cl
Metilamina	CH ₅ N	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{N}-\text{H} \\ \quad \cdot\cdot \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{CH}_3\text{NH}_2 \end{array}$

Cadenas carbonadas abiertas y cíclicas.

La cadena carbonada en un compuesto orgánico es la que se produce entre enlaces de varios átomos de carbono entre sí, en ella se clasifica como carbono primario aquel que está enlazado solo a un átomo de carbono, carbono secundario cuando se encuentra enlazado con dos átomos de carbono y carbono terciario si está enlazado a tres átomos de carbono.

Las cadenas carbonadas pueden tener varias formas y en dependencia de estas se clasifican en abiertas o acíclicas y en cerradas y cíclicas. Las cadenas abiertas pueden ser lineales o ramificadas.

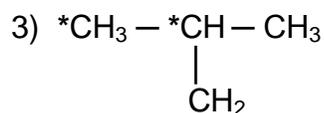
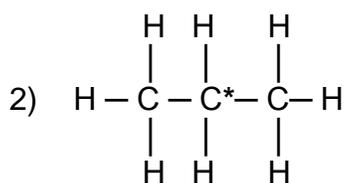
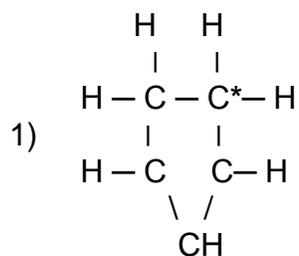
Tabla 3.3 Nombres y fórmulas de compuestos con diferentes cadenas.

Tipo de cadena	Nombre	Fórmula estructural desarrollada	Fórmula estructural semidesarrollada
Cadena lineal	butano	$\begin{array}{cccc} \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} \\ & & & \\ \text{H}-\text{C} & -\text{C} & -\text{C} & -\text{C}-\text{H} \\ & & & \\ \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} \end{array}$	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃
Cadena ramificada	metilpropano	$\begin{array}{cccc} & & \text{H} & \\ & & & \\ & \text{H} & \text{H}-\text{C} & -\text{H} & \text{H} \\ & & & & \\ \text{H}-\text{C} & -\text{C} & -\text{C} & -\text{H} \\ & & & \\ \text{H} & \text{H} & \text{H} & \end{array}$	CH ₃ -CH ₂ -CH ₃

Cadena Cíclica	ciclobutano	$ \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array} $	$ \begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2 \\ \quad \\ \text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2 \end{array} $
----------------	-------------	--	--

??? Tareas de aprendizaje.

3.1 A continuación se presentan tres cadenas carbonadas:



a) Clasifique los compuestos en lineal, cíclico o ramificado de acuerdo a su cadena.

b) Clasifique de cada uno de ellos, los carbonos señalados por un asterisco en carbono primario, secundario o terciario según corresponda.

3.2. Analice en su casa los artículos de uso común y mencione tres que puede clasificar como compuestos orgánicos.

3.3 Investigue en su comunidad de qué manera los compuestos orgánicos contaminan o no el medio ambiente.

3.2 Hidrocarburos. Clasificación. Series homólogas. Variación de las propiedades físicas en las series homólogas de alcanos, alquenos y alquinos. Nomenclatura y notación química de los hidrocarburos saturados y no saturados. Isomería. Propiedades químicas. Nociones generales de compuestos aromáticos.

Seguramente se conocen las sustancias que se seleccionan a continuación.

Gasolina. Es una sustancia líquida que se utiliza como combustible y disolvente.

Aceites lubricantes. También recibe el nombre de petrolatos líquidos, siempre ante la fabricación de cosméticos y como laxantes.

Parafina. Es una mezcla de sustancias sólidas que se usa para afinar papeles, aumentar la consistencia de ungüentos y fabricar velas.

Muchas sustancias de interés en este capítulo se conocen como hidrocarburos, de ellas se podrá conocer ¿qué estructura tienen dichas sustancias?, ¿cuál es su función química? ¿cómo se pueden obtener?, ¿cuáles se derivan de ellas? Además, estudiará la naturaleza de los enlaces carbono - carbono en los diferentes tipos de hidrocarburos.

Hidrocarburos. Clasificación.

Los principales constituyentes de las sustancias orgánicas son el carbono, el hidrógeno, el oxígeno y el nitrógeno (C,H,O,N). Con frecuencia también aparece en el azufre, el fósforo, el cloro, etc.

Los compuestos orgánicos que están constituidos sólo por carbono e hidrógeno reciben el nombre de hidrocarburos.

Teniendo en cuenta su composición los hidrocarburos son los compuestos orgánicos más sencillos.

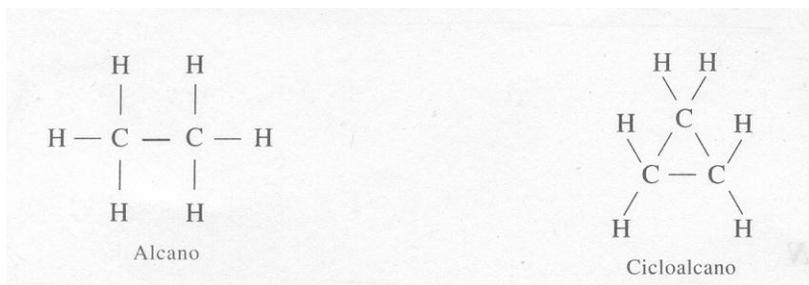
Clasificación.

Atendiendo a la estructura química de sus moléculas los hidrocarburos se clasifican según el tipo de enlace entre los átomos de carbono y la forma de la cadena carbonada de la manera siguiente:

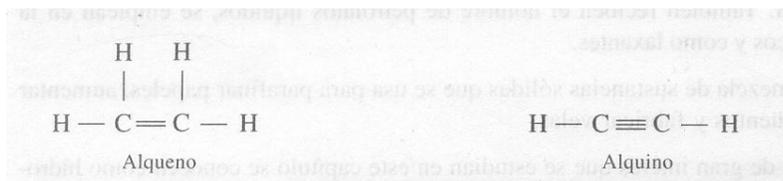
Según el tipo de enlace entre los átomos de carbonos, en hidrocarburos saturados y no saturados.

Según la forma de la cadena carbonada en hidrocarburos alifáticos y cíclicos.

En los hidrocarburos saturados los enlaces carbono - carbono son simples. Ejemplos de estos son los alcanos y los cicloalcanos:



En los hidrocarburos no saturados hay, al menos, un doble enlace o un triple enlace entre dos de los átomos de carbono de la cadena. Entre éstos se encuentran los alquenos (poseen un doble enlace) y los alquinos (tienen un triple enlace).



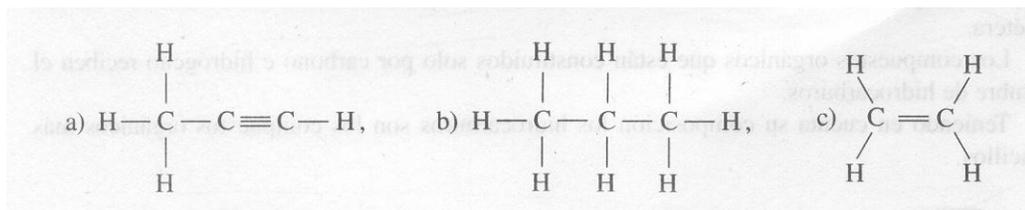
En los hidrocarburos alifáticos o alicíclicos sus cadenas carbonadas son abiertas (lineales o ramificadas), como ocurre en los alcanos, los alquenos y los alquinos.

Los hidrocarburos cíclicos tienen cadenas cerradas y pueden ser alicíclicos, por ejemplo, los cicloalcanos y aromáticos. Estos últimos serán relacionados con el benceno.

??? Tareas de aprendizaje

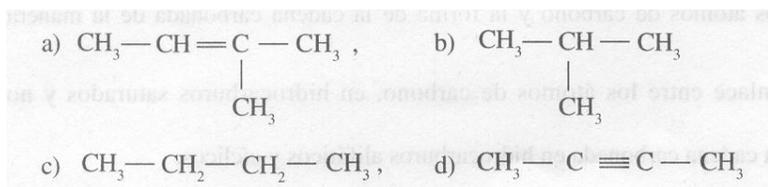
3.4 Resuma en un cuadro la clasificación de los hidrocarburos, atendiendo a su estructura química desde los dos puntos de vista estudiados.

3.5 A continuación se representan las cadenas carbonadas de tres compuestos.



¿Cuál de ellas corresponde a un hidrocarburo saturado? Explique.

3.6 Las fórmulas de cuatro hidrocarburos son:



- 1) Clasifiquen los hidrocarburos representados en alcanos, alquenos y alquinos.
- 2) ¿Qué analogía y que diferencia se manifiesta en las estructuras químicas de estos compuestos?

Hidrocarburos saturados. Serie homóloga. Propiedades físicas de los alcanos. Estructura.

Como ya se informó anteriormente los hidrocarburos saturados se clasifican en alcanos y cicloalcanos. Los alcanos son compuestos con enlaces covalentes de gran estabilidad. Son sustancias poco polares. Se encuentran en la naturaleza formando parte del petróleo y del gas natural.

Serie homóloga.

Una serie de compuestos de una función química que tienen estructuras y propiedades semejantes y que difieren en su composición en uno o varios grupos- CH₂-forman una serie homóloga.

Los miembros de las series reciben el nombre de homólogos. En la tabla 3.4 se representan los cinco primeros miembros de la serie homóloga de los hidrocarburos saturados.

Tabla 3.4. Serie homóloga de los alcanos.

Fórmula global	Semidesarrollada	Nombre
CH ₄	CH ₄	metano
C ₂ H ₆	CH ₃ — CH ₃	etano
C ₃ H ₈	CH ₃ — CH ₂ — CH ₃	propano
C ₄ H ₁₀	CH ₃ — CH ₂ — CH ₂ — CH ₃	butano
C ₅ H ₁₂	CH ₃ — CH ₂ — CH ₂ — CH ₂ — CH ₃	pentano

La fórmula general de los alcanos es C_nH_{2n+2} donde n representa el número de átomos de carbono en la molécula.

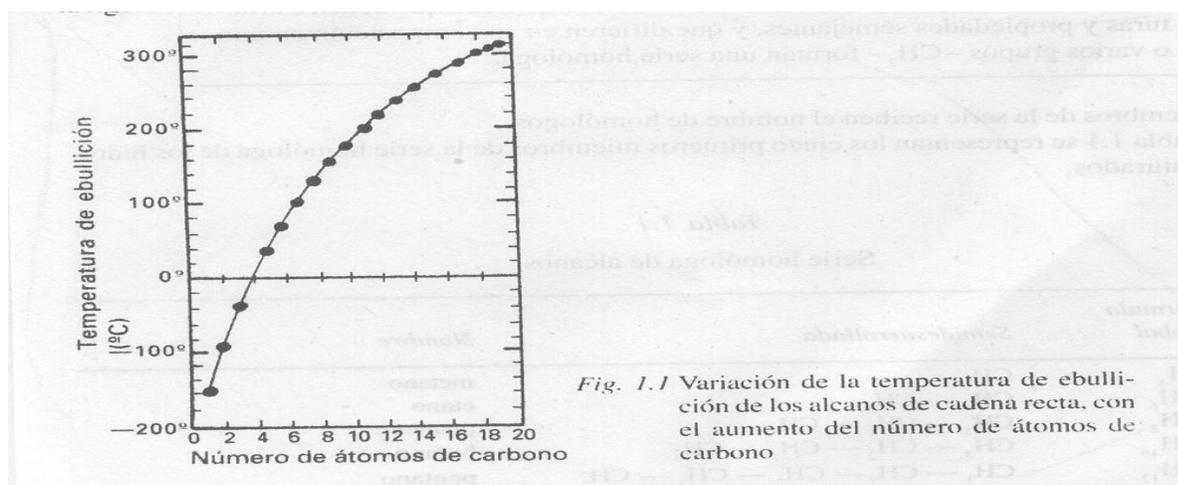
Propiedades físicas de los alcanos.

Los alcanos de cadena lineal que tienen de uno o cuatro átomos de carbono son gases incoloros, de 5 a 17 átomos de carbono son líquidos incoloros y de 18 átomos de carbono en adelante son sólidos incoloros, en general los alcanos no son conductores de la electricidad. Otras propiedades físicas como la viscosidad y la densidad, aumentan con regularidad con el aumento de la masa molar desde los primeros miembros de la serie. En la tabla 3.5 se muestran algunas propiedades físicas de los primeros miembros de la serie homóloga de los alcanos de cadena lineal.

Tabla 3.5. Propiedades físicas de algunos alcanos de la serie homóloga del metano.

Fórmula semidesarrollada	Nombre del compuesto	Densidad g/mL a 20 °C	Temp. de ebullición (°C)	Temp. de fusión (°C)
CH ₄	metano	—	-161,5	-182,5
CH ₃ — CH ₃	etano	—	-88,6	-183,5
CH ₃ — CH ₂ — CH ₃	propano	0,501	-42,1	-187,7
CH ₃ — CH ₂ — CH ₂ — CH ₃	butano	0,579	-0,5	-138,4
CH ₃ — CH ₂ — CH ₂ — CH ₂ — CH ₃	pentano	0,626	36,1	-129,7

El aumento de la temperatura de ebullición en los hidrocarburos de cadena lineal se muestra en la figura 1. 1.



Estructura.

Las propiedades físicas y químicas de alcanos y de todo compuestos orgánicos dependen, fundamentalmente de su estructura como composición cualitativa y cuantitativa, tipo de enlace químico, orden de unión de los átomos en la molécula y disposición espacial de estos.

En las moléculas de los alcanos los átomos de carbonos encuentran enlazados entre sí solamente por enlaces simples y el mismo tipo de enlace se produce con los átomos de hidrógeno.

El metano, el más sencillos de los alcanos está formado por una cómoda carbono unido a cuatro átomos de hidrógeno mediante enlaces covalentes energicamente iguales ($415\text{Kj} \cdot \text{mol}^{-1}$) y separados entre sí por un ángulo de $109^{\circ}28'$.

Un átomo de carbono aislado, en su estado de mayor energía, tiene dos electrones no apareados y dos apareados en su último nivel (figura 1.2).

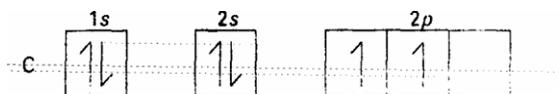


Figura 1. 2 distribución electrónica de un átomo de carbono aislado.

La distribución anterior no justifica la capacidad que posee el carbono de formar enlaces covalentes energéticamente iguales, lo cual se ha comprobado experimentalmente por si se considera que el par de electrones del subnivel 2s se desaparea (figura 1. 3), se logra justificar la existencia de los cuatro enlaces hidrógeno-carbono, pero no la igualdad energética, pues en ellos intervienen un orbital *s* y tres orbitales *p* de diferentes energías:

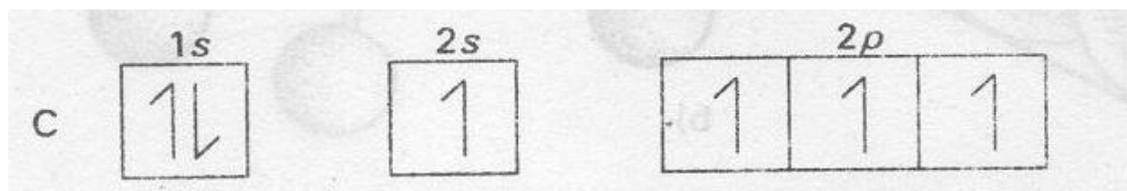


Figura 1.3 distribución electrónica de un átomo de carbono con cuatro electrones desapareados en el último nivel.

Al considerar la hibridación² del átomo de carbono no sólo se logra justificar la capacidad del carbono de formar cuatro enlaces y la igualdad energética de estos enlaces sino, además, ángulo entre ellos.

Según este modelo cuando un orbital *s* se une con tres orbitales *p* se forman cuatro orbitales sp_3 (figura 1. 4) de igual contenido energético:

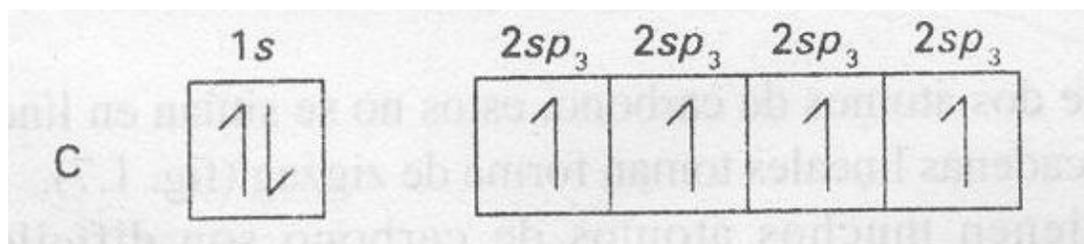
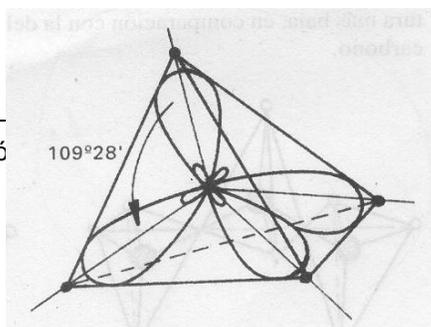


Figura 1. 4 distribución electrónica de un átomo de carbono con hibridación sp_3

Los cuatro orbitales híbridos sp_3 se encuentran extendidos en el espacio hacia los vértices de un tetraedro regular, de forma que el valor del ángulo que los separa es exactamente de $109^{\circ}28'$ (figura 1. 5).



² Hibridación

os formando igual número de orbitales híbridos

Figura 1. 5 Esquema de la hibridación sp_3 del átomo de carbono. Cada orbital híbrido está representado por una nube electrónica.

La representación tridimensional de la molécula de metano también se puede realizar cómo se muestra en la **figura 1. 6**.

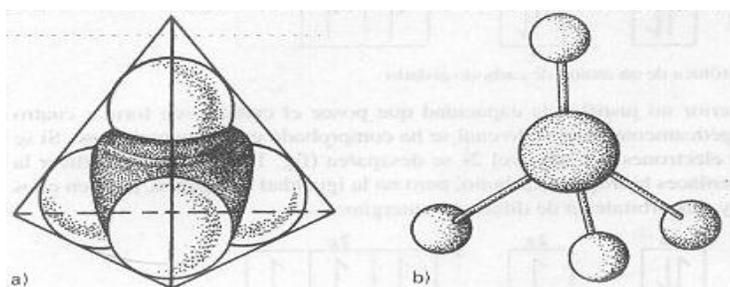


Figura 1. 6 la molécula de metano tienen una estructura tetraédrica: a) modelo de calotas; b) modelo de bolas y vástagos.

Los enlaces en las moléculas de los alcanos se forman mediante la superposición de un orbital sp_3 de un átomo de carbono con un orbital sp_3 el otro átomo de carbono o de un orbital s de un átomo de hidrógeno. Estos enlaces son de tipo sigma (σ) y se presentan en todos los alcanos.

Cuando se unen más de dos átomos de carbono, estos no se sitúan en línea recta, sino a partir de tres átomos, estas cadenas lineales toman formas de zigzag (**figura 1. 7**).

Las moléculas que tienen muchos átomos de carbono son difíciles de representar tridimensionalmente, por lo que se utilizan proyecciones planas.

Cuando las moléculas presentan ramificaciones (grupos unidos a la cadena principal) su forma tiende a ser esférica, por tal razón, el área de su superficie se reduce, disminuyen las fuerzas intermoleculares, llamadas de Van der Waals y las moléculas se separan a una temperatura más baja, en comparación con la del alcano de cadena lineal de igual número de átomos de carbono.

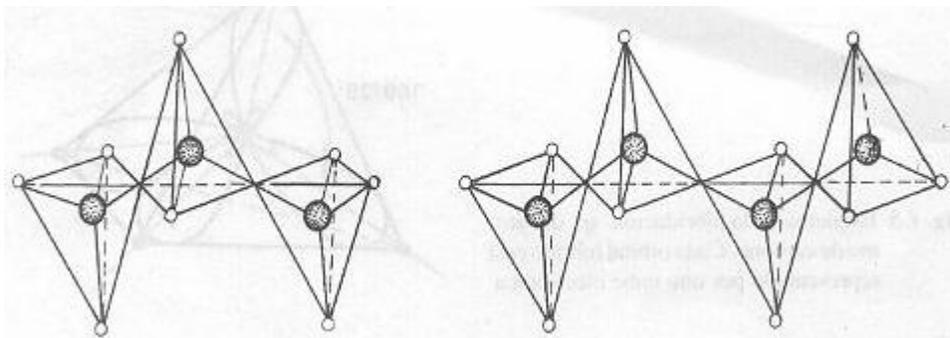


Figura 1. 7 esquema representativo del propano y el butano.

En los hidrocarburos saturados de cadena lineal la temperatura de fusión aumenta en el alargamiento de la cadena. En estos compuestos las moléculas que tienen número impar de átomos de carbono funden a temperaturas más bajas.

Las moléculas de los alcanos son apolares debido a que en los enlaces carbono- hidrógeno, las electronegatividades del carbono y del hidrógeno son muy parecidas y los enlaces carbono-carbono son apolares.

Las moléculas que tienen dos polos se denominan *dipolo*. Las moléculas polares tienen un momento dipolar elevado mientras que las moléculas no polares tendrán momentos nulos o muy pequeños. Las moléculas simétricas no tienen momento dipolar.

Por las razones antes mencionadas los hidrocarburos saturados son poco solubles en disolventes polares, con el agua se disuelven en compuestos no polares, por ejemplo, en otros hidrocarburos, pues son de naturaleza semejante.

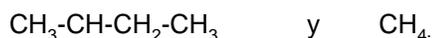
Los alcanos son menos densos que el agua, incluso los alcanos sólidos flotan en esta.

La densidad de los alcanos aumenta con el incremento de la masa molar, pues esta influye más que el aumento de volumen.

??? Tareas de aprendizaje.

3.7 ¿Porque se puede afirmar que los compuestos de fórmula C_2H_6 Y C_3H_8 , pertenecen a la misma serie homóloga?

3.8 Diga si son homólogos los compuestos representados a continuación. Explique.



3.8 Escriba las fórmulas estructurales semidesarrolladas del homólogo inferior y del superior, del pentano.

3.9 Tres alcanos diferentes tienen las masas molares siguientes $282 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ y $72 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Se

sabe que uno es un gas, otro un líquido y el último una sustancia sólida.

¿Qué masa molar corresponde a cada una?

¿Qué fórmula global tiene el compuesto gaseoso?

Represente una fórmula estructural semidesarrollada de un homólogo del compuesto líquido.

3.10 Argumente las afirmaciones siguientes:

a) El propano es un gas a temperatura ambiente.

b) La temperatura de ebullición del butano es mayor que la del etano.

c) Las temperaturas de ebullición y de fusión del butano son mayores que la del etano. El d) Alcano de fórmula C_5H_{12} es menos denso que el agua.

Utilice la **tabla 3.5** para apoyar su respuesta.

3.11 El etano (C_2H_6) es soluble en el disolvente orgánico tetracloruro de carbono, pero no lo es en agua. ¿Cómo se explica este hecho?

Nomenclatura y notación química de los alcanos

Nomenclatura de los alcanos de cadena lineal.

Los alcanos de cadena lineal se nombran utilizando un prefijo que indica el número de átomos de carbonos en la cadena, seguido del sufijo *ano*.

Las reglas que se utilizan para nombrar los alcanos son las emitidas por la **“Unión Internacional de la Química Pura y Aplicada” (UIQPA)**, cuyas siglas en Inglés son **IUPAC**.

En la **tabla 3.6** aparecen las fórmulas y los nombres de algunos alcanos de la serie homóloga del metano.

Tabla 3.6 Nombres de algunos alcanos de la serie homóloga del metano de cadena lineal.

No. de átomos de carbono	Prefijo	Formula semidesarrollada	Nombre
1	met	CH_4	metano
2	et	$CH_3 - CH_3$	etano
3	prop	$CH_3 - CH_2 - CH_3$	propano
4	but	$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3$	butano
5	pent	$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$	pentano
6	hex	$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$	hexano
7	hept	$CH_3 - (CH_2)_5 - CH_3$	heptano
8	oct	$CH_3 - (CH_2)_6 - CH_3$	octano
9	non	$CH_3 - (CH_2)_7 - CH_3$	nonano
10	dec	$CH_3 - (CH_2)_8 - CH_3$	decano

Grupos alquilos.

Los grupos alquilos están formados por la eliminación de un átomo de hidrógeno en la molécula de un hidrocarburo saturado.

Estos grupos se encuentran unidos a otros átomos o grupos de átomos.

Los grupos se nombran cambiando la terminación *ano* del alcano por el prefijo *il* o *ilo*. Por ejemplo, si a la molécula de metano, CH_4 se le elimina un átomo de hidrógeno se obtiene el grupo *metil* o *metilo* $-\text{CH}_3$; de la molécula de etano se forma el grupo *etil* o *etilo*, $-\text{C}_2\text{H}_5$ y así sucesivamente.

Nomenclatura de los alcanos de cadena ramificada.

Los hidrocarburos saturados de cadena ramificada se nombran siguiendo las reglas siguientes:

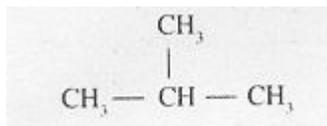
1ero. Se selecciona la cadena más larga o cadena principal y se enumera empezando por el extremo que tenga más cerca una ramificación. Si hay dos ramificaciones igualmente distantes de los extremos, se comienza a numerar a partir del extremo más próximo a la más sencilla.

2do. Se nombran a los grupos alquinos en orden alfabético, indicando, con un número, si es necesario, la posición en la cadena principal.

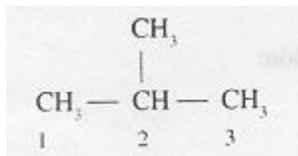
3ro. Los números se separan de los nombres de los radicales mediante guiones y cuando hay varios números se separan por comas. Los nombres de los grupos se agregan como sufijos al nombre básico de la cadena principal³.

Ejemplo 1.

Para nombrar el alcano de fórmula:



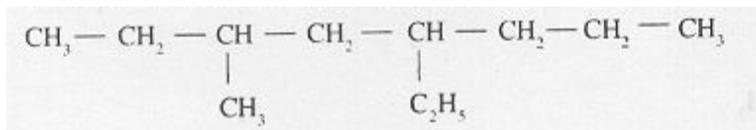
Se determina la cadena principal, comenzando por cualquier carbono terminal; tiene tres átomos de carbono:



El grupo metilo se encuentra unido al carbono 2 (única posición posible). Por tanto, el nombre de este alcano es metilpropano.

Ejemplo 2

Para nombrar el alcano cuya fórmula es:



³ Hay reglas adicionales que se utilizan para nombrar los alcanos más complejos., las anteriores son suficientes para nombrar los compuestos que se utilizan en este curso.

Se determina la cadena más larga que es la que tiene ocho átomos de carbono y dos ramificaciones: el grupo metilo (el más cercano a uno de los extremos de la cadena) está en el carbono 3 y el grupo etilo en el carbono 5.

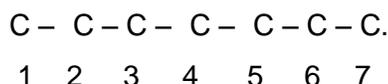
Se colocan los números delante de los nombres de los grupos y se ordenan alfabéticamente. Por tanto, el nombre de este alcano es: 5-eti-3-metiloctano

Conociendo el nombre de un hidrocarburo saturado se puede escribir su fórmula.

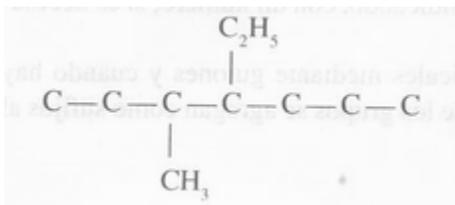
Ejemplo 3.

Para formular el compuesto 4-etil-3-metilheptano.

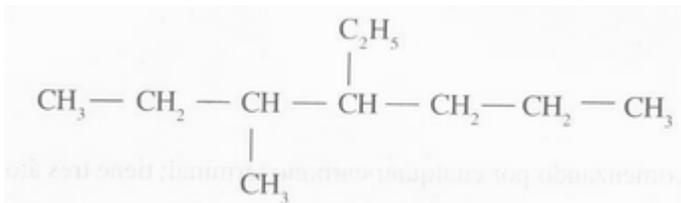
1ero. Se representa la cadena más larga.



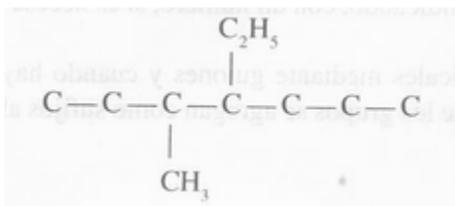
2do. Se representan los grupos en las posiciones 3, el metilo y 4, el etilo.



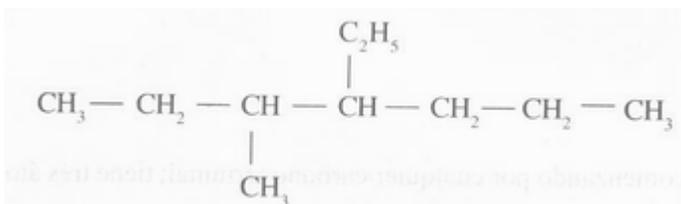
3ro. Se completa cada átomo de carbono con el número de átomos de hidrógenos que lo satura.



2do. Se representan los grupos en las posiciones 3, el metilo y 4, el etilo.

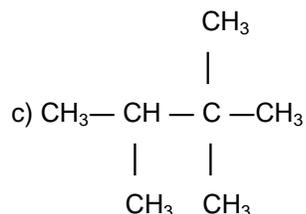
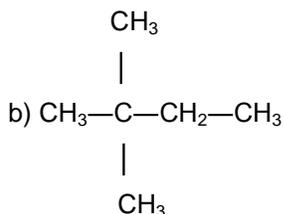
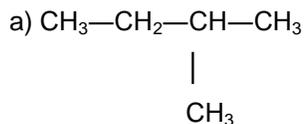


3ro. Se completa cada átomo de carbono con el número de átomos de hidrógenos que lo satura.



??? Tareas de aprendizaje.

3.12 Escriba el nombre de los alcanos que se representan a continuación:



3.13 Escriba la fórmula estructural semidesarrollada de los alcanos siguientes:

a) 2 - metilheptano.

b) 2, 2, 3 - trimetilbutano.

c) 5 - etil - 3, 3 - dimetiloctano.

3.14 Escriba la fórmula estructural semidesarrollada de un alcano ramificado, de fórmula global C_8H_{18} y que posee dos átomos de carbono unidos cada uno a cuatro átomos de carbono.

3.15 Represente las fórmulas posibles de un hidrocarburo saturado que posee 10 átomos de carbono en la cadena principal, con un grupo etilo en el cuarto átomo de carbono y otro en el séptimo átomo de carbono.

3.16 Represente las fórmulas estructurales semidesarrolladas de los alcanos que se nombran a continuación y explique si estos nombres son correctos:

a) 5 - metilhexano.

b) 1 - metilpropano.

c) 2, 4, 5 - trimetilhexano.

d) 2, 3 - dimetilpentano.

3.17 Escriba las fórmulas de los alcanos que se utilizan como combustibles en las cocinas. Sabiendo que son dos y que la suma total de los átomos de carbono de dos moléculas es 7

Isomería en los alcanos.

La isomería se manifiesta cuando dos o más sustancias poseen la misma composición cualitativa y cuantitativa, pero diferente estructura.

Los compuestos con distinta estructura e igual fórmula molecular reciben el nombre de isómeros.

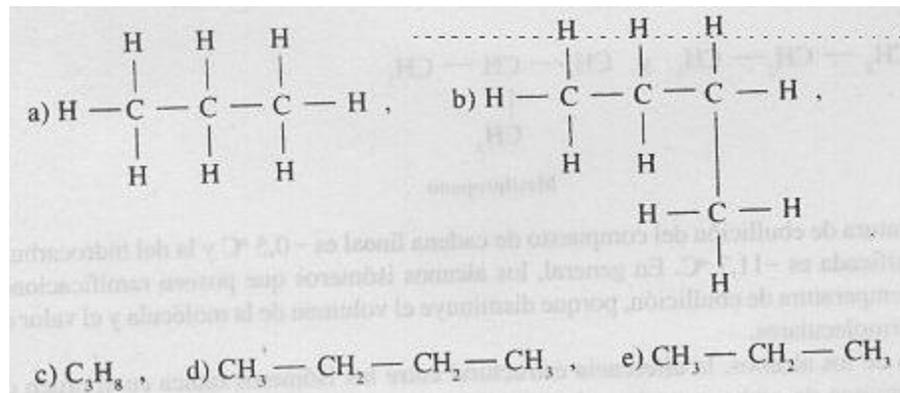
Las propiedades físicas y químicas de los compuestos isómeros son disímiles porque sus estructuras son diferentes.

Dos sustancias pueden tener la misma composición cualitativa y cuantitativa y no tener las mismas propiedades.

3.20 Escriba la fórmula lineal del alcano que tiene ocho átomos de carbono. Escriba las fórmulas estructurales semidesarrolladas de 2 isómeros de cadena de este alcano.

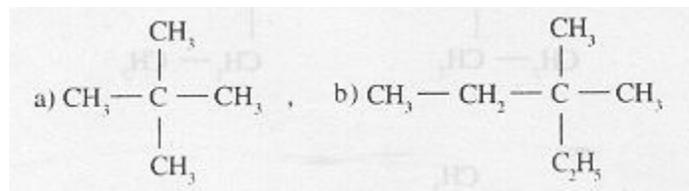
¿Cuál de los isómeros del inciso a) tiene mayor temperatura de ebullición? Explique.

3.21 Analice las fórmulas siguientes:



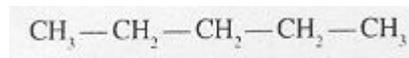
¿Cuántas sustancias están representadas? Explique. Nombre las sustancias representadas en b) y c).

3.22 Escriba las fórmulas estructurales semidesarrolladas de los posibles isómeros de cada una de las sustancias representadas y nómbralos:



3.23 Escriba las fórmulas estructurales semidesarrolladas y los nombres de todos los isómeros de fórmula global C_8H_{18} .

3.24 Escriba las fórmulas estructurales desarrolladas de 2 homólogos y de 2 isómeros de la sustancia cuya fórmula es:



¿Cuál de los dos isómeros tiene mayor temperatura ebullición? Nombre todos los compuestos representados.

Propiedades químicas de los alcanos.

Las propiedades químicas de las sustancias están dadas por su estructura y las reacciones en que estas participan.

En general a temperatura ambiente los alcanos son poco reactivos, de ahí su nombre antiguo de parafina⁵.

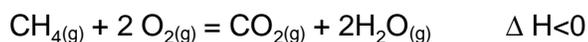
Los alcanos no reaccionan con una disolución de hidróxido de sodio o de potasio a temperaturas inferiores a 100 °C, ni con ácido sulfúrico o ácido nítrico, ni con agentes oxidantes tan fuertes como el permanganato de potasio o el dicromato de potasio.

Entre las relaciones más importantes en que intervienen los alcanos se encuentra la combustión.

Reacción de combustión.

Los alcanos reaccionan con el dioxígeno por un o con el del aire mediante la acción de una chispa o llama, desprendiendo gran cantidad de energía térmica y luminosa.

En la reacción de un alcano con suficiente dioxígeno se obtiene dióxido de carbono y agua. Esta reacción se denomina *combustión completa*. La ecuación de la combustión completa del metano es:



En la combustión completa de un alcano este arde con una llama no luminosa, pues toda la masa de carbono que compone al alcano se oxida al dióxido de carbono.

En la reacción de un alcano con déficit de dioxígeno se forma monóxido de carbono y negro de humo u hollín, además de dióxido de carbono y agua. Esta reacción recibe el nombre de *combustión incompleta*.

Durante la combustión incompleta de un alcano este arde con una llama luminosa, porque parte de la masa de carbono del alcano se oxida a monóxido de carbono y negro de humo como u hollín (constituido por partículas de carbón).

Los alcanos participan en otras reacciones llamadas de halogenación. Las sustancias simples dicloro y dibromo reaccionan con los alcanos en presencia de luz ultravioleta.

Como en estas reacciones el halógeno sustituye a uno o más átomos de hidrógeno del alcano, este tipo de reacción se nombra reacción de *sustitución*. En ellas se forma un derivado halogenado.

??? Tareas de aprendizaje.

3.25 Escriba la ecuación que representa la combustión completa del propano.

⁵ Del latín parum poco, affinus afinidad.

- 3.26 ¿Qué masa de dióxígeno se necesita para la combustión completa de 12 g de metano?
- 3.27 Determine la fórmula de un hidrocarburo saturado que necesita para su combustión el doble de su volumen de dióxígeno.
- 3.28 En la combustión completa de 2 mol de un hidrocarburo saturado se obtiene 264 g de dióxido de carbono.
- a) Escriba la fórmula estructural semidesarrollada del hidrocarburo.
- b) Escriba la ecuación que representa la propiedad química de este compuesto.
- 3.29 Escriba la ecuación ajustada de la combustión completa de un alcano de fórmula C_8H_{18} , si se sabe que se oxida a dióxido de carbono y agua.

Alquenos. Serie homóloga. Propiedades físicas. Estructura.

Serie homóloga. Propiedades Físicas.

Los alquenos denominados también olefinas⁶ son hidrocarburos no saturados cuya característica esencial desde el punto de vista de su estructura es la existencia de un doble enlace carbono-carbono en sus moléculas.

Por esta razón, estos compuestos contienen dos átomos de hidrógeno menos que los alcanos de igual número de átomos de carbono. De ahí que la fórmula general de los alquenos es C_nH_{2n} .

El alqueno de estructura más sencilla es el eteno. Al igual que ocurre en la serie homóloga del metano, las propiedades físicas en la serie homóloga del eteno varían con el aumento de su masa molar. Las fórmulas, los nombres y algunas propiedades físicas de los primeros cinco miembros de la serie homóloga del eteno se ofrecen en la tabla 3.7.

Tabla 3.7. Algunos alquenos de la serie homóloga del eteno y sus propiedades físicas

<i>Formula semidesarrollada</i>	<i>Nombre del alqueno</i>	<i>Densidad (g/mL)</i>	<i>Temperatura de ebullición (°C)</i>	<i>Temperatura de fusión (°C)</i>
$CH_2=CH_2$	eteno	0,566	- 102	-169
$CH_2=CH - CH_3$	propeno	0,609	- 48	- 185

⁶ El nombre de olefinas (gas oleificante) se debe a que en las reacciones con dicloro o dibromo producen una sustancia aceitosa.

$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	1 buteno	0,625	- 6,5	- 130
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	1 penteno	0,641	30,1	-
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{(CH}_2\text{)}_3-\text{CH}_3$	1 hexeno	0,675	63,5	-138

A medida que se incrementa el número de grupos metileno (CH_2) y, por tanto, la masa molar, aumentan consecutivamente la densidad y la temperatura de ebullición de los homólogos del eteno y de modo irregular la temperatura de fusión. En general, las temperaturas de ebullición y de fusión de los alquenos son bastantes similares a la de los alcanos de igual número de átomos de carbono, de sus respectivas series homólogas.

Los alquenos de hasta 4 átomos de carbono son gases los de 5 a 17 átomos de carbono son líquidos y los restantes son sólidos a temperatura ambiente. Todos son poco solubles en agua y solubles en disolventes de baja polaridad.

El conocimiento de la estructura electrónica de las moléculas permite interpretar las propiedades de los compuestos en general y predecir su posible comportamiento químico.

El estudio de la estructura del eteno, representante más simple de los alquenos facilita el análisis del doble enlace carbono-carbono, característico de esta función.

Estructura.

Los hechos experimentales han demostrado que en la molécula del eteno los cuatro enlaces carbono-hidrógeno son energéticamente iguales; que los dos enlaces carbono-carbono tienen diferente energía: que el ángulo de enlace C - C - H es de 121° y el H - C - H de 117.5° y que todos los átomos se encuentran en un mismo plano.

El modelo que se utiliza para explicar esta estructura del eteno es la hibridación sp_2 , del átomo de carbono. Según este modelo, cuando en el átomo de carbono (como el representado en figura 1.3, de alcanos) se une un orbital s con dos orbitales p se forman tres orbitales híbridos sp_2 y queda un orbital p sin hibridar (fig. 1.8).

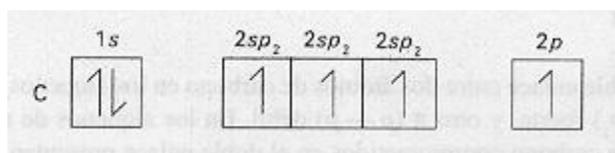
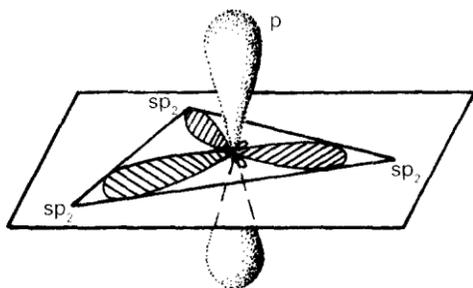


Fig. 1.8 Distribución electrónica de un átomo de carbono con hibridación sp_2 ,

Los tres orbitales híbridos sp_2 , forman entre sí ángulos de 121° y son coplanares.



(fig. 1.9).Esquema de la hibridación sp_2 del átomo de carbono.

En la molécula de eteno, dos de los orbitales híbridos sp_2 de cada átomo de carbono se solapan frontalmente con los orbitales s de los átomos de hidrógeno, formándose así cuatro enlaces carbono-hidrógeno (sp_2-s) de tipo σ , que tienen igual contenido energético. Los terceros orbitales híbridos sp_2 de cada átomo de carbono se solapan entre sí originándose un enlace carbono-carbono (sp_2-sp_2) de tipo σ (fig.1.10).

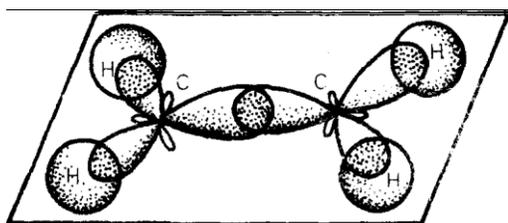
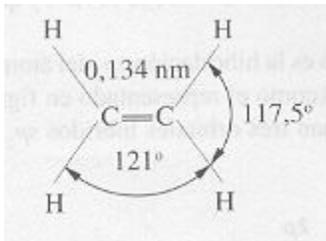


Fig. 1.10 Esquema de los enlaces σ carbono-hidrógeno (sp_2-s) y carbono-carbono (sp_2-sp_2) en la molécula de eteno.

El solapamiento lateral de los orbitales p (uno de cada átomo de carbono), que poseen un electrón sin aparear, forma el otro enlace carbono-carbono: ($p-p$) de tipo π (**figura 1.11**). La molécula de eteno puede representarse como se ilustra en la **figura 1.12**.

La distancia del enlace carbono-carbono en el eteno es de $0,134$ nm, mientras que en el etano es $0,154$ nm. La energía total del doble enlace es de 609 kJ, estimándose que la del enlace σ es de 345 kJ y la del enlace π , 259 kJ.



En resumen el doble enlace entre dos átomos de carbono en los alquenos está constituido por un enlace σ ($sp_2 - sp_2$) fuerte y otro π ($p - p$) débil. En los alquenos de más de dos átomos de carbono los átomos de carbono comprendidos en el doble enlace presentan hibridación sp_2 y el resto sp_3 .

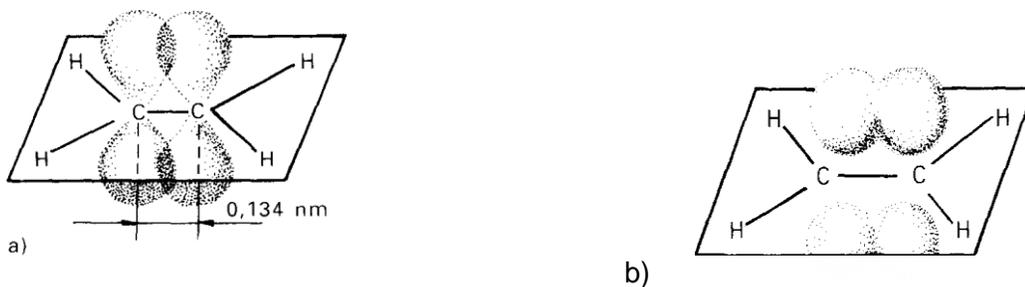


Fig. 1.11 Esquema del enlace π carbono-carbono en la molécula de eteno: a) las nubes electrónicas de los orbitales p son perpendiculares al plano de la molécula y su solapamiento ocurre por encima y por debajo de este; b) los electrones del enlace forman una nube electrónica común a ambos átomos.

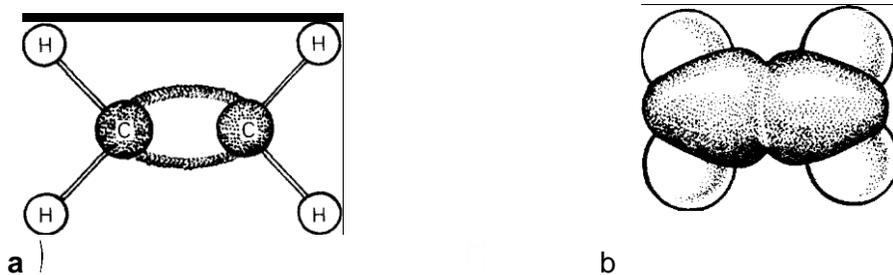


Fig. 1.12 Estructura de la molécula de eteno: a) modelo de bolas b) modelo de calotas

La causa de que los alquenos tengan bajas temperaturas de ebullición y de fusión está dada por la baja polaridad de sus moléculas, la cual está determinada por el tipo de enlace entre los átomos de carbono y de carbono e hidrógeno.

Las fuerzas de atracción entre estas moléculas son débiles del tipo Van der Waals; no obstante, debido al solapamiento lateral de los orbitales p los electrones π tienen una gran movilidad y se

desplazan fácilmente. Esto hace que los átomos de carbono del doble enlace carbono-carbono sean más electronegativos que los saturados y que las moléculas de los alquenos, tengan una ligera polaridad con respecto a la de los alcanos pero tan pequeña que sus propiedades físicas son muy parecidas. Los alquenos en general se disuelven mal en el agua, pero algo mejor que los alcanos correspondientes. No debemos olvidar que a partir del eteno, los alquenos presentan grupos alquilos unidos al doble enlace con estructura similar a la de los alcanos.

En la medida que aumenta la masa molar de los alquenos de cadena lineal aumenta el carácter apolar de la molécula y, por tanto disminuye aún más su solubilidad en agua.

??? Tareas de aprendizaje.

3.30 Escriba las fórmulas estructurales de un alcano y un alqueno constituidos por tres átomos de carbono y diga qué semejanzas y diferencias hay entre ambos compuestos representados en cuanto a: La composición cualitativa y cuantitativa. b) La estructura molecular. Las propiedades físicas siguientes:

- 1) Estado de agregación a 25 °C.
- 2) Temperatura de ebullición.
- 3) Temperatura de fusión.
- 4) Solubilidad en agua y en gasolina (disolvente apolar)

3.31 Escriba la fórmula estructural semidesarrollada de un homólogo del 1-buteno ($\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH}_2$). ¿Cómo es la temperatura de ebullición de ese homólogo: mayor, igual o menor con respecto a la del 1-buteno? Explique.

3.32 ¿Se puede recoger el eteno ($\text{CH}_2 = \text{CH}_2$) por desplazamiento de agua? Explique.

3.33 Analice los datos que brinda la tabla .3.7 y diga en qué estado de agregación se encuentra cada una de esas sustancias a temperatura ambiente (25°C).

Nomenclatura y notación química de los alquenos.

Para nombrar los alquenos de cadena abierta se utilizan los mismos prefijos que en los alcanos, seguidos del sufijo eno y teniendo en cuenta las reglas siguientes:

1ro. Se selecciona la cadena más larga que contenga a doble enlace.

2do. Se numera la cadena, comenzando por el extremo más cercano al doble enlace.

3ro. En el caso de los alquenos de cuatro o más átomos de carbono se indica la posición del doble enlace con un número, el cual se coloca antes del nombre de la cadena principal separado por un guión.

Ejemplo 1.

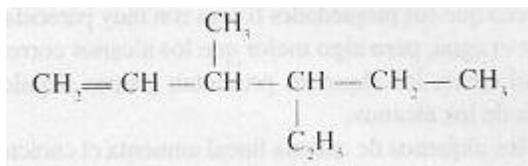


5 4 3 2 1

2-penteno.

4to. Si la cadena es ramificada se nombran los grupos alquilo en orden alfabético, indicándose con un número, si es necesario, su posición en la cadena principal. En tal caso, se procede igual que en los alcanos, teniendo presente las tres reglas anteriores.

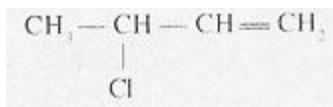
Ejemplo 2.



4-etil-3-metil-1-hexeno.

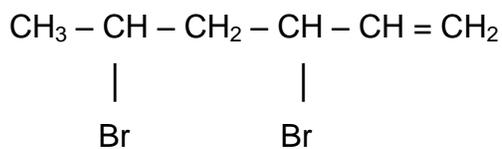
5to. Si en la cadena existe otro tipo de sustituyente como los halógenos, entonces el alqueno se nombra de forma análoga como se hace en los derivados halogenados de los alcanos según las reglas antes mencionadas.

Ejemplo 3.



3-cloro-1-buteno.

Ejemplo 4.

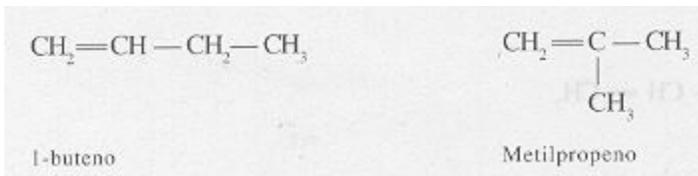


3,5-dibromo-1-hexeno.

??? Tareas de aprendizaje.

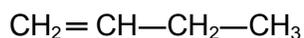
3.34 Escriba la fórmula estructural semidesarrollada de un homólogo del propeno y nómbrelo.

3.35 Nombre los alquenos representados a continuación:

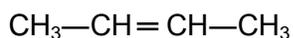


Isomería de posición.

Este tipo de isomería consiste en la diferente posición que ocupa el doble enlace en la estructura de algunos con igual composición cualitativa y cuantitativa; lo cual determina una estructura diferente. Los isómeros con estas características se denominan isómeros de posición.



1-buteno



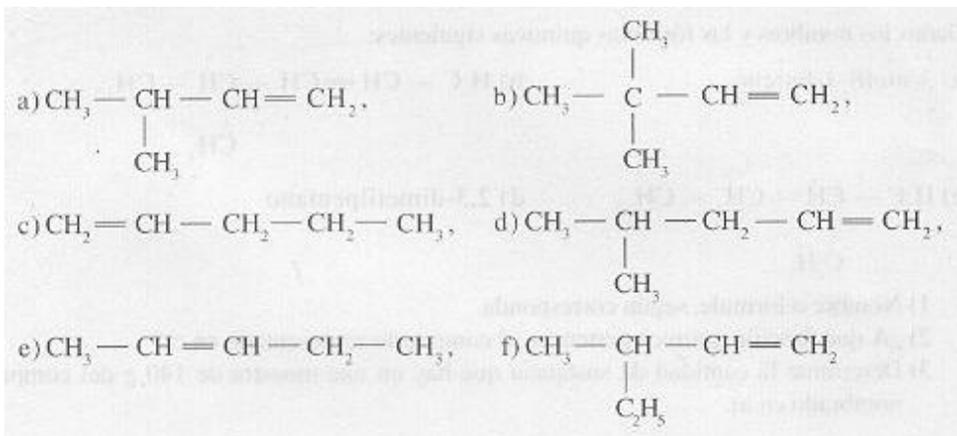
2-buteno

??? Tareas de aprendizaje.

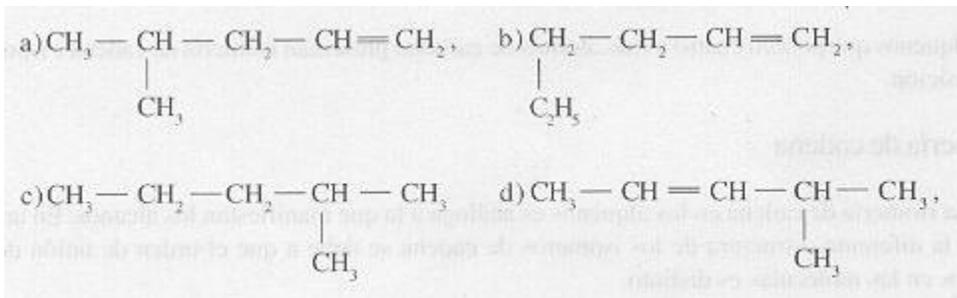
3.38 Haga un cuadro resumen en el que se incluyan los tipos de isomería estudiados (en los alcanos y en los alquenos) su característica esencial y un ejemplo de cada uno.

3.39 Escriba la fórmula semidesarrollada de cadena lineal de un compuesto cuya fórmula global es C_6H_{12} , así como las fórmulas y nombres de todos los posibles isómeros de posición y de cadena.

3.40 Identifique los isómeros representados y clasifique el tipo de isomería:



3.41 Diga cuántas sustancias están representadas y nómbrelas:



Propiedades químicas de los alquenos.

Las propiedades químicas de los alquenos están determinadas por la existencia del doble enlace carbono-carbono en sus moléculas.

La elevada capacidad de reacción de estos compuestos se debe a la alta densidad electrónica del enlace π y al hecho de que este enlace es más débil que el enlace σ , pues los orbitales p se solapan lateralmente. Luego el doble enlace carbono-carbono es la posición de mayor actividad química en la molécula de los alquenos y, por tanto, el lugar por donde generalmente ocurre la acción de los reactivos.

Los alquenos intervienen en reacciones de oxidación y de adición. Reacción de oxidación.

Los alquenos reaccionan con el dióxigeno y con otros oxidantes (a diferencia de los alcanos). Reacción de combustión. Los alquenos arden en el aire, produciendo dióxido de carbono y agua cuando la combustión es completa y desprendiendo gran cantidad de energía en forma de calor y luz.

Un caso particular es la combustión completa del eteno:



Cuando el proceso de combustión ocurre en atmósfera deficiente de dióxigeno la combustión es incompleta y se pueden formar otros productos entre ellos el monóxido de carbono y carbono libre.

La no saturación de la molécula determina un mayor porcentaje de carbono en los alquenos. Por esta razón en la combustión incompleta de los mencionados compuestos las partículas de carbono incandescentes en la llama producen mayor luminosidad que en la combustión incompleta de los alcanos de igual número de átomos de carbono.

Reacción con otros oxidantes. La alta densidad electrónica en las moléculas de los alquenos es la causa de que el doble enlace carbono-carbono pueda ser atacado por agentes oxidantes. En estas reacciones se forman distintas sustancias en dependencia de las condiciones en que se lleven a cabo y del agente oxidante empleado.

Los alquenos reaccionan con relativa facilidad con agentes oxidantes como el permanganato de potasio (KMnO_4).

Si un alqueno se hace reaccionar con una disolución acuosa ligeramente básica de permanganato de potasio (de color violeta), esta se decolora, pues la sal se reduce a dióxido de manganeso (MnO_2) de color pardo que precipita.

La disolución mencionada se nombra reactivo de Baeyer y se utiliza para la determinación cualitativa de insaturaciones en compuestos orgánicos porque cuando reacciona con estos, cambia de color como consecuencia de su reducción a otras sustancias.

Reacción de adición.

Las reacciones de adición son aquellas en las que las moléculas de dos sustancias se combinan para producir moléculas de una sola sustancia.

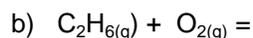
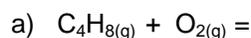
Los alquenos se caracterizan por participar en reacciones de adición. En ellas se rompe el enlace π , por ser más débil que el enlace σ , lo que permite la adición de átomos o grupos de estos a los átomos de carbono que estaban unidos por el doble enlace.

Los alquenos intervienen en reacciones, de adición con el dihidrógeno, los halógenos y los halogenuros de hidrógeno, así como en reacción de polimerización por adición entre otras.

??? Tareas de aprendizaje

3.42 ¿ A qué se atribuye que los hidrocarburos no saturados sean más reactivos que los saturados?. Explique.

3.43 Escriba las ecuaciones químicas que corresponden a las representaciones siguientes:



3.44 Determine la masa de bromuro de hidrógeno necesario para que reaccionen completamente 200 g de propeno.

Alquinos. Serie homóloga. Propiedades físicas. Estructura.

Los alquinos son hidrocarburos no saturados que contienen un triple enlace carbono- carbono. En estos compuestos dichos átomos de carbono comparten tres partes de electrones, por lo que poseen mayor grado de insaturación que los alquenos, lo cual determina que tenga menos átomos de hidrógeno que los alcanos y los alquenos de igual número de átomos de carbono.

Su fórmula general es $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$

El etino o acetileno es el alqueno de estructura más sencilla.

Serie homóloga. Propiedades físicas.

La representación, el nombre y varias de las propiedades físicas de los primeros cuatro miembros de la serie homóloga del etino se ofrecen en la **tabla 3.8**.

Las propiedades físicas de los alquinos de la serie homóloga del etino también varían con el aumento de la masa molar.

La densidad (excepto en el 1-butino) y la temperatura de ebullición aumentan de manera consecutiva con el incremento de la cadena carbonada, mientras que la temperatura de fusión aumenta de modo irregular. Estos valores son ligeramente superiores a los correspondientes a los alcanos y los alquenos de igual número de átomos de carbono.

Los alquinos de dos a cuatro átomos de carbono son gases, de 5 a 16 átomos de carbono son líquidos y los restantes son sólidos a temperatura ambiente. Todos son poco solubles en agua y se disuelven en disolventes apolares y de muy baja polaridad ya que al igual que los anteriores hidrocarburos estudiados, sus moléculas son muy poco polares.

En general las propiedades físicas de los alquinos de la serie homóloga del etino son similares a las de los alcanos y los alquenos de igual número de átomos de carbono de sus respectivas series homólogas.

Tabla 3.8. Algunos alquinos de la serie homóloga del etino y varias de sus propiedades físicas.

<i>Formula semidesarrollada</i>	<i>Nombre del alquino</i>	<i>Densidad (g/mL)</i>	<i>Temperatura de ebullición (°C)</i>	<i>Temperatura de fusión (°C)</i>
$\text{CH} \equiv \text{CH}$	etino	0,618	-75	-8'2
$\text{CH} \equiv \text{CH} - \text{CH}_3$	propino	0,671	-23	-102
$\text{CH} \equiv \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	1 butino	0,668	9	-122
$\text{CH} \equiv \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	1 pentino	0,690	40	-98
$\text{CH} \equiv \text{CH} - (\text{CH}_2)_3 - \text{CH}_3$	1 hexino	0,719	72	-124

Estructura.

El miembro más simple de la serie es el etino o acetileno, por lo que, al analizar la presencia del triple enlace carbono-carbono se estudia la característica distintiva de las estructuras de los alquinos en general, es decir, su grupo funcional.

Por métodos físicos se ha comprobado que en la molécula de etino los dos enlaces carbono-hidrógeno son energéticamente iguales, que el ángulo de enlace entre los átomos es de 180° y que todos ellos se

encuentran en un mismo plano. Ambos enlaces, carbono-hidrógeno y carbono-carbono son simétricos alrededor del punto de unión mediante enlaces σ . En la formación del triple enlace carbono-carbono están comprometidos tres electrones por cada átomo de carbono, el cual está constituido por un fuerte enlace σ y dos enlaces débiles π .

La estructura del etino se puede explicar mediante la hibridación sp del átomo de carbono. En este átomo (fig. 1.3, de los alcanos), la unión de un orbital s y un orbital p forman dos orbitales sp quedándose dos orbitales p sin hibridar (fig.1.13).

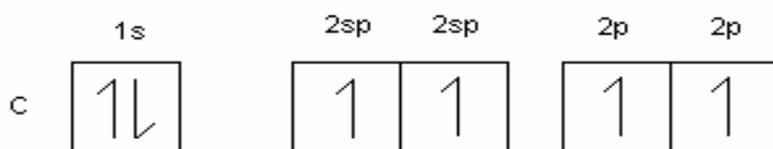


Fig. 2.6 Distribución electrónica de un átomo de carbono con hibridación sp .

Cambiar subtítulo dentro de la figura

Fig. 1.13 Distribución electrónica de un átomo de carbono con hibridación sp .

Los dos orbitales híbridos sp se encuentran a lo largo de una línea recta con un ángulo de 180° (fig.1.14).

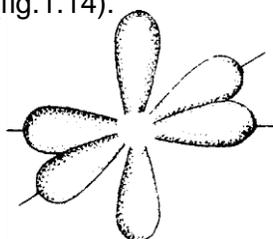


Fig. 1.14 Esquema de la hibridación sp del átomo de carbono.

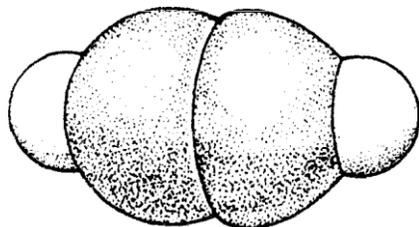
En la molécula de etino ocurre el solapamiento frontal de un orbital híbrido sp de cada átomo de Carbono con el orbital s del átomo de hidrógeno respectivo y de dos orbitales híbridos sp entre sí (uno de cada átomo de carbono), organizándose dos enlaces carbono- hidrógeno ($sp-s$) y un enlace carbono-carbono($sp-sp$), ambos de tipo σ .

Los otros dos enlaces carbono-carbono se forman por el solapamiento lateral de los respectivos orbitales p , por encima y por debajo del plano de la molécula y son de tipo $\pi(p-p)$.

La molécula de etino puede representarse como se ilustra la figura 1.15.



a)

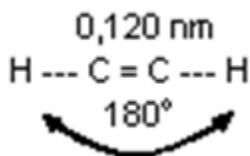


b)

Fig. 1.15 Estructura de la molécula de etino a) Modelo de bolas y vástagos; b) Modelo de calotas.

La energía total del triple enlace es de 814,28 kJ mol.

La distancia del enlace carbono-carbono es de 0,120 nm y de los enlaces carbono-hidrógeno es 0.106 nm.(fig. 1.16)



En el resumen, el triple enlace carbono-carbono característico de los alquenos está formado por un enlace σ (**sp-sp**) fuerte y dos enlaces π (**p-p**) débiles. Al igual que en los alquenos, el resto de los átomos de carbono de la cadena carbonada presenta hibridación **sp₃**.

Los alquinos, en general, son compuestos de baja popularidad por lo que la variación de sus propiedades físicas son bastante similares a la de los alcanos y alquenos de igual número de átomos de carbono.

Los alquinos de cadena ramificada tienen temperaturas de ebullición más bajas que los de cadena lineal de número de ramificaciones se hacen menos voluminosas y por ello las fuerzas intermoleculares disminuyen.

??? Tareas de aprendizaje.

3.45 ¿Por qué las temperaturas de ebullición de los alquinos aumentan a medida que se incrementa la masa molar?

3.46 ¿Cuál es la naturaleza del triple enlace carbono-carbono?

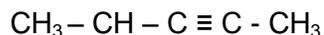
3.47 A qué atribuye usted que los alquinos sean más reactivos que los alcanos?. Explique sobre la base de la estructura.

Nomenclatura. Notación química e isomería de los alquinos.

Las reglas de nomenclatura de la IUPAC para estos compuestos son muy similares a la de los alquenos pues solo varía la terminación de sus nombres, que en los alquinos es ino. Por ejemplo:

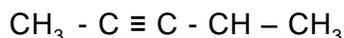


2-butino

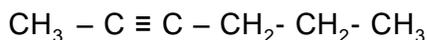


4-metil-2-hexino.

Los alquinos manifiestan isomería de cadena y de posición, al igual que los alquenos. Ejemplo de isómeros de cadena son:

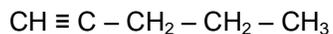


4-metil-2-pentino

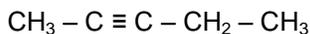


2-hexino.

Ejemplo de isómeros de posición son:



1-pentino



2-pentino.

??? Tareas de aprendizaje

3.48 Escriba el nombre o la fórmula, según corresponda:

a) Propino.

b) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{C} \equiv \text{CH}$

c) $\text{CH} = \text{C} - \text{CH} - \text{CH}_3$



d) 3-metil-1-pentino.

3.49 Escriba las fórmulas estructurales semidesarrolladas de un isómero de posición del 1-hexino.

3.50 Un hidrocarburo tiene fórmula C_5H_8 .

a) ¿Qué tipo de hidrocarburo es?

b) ¿Cuál será la fórmula estructural de cadena lineal?. Formule y nombre los posibles isómeros de cadena.

c) ¿Cuál de los isómeros representados por usted posee menor temperatura de ebullición?. Explique.

Propiedades químicas de los alquinos.

Las propiedades químicas de los alquinos están determinadas por la existencia del triple enlace carbono-carbono en sus moléculas y la causa de su gran actividad química es la alta densidad electrónica de los enlaces π .

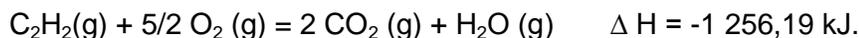
Al igual que los alquenos, los alquinos intervienen en reacciones de oxidación y de adición.

Reacción de oxidación.

Los alquinos reaccionan con el dióxígeno y con oxidantes fuertes, de modo semejante a los alquenos.

Reacción de combustión. Como todos los hidrocarburos, los alquinos participan en reacciones de combustión completa e incompleta, en dependencia del volumen de dióxígeno con que reaccionen.

Por ejemplo, el etino es combustible y arde en atmósfera de dióxígeno puro, produciendo una llama no luminosa que puede alcanzar temperaturas de hasta 3 000 °C.



En la combustión incompleta del etino este arde con una llama más luminosa que en los casos del etano y el eteno, de igual número de átomos de carbono.

Esto se debe a que el etino es un hidrocarburo más insaturado que los otros y, por tanto, tiene mayor porcentaje de carbono que ellos.

Reacción con otros oxidantes. Como el reactivo de Baeyer se puede emplear para determinar la presencia de insaturaciones en compuestos orgánicos, es de esperar que los alquinos decoloren una disolución acuosa ligeramente básica de Permanganato de Potasio, produciendo un precipitado de color pardo de Dióxido de Manganeso.

Reacción de adición.

Las reacciones de adición de los alquinos son muy semejantes a las que experimentan los alquenos. Entre estas se encuentran las reacciones de hidrogenación, de adición de halógenos y de halogenuros de hidrógeno.

A diferencia de los alquenos en estas reacciones los alquinos pueden adicionar doble cantidad de moléculas de dihidrógeno, de halógeno y de halogenuro de hidrógeno, como consecuencia de su mayor insaturación.

???. Tareas de aprendizaje

3.51. ¿En qué tipos de reacciones participan los alquinos?

3.52. Escriba la ecuación de la reacción siguiente:

a) Combustión completa del 1-butino.

Hidrocarburos aromáticos. El benceno. Propiedades. Estructura.

Los hidrocarburos aromáticos son compuestos cíclicos cuyas estructuras poseen una forma especial de insaturación.

El término aromáticos se debe a que en los inicios del estudio de la química orgánica se nombraron así, aquellas sustancias que tenían estructuras desconocidas y olor agradable, tales como el benjuí y el bálsamo de tolú. En la actualidad esta denominación no tiene relación alguna con el olor.

Los hidrocarburos aromáticos poseen un porcentaje mayor de carbono comparado con el resto de los hidrocarburos estudiados.

El Benceno.

El benceno (C_6H_6) es el representante más sencillo de todos los hidrocarburos aromáticos.

Propiedades.

Es un líquido incoloro menos denso que el agua e insoluble en ella, de olor agradable y cuyas temperaturas de ebullición y de fusión son $80^\circ C$ y $5^\circ C$ respectivamente. Fue descubierto por Michael Faraday en 1825, al aislarlo del gas de alumbrado.

Los hidrocarburos que presentan estructuras y propiedades químicas semejantes al benceno se nombran hidrocarburos aromáticos.

Estructura.

En 1845 Hofmann consiguió aislar al benceno del alquitrán de hulla. Diversos experimentos fueron realizados en aquella época con resultados positivos pero el desconocimiento de la estructura de esta sustancia era una limitación al desarrollo de la química orgánica y, por ende, al de la industria. Numerosos investigadores se dieron a la tarea de determinar esta estructura.

La estructura más aceptada fue la presentada por Kekulé en 1865. Él propuso que esta debía ser hexagonal cíclica, formada por tres enlaces doble de carbono-carbono alternos con simple enlaces entre los átomos, donde cada átomo de carbono estaba unido a un átomo de hidrógeno. Al existir dos posibilidades de colocación de los enlaces, supuso que se establecía un equilibrio dinámico entre ambas estructuras (*Fig. 1.17*).

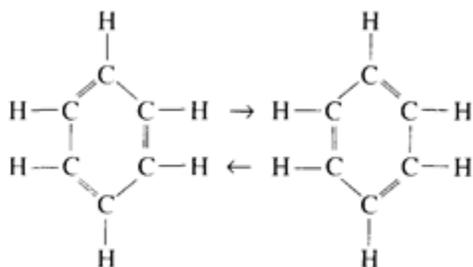


Fig. 1.17 Equilibrio dinámico propuesto por Kekulé para explicar la estructura del benceno.

En realidad esta estructura del benceno no justifica algunas de sus propiedades físicas y químicas, lo cual condujo a la conclusión de que la estructura real de esta sustancia no se corresponde con la propuesta por Kekulé.

En la actualidad la estructura del benceno se explica basándose en la hibridación sp_2 del átomo de carbono (fig. 1.8). Según este modelo, cada átomo de carbono forma tres enlaces a (dos con los átomos de carbono contiguos, sp_2-sp_2 y uno con el átomo de hidrógeno (sp_2-s), en los que el solapamiento es frontal. La interpretación de los orbitales híbridos sp_2 de los seis átomos de carbono da como resultado una molécula plana de forma hexagonal y ángulos internos de 120° (fig. 1.18).

Figura página 46 tomo 12 grado

Cambiar el número de figura dentro de la figura durante la edición del texto.

Fig. 1.18. Esquema de los enlaces carbono - carbono σ (sp_2-sp_2) y carbono-hidrógeno σ (sp_2-s), en la molécula del benceno

En cada uno de los seis átomos de carbono queda un electrón en órbita P . Estos orbitales son perpendiculares al plano y sus lóbulos están situados por encima y por debajo de este (fig. 1.18)

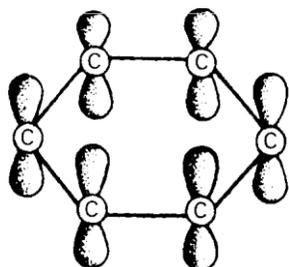


Fig. 1.19 Esquema de los orbitales p en la molécula de benceno.

Estos orbitales p se solapan lateralmente y dan como resultado dos nubes electrónicas, formadas por seis electrones π que abarcan los seis átomos de carbono. Estos electrones pueden desplazarse libremente a todo lo largo de las nubes, produciendo cierta deslocalización que le proporciona estabilidad a la molécula (fig.1.20).

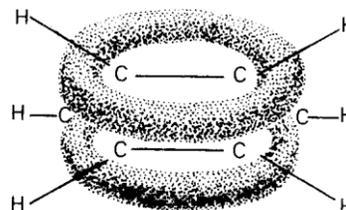


Fig. 1.20 Esquema de los enlaces π en la molécula de benceno

De acuerdo con lo anterior, la estructura de la molécula del benceno se representa por un hexágono con un anillo interior, que corresponde al sexteto de electrones π (fig. 1.21).

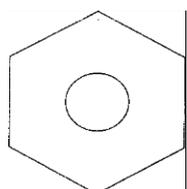


Fig. 1.21 Representación gráfica del benceno.

La molécula de benceno es simétrica, debido a esto su densidad electrónica está uniformemente distribuida. De ahí, que sea poco polar, lo cual justifica la solubilidad de esta sustancia en compuestos de baja polaridad y que no se disuelva en disolventes como el agua.

??? Tareas de aprendizaje

3.53 ¿Por qué puede considerarse al Benceno poco soluble en agua?

3 Compuestos oxigenados de los hidrocarburos. Clasificación. Series homólogas. Propiedades físicas de los alcoholes. Nomenclatura y notación química de los alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos carboxílicos, ésteres. Nociones generales de carbohidratos y lípidos.

Entre los compuestos oxigenados de los hidrocarburos estudiaremos a los alcoholes, los aldehídos, las cetonas, los ácidos monocarboxílicos y los ésteres.

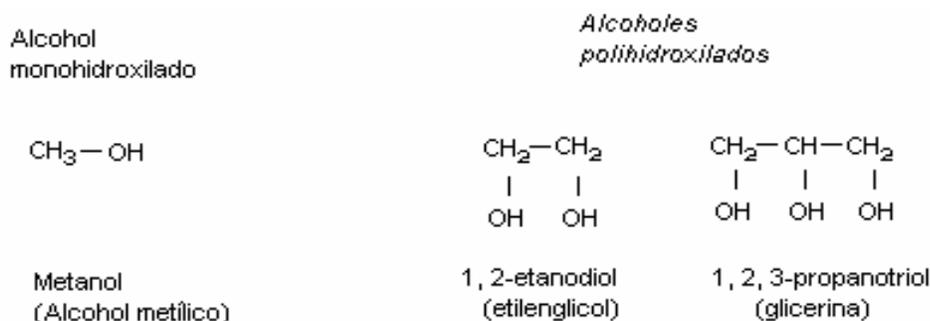
Alcoholes. Clasificación.

Los alcoholes son compuestos orgánicos constituidos por carbono, oxígeno e hidrógeno y que presentan en su estructura uno o varios hidroxilos (-OH) unidos a la cadena carbonada. Esta cadena carbonada o grupo alquilo puede estar ramificada o sustituida y ser abierta o cíclica.

Atendiendo a su estructura los alcoholes se clasifican según su número de grupos hidroxilos en la cadena carbonada y el tipo de carbono al cual está unido el grupo -OH.

Según el número de grupos hidroxilos en la cadena carbonada pueden ser alcoholes monohidroxilados (poseen un grupo -OH) y alcoholes polihidroxilados (tienen más de un grupo -OH).

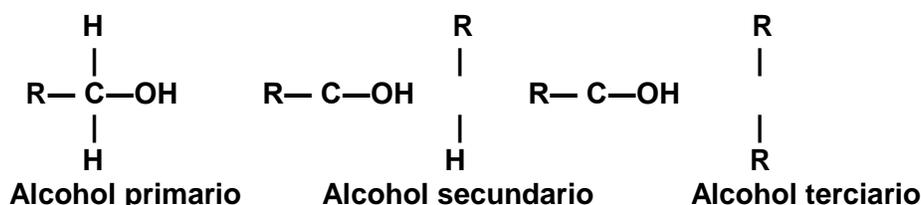
Ejemplo de estos se representan a continuación:



Si en la cadena carbonada de un hidrocarburo se sustituye un átomo de hidrógeno por un grupo hidroxilo, resulta un alcohol monohidroxilado.

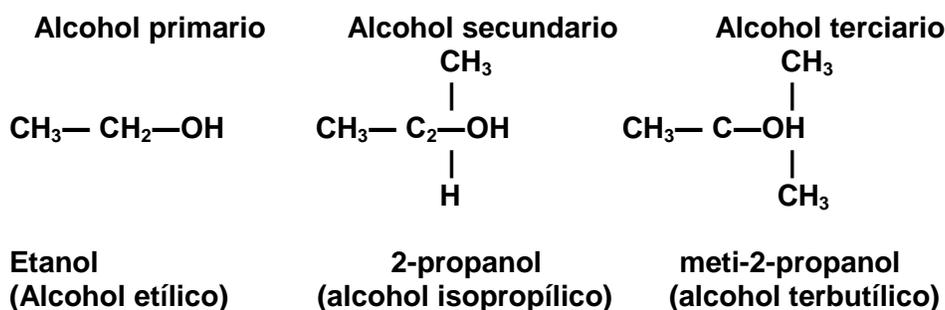
Los alcoholes polihidroxilados con dos grupos hidroxilos unidos a la cadena carbonada se nombran dioles o glicoles y con tres, trioles. Estos no son más que la sustitución de dos y tres átomos de hidrógeno, respectivamente, en la molécula de un hidrocarburo, por igual cantidad de grupos hidroxilos. En los alcoholes polihidroxilados los grupos –OH están unidos a diferentes átomos de carbono, ya que dos grupos hidroxilos enlazados a un mismo átomo de carbono dan lugar a un compuesto inestable. Según el tipo de carbono al cual está unido el grupo –OH los alcoholes pueden ser primarios, secundarios y terciarios.

En los alcoholes primarios el grupo hidroxilo (-OH) está unido a un carbono primario en los alcoholes secundarios, a un carbono secundario y en los alcoholes terciarios, a un carbono terciario, los cuales se pueden representar de forma general, así:



En las representaciones anteriores los grupos –R (cadenas carbonadas o grupos alquilos) pueden ser iguales o diferentes.

A continuación se presenta un ejemplo de cada uno de estos alcoholes:



??? *Tareas de aprendizaje*

3.54 ¿Cuál es el grupo funcional que caracteriza a los alcoholes?

3.55 ¿Cómo se clasifican los alcoholes, según el número de grupos hidroxilos en la cadena carbonada.

3.56 Represente mediante fórmulas estructurales semidesarrolladas un alcohol primario, un alcohol secundario y un alcohol terciario.

Serie homóloga de los alcoholes monohidroxilados. Propiedades físicas. Estructura.

Serie homóloga.

Los alcoholes son compuestos de fórmula general ROH. El primer representante de la serie homóloga de los alcoholes monohidroxilados es el metanol.

En la **tabla 3.9** se ofrecen los datos de algunos miembros de la serie homóloga del metanol.

<i>Formula semidesarrollada</i>	<i>Nombre del alquino</i>	<i>Densidad (g/mL)</i>	<i>Temperatura de ebullición (°C)</i>	<i>Temperatura de fusión (°C)</i>
CH ₃ – OH	metanol	0,793	64,5	-97
CH ₃ – CH ₂ – OH	etanol	0,789	78,3	- 115
CH ₃ – CH ₂ – CH ₂ – OH	1-propanol	0,804	97	- 126
CH ₃ – (CH ₂) ₂ – CH ₂ – OH	1-butanol	0,810	118	- 90
CH ₃ – (CH ₂) ₃ – CH ₂ – OH	1-pentanol	0,817	138	-78,5
CH ₃ – (CH ₂) ₄ – CH ₂ – OH	1-hexanol	0,819	156,5	-52
CH ₃ – (CH ₂) ₅ – CH ₂ – OH	1-heptanol	0,822	175	-34

De manera semejante a lo que ocurre en las series homólogas de los hidrocarburos estudiados, las propiedades físicas de los alcoholes varían con el aumento de la masa molar. La temperatura de ebullición y la densidad aumentan consecutivamente a medida que se incrementa el número de grupos metileno.

De los valores de las temperaturas de ebullición y de fusión se puede deducir que a temperatura y presión ambientes no existen alcoholes en estado gaseoso. En estas condiciones los alcoholes de hasta doce átomos de carbono son líquidos y los demás, sólidos.

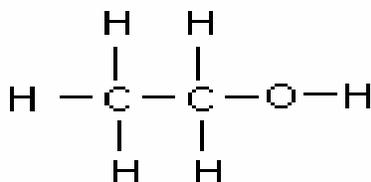
Los alcoholes poseen una densidad mayor que la de los alcanos respectivos, pero todavía son menos densos que el agua.

La solubilidad de los alcoholes en agua disminuye con el aumento de la masa molar. Los alcoholes de hasta cuatro átomos de carbono son solubles en agua. A medida que aumenta la cadena carbonada predomina la parte apolar en la molécula y, por eso, disminuye la solubilidad en agua y aumenta la solubilidad en disolventes apolares.

Estructura.

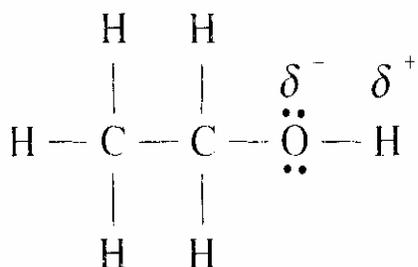
Todos los alcoholes monohidroxilados contienen un grupo hidroxilo (**-OH**), que es el grupo funcional y el que determina sus propiedades.

La fórmula molecular del etanol o alcohol etílico, conocido comúnmente con el nombre de alcohol, es **C₂H₆O**. Su fórmula estructural es:



La posición del átomo de hidrógeno -H del grupo -OH en la molécula se diferencia de los otros átomos de hidrógeno por el hecho de estar unido al átomo de oxígeno.

Los enlaces **C - C**, **C - O**, **C - H** y **O - H** son todos covalentes; sin embargo, la distribución de la densidad electrónica en la molécula de etanol no es tan uniforme como en el caso de los hidrocarburos. En el grupo hidroxilo (-OH), el enlace **O-H** es polar, debido a la mayor electronegatividad del átomo de oxígeno. Por consiguiente, el par de electrones del enlace se encuentra desplazado hacia el oxígeno. Este desplazamiento electrónico en la molécula es una consecuencia de la diferencia de electronegatividades entre el oxígeno y el hidrógeno y se puede representar de la forma siguiente:



La molécula de etanol también se puede representar como se ilustra en la fig.1.22



Fig. 1. 22 Estructura de la molécula de etanol: a) modelo de bolas y vástagos; b) modelo de calotas.

La asociación de las moléculas de alcohol (o de agua) se debe al fenómeno del enlace por puente de hidrógeno. Esto ocurre en el alcohol y el agua de una manera indefinida.

El enlace entre el átomo de oxígeno y el de hidrógeno de dos moléculas vecinas mediante el par de electrones no compartidos se representa por una línea de puntos y recibe el nombre de enlace por *puente de hidrógeno* (**fig.1.23**).

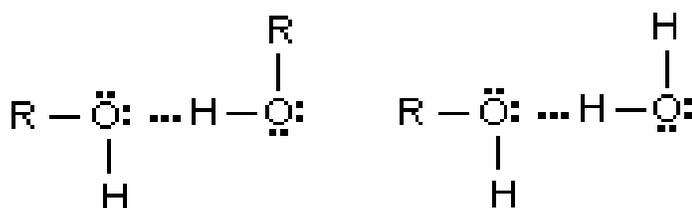


Fig. 1.23 Representación del enlace mediante puente de hidrógeno entre dos moléculas de:
a) alcohol; b) agua.

Los líquidos como los alcoholes y el agua se denominan líquidos asociados, ya que sus moléculas están unidas entre sí por "enlaces por puentes de hidrógeno". Esto da lugar a que sea necesario darles más calor para pasar al estado de vapor pues se necesita una energía extra para la ruptura de las atracciones dipolo-dipolo antes de la vaporización. Este fenómeno es la causa de las altas temperaturas de ebullición de los alcoholes y de la gran diferencia entre las temperaturas de ebullición de hidrocarburos saturados y de alcoholes de semejantes masas molares (tabla 3.10).

Tabla 3.10. Temperaturas de ebullición de los alcoholes y los alcanos de aproximadamente la misma masa molar.

Fórmulas estructurales semidesarrolladas de	Masa molar.	Temperatura de ebullición.
$\text{CH}_3 - \text{CH}_3$	30	- 88,5
$\text{CH}_3 - \text{OH}$	32	+64,7
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	44	- 42,2
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$	46	+ 78,3

¿Será el "enlace por puente de hidrógeno" un enlace fuerte o débil? La energía de enlace por "puente de hidrógeno" es igual a $20,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, que es notablemente superior que las fuerzas intermoleculares de Van der Waals.

En marcado contraste con los hidrocarburos, los alcoholes de bajas masas molares son solubles en agua, lo cual se debe a la formación de puentes de hidrógeno. Como las moléculas de los alcoholes se mantienen unidas por el mismo tipo de fuerzas intermoleculares de agua, puede existir la mezcla de dos clases de moléculas: puentes de hidrógeno entre dos moléculas de agua o dos de alcohol y formación de puentes de hidrógeno entre una molécula de agua y otra de alcohol (fig. 1.24).

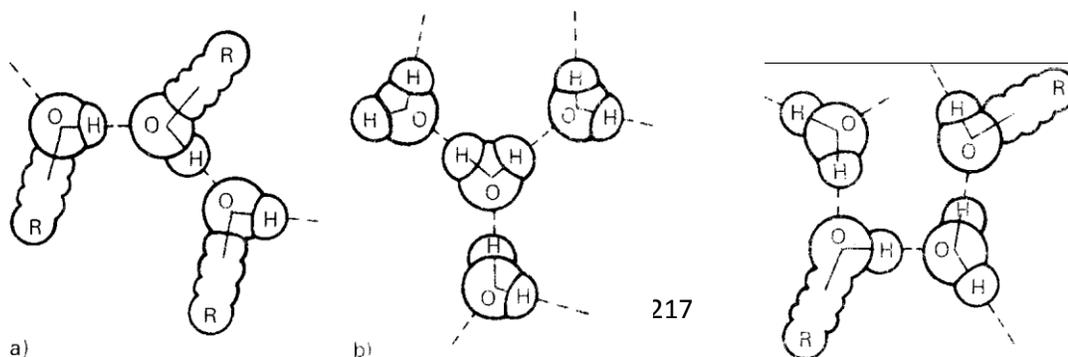


Fig. 1.24. Esquema del enlace por puente de hidrógeno entre las moléculas de: a) Alcohol; b) agua; c) agua y alcohol.

Sin embargo, esto se cumple solamente para los alcoholes de bajas masas molares, en los que el grupo $-OH$ constituye una parte considerable de la molécula. Una cadena carbonada alifática larga con un pequeño grupo $-OH$ en un extremo es principalmente un alcano, lo que se refleja también en sus propiedades físicas. El cambio de solubilidad en agua con el número de átomos de carbono presentes es gradual. Así, los primeros tres alcoholes, metanol, etanol y 1-propanol son solubles en agua; la solubilidad del 1-butanol es de 8g por 100g de agua, la del 1-pentanol, de 2g, la del 1-hexanol de 1g y los alcoholes de siete o más átomos de carbono son aún menos solubles.

Para fines prácticos el límite entre solubilidad e insolubilidad en agua de los alcoholes se encuentra entre cuatro y cinco átomos de carbono.

¿Cómo deben ser las propiedades físicas de los alcoholes polihidroxilados? ¿Cómo influye la presencia de varios grupos $-OH$ en las propiedades físicas de los alcoholes?

Los alcoholes polihidroxilados proporcionan más de un lugar en la molécula para formar puentes de hidrógeno y esto se refleja también en sus propiedades. Así, los glicoles de baja masa molar son miscibles en agua y hasta siete átomos de carbono tienen una solubilidad apreciable.

???. Tareas de aprendizaje.

- 3.57 ¿Por qué el 1-butanol tiene mayor temperatura de ebullición que el metanol?
- 3.58 ¿A qué atribuye usted que exista una diferencia tan grande ($120\text{ }^{\circ}\text{C}$) entre las temperaturas de ebullición del propano y el etanol? Analice la tabla 1.24.
- 3.59 ¿Por qué el metanol y el etanol son líquidos, y el metano y el etano son gases a temperatura y presión ambientes?
- 3.60 ¿A qué se debe la gran diferencia entre las temperaturas de ebullición de los alcanos y los alcoholes de masas molares parecidas?
- 3.61 ¿Qué explicación puede darle a que el 1-hexanol sea muy poco soluble en agua y el etanol sea soluble en dicho disolvente en todas las proporciones?
- 3.62 ¿Tiene el enlace por puente de hidrógeno la misma fortaleza que un enlace covalente como el C-C? Explique
- 3.63 ¿Son los glicoles solubles en los hidrocarburos parafínicos? ¿Por qué?
- 3.64 ¿A qué se debe la diferencia en las temperaturas de ebullición del etanol y el 1,2-etanodiol, cuyo valor es $197\text{ }^{\circ}\text{C}$?

Nomenclatura y notación química de los alcoholes monohidroxilados.

Según la IUPAC, las reglas para nombrar los alcoholes monohidroxilados son:

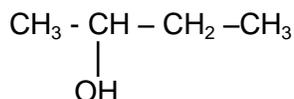
1ro. Se selecciona la cadena carbonada más larga que contenga el grupo -OH.

2do. Se numera la cadena comenzando por el extremo más cercano al átomo de carbono que está unido al grupo hidroxilo.

3ro. Se indica la posición del grupo hidroxilo con un número (en los alcoholes con más de dos átomos de carbono), el cual se coloca antes del nombre de la cadena principal separado por un guión.

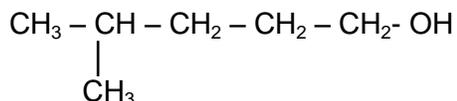
4to. Si la cadena es ramificada se procede de igual forma que en el caso de los hidrocarburos. **5to.** Se cambia el nombre del alcano correspondiente a la cadena carbonada principal sustituyendo la o final por la terminación **ol**.

Ejemplo 1.



2-butanol

Ejemplo 2.

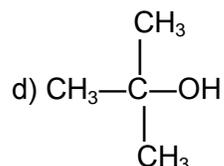
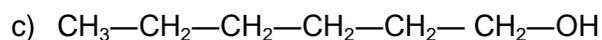
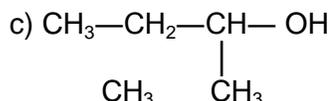
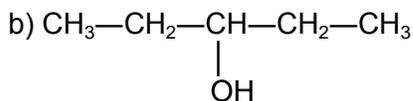
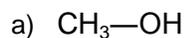


4-metil-1-pentanol.

Los alcoholes simples también se conocen por sus nombres comunes, los cuales se forman con la palabra alcohol seguida del grupo alquílico. Por ejemplo, alcohol metílico (metanol), alcohol etílico (etanol), alcohol propílico (1-propanol), etcétera.

??? Tareas de aprendizaje

3.65 A continuación se representan varios alcoholes



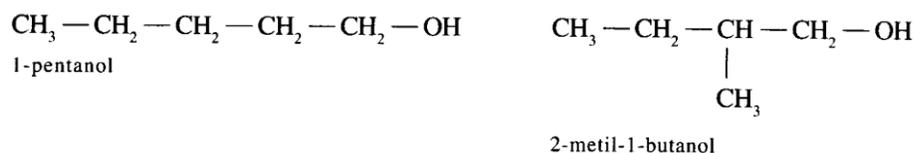
- 1) Nómbralos.
 - 2) Clasifíquelos, atendiendo a los dos criterios estudiados.
- 3.66 Escriba la fórmula estructural semidesarrollada de un homólogo del etanol.
- 3.67 Escriba las fórmulas estructurales semidesarrolladas de los alcoholes siguientes:
- a) 2-pentanol, b) 1-propanol, c) 2-metil-2-heptanol

Isomería de los alcoholes monohidroxilados.

Los alcoholes monohidroxilados presentan diferentes tipos de isomería de cadena, de posición y de función.

Isomería de cadena.

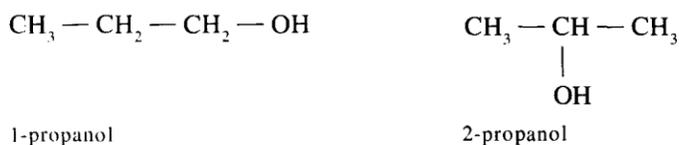
La isomería de cadena de dichos compuestos se manifiesta en las diferentes estructuras de alcoholes de igual composición cualitativa y cuantitativa, como consecuencia de la existencia de ramificaciones en la cadena carbonada de uno o más de estos.



El orden de unión de los átomos en las moléculas de uno de los compuestos representados es diferente al de los otros dos.

Isomería de posición.

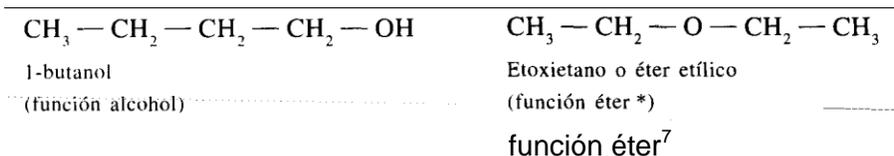
Este tipo de isomería consiste en la diferente posición del grupo funcional en este caso el grupo **-OH** en la cadena carbonada de los alcoholes que tienen la misma composición cualitativa y cuantitativa:



Isomería de función.

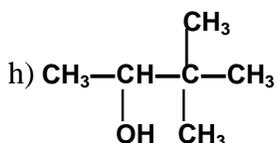
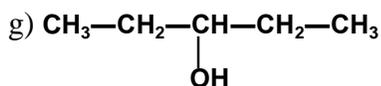
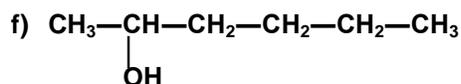
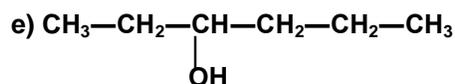
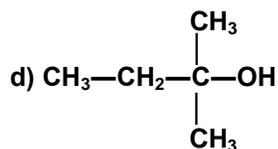
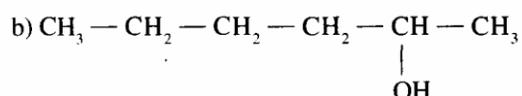
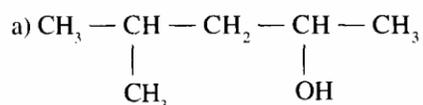
Los isómeros de función son compuestos que presentan la misma composición cualitativa y cuantitativa, pero distinto grupo funcional.

Así por ejemplo, para la fórmula global $C_4H_{10}O$ obtenemos:



??? Tareas de aprendizaje

3.68 Identifique los isómeros representados, nómbralos y clasifique el tipo de isomería entre ellos.



⁷ Los éteres son sustancias formadas por dos grupos alquilo unidos entre sí por medio de un átomo de oxígeno (R-O-R').

3.69 Escriba las fórmulas estructurales semidesarrolladas y los nombres de:

a) Los isómeros de cadena de un alcohol monohidroxilado de cuatro átomos de carbono.

b) Los isómeros de posición de un alcohol monohidroxilado de cuatro átomos de carbono.

3.70 Escriba las fórmulas estructurales semidesarrolladas de los isómeros de función de:



Aldehídos y cetonas

Los aldehídos y las cetonas, al igual que los alcoholes, son compuestos orgánicos oxigenados. En la naturaleza se encuentran muchos aldehídos de masas molares altas, por ejemplo, el octanal ($\text{C}_8\text{H}_{16}\text{O}$); el nonanal ($\text{C}_9\text{H}_{18}\text{O}$) y el decanal ($\text{C}_{10}\text{H}_{20}\text{O}$) que se encuentran como componentes de algunos aceites esenciales contenidos en flores y plantas a las cuales proporcionan el olor característico, ¿Cuál es el grupo funcional de estas sustancias? ¿Qué influencia tiene este en las propiedades físicas y químicas de los aldehídos y las cetonas? ¿Qué tipo de isomería presentan'?

Serie homóloga de los aldehídos y las cetonas. Propiedades físicas. Estructura

Los aldehídos y las cetonas son aquellos compuestos que poseen el grupo carbonilo $\text{C}=\text{O}$, que es uno de los grupos más importantes en la química orgánica. Por tal razón, frecuentemente se les denomina compuestos carbonílicos.

Serie homóloga.

Los aldehídos presentan el grupo carbonilo enlazado a un átomo de carbono y a otro de hidrógeno (menos en el caso del primer representante de la serie homóloga en el cual el grupo está asociado a dos átomos de hidrógeno). Las cetonas son compuestos en los que el grupo carbonilo está enlazado a dos átomos de carbono.



En los aldehídos el grupo funcional está en un carbono primario y en las cetonas, en un carbono secundario.

La fórmula general de los aldehídos es RCHO y la de las cetonas es $\text{RR}'\text{CO}$.

El primer representante de la serie homóloga de los aldehídos es el metanal o formaldehído y el de las cetonas es la propanona.

En la **Tabla 3.11** se ofrecen algunos datos de los primeros miembros de las respectiva, homólogas.

Propiedades físicas.

A temperatura y presión ambiente el aldehído de menor masa molar es gaseoso, mientras que el segundo representante de su serie es un líquido muy volátil. En estas condiciones los demás aldehídos hasta doce átomos de carbono son líquidos y a partir de trece son sólidos. Las cetonas de hasta doce átomos de carbono son líquidas y el resto son sólidas en condiciones ambientales.

Tabla 3.11. Representación, nombre y varias propiedades físicas de algunos miembros de las series homólogas del metanal y de la propanona

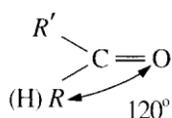
Fórmula semidesarrollada	Nombre del compuesto	Densidad (g/mL)	Temp. de ebullición (°C)	Temp. de fusión (°C)
ALDEHÍDOS				
H — CHO	metanal	0,815	-21	-92
CH ₃ — CHO	etanal	0,781	21	-121
CH ₃ — CH ₂ — CHO	propanal	0,807	49	-81
CH ₃ — CH ₂ — CH ₂ — CHO	butanal	0,817	76	-99
CETONAS				
CH ₃ — CO — CH ₃	propanona	0,791	56	-94
CH ₃ — CO — CH ₂ — CH ₃	butanona	0,805	80	-86
CH ₃ — CO — (CH ₂) ₂ — CH ₃	2-pentanona	0,812	102	-78
CH ₃ — CO — (CH ₂) ₃ — CH ₃	2-hexanona	0,830	150	-35

De manera análoga a lo que ocurre en las series homólogas anteriormente estudiadas, las propiedades físicas de los aldehídos y de las cetonas varían con el aumento de la masa molar. Las temperaturas de ebullición aumentan con el incremento de grupos metileno.

Los aldehídos y las cetonas de baja masa molar son apreciablemente solubles en agua, pero a medida que aumenta la cadena carbonada la solubilidad disminuye. Los aldehídos y las cetonas poseen olores muy intensos.

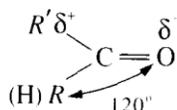
Estructura.

Al examinar la estructura del grupo carbonilo en la representación siguiente se observa que el átomo de carbono está unido a dos átomos mediante dos enlaces simples (δ) y al átomo de oxígeno por medio de un enlace doble (formado por uno (δ) y uno (\parallel)) similar al de los alquenos.



El átomo de carbono posee una hibridación sp^2 por tanto, los tres enlaces σ emplean orbitales sp^2 se hallan en un mismo plano, separados entre sí mediante un ángulo de 120° . El orbital p restante del átomo de carbono forma un enlace π con un orbital p del oxígeno, dando lugar a un doble enlace entre los átomos de carbono y oxígeno.

Los electrones del doble enlace carbonílico mantienen unidos a dos átomos de electronegatividad muy diferente, por lo que no son compartidos por estos de igual manera. La nube π de este enlace es muy móvil y es atraída fuertemente por el átomo más electronegativo, el de oxígeno. Por tanto el grupo carbonilo se halla muy polarizado, lo cual se representa por una fracción δ^+ sobre el átomo de carbono y una fracción δ^- sobre el átomo de oxígeno.



El grupo carbonilo es un grupo polar. Por esta razón, los aldehídos y las cetonas son sustancias polares y presentan temperaturas de ebullición más elevadas que los compuestos no polares de masa molar semejante. Los aldehídos y las cetonas no pueden formar "enlaces por puente de hidrógeno" intermoleculares, pues no tienen un átomo de hidrógeno unido a un átomo muy electronegativo como el oxígeno en los alcoholes.

Las temperaturas de ebullición de estos compuestos son superiores a las de los a las de los tres hidrocarburos de masa molar semejante pero inferiores a las de los alcoholes correspondientes (tabla 3.12)

Tabla 3.12. Temperatura de ebullición de un alcano, un alcohol, un aldehído y una cetona de masas molares semejantes

Formula semidesarrollada	$CH_3 - (CH_2)_2 - CH_3$	$CH_3 - (CH_2)_2 - OH$	$CH_3 - CH_2 - \overset{O}{\parallel} C - H$	$CH_3 - \overset{O}{\parallel} C - CH_3$
Nombre	Butano	Propanol	Propanal	Propanona
Temperatura de ebullición ($^\circ C$)	0	97,1	49	56,2
Masa molar	56	60	58	58

En la tabla 3.12 se observa que la temperatura de ebullición más elevada corresponde al propanol, que es un líquido asociado, porque sus moléculas forman "enlaces por puente de hidrógeno". Además, el propanal y la propanona tienen temperaturas de ebullición superiores al butano, como consecuencia de la polaridad que le confiere la presencia del grupo carbonilo a estos compuestos. Los aldehídos y las cetonas de bajas masas molares son apreciablemente solubles en agua, debido a los enlaces por puente de hidrógeno que sus moléculas pueden formar con las de este disolvente:



Sin embargo, a medida que aumenta la cadena carbonada unida al grupo carbonilo, disminuye la solubilidad en agua, porque esta cadena predomina con respecto a la parte polar de la molécula.

??? Tareas de aprendizaje

3.71 Escriba la fórmula estructural semidesarrollada de los compuestos que se nombran a continuación y diga uno de los pares dados tiene mayor temperatura de ebullición:

- | | |
|-----------------------------|-------------------------|
| a) Butanal y 1-butanol | b) Pentano y pentanal |
| c) 2-pentanona y 1-pentanol | d) Propano y propanona. |

3.72 Represente la estructura electrónica del grupo carbonilo y diga por qué tiene características polares.

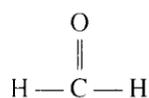
3.73 ¿Por qué los aldehídos y las cetonas tienen temperaturas de ebullición superiores a las de los correspondientes hidrocarburos?

Nomenclatura y notación química de los aldehídos y las cetonas

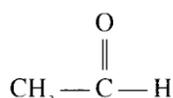
En el sistema de la UIQPA (en inglés IUPAC) los nombres de los aldehídos alifáticos se forman sustituyendo la o final del nombre del alcano correspondiente por la terminación al. Como el grupo carbonilo está en uno de los extremos de la cadena de átomos de carbono, no es necesario indicar su posición, ya que es propia de un carbono primario al que se le asigna el Nro1. Cuando se encuentran presentes otros sustituyentes es necesario señalar la posición que estos ocupan.

Muchos aldehídos también reciben nombres comunes.

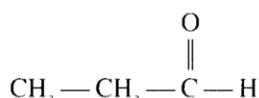
En los ejemplos siguientes estos se representan entre paréntesis:



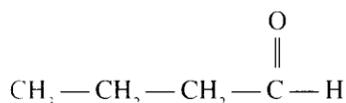
Metanal
(formaldehído)



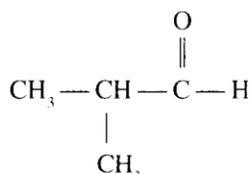
Etanal
(acetaldehído)



Propanal
(propionaldehído)

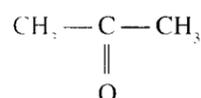


Butanal
(butiraldehído)

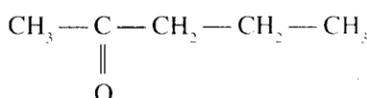


Metilpropanal
(isobutiraldehído)

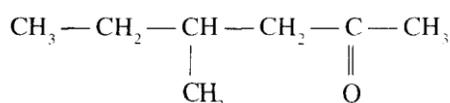
Los nombres de las cetonas alifáticas se forman sustituyendo la o del nombre del alcano correspondiente con la terminación ona. Entonces se numera la cadena de forma tal, que el grupo carbonilo tenga el menor número posible y se utiliza este número para indicar su posición



Propanona
(acetona)



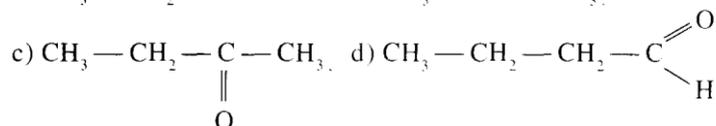
2-pentanona



4-metil-2-hexanona

??? Tareas de aprendizaje

3.74 Dadas las fórmulas químicas siguientes:



- 1) ¿A qué función química pertenecen cada uno de los compuestos representados?
- 2) Formule un homólogo del compuesto representado en d).
- 3) Nombre cada uno de ellos.

3.75 Escriba las fórmulas químicas que representan las sustancias siguientes:

a) Pentanal, b) 2-hexanona c)3-metil-2-pentanona, d) 2-metilhexanal.

Isomería de los aldehídos y las cetonas

Los aldehídos y las cetonas del mismo número de átomos de carbono al igual que los compuestos estudiados en los anteriores capítulos, presentan isomería de cadena. Además, en las cetonas hay isomería de posición y entre los aldehídos y las cetonas existe otro tipo de isomería, la isomería de función.

Isomería de cadena

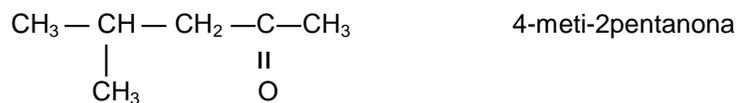
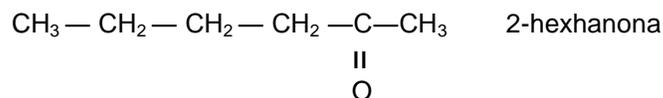
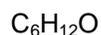
La isomería de cadena en ambos compuestos se manifiesta entre sustancias de igual composición cualitativa y cuantitativa, en las que el grupo carbonilo se mantiene en la misma posición, pero sus cadenas se diferencian en el orden de unión de los átomos de carbono.

Este tipo de isomería existe entre los aldehídos de más de tres átomos de carbono y entre las cetonas de más de cuatro átomos de carbono (tabla 3.13).

Tabla 3.13. Isomería de cadena en los aldehídos y en las cetonas

<i>Fórmula global</i>	<i>Fórmula estructural semidesarrollada</i>	<i>Nombre</i>
ALDEHÍDOS		
$C_5H_{10}O$	$ \begin{array}{c} O \\ // \\ CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - C \\ \backslash \\ H \end{array} $	pentanal
	$ \begin{array}{c} O \\ // \\ CH_3 - CH_2 - CH - C \\ \quad \backslash \\ CH_3 \quad H \end{array} $	2-metilbutanal
	$ \begin{array}{c} O \\ // \\ CH_3 - CH - CH_2 - C \\ \quad \backslash \\ CH_3 \quad H \end{array} $	3-metilbutanal

CETONAS



Isomería de posición

Entre las cetonas de más de cuatro átomos de carbono se manifiesta la isomería de posición.

Este tipo de isomería se presenta entre cetonas de igual fórmula global, en las que el grupo carbonilo se encuentra en diferentes posiciones en la cadena hidrocarbonada (tabla 3.14)

Tabla 3.14. Isomería de posición en las cetonas

Fórmula global	Fórmula semidesarrollada	Nombre
$C_5H_{10}O$	$CH_3 - CH_2 - CH_2 - \underset{\begin{array}{c} \\ O \end{array}}{C} - CH_3$	2-pentanona
	$CH_3 - CH_2 - \underset{\begin{array}{c} \\ O \end{array}}{C} - CH_2 - CH_3$	3-pentanona

Isomería de función.

Los aldehídos y las cetonas de igual composición cualitativa y cuantitativa son isómeros de función (tabla 3.15).

Tabla 3.15. Isomería de función entre aldehídos y cetonas

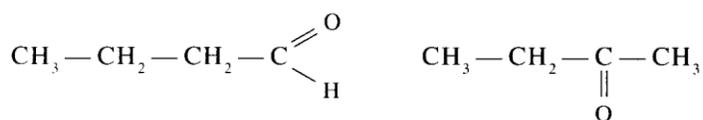
Fórmula global	Fórmula semidesarrollada	Nombre
C_3H_6O	$CH_3 - CH_2 - \underset{\begin{array}{c} // \\ O \\ \backslash \\ H \end{array}}{C}$	propanal (aldehído)
	$CH_3 - \underset{\begin{array}{c} \\ O \end{array}}{C} - CH_3$	propanona (cetona)

???

??? Tareas de aprendizaje

3.76 ¿En qué consiste la isomería de función entre los aldehídos y las cetonas?

3.77 Teniendo en cuenta las fórmulas siguientes:



a) ¿Qué tipo de isomería presentan los compuestos representados? Explique. b) Nómbralos.

3.78 Escriba las fórmulas estructurales semidesarrolladas y los nombres de:

a) Dos isómeros de cadena de fórmula $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$

b) Dos isómeros de posición de fórmula $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}$

c) Dos isómeros de función de fórmula global $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$

3.79 Escriba la fórmula estructural semidesarrollada y el nombre de todos los isómeros de función del hexanal. ¿Qué tipo de isomería presentan entre sí las cetonas representadas?

ÁCIDOS MONOCARBOXÍLICOS.

Los ácidos monocarboxílicos son sustancias orgánicas de gran importancia. En la antigüedad, el hombre utilizó el ácido acético en forma de vinagre. Otros ácidos conocidos son el tartárico, que se encuentra en el zumo de las uvas y el cítrico que está contenido en el jugo de limón. Los ácidos orgánicos pueden servir como condimento alimentario, reactivo de laboratorio para producir tejidos, etcétera.

En este capítulo se estudiarán las estructuras de los ácidos monocarboxílicos, las que explicarán las propiedades que tienen estos compuestos.

Al terminar el estudio de este capítulo podrá responder a preguntas como las siguientes: Por qué los ácidos orgánicos se emplean en la fabricación de jabones? ¿Qué relación existe entre los ácidos, los hidrocarburos y los alcoholes?

Ácidos monocarboxílicos. Serie homóloga. Propiedades físicas. Estructura.

Los ácidos orgánicos monocarboxílicos son compuestos que poseen en la cadena, al menos a un

grupo carboxilo ($-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$), se representan por la fórmula $R-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$, donde R representa

a un grupo alquilo. Si el grupo fuese aromático se escribiría Ar. La cadena puede ser lineal, ramificada o cíclica.

Los ácidos alifáticos con un grupo carboxilo reciben el nombre de ácidos grasos, pues muchos se pueden obtener por la hidrólisis de las grasas (las grasas son sustancias que forman el tejido adiposo de los animales, también se encuentran en los vegetales, en las semillas y en algunos frutos).

Serie homóloga

En la **tabla 3.16** se presentan los cinco primeros ácidos de cadena lineal, donde se observa la diferencia de un grupo metileno (CH_2), entre miembros vecinos.

Tabla 3.16. Representación, nombre y varias propiedades físicas de los ácidos monocarboxílicos de la serie homóloga del ácido metanoico.

Fórmula semidesarrollada	Nombre	Temperatura de ebullición °C	Temperatura de fusión °C
$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{H} - \text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$	ácido metanoico	101	1,227
$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{H} - \text{CH}_2 - \text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$	ácido etanoico	118	1,049
$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{H} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$	ácido propanoico	141	0,999
$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{H} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$	ácido butanoico	163	0,959
$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{H} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$	ácido pentanoico	186	0,042

Propiedades físicas.

Los ácidos alifáticos saturados que tienen hasta 10 átomos de carbono son líquidos, en tanto los homólogos superiores son sólidos a temperatura ambiente.

Las temperaturas de ebullición aumentan con el incremento de los grupos CH₂, si se comparan estas con las de los alcoholes de igual número de átomos de carbono se observa que la de ácidos son mayores.

Las temperaturas de fusión varían de forma irregular, como se muestra en el gráfico de la figura 1.23.

En la serie de los ácidos alifáticos, la densidad disminuye con el alargamiento de la cadena pues influye más el volumen de la molécula que la masa representada por el incremento del grupo metileno (CH₂).

Estructura.

La fórmula electrónica de un ácido monocarboxílico se representa de la forma siguiente:

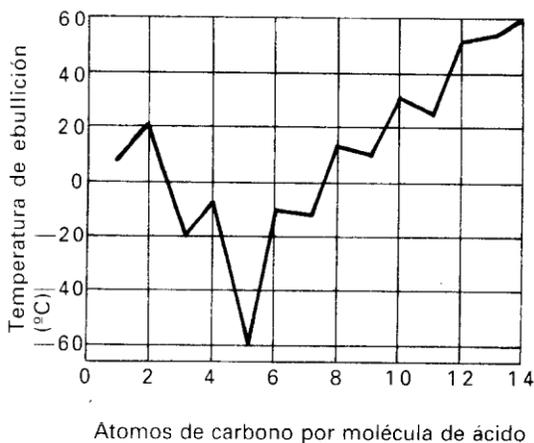
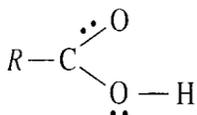
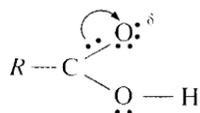


Fig. 1.23 Temperaturas de fusión de los ácidos monocarboxílicos con respecto al número de átomos de carbono en la molécula.

La densidad electrónica del enlace ($-C=O$) está desplazada hacia el átomo de oxígeno, más electronegativo, adquiriendo este átomo carga parcial negativa. A la vez en el enlace oxígeno-hidrógeno hay un desplazamiento electrónico hacia el átomo de oxígeno, lo que permite la salida del hidrógeno como protón:



Cuando se ioniza un ácido monocarboxílico, el anión carboxilato que se produce tiene una carga negativa deslocalizada y compartida entre los dos átomos de oxígeno.

Los ácidos carboxílicos en general tienen K_a de 10^{-5} a 10^{-3} son más ácidos que los alcoholes y el agua (K_a del orden 10^{-18} y 10^{-14} , respectivamente.)

El grupo hidroxilo permite la formación de asociaciones moleculares, por puente de hidrógeno, que se pueden representar de la forma siguiente:



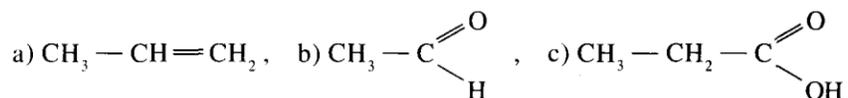
La asociación de dos moléculas (dímero) mediante un puente de hidrógeno hace que la temperatura de ebullición sea mayor que la de otros compuestos con igual número de átomos de carbono. La presencia en estos compuestos del grupo funcional carboxilo, así como la característica de la cadena carbonada, son factores determinantes de las propiedades físicas.

La irregularidad en las temperaturas de fusión, presentada en la fig. 1.23 está relacionada con el modo en que se disponen las moléculas cuando el compuesto adquiere el estado sólido. En las moléculas con número par de átomos de carbono, los grupos carboxilo y metilo terminales, están situados en lados opuestos de la cadena carbonada dispuesta en zigzag lo que permite, que las moléculas se dispongan más juntas en el retículo, razón por la cual aumentan las fuerzas de atracción intermoleculares y la temperatura de fusión.

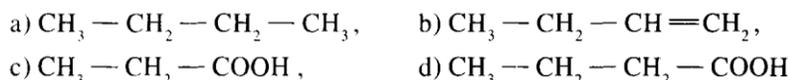
Los ácidos que tienen hasta cuatro átomos de carbono son solubles en agua, esta propiedad disminuye con el aumento de la cadena y, por tanto, la masa molar ya que predomina en la molécula la porción de hidrocarburo con respecto al grupo carboxilo. Por ello, el ácido de cinco átomos de carbono ya es poco soluble en agua y los demás son prácticamente insolubles en ella.

??? Tareas de aprendizaje

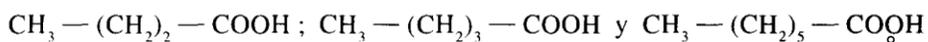
3.80 Identifique los compuestos representados según su función química:



3.81 Entre los compuestos representados hay dos que son homólogos Selecciónelos.



3.82 Se poseen tres ácidos de fórmulas



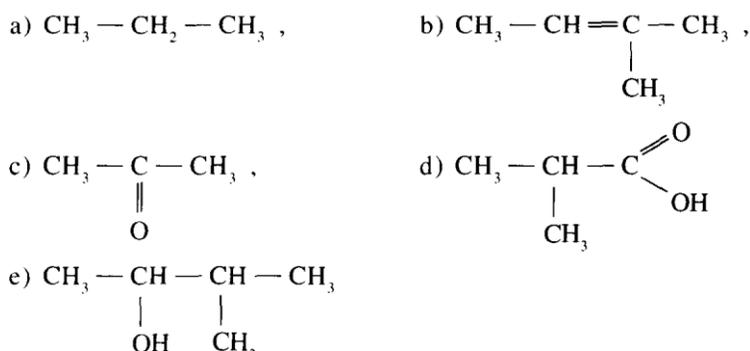
Se conoce que las temperaturas de ebullición de estos son: 223 °C, 163 °C y

186 °C, respectivamente. ¿Cuál temperatura corresponde a cada compuesto? Explique en cada caso su respuesta.

3.83 Analice la fig. 1.23 y diga si es posible tener un ácido alifático monocarboxílico en estado gaseoso a temperatura ambiente.

3.84 ¿Qué tipo de compuesto es más ácido: un alcohol o un ácido monocarboxílico? Explique.

3.85 Entre los compuestos representados por:



1) Seleccione un compuesto soluble en agua.

2) Nombre el compuesto representado en el inciso e).

3.86 Complete el cuadro siguiente:

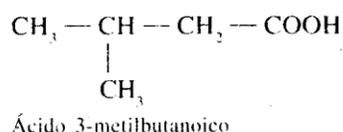
Sustancia	Masa molar	Temp. de ebullición (°C)	Temp. de fusión (°C)	Solubilidad en agua
Propano				
$\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2$				
1-propanol				
Propanal				
Propanona				
Ácido propanoico				

Responda:

- ¿A qué atribuye usted la diferencia entre las masas molares del propano y el ácido propanoico?
- b) ¿Por qué es menor la temperatura de ebullición del propanal, que la del 1- propanol?
- c) ¿Por qué tiene mayor temperatura de ebullición el ácido propanoico que el 1- propanol?
- d) Se conoce que el propano y el propeno no son solubles en agua y sí lo es el ácido propanoico ¿Por qué ocurre esto?

Nomenclatura y notación química de los ácidos monocarboxílicos

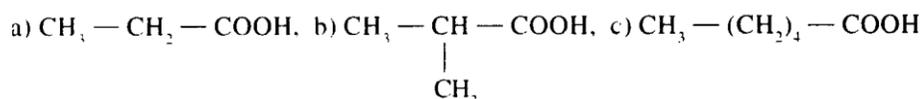
Según la IUPAC, para nombrar a un ácido orgánico de cadena lineal, se antepone la palabra ácido, al nombre del hidrocarburo y se sustituye la o final por la terminación oico. El grupo carboxilo define la cadena más larga y a su carbono le corresponde el número 1, la posición de los grupos sustituyentes se indica por un número; por ejemplo:



Muchos ácidos poseen nombres triviales, que relacionan sus nombres con su procedencia y, por ello, son muy utilizados en la práctica; por ejemplo, el ácido metanoico, se conoce por ácido fórmico, del latín fórmica que significa hormiga. Se obtuvo por primera vez destilando hormigas. El ácido etanoico se conoce por ácido acético, el ácido butanoico, recibe el nombre de ácido butírico, del latín butyrum que quiere decir mantequilla.

??? Tareas de aprendizaje

3.87. Escriba los nombre de los ácidos representados:



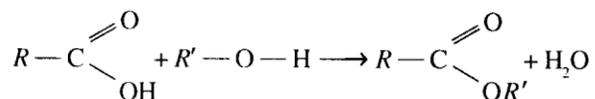
3.88. Escribe las fórmulas estructurales semidesarrolladas de cada uno de los compuestos siguientes:

a) ácido metanoico (ácido fórmico)

b) ácido butanoico (ácido butírico)

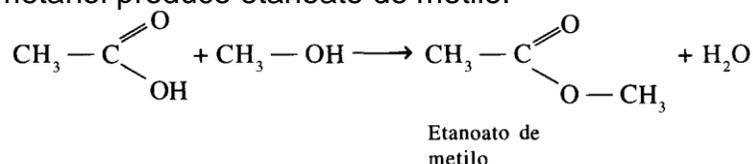
Ésteres.

Los ácidos orgánicos reaccionan con los alcoholes, en presencia de ácidos fuertes como catalizadores, formando compuestos llamados ésteres.

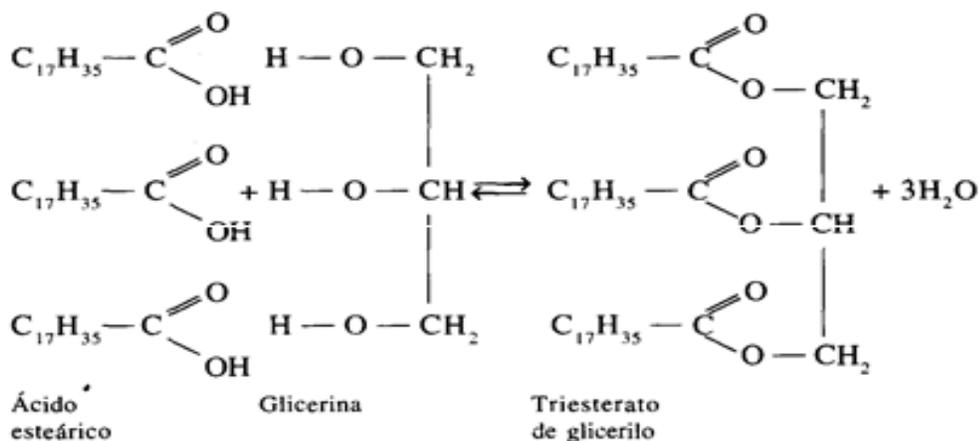


En esta reacción el agua se forma a partir del hidroxilo del ácido y el hidrógeno del alcohol. La reacción se conoce como esterificación.

Los Ésteres se nombran como si fueran sales de alquilo. La reacción entre el ácido etanoico y el metanol produce etanoato de metilo:



Cuando se calienta glicerina un ácido orgánico superior (el que tienen más de 12 átomos de carbono en la cadena lineal) se obtiene un éster, que recibe el nombre de glicérido o grasa. La reacción entre el ácido esteárico y la glicerina forma el éster (grasa) triesterato de glicerilo:

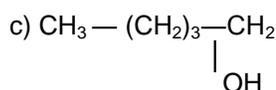
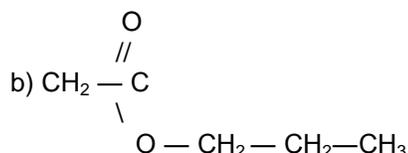
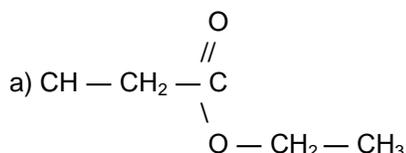


Al hervir un glicérido con una con una disolución de un hidroxilo alcalino, se obtiene una sal (constituyente principal de jabón) y glicerina. La reacción se conoce como saponificación.

??? Tareas de aprendizaje

3.89. Un jabón es una sal alcalina de un ácido graso superior. Elabore un párrafo en que usted explique cómo se podría fabricar un jabón.

3.90. Dadas las fórmulas siguientes:



1) Nombre de los compuestos representados en a), b) y c).

2) Diga qué ácido y qué alcohol formó a los compuestos representados en a) y en b).

Nociones generales de carbohidratos y lípidos.

Los carbohidratos o sacáridos, también conocidos como hidratos de carbono y últimamente como glúcidos, son polihidroxialdehidos, polihidroxicetonas o compuestos que por hidrólisis se convierten en estos.

Los carbohidratos son sustancias orgánicas sintetizadas en las plantas al combinar el dióxido de carbono y el agua, con la ayuda catalítica de la clorofila y con energía en el proceso de fotosíntesis. Son compuestos orgánicos muy abundantes en la naturaleza. Por ejemplo, la glucosa o azúcar de uva, la celulosa, que representan el material soporte de las planta y el almidón que se almacena en las semillas y sirven de alimento a los seres humanos y a las nuevas plantas.

Clasificación.

Atendiendo al número de moléculas que producen en sus hidrólisis los carbohidratos se clasifican en:

a) Monosacáridos o azúcares simples. Generalmente no se hidrolizan a moléculas más sencillas; ejemplos la glucosa y la fructuosa.

b) Oligosacáridos. Al hidrolizarse se obtienen entre 2 y 10 moléculas de monosacáridos; ejemplo la sacarosa (disacárido)

c) Polisacáridos. Al hidrolizarse se obtiene un número elevado de moléculas monosacáridos; ejemplo almidón y celulosa.

Propiedades físicas

En la tabla 3.18 se ofrecen algunas propiedades físicas de los carbohidratos mencionados. **Cambiar el 7.2 escribir** tabla 3.18 (en proceso de edición del libro)

Tabla 7.2
Propiedades físicas de algunos carbohidratos

	<i>Glucosa</i>	<i>Fructosa</i>	<i>Sacarosa</i>	<i>Almidón</i>	<i>Celulosa</i>
Fórmula global	$C_6H_{12}O_6$	$C_6H_{12}O_6$	$C_{12}H_{22}O_{11}$	$(C_6H_{10}O_5)_n$	$(C_6H_{10}O_5)_n$
Estado de agregación	sólido	sólido	sólido	sólido	sólido
Sabor	dulce	dulce	dulce	--	--
Color	blanco	blanco	blanco	blanco	blanco
Olor	inodoro	inodoro	inodoro	inodoro	inodoro
Solubilidad en agua	soluble	soluble	soluble	poco soluble	insoluble
Solubilidad en alcohol	soluble	soluble	soluble	poco soluble	insoluble

??? Tareas de aprendizaje

3.91 El ácido acético tienen fórmula global $C_2(H_2O)_2$ ¿Cree usted que se pueda afirmar de acuerdo con su fórmula, que esta sustancia sea un carbohidrato? Justifique su respuesta.

3.92 De las palabras encerradas entre paréntesis, subraye las que corresponden a un carbohidrato (alcano, monosacárido, glicérido, alcohol, oligosacárido).

3.93 Un compuesto A tiene tres grupos OH en su cadena y, además un grupo carboxilo. ¿Se pueda afirmar que este compuesto es un carbohidrato? Explique.

Monosacáridos: Glucosa. Estructura.

Los monosacáridos son compuestos que tienen asociados a la cadena carbonada varios grupos hidroxilo (OH⁻) y el grupo funcional de los aldehídos o el de las cetonas. Por esta razón pueden ser polihidroxialdehídos o polihidroxicetonas. **Cambiar a Tabla 3.19.**
Ejemplos de monosacáridos.

Tabla 7.3
Ejemplos de monosacáridos

Monosacárido	Fórmula global	Fórmula estructural	Nombre
Polihidroxialdehído	C ₆ H ₁₂ O ₆	$ \begin{array}{c} \text{H} - \text{C} = \text{O} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{OH} \\ \\ \text{HO} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{OH} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{OH} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{OH} \\ \\ \text{H} \end{array} $	glucosa
Polihidroxicetona	C ₆ H ₁₂ O ₆	$ \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{OH} \\ \\ \text{C} = \text{O} \\ \\ \text{HO} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{OH} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{OH} \\ \\ \text{H} \end{array} $	fructosa

Los más comunes tienen de tres a siete átomos de carbono y entre ellos encontramos a la glucosa y a la fructosa.

De los monosacáridos existentes, el más importante es la glucosa que posee 6 átomos de carbono en su molécula.

Estructura.

La glucosa es el monosacárido de mayor importancia para la vida del hombre, se encuentra en muchos frutos como la uva; en disacáridos, como la sacarosa y en polisacáridos, como el almidón y la celulosa.

La fórmula global de la glucosa es $C_6H_{12}O_6$. Numerosos estudios han permitido determinar que en la molécula de esta sustancia existen cinco grupos hidroxilo (OH) y un grupo aldehído.

Estudios posteriores han comprobado que la molécula de glucosa existe en disolución comuna cadena abierta en equilibrio con una estructura cíclica en la cual el grupo aldehído interacciona con el grupo hidroxilo de carbono 5. En este equilibrio predomina la forma cíclica (figura 1.24): **el 7.1 Cambiar** por **Fig. 1.24** (**en proceso de edición del libro**)

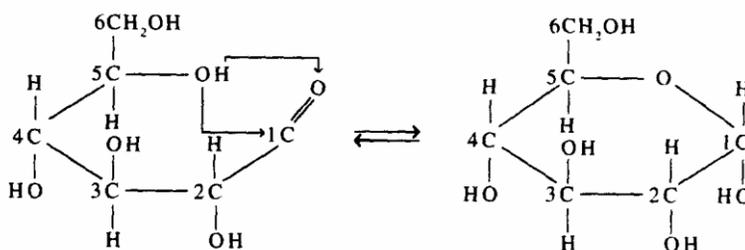


Fig. 7.1 Equilibrio en disolución acuosa, de las dos formas fundamentales de la glucosa

Disacáridos. Estudio de la sacarosa. Propiedades físicas. Estructura.

Los disacáridos son carbohidratos que al hidrolizarse dan 2 moléculas de monosacáridos. Entre los más importantes están la sacarosa o azúcar de caña, la maltosa o azúcar de malta y lactosa o azúcar de leche. Estos azúcares son isómeros que responden a la fórmula general $C_{12}H_{22}O_{11}$.

Propiedades físicas.

La sacarosa es un sólido cristalino, de color blanco, de sabor dulce y muy soluble en agua. Funde a $185\text{ }^{\circ}\text{C}$ y cuando se solidifica lo hace en forma de masa amorfa, llamada caramelo. Se obtiene de la caña de azúcar y de la remolacha; también se encuentra en el

melón y la zanahoria.

Estructura.

La composición química de la sacarosa (Fig. 1.25) responde a la unión de dos unidades estructurales una de glucosa y una de fructosa mediante un átomo de oxígeno. Este enlace se denomina enlace glicosídico, y en el caso de la sacarosa se establece entre el átomo uno de la glucosa y el carbono dos de la fructosa, por lo que no queda libre el grupo carbonilo.

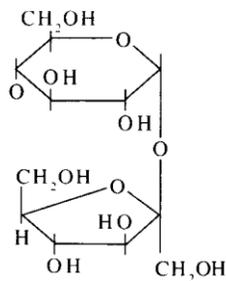


Fig. 7.2 Estructura de la sacarosa

Cambiar el 7.2 por 1.25 Fig. 1.25 Estructura de la sacarosa. (en proceso de edición del libro)

Industria azucarera.

La industria azucarera es la principal industria de Cuba y es la caña de azúcar la materia prima de esta industria.

El proceso agroindustrial del azúcar comprende dos aspectos principales:

- a) Aspecto agrícola: cultivo de la caña de azúcar.
- b) Aspecto industrial: obtención de azúcar crudo y azúcar refinado

El proceso industrial en la fabricación de azúcar comprende las siguientes fases principales:

- a) Molienda
- b) Clarificación
- c) Concentración (vaporización)
- d) Cristalización.
- e) Separación del azúcar crudo y refinación

En la molienda se realiza la extracción máxima del jugo de la caña (guarapo).

La clarificación es la fase donde se lleva a cabo la purificación del guarapo, separándolo de las impurezas y eliminando todas las sustancias que producen acidez y causan alteraciones al guarapo. La adición de cal apagada (CaO) permite la regulación del pH del jugo.

La concentración es el proceso de fabricación de azúcar en el que se elimina el porcentaje de agua que contiene el guarapo. En esta etapa del proceso es muy importante el control de la presión y la temperatura.

La cristalización es la formación inicial del grano de azúcar.

La separación del azúcar crudo se realiza en las centrífugas. En esta etapa se obtiene el cristal sin la miel o melaza que lo recubre en la cristalización.

En la refinación se eliminan las impurezas coloreadas que conserva el azúcar crudo y se obtiene el azúcar blanco o refino. Para esto se emplea carbón activado.

??? Tareas de aprendizaje

3.94 ¿Qué son los disacáridos?

3.95 Busque un artículo de actualidad en el que se habla acerca del desarrollo de la industria azucarera y de sus derivados en Cuba y haga un informe.

Lípidos definición y clasificación.

Dentro de los lípidos se agrupan un grupo de sustancias de estructuras muy heterogéneas que se caracterizan por ser insolubles en agua y solubles en disolventes no polares como el tetracloruro de carbono (CCl₄), benceno (C₆H₆) y éter.

La mayoría de los lípidos presentan una característica que les permite formar asociaciones moleculares y es su carácter anfipático. ***Las sustancias anfipáticas son aquellas que presentan en su estructura una parte polar y otra apolar, las cuales cuando se encuentran en medio acuoso tienden a formar bicapas o micelas.***

Existen varias formas de clasificar a los lípidos; dentro de ellas podemos citar dos grupos que siguen un criterio estructural para la organización. Dichos grupos son:

1.- Lípidos complejos (saponificables)

- Acilglicéridos
- Fosfoglicéridos
- .Enfigolípidos

- Caras

2.- Lípidos sencillos (no saponificables)

- Terpenos
- Esteroides
- Prostaglandinas

Los lípidos complejos presentan en su estructura ácidos grasos, los cuales son capaces de producir jabones, por lo que se plantea que son saponificables.

Los lípidos simples, por el contrario, no contienen ácidos grasos por lo que no son saponificables.

??? *Tareas de aprendizaje.*

3.96. ¿Por qué se considera que los lípidos son insolubles en agua?

3.97. ¿A qué se le llama sustancias anfipáticas?

3.4 Compuestos nitrogenados de los hidrocarburos. Clasificación. Nomenclatura y notación química de aminas. Nociones generales de aminoácidos, péptidos, proteínas y ácidos nucleicos.

Aminas. Clasificación. Propiedades físicas. Estructura.

Las aminas son compuestos orgánicos nitrogenados que pueden considerarse como derivados del amoniac, en el que se han sustituido uno o más átomos de hidrógeno por grupos (alquilo o arilo).

Atendiendo a la estructura las aminas se clasifican en:

- a) Aminas primarias, secundarias y terciarias. b) Aminas Alifáticas y aromáticas.

Son aminas primarias, secundarias y terciarias, en dependencia del número de átomos de hidrógeno sustituidos en la molécula de amoniac, por grupos alquilo o arilo (tabla 3.20).

Las aminas primarias presentan un grupo alquilo o arilo, las secundarias dos y las

terciarias tres. Los grupos sustituyentes R,R',R'' pueden ser iguales o diferentes. **Cambiar tabla**

3.20 (en proceso de edición del libro) **Tabla 3.20.** Representación del amoniaco.....

Tabla 6.1

Representación del amoniaco y de aminas primaria, secundaria y terciaria

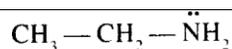
	<i>Amoniaco</i>	<i>Amina primaria</i>	<i>Amina secundaria</i>	<i>Amina terciaria</i>
Fórmula global general	$\ddot{\text{N}}\text{H}_3$	$\text{R}\ddot{\text{N}}\text{H}_2$	$\text{R}_2\ddot{\text{N}}\text{H}$	$\text{R}_3\ddot{\text{N}}$

Tabla 6.1 (cont.)

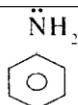
	<i>Amoniaco</i>	<i>Amina primaria</i>	<i>Amina secundaria</i>	<i>Amina terciaria</i>
Fórmula estructural general	$\begin{array}{c} \text{H} - \ddot{\text{N}} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{R} - \ddot{\text{N}} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{R} - \ddot{\text{N}} - \text{R}' \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{R} - \ddot{\text{N}} - \text{R}' \\ \\ \text{R}'' \end{array}$
Ejemplo	-	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \ddot{\text{N}} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ Metilamina	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \ddot{\text{N}} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{H} \end{array}$ Dimetilamina	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \ddot{\text{N}} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ Trimetilamina

Son aminas alifáticas y aromáticas, según el tipo de sustituyentes: las aminas son alifáticas si R,R',R'' son grupos alquilo y aromáticas sean menos uno de estos grupos es arilo.

Ejemplos



Etilamina
(alifática)



Fenilamina o anilina
(aromática)

Propiedades físicas

Al igual que ocurre con las diferentes sustancias estudiadas hasta el momento, las propiedades de las aminas varían con el aumento de la masa molar.

En la tabla 3.21 se relacionan varias propiedades físicas de algunas aminas.

Cambiar a **tabla 3.21.** Propiedades físicas de algunas aminas. **La tabla 6.2**

Tabla 6.2
Propiedades físicas de algunas aminas

<i>Fórmula semidesarrollada</i>	<i>Nombre</i>	<i>Temp. de ebullición (°C)</i>	<i>Temp. de fusión (°C)</i>	<i>Solubilidad en agua</i>
Aminas primarias:				
$\text{CH}_3 - \ddot{\text{N}}\text{H}_2$	metilamina	- 6,5	- 94	soluble
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \ddot{\text{N}}\text{H}_2$	etilamina	17	- 84	soluble
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \ddot{\text{N}}\text{H}_2$	propilamina	49	- 83	soluble
$\text{C}_6\text{H}_5 - \ddot{\text{N}}\text{H}_2$	fenilamina (anilina)	184	- 46,2	poco soluble
Aminas secundarias:				
$(\text{CH}_3)_2 - \ddot{\text{N}}\text{H}$	dimetilamina	7,4	- 96	soluble
$(\text{CH}_3 - \text{CH}_2)_2 - \ddot{\text{N}}\text{H}$	dietilamina	56	- 48	soluble
$(\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2)_2 - \ddot{\text{N}}\text{H}$	dipropilamina	110	- 40	soluble
$(\text{C}_6\text{H}_5)_2 - \ddot{\text{N}}\text{H}$	difenilamina	302	53	prácticamente insoluble

Tabla 6.2 (cont.)

<i>Fórmula semidesarrollada</i>	<i>Nombre</i>	<i>Temp. de ebullición (°C)</i>	<i>Temp. de fusión (°C)</i>	<i>Solubilidad en agua</i>
Aminas terciarias:				
$(\text{CH}_3)_3\ddot{\text{N}}$	trimetilamina	3,5	- 117	soluble
$(\text{CH}_3 - \text{CH}_2)_3\ddot{\text{N}}$	trietilamina	90	- 115	poco soluble
$(\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2)_3\ddot{\text{N}}$	tripropilamina	156	- 90	poco soluble
$(\text{C}_6\text{H}_5)_3\ddot{\text{N}}$	trifenilamina	365	127	prácticamente insoluble

A medida que se incrementa el número de grupos alquilo y, la masa molar, aumentan las temperaturas de ebullición y de fusión, y disminuye la solubilidad en agua de las aminas primarias, secundarias y terciarias, respectivamente.

**Es
tru
ct
ur
a**

Las aminas de estructura más sencilla (metilamina, dimetilamina, trimetilamina) tienen muchas propiedades semejantes al amoníaco: son gases de olor agradable. No obstante, las aminas arden en el aire y el amoníaco no. Esta propiedad contribuyó al descubrimiento de las aminas, en 1848, por Wurtz*.

De modo general, a temperatura y presión ambiente las aminas alifáticas de tres a 11 átomos de carbono, exceptuando la trimetilamina, son líquidas, mientras que las doce o más átomos de carbono son sólidas.

* Wurtz consideraba al principio que los vapores de etilamina eran de amoníaco, hasta lo pudo comprobar, por casualidad, que este gas como olor a amoníaco ardía en el aire.

Para comparar las temperaturas de ebullición de las aminas con las de los alcanos y los alcoholes de la masa molar semejante, se puede apreciar que los valores de esta magnitud en las aminas son menores que en los alcoholes y mucho mayores que en los alcanos correspondientes (tabla 3.22).

Las propiedades de las aminas están estrechamente relacionadas con el par de electrones sin compartir que posee el átomo de nitrógeno en sus estructuras. **Cambiar tabla 6.3 por Tabla 3.22.** *Tabla 6.3*

Temperatura de ebullición de aminas, alcoholes y alcanos de masa molar semejante

<i>Fórmula semidesarrollada</i>	<i>Nombre molar</i>	<i>Masa</i>	<i>Temp. de ebullición (°C)</i>
$\text{CH}_3 - \ddot{\text{N}}\text{H}_2$	metilamina	31	- 6,5
$\text{CH}_3 - \text{OH}$	metanol	32	65,0
$\text{CH}_3 - \text{CH}_3$	etano	30	- 88,6
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \ddot{\text{N}}\text{H}_2$	etilamina	45	17
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$	etanol	46	78,3
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	propano	44	- 42,1

La existencia del enlace N - H en las aminas primarias y secundarias y el par de electrones sin compartir que presenta el átomo de nitrógeno, le confieren a las aminas propiedades semejantes al amoníaco.

Las aminas alifáticas pueden formar enlaces por puente de hidrógeno intermoleculares, exceptuando las aminas terciarias.

El átomo de nitrógeno es menos electronegativo que el de oxígeno, por lo que los enlaces por puente de hidrógeno son menos fuertes en las aminas, que en los alcoholes, lo que trae como resultado que las temperaturas de ebullición de las aminas sean generalmente inferiores a las de los alcoholes de masa molar semejante.

Por otra parte, los valores de temperaturas de ebullición son mayores en las aminas, que en los alcanos, porque en estos no hay enlaces por puente de hidrógeno.

Las aminas terciarias no pueden formar enlaces por puente de hidrógeno entre sí al no tener enlaces N-H y, por ello, hierven a menor temperatura que las aminas primarias y secundarias de masa molar semejante.

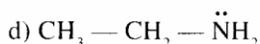
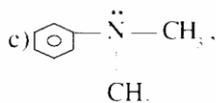
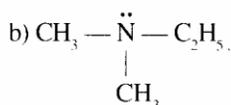
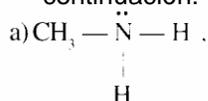
Todas las aminas pueden formar enlaces por puente de hidrógeno con el agua, por lo que en las aminas de baja masa molar son muy solubles en agua.

Las aminas terciarias son muy poco solubles en agua, debido a que el volumen de los tres grupos alquilo dificulta la formación de los enlaces por puente de hidrógeno.

La disminución de la solubilidad de las aminas en agua con el aumento del número de átomos de carbono es gradual. Las aminas alifáticas de hasta 6 átomos de carbono son generalmente solubles en agua.

???Tareas de aprendizaje

3.98 Clasifique las aminas representadas a continuación:



1) Según el número de átomos de hidrógeno sustituidas en la molécula de amoníaco por grupos alquilo o arilo.

2) Según el tipo de sustituyente.

3.99 El criterio de clasificación de las aminas en primarias, secundarias y terciarias es distinto al que se emplea para clasificar a los alcoholes en primarios, secundarios y terciarios.

a) Argumente la afirmación anterior.

b) Escriba la fórmula semidesarrollada de una amina y de un alcohol primario, secundario y terciario, respectivamente, con lo cual confirme por refute esa afirmación.

3.100 ¿A qué se debe la diferencia entre las temperaturas de ebullición de las aminas

Cambiar a figura 1.26. Fórmulas estructurales a) ácido etanoico; b) ácido aminoácido. **La figura 7.4** **En proceso de edición del libro.**

Generalmente el grupo amino se encuentra en el átomo de carbono contiguo al grupo carboxilo, el cual se identifica como carbono alfa (α) o carbono dos.

No obstante existen aminoácidos con el grupo amino situado en otros carbonos (tres, cuatro, etc). A estas posiciones también se les denomina por las letras griegas correspondientes: beta (β), ganma (δ), etc.

Propiedades físicas.

Los aminoácidos son sólidos cristalinos no volátiles, solubles en agua y prácticamente en disolventes apolares. Presentan altas temperaturas de fusión y en general se descomponen al fundirse.

Los aminoácidos son compuestos de gran importancia para la vida; algunos de ellos

esenciales para lograr el desarrollo normal de niños y jóvenes y mantener un buen estado de salud en los adultos.

En la tabla 3.23 aparecen las fórmulas de los aminoácidos más sencillos que forman las proteínas. **Cambiar la 7.4 a** **Tabla 3.23**. Fórmulas y nombres de algunos aminoácidos. **En edición del libro**

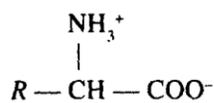
Tabla 7.4

Fórmulas y nombres de algunos aminoácidos

Fórmulas semidesarrolladas	Nombres
$\ddot{\text{N}}\text{H}_2 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$	ácido aminoetanoico (glicina)
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{COOH} \\ \\ \ddot{\text{N}}\text{H}_2 \end{array}$	ácido 2-aminopropanoico (alanina)
$\begin{array}{c} \ddot{\text{N}}\text{H}_2 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH} - \text{COOH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	ácido 2-amino-3-metilbutanoico (valina)
$\begin{array}{c} \ddot{\text{N}}\text{H}_2 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{COOH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	ácido 2-amino-4-metilpentanoico (leucina)

Estructura.

El grupo carboxilo de los aminoácidos tiene tendencia a ceder un protón (propiedades ácidas), mientras que el grupo amino tiene tendencia a aceptarlo (propiedades básicas), lo que hace que los aminoácidos tengan estructura de ion dipolar.



El ion dipolar contiene un grupo básico negativo, carboxilato (COO^-) y un grupo ácido positivo (NH_3^+).

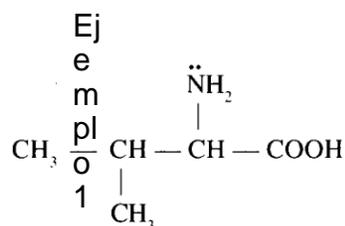
En disoluciones acuosas de aminoácidos se establece un equilibrio que se puede representar de la forma siguiente:

Evidentemente, la adición de un protón al aminoácido lo convierte en una especie catiónica y, la adición de un oxidrilo, en una especie aniónica. Para cada aminoácido debe haber un valor de pH^* , en la cual el aminoácido tiene tendencia a formar cualquiera de estos dos iones y, por consiguiente, se comporta como una sustancia anfótera.

Si se aumenta la acidez (disminución del pH), predomina la especie catiónica; si disminuye la acidez (aumenta el pH) predomina la especie aniónica.

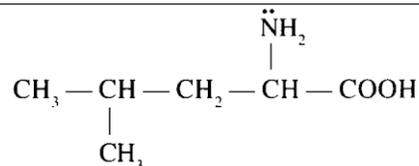
**No
men
clat
ura.**

En el sistema IUPAC estos compuestos se nombran como amino- derivados de los ácidos correspondientes.



ácido 2-amino-3-metilbutanoico

Ejemplo 2



ácido 2-amino-4-metilpentanoico

Los aminoácidos tienen, además nombres comunes, que son los que se utilizan

con más frecuencia, en la tabla 3.23 se reflejan entre paréntesis.

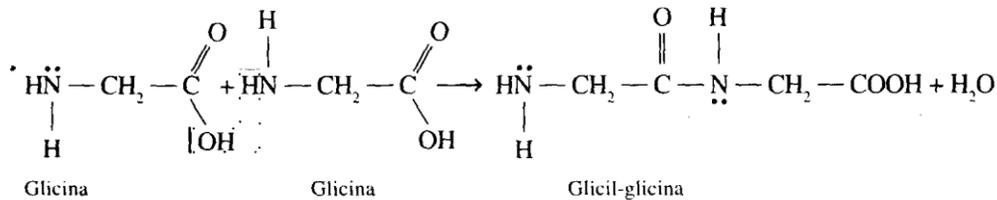
??? Tareas de aprendizaje

3.102 ¿Por qué los aminoácidos son compuestos de funciones mixtas?

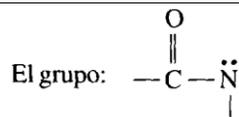
3.103. Describa las propiedades físicas de los aminoácidos.

Péptidos, proteínas y ácidos nucleicos.

Los aminoácidos pueden reaccionar entre sí por la combinación de los grupos amino y carboxilo para formar compuestos que reciben el nombre de péptidos

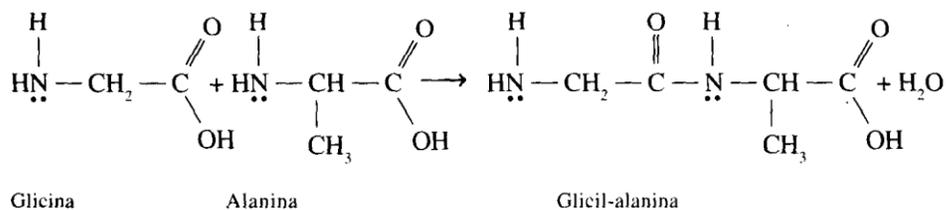


Esta ecuación representa la reacción entre dos aminoácidos (glicina) y el producto formado es un dipéptido. Cuando se unen varias moléculas de aminoácidos el compuesto formado se denomina polipéptido. Como resultado de esta reacción siempre se origina agua:



que se forma en la reacción entre los aminoácidos recibe el nombre de grupo *peptídico* o grupo *amida* y el enlace entre los átomos de carbono y nitrógeno, en este grupo se denomina *enlace peptídico*

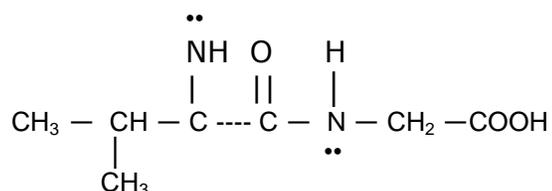
ejemplo:



Los aminoácidos constituyen la unidad estructural fundamental de las proteínas. De los veinte aminoácidos que se encuentran en las proteínas naturales, hay

Escriba las fórmulas estructurales semidesarrolladas de los aminoácidos que dieron lugar a este compuesto.

3.105 A partir de la fórmula del péptido siguiente



a) Clasifíquelo

b) Señale el grupo peptídico y el enlace peptídico.

3.106. Teniendo en cuenta las fórmulas químicas siguientes:



1) ¿A qué función química pertenecen cada uno de ellos?

2) Nombre los compuestos representados.

3.5 Aplicaciones de las sustancias orgánicas.

Los alcanos se emplean como combustibles por su alto poder energético, como lubricantes, disolventes de compuestos orgánicos y como fuente de materia prima para obtener otros productos. Se utilizan como combustibles en los aviones, barcos, en las locomotoras, en los vehículos automotores, etc. La mezcla de propano y butano se envasa comprimida en cilindros o botellones y constituye el gas licuado que se utiliza en los hogares.

La demanda de combustibles es cada día mayor. Los principales productores de combustibles son en América Latina: México, Venezuela y Colombia. Además producen petróleo Brasil, Argentina y Ecuador.

En Cuba se realizan ingentes esfuerzos en la búsqueda de combustibles subterráneos y ya se han logrado resultados positivos. En 1988 se logró la extracción de

petróleo fue 15 veces mayor que en 1958. Se emplean como lubricantes los petrolatos líquidos porque tienen la propiedad de disminuir la fricción entre los cuerpos. Estos petrolatos líquidos también reciben el nombre de aceites lubricantes. Algunos encuentran aplicación en la lubricación de motores y maquinarias, otros se emplean en la fabricación de cosméticos y productos de peluquería. Como laxantes se les atribuye una acción lubricante sobre las mucosas intestinales y un efecto de ablandamiento sobre la materia fecal.

Se usan como disolvente. La mezcla de hidrocarburos que contiene de tres a seis átomos de carbono recibe el nombre de éter de petróleo y se utiliza como disolvente de grasas, debido a su naturaleza poco polar.

Se utilizan como materia prima ya que a partir de alcanos se pueden obtener alcoholes, plásticos, detergentes y otras sustancias.

Los alquenos se emplean, esencialmente, como materia prima en la síntesis de otros compuestos orgánicos de gran utilización industrial. Sus aplicaciones están relacionadas con sus propiedades químicas.

Algunas propiedades de los alcanos y sus aplicaciones.

Propiedades químicas	Aplicación	Ejemplo
Adición de dihidrógeno	Síntesis de alcanos	Obtención de etano a partir de eteno y dihidrógeno
Adición de halógenos (dicloro y dibromo)	Síntesis de halogenuros de alquilo	Obtención de 1, 2-dicloroetano a partir de eteno y cloruro de hidrógeno
Adición de halogenuros de hidrógeno	Síntesis de halogenuros de alquilo	Obtención de cloroetano a partir de eteno y cloruro de hidrógeno
Polimerización por adición	Síntesis de polímeros	Obtención de plásticos, de polipropileno a partir del propeno y de polietileno a partir de eteno

Los plásticos son muy usados en diversos campos de la economía, por ejemplo, en radiotecnía, electrotecnía, en la fabricación de aviones, barcos, automóviles, útiles para el hogar, etcétera.

Alquino: El acetileno se usa como combustible y como fuente de material prima para la producción de diversos compuestos orgánicos. Sus aplicaciones están muy relacionadas con sus propiedades químicas.

Se emplea como combustible fundamentalmente, en el soplete oxiacetilénico, para soldar y cortar metales ya que la llama producida en su combustión completa con el dióxígeno puede alcanzar temperaturas de hasta 3 000 °C.

El acetileno se ha utilizado en las lámparas de carburo, como fuente de iluminación, pues su llama es blanca y brillante cuando reacciona con el dióxígeno del aire.

Debido a su elevada reactividad y bajo costo, el etino se emplea como materia prima en la síntesis de productos orgánicos de importancia comercial, tales como el ácido acético (componentes esencial del vinagre) y un gran número de monómeros, a partir de los cuales son posible fabricar, mediante el proceso de polimeración, caucho sintético y plásticos.

Para ser utilizados comercialmente el acetileno se envasa a presión, en cilindros de acero que contienen un material poroso impregnado en acetona. De esta forma se evitan accidentes, ya que el etino licuado es un tanto inestable y puede explotar violentamente por calefacción a baja presión.

Los alcoholes son compuestos muy importantes porque constituyen la materia prima en la preparación de una gran variedad de productos en la síntesis orgánica. Las aplicaciones y las propiedades químicas de los alcoholes están muy relacionadas.

Otras aplicaciones de los alcoholes están relacionadas con sus propiedades físicas. Por ejemplo, el etanol se emplea en la preparación de bebidas, licores, medicamentos (jarabes y analgésicos, entre otros), perfumes, etc., por

ser un buen disolvente. El etilenglicol se usa como anticongelante, debido a su alta temperatura de ebullición, su baja temperatura de congelación y su gran solubilidad en agua.

En la medicina el etanol se clasifica como hipnótico (que produce sueño), pero es menos tóxico que los otros alcoholes.

La dosis letal de etanol es de **13,7 g** por kilogramo de peso corporal. El metanol, conocido como "alcohol de madera" es bastante venenoso al tomarlo, respirarlo durante períodos prolongados, o dejarlo mucho tiempo en contacto con la piel. Todo esto puede conducir a la ceguera o la muerte.

Entre los **aldehídos y las cetonas** de mayor importancia, por sus múltiples usos, se pueden citar el metanal, el etanal y la propanona.

La aplicación más importante del metanal es en la fabricación de polímeros llamados bakelitas.

Estos polímeros son materiales plásticos duros y resistentes, los cuales tienen diversos usos, entre los que se encuentran la fabricación de distintos objetos, tales como peines, botones, aparatos de teléfonos y la preparación de barnices, entre otros.

Una disolución al 37% de metanal se conoce con el nombre de formol o formalina, la cual es un producto desinfectante y antiséptico. Se emplea en medicina para conservar piezas anatómicas, así como para la conservación de animales antes de su disección. Este uso se basa en la propiedad del metanal para formar productos duros y resistentes con las proteínas, debido a lo cual se evita la putrefacción.

El etanal es un líquido incoloro, de olor picante y temperatura de ebullición de 21°C , miscible en agua en todas las proporciones. Se utiliza en la preparación de etanol, ácido acético, medicamentos, plásticos y otros.

La **acetona** es un líquido incoloro, de olor agradable, temperatura de ebullición de 56°C y miscible en el agua. Se emplea como disolvente de pinturas y uno de los usos más difundidos es como quitaesmalte para las uñas. A partir de la acetona es posible obtener numerosos compuestos, también empleados como

disolventes de lacas y barnices.

Los **ácidos** tienen diferentes aplicaciones tanto en industria, en la vida diaria. A continuación se exponen algunos usos de los ácidos.

Ácido metanoico (fórmico) es el más fuerte de los ácidos alifáticos, y a diferencia de ellos se oxida fácilmente a dióxido de carbono.

Por las propiedades anteriores se utiliza en el acabado de artículos en la industria textil, además, se usan como materia prima en la obtención de otros productos.

Ácido etanoico (acético), se emplea como disolvente, como materia prima es la base para fabricar ésteres, medicamentos, colorantes, plásticos, seda artificial, etc. diluido al 5% forma el vinagre. Se combina con el acetileno para formar el acetato de vinilo, con el que se obtiene un polímero de gran aplicación, el acetato de polivinilo.

Los ácidos grasos superiores se tienen mediante la hidrólisis de las grasas; a partir de ellos se obtienen los jabones, que tienen un amplio poder limpiante, pues al disolverse en agua disminuyen la tensión superficial, facilitan la formación de espuma, hacen que el agua penetre al tejido y arrastra las partículas de grasas o suciedad, como se ilustra en la **figura. 1.27** . Esquema de la acción..... **Cambiar el 5.2.** (En proceso de edición de libro)

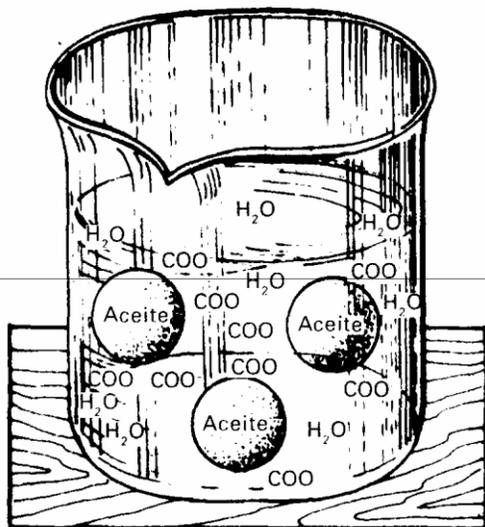


Fig. 5.2 Esquema de la acción del jabón sobre las partículas de suciedad. (Las moléculas de jabón se colocan en la interfase del agua y el aceite: la parte polar hacia el agua y la cadena hacia el aceite)

Los Ésteres se usan ampliamente como disolvente de lacas y barnices, por ser compuestos a polares, emplean en la industria farmacéutica y en la alimentaria, debido a sus sabores y olores agradables. El metanoato de etilo y el de metilo se utilizan como fumigantes y larvicidas. Muchos polímeros son Ésteres, tales como el acetato de polivinilo y el dacrón (fibra utilizada en la fabricación de textiles). Las grasa constituyen sustancias de reserva energética en el hombre y los animales, por lo cual se almacenan en el organismo para ser utilizadas cuando se afronten deficiencias alimentarias.

La glucosa es muy utilizada desde el punto de vista nutritivo, pues cuando se oxida en el organismo produce gran cantidad de energía.

La fermentación alcohólica de la glucosa que se realiza bajo la acción del *saccharomyces cerevisiae* produce etanol cuyos usos ya se conocen.

La fermentación láctica de la glucosa que se produce por la acción de la enzima *lactobacillus* produce ácido láctico que se utiliza en la fabricación del yogurt, queso, etc.

El proceso de formación del ácido láctico, tiene lugar durante la acidificación de la leche y en el ensilado de los forrajes en el que se ofrece el medio ácido que impide la putrefacción de las proteínas y la obtención de forrajes de alta calidad.

Por su sabor dulce la glucosa se emplea en confitería para la preparación de caramelos y golosinas.

Su carácter reductor y su bajo costo hace que se le emplee en la confección de espejos. También la vitamina C (ácido ascórbico independiente a la) se produce en la industria a partir de la glucosa.

Las aminas alifáticas tienen gran utilidad como materia prima en la obtención de sustancias medicinales y de otros productos necesarios en la síntesis orgánica. Por ejemplo, la dimetilamina es una sustancia de gran importancia, ya que a partir de la reacción con ácido nitroso se obtienen las hidracinas, que se emplean como propulsores de cohetes.

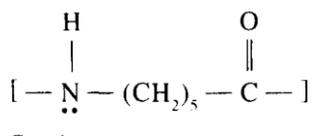
La dimetilamina y la trimetilamina se usan para fabricar resinas de intercambio tónico.

La anilina es uno de las aminas aromáticas más importantes, ya que tienen gran aplicación industrial. Se emplea en la síntesis de otros compuestos orgánicos, tales como los colorantes, las sustancias para la industria del caucho y los preparados medicinales y como punto de partida en diferentes procesos de síntesis orgánica.

En general, las aminas se divisan en la obtención de fármacos, colorantes, insecticidas, etc.

Aminoácidos. Los organismos animales constituyen sus proteínas a partir de los aminoácidos que obtienen de los alimentos; por eso, junto con las grasas y los carbohidratos las proteínas son un componente obligatorio de la alimentación. Algunos aminoácidos se utilizan en la obtención de fibras sintéticas como el caprón y el nailon.

Uno, de los productos de mayor empleo en la industria es el caprón, el cual se obtiene .A partir de la policondensación de] ácido 6-aminoexanoico.



Caprón

Las fibras de resinas como el caprón son utilizadas en la producción de redes para pescar, neumáticos, para aviones, etc. En particular, estas fibras se emplean en gran escala para la fabricación de tejidos, los cuales no se pueden planchar en caliente, porque se funden por acción del calor por ejemplo, las sedas.

??? Tareas de aprendizaje

3.107. Elabore un informe en el que usted exponga la importancia de emplear los alcanos como combustibles y como lubricantes.

3.108. Investigue qué factores alteran el medio ambiente de la comunidad en que usted vive.

3.109. La Petroquímica tiene un campo amplio de desarrollo desde finales del siglo: Dé tres razones que avalen esta afirmación.

Cite varios productos que se puedan obtener a partir del petróleo y que pongan de manifiesto la importancia de esta rama de la Química.

3.110. ¿Cree usted que los alquenos puedan ser utilizados generalmente como combustible? Explique.

3.111. En un país determinado existen grandes yacimientos de carbón y de cal, y se dispone de suficiente energía hidroeléctrica para usos industriales. Investigue cómo se obtienen industrialmente, en este lugar los productos siguientes:

a) caucho sintético. b) ácido acético.

3.112. Argumente la afirmación siguiente: Los alcoholes representan una clase importante de compuestos en la química orgánica.

3.113. ¿Qué utilidad tiene la obtención de diversos aldehídos y cetonas? Explique poniendo ejemplos.

3.114. Relacione en su libreta los enunciados de ambas columnas:

Columna A

- a) Ácido etanoico
- b) Ácido metanoico
- c) Metanoato de etilo
- d) Acetato de polivinilo

Columna B

- () Polímero que se utiliza en la fabricación de juguetes.
- () Se emplea en el acabado de artículos en la industria textil.
- () Sustancia empleada para matar insectos.
- () Su disolución constituye el vinagre.
- () Tiene amplio uso como combustible.

3.115. Si éste necesita un ácido orgánico para aliñar una ensalada. ¿Cuál escogería? ¿En qué propiedad de esa sustancia se basó para escogerla?

3.116. ¿En qué propiedad de los ácidos monocarboxílicos hay que basarse para fabricar un jabón?

3.117. Mencione tres aplicaciones de la glucosa y señale en qué propiedad se basa cada una de ellas.

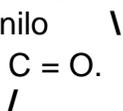
3.118. Mencione dos aplicaciones de los aminoácidos.

3.119. Explique la importancia biológica los aminoácidos

RESUMEN

- La química orgánica también recibe el nombre de química del carbono, pues todos los compuestos orgánicos poseen como elemento común el carbono.
- Los hidrocarburos son compuestos formados por átomos de carbono e hidrógeno.
- La fórmula general de los hidrocarburos saturados es C_nH_{2n+2} .
- El metano (CH_4) es el representante más sencillo de la serie homóloga de los alcanos.
- El metano y en general todos los alcanos son combustibles y participan en reacciones de sustitución.
- En los alcanos y los enlaces $C - C$ con simples y pueden existir diferentes distribuciones espaciales.
- Los hidrocarburos cíclicos tienen cadenas cerradas y pueden ser alicíclicos, por ejemplo, los cicloalcanos y aromáticos.
- Los compuestos con distinta estructura e igual fórmula molecular .reciben el nombre de isómeros.
- En los hidrocarburos saturados se presenta la isomería de cadena.
- Los hidrocarburos no saturados son aquellos compuestos de cadena abierta en los que existe más de un enlace entre dos átomos de carbono.
- Los representantes de alquenos poseen al menos un doble enlace $C = C$ en su molécula.
- La fórmula general de los alquenos es C_nH_{2n} .
- El eteno o etileno es el representante (C_2H_4) más sencillo de la serie homóloga de los alquenos.
- El eteno y en general todos los alquenos son combustibles y participan en reacciones de adición.
- En los alquenos se presenta la isomería de cadena y la isomería de posición.
- Los alquinos son hidrocarburos no saturados que contienen al menos un triple enlace $C \equiv C$.
- Su fórmula general es C_nH_{2n-2}
- El etino o acetileno (C_2H_2) es el alqueno de estructura más sencilla.
- Los alquinos son combustibles y participan en reacciones de adición.
- Los hidrocarburos son compuestos con una estructura cíclica especial.
- El benceno (C_6H_6) es el representante más sencillo de este tipo de hidrocarburo.

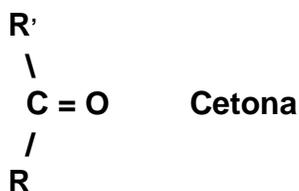
- Los alcoholes son compuestos orgánicos constituidos por carbono, oxígeno e hidrógeno y que presentan en su estructura uno o varios hidroxilos (-OH) unidos a la cadena carbonada
- Según el número de grupos hidroxilos en la cadena carbonada pueden ser alcoholes monohidroxilados (poseen un grupo -OH) y alcoholes polihidroxilados (tienen más de un grupo -OH).
- En los alcoholes primarios el grupo hidroxilo (-OH) está unido a un carbono primario en los alcoholes secundarios, a un carbono secundario y en los alcoholes terciarios.
- Los alcoholes son compuestos de fórmula general ROH. El primer representante de la serie homóloga de los alcoholes monohidroxilados es el metanol.
- Los alcoholes presentan isomería de cadena, posición y de función.
- Los aldehídos y las cetonas, al igual que los alcoholes, son compuestos orgánicos oxigenados.
- Los aldehídos y las cetonas son aquellos compuestos que poseen el grupo carbonilo



- Los aldehídos presentan el grupo carbonilo enlazado a un átomo de carbono y a otro de hidrógeno (menos en el caso del primer representante de la serie homóloga en el cual el grupo está asociado a dos átomos de hidrógeno).

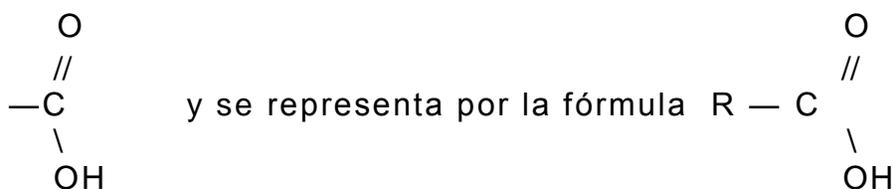


- Las cetonas son compuestos en los que el grupo carbonilo está enlazado a dos átomos de carbono, en un carbono secundario.



- La fórmula general de los aldehídos es RCHO y la de las cetonas es RR'CO.
- El primer representante de la serie homóloga de los aldehídos es el metanal o formaldehído y el de las cetonas es la propanona.

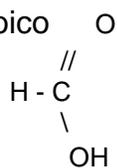
- Los ácidos orgánicos monocarboxílicos son compuestos que poseen, en la cadena, al menos a un grupo carboxilo y se representa por la fórmula:



donde R representa a un grupo alquilo. La cadena puede ser lineal, ramificada o cíclica.

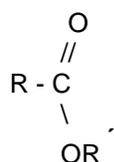
- Los ácidos alifáticos con un grupo carboxilo reciben el nombre de ácidos grasos.

- El ácido metanoico



es el más sencillo de la serie homologa de los ácidos monocarboxílicos.

- Los ácidos orgánicos reaccionan con los alcoholes, en presencia de ácidos fuertes como catalizadores, formando compuestos llamados ésteres.



- Los carbohidratos o sacáridos, también conocidos como hidratos de carbono y últimamente como glúcidos, son polihidroxialdehidos, polihidroxicetonas o compuestos que por hidrólisis se convierten en estos.
- Los carbohidratos son sustancias orgánicas sintetizadas en las plantas al combinar el dióxido de carbono y el agua, con la ayuda catalítica de la clorofila y con energía en el proceso de fotosíntesis. Por ejemplo, la glucosa o azúcar de uva, la celulosa, que representan el material soporte de las plantas y el almidón que se almacena en las semillas y sirven de alimento a los seres humanos y a las nuevas plantas.
- Atendiendo al número de moléculas que producen en sus hidrólisis los carbohidratos se clasifican en monosacáridos, oligosacáridos y polisacáridos.
- Los monosacáridos son compuestos que tienen asociados a la cadena carbonada varios grupos hidroxilo (OH) y el grupo funcional de los

aldehídos o el de las cetonas. Por esta razón pueden ser polihidroxi aldehídos o polihidroxi cetonas. Los más comunes tienen de tres a siete átomos de carbono y entre ellos encontramos a la glucosa y a la fructosa.

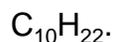
- Los disacáridos son carbohidratos que al hidrolizarse dan 2 moléculas de monosacáridos. Entre los más importantes están la sacarosa o azúcar de caña, la maltosa o azúcar de malta y lactosa o azúcar de leche. Estos azúcares son isómeros que responden a la fórmula general $C_{12}H_{22}O_{11}$.
- Dentro de los lípidos se agrupan un grupo de sustancias de estructuras muy heterogéneas que se caracterizan por ser insolubles en agua y solubles en disolventes no polares como el tetracloruro de carbono (CCl_4), benceno (C_6H_6) y éter.
- Los lípidos complejos presentan en su estructura ácidos grasos, los cuales son capaces de producir jabones, por lo que se plantea que son saponificables.
- Los lípidos simples, por el contrario, no contienen ácidos grasos por lo que no son saponificables.
- Las aminas son compuestos orgánicos nitrogenados que pueden considerarse como derivados del amoníaco, en el que se han sustituido uno o más átomos de hidrógeno por grupos (alquilos o arilos).
- Atendiendo a su estructura las aminas se clasifican en: a) Aminas alifáticas y aromáticas. b) Aminas primarias, secundarias y terciarias.
- Las aminas de estructura más sencilla (metilamina, dimetilamina, trimetilamina).
- Los aminoácidos son compuestos que como su nombre lo indica, están constituidos por dos grupos funcionales: el grupo amino ($-NH_2$) y el grupo carboxilo ($-COOH$). Los aminoácidos más sencillos contienen un solo grupo de cada función.

Ejercicios para la Consolidación

3.1. ¿Cómo cambian las propiedades físicas de las sustancias en la serie homóloga del metano?

3.2. Dé una definición de isómero.

3.3. Escriba dos fórmulas estructurales semidesarrolladas, una línea y otra ramificada, para los hidrocarburos que tienen fórmulas globales C_5H_{12} ; C_7H_{16} ;



- Nombre todos los compuestos formulados.
- Seleccione en una de las parejas el compuesto que tenga mayor temperatura de ebullición. Explique.

3.4. A continuación se ofrecen las temperaturas de ebullición de algunos compuestos:

- a) Butano: $-0,5\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- b) metilpropano: $-112\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- c) Pentano: $36,1\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- d) Metilbutano: $28\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- e) Dimetilpropano: $9,5\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Explique las diferencias entre las estructuras de los compuestos y sus temperaturas de ebullición.

3.5. Escriba las fórmulas globales de los alcanos de la serie homóloga del metano cuyas moléculas tengan 16; 23 y 28 átomos de carbono, respectivamente.

3.6. Argumente la afirmación siguiente: los isómeros son compuestos que tienen la misma masa molar.

3.7. Establezca una comparación entre los alcanos, los alquenos y los alquinos en cuanto a:

- a) Fórmula general.
- b) Tipo de enlace carbono-carbono.
- c) Propiedades físicas.
- d) Tipos de isomería.

3.8. Complete en su libreta el cuadro siguiente:

Nombre	Fórmula semidesarrollada	Función
3-metil-1-buteno		alqueno

	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	
4-metil-1-pentino		

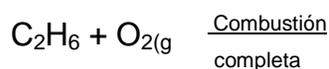
3.9. Teniendo en cuenta los nombres y las fórmulas químicas siguientes:

a) C₄H₈, b) 1- butino, c) CH₃- CH - CH = CH₂



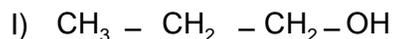
- ¿A qué función química pertenece cada compuesto nombrado o formulado?
- Nombre el compuesto representado en c).
- Escriba la fórmula estructural desarrollada del compuesto nombrado en c).
- Formule un isómero de posición del compuesto representado en b).
- Escriba la fórmula estructural desarrollada del compuesto nombrado en a).

3.10. Escriba la ecuación química que representa el esquema de reacción siguiente:



3.11. Argumente la afirmación siguiente. A medida que aumenta la masa molar en los alcoholes monohidroxilados, disminuye la solubilidad.

3.12. Nombre los alcoholes representados:





- a) Clasifíquelos en alcoholes primario, secundario o terciario según corresponda.
 - b) Se puede clasificar a los compuestos representados en a y b como isómeros de posición. Argumente.
 - c) Escriba la fórmula estructural semidesarrollada de un isómero de posición del compuesto representado en c. Nómbralo.
- 3.13. Compare los alcanos, los alquenos, los alquinos y los alcoholes en cuanto a:
- a) Composición cualitativa.
 - b) Fórmula general.
 - c) Solubilidad en disolventes polares.
 - d) Tipos de isomería.
- 3.14. Escriba las fórmulas y los nombres de:
- a) Los isómeros de posición de un alcohol monohidroxilado de cadena lineal; que tiene seis átomos de carbono.
 - b) Todos los isómeros del compuesto de fórmula global $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$.
 - c) Un alcohol terciario de cinco átomos de carbono.
- 3.15. Ordene los compuestos siguientes: etanal, propano y etanol, según los criterios que se expresan a continuación:
- a) Orden creciente de su temperatura de ebullición.
 - b) Orden decreciente de su solubilidad.
 - c) Justifique el ordenamiento dado, en cada caso.
- 3.16. Elabore un cuadro comparativo entre los aldehídos y las cetonas en cuanto a:
- a) Composición cualitativa.
 - b) Fórmula general.
 - c) Grupo funcional.
 - d) Solubilidad en disolventes polares.
- 3.17. Escriba la fórmula estructural semidesarrollada y el nombre de:
- a) Un aldehído de cuatro átomos de carbono.

- b) Una cetona de cinco átomos de carbono.
c) Un homólogo de cada uno de los compuestos representados en los incisos a) y b).

3.18. Escriba las fórmulas químicas que representan las sustancias siguientes:

- a) Pentanal. b) 2-hexanona. c) 3-metil-2-pentanona. d) 2-metilhexanal.

b) Alguno de los compuestos nombrados o formulados son isómeros entre sí. Argumente.

3.19. Escriba las fórmulas estructurales semidesarrolladas y los nombres de:

- a) Dos isómeros de cadena de fórmula $C_5H_{10}O$
b) Dos isómeros de posición de fórmula $C_7H_{14}O$
c) Dos isómeros de función de fórmula global $C_{10}H_{20}O$

3.20. Escriba las fórmulas estructurales semidesarrollada de un alcano, un alcohol secundario, un aldehído y un ácido monocarboxílicos de cuatro átomos de carbono. Nombre cada compuesto.

3.21. Escriba las fórmulas estructurales semidesarrolladas y los nombres de:

- a) Un alqueno de tres átomos de carbono.
b) Un alcohol secundario de cuatro átomos de carbono.
c) Un aldehído de tres átomos de carbono.
d) Una cetona de cuatro átomos de carbono.
e) Un ácido de tres átomos de carbono.

3.22. Escriba las fórmulas estructurales semidesarrollada de los homólogos inferior y superior del ácido propanoico.

3.23. Escriba las fórmulas estructurales semidesarrolladas correspondientes a una:

- a) Amina alifática primaria de cuatro átomos de carbono.
b) Amina aromáticas primaria
c) Amina alifática secundaria de tres átomos de carbono.
d) Amina alifática terciaria de tres átomos de carbono.

3.24. Teniendo en cuenta las fórmulas químicas siguientes:

•• ••

a) $C_6H_{12}O_6$ b) $C_2H_5-NH_2$ c) NH_2-CH_2-COOH d) CH_3OH

1) ¿A qué función química pertenecen cada uno de ellos?

2) Nombre los compuestos representados en b) y d).

Bibliografía.

--Colectivo de autores del MINED. Química 12mo grado. Parte 2. Editorial Pueblo y Educación. La Habana. 2005

-- Colectivo de autores del MINED. Química 11no grado. Editorial Pueblo y Educación. La Habana. 1991

--Hernández, Jesús y otros. Química 10mo grado. Libro de Texto. Editorial Pueblo y Educación 1992

-- Morejón Bencomo, Idelfonso Mauro y otros. Química. Nuevo Programa de Formación de Médicos Latinoamericanos, Curso Premédico. Editorial Pueblo y Educación. Ciudad de La Habana 2006.

--Sánchez M, Orlando y otros. Química 12mo grado. Parte 1. Editorial Pueblo y Educación. La Habana. 2000

Orientaciones generales para el trabajo en el Laboratorio.

1. Para realizar con éxito los experimentos, es necesario que se prepare previamente, consulte los párrafos correspondientes en el texto y estudie detalladamente el procedimiento que debe llevar a cabo. Si durante la preparación le ha quedado alguna duda, solicite al profesor las explicaciones necesarias, antes de comenzar el experimento.
2. Haga los experimentos sin prisa, cada uno debe hacer sus propias observaciones, realizar sus propios cálculos; o sea, la manipulación puede ser por parejas, pero el trabajo mental ha de ser individual.
3. Cuando trabaje mantenga silencio, conserve la limpieza y el orden. Si tiene que decir algo al compañero, hágalo en voz baja. La obediencia estricta debe ser habitual y todas las instrucciones deben seguirse estrictamente.
4. Los reactivos deben utilizarse con el grado de pureza adecuado, por lo que hay que evitar contaminarlos con otras sustancias. Para evitar esto observe las precauciones siguientes:
 - a) Mantenga siempre bien tapados los frascos o recipientes.
 - b) Siempre que la cucharilla, gotero o agitador se utilicen en diferentes sustancias deben lavarse y secarse con un papel.
 - c) Todos los útiles (tubos de ensayos, vasos de precipitado y demás) deben estar limpios para ser utilizados.
 - d) Una vez utilizado un reactivo, la cantidad sobrante no la retorne al envase original, puesto que esto puede contaminar el reactivo. Los sobrantes deben ser entregados al profesor.
 - e) No ponga las tapas de los frascos de reactivos que abre, hacia abajo, sobre la mesa, pues pueden tomar impurezas y contaminar las disoluciones o reactivos cuando vuelva a tapar los frascos.
5. Los equipos deben montarse en el orden siguiente:

En primer lugar se estudia atentamente la figura correspondiente al equipo en cuestión, fijándose en las partes de que está constituido. A continuación, con los accesorios necesarios se monta el aparato. Después se comprueba si corresponde con la explicación dada en la figura que sirvió de modelo y si sus conexiones están correctas. Después de montado el equipo este debe ser revisado por su profesor.

MEDIDAS GENERALES DE PRECAUCIÓN.

Con las sustancias:

- a) No pruebe nunca un producto químico o una disolución.
- b) Si se derrama un reactivo o mezcla límpielo inmediatamente.
- c) Al calentar en un tubo de ensayos el contenido puede proyectarse al exterior, por lo que el extremo abierto debe dirigirlo hacia una parte que no pueda dañarlo a usted o a otra persona.
- d) No inhale los vapores de ninguna sustancia si puede evitarse. Si es necesario que huelga algún vapor no lo inhale directamente del recipiente, use su mano

para dirigir los vapores hacia su nariz, moviéndola de atrás hacia adelante y a poca distancia del recipiente (fig. 1).

- e) Para preparar una disolución acuosa diluida de un ácido, vierta siempre el ácido concentrado sobre el agua, nunca vierta agua sobre el ácido.
- f) Conozca dónde se encuentra en el laboratorio el surtidor de agua para lavados, para utilizar en caso necesario.
- g) Los agentes oxidantes fuertes y los productos fácilmente oxidables (agentes reductores) deben mezclarse con gran cuidado y en cantidades pequeñas.
- h) No añada ácido nítrico a un recipiente que contenga alcohol o cualquier otro producto fácilmente oxidable.
- i) Los ácidos concentrados son sustancias corrosivas, nunca deje que se pongan en contacto con la piel, además son irritantes.
- j) Los hidróxidos de sodio y potasio concentrado producen quemaduras; evite el contacto de estos con la piel.
- k) Si en la manipulación de ácidos, bases u otras sustancias, estas se derraman sobre sus ropas o sus manos, no se sacuda, las salpicaduras pueden ser proyectadas sobre los compañeros. Con serenidad y rapidez lave estas con abundante agua y avise al profesor.
- l) Cerciórese siempre de que el recipiente que va a emplear esté en buen estado.
- m) Antes de usar el contenido de un recipiente lea la etiqueta dos veces, así evitará confusiones.
- n) Para verter correctamente un líquido y evitar que este le caiga en las manos, viértalo como se muestra en la figura 2.
- o) No sostenga por la boca los recipientes que contienen líquidos, pueden estar mojados de este.
- p) Las operaciones de verter líquido deben realizarse sobre su puesto de trabajo, para evitar que este pueda caer en el suelo o sobre parte de su cuerpo.
- q) Si le cae en los ojos salpicaduras de un ácido o una disolución alcalina lave inmediatamente con abundante agua abriendo bien los párpados y avise sin pérdida de tiempo al profesor. No frote los ojos para evitar que las disoluciones le irriten la mucosa. Las medidas ulteriores serán tomadas por el profesor.



Fig. 1

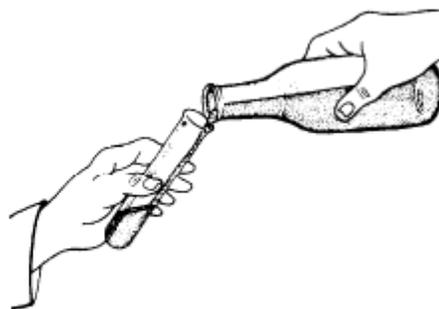


Fig. 2

- r) En caso de derramarse un ácido o disolución alcalina sobre su puesto de trabajo debe limpiarla en el momento. Para esto debe secar el líquido con un papel (que después se debe botar en el lugar destinado a este efecto) a continuación

la mesa debe limpiarse con disolución de hidrogenocarbonato de sodio al 3 %, con el fin de neutralizar en caso de derramarse un ácido; y con una disolución de ácido acético al 2 % si es básica la disolución derramada. Después se limpia la mesa con un paño y agua.

Con los útiles:

- a) Preste atención al trabajar con equipos de vidrio, como tubos, termómetros, etc. El vidrio es frágil y se rompe fácilmente, accidente que produce lesiones con frecuencia.
- b) Evite tocar objetos calientes, y tener su ropa y cabeza cerca de la llama.
- c) Si se dispone de gafas de seguridad, utilícelas siempre en el trabajo de laboratorio.
- d) Solamente se pueden calentar las sustancias contenidas en recipientes de vidrio resistentes al calor, tales como tubos de ensayos, vasos de precipitado, balones, erlenmeyer, etc., y en recipientes de porcelana, tales como crisoles y cápsulas de porcelana. Los recipientes de vidrio no resistentes al calor, los plásticos y otros no deben calentarse.
- e) Cuando deba calentar una sustancia en recipiente de vidrio resistente al calor o de porcelana, procure que (a parte exterior esté siempre seca; las gotas de agua son la causa de que el recipiente no se caliente uniformemente y se rompa.
- f) No caliente en probetas, matraces aforados o equipos destinados a mediciones, esto puede dañarlos y en ocasiones producir roturas que pueden ser causas de accidentes, como se muestra en la figura 3.
- g) La operación de calentar se debe empezar flameando el recipiente, principalmente en la parte que está en contacto con la sustancia que contiene; posteriormente se puede intensificar el calentamiento en caso necesario.
- h) Al calentar sólidos y líquidos en tubos de ensayos, debe mantenerlos en posición inclinada, para aumentar la superficie de evaporación y lograr una ebullición más uniforme; así como que la boca del tubo de ensayos no esté dirigida hacia alguna persona, para evitar accidentes en caso de proyecciones del contenido como se muestra en la figura 4.
- i) No vierta líquidos fríos en recipientes calientes, pues el cambio brusco de temperatura puede provocar que se rompa.



Fig. 3



Fig. 4

- j) No coloque los recipientes calientes directamente sobre su puesto de trabajo, pues puede romperse el recipiente o estropear su puesto de trabajo; utilice siempre una rejilla amiantada, una lámina de amianto u otro aislante.
- k) Al montar un equipo debe tenerse en cuenta algunas normas generales de manipulación:
- 1) Los extremos de los tubos de vidrio que se utilizan no deben tener filos, pues estos pueden herirlo o dañar las conexiones de goma, por lo que deben ser rebordeados convenientemente a la llama.
 - 2) Los tapones de goma o corcho deben introducirse en la boca de los tubos de ensayos, balones y demás, con ligera presión mientras se rotan, y ajustarse aproximadamente hasta la mitad de su altura. Para esta operación el equipo no debe estar apoyado sobre el puesto de trabajo, pinzas u otro accesorio, sino que debe sostenerse con la mano libremente.
 - 3) Los tapones que entran con demasiada facilidad y los que solo se consiguen introducir con esfuerzo, no son adecuados; los primeros no ofrecen la hermeticidad deseada y son difíciles de extraer, y los segundos pueden romper la boca del recipiente que se use, lo que hace difícil en general su manipulación.
 - 4) Los tubos de vidrio deben ajustarse en las perforaciones de los tapones, para esto deben entrar con una ligera presión, a la vez que se rotan deben sujetarse mediante un paño, para evitar el peligro de cortaduras en caso de roturas. Por esta razón, no se deben introducir los tubos de diámetros que requieran un gran esfuerzo, dado que ofrecen un mayor peligro de rotura como se muestra en la figura 5. Para introducirlo debe humedecerse con agua el extremo que se introduce y sujetarlo lo más cerca posible de este.
 - 5) Al trabajar con un quemador de gas cuide que esté cerrada (al iniciar su trabajo) la entrada de gas, una vez cerciorado de esto, enciéndalo con la entrada de aire cerrada y posteriormente regule esta hasta alcanzar la llama deseada.



Fig. 5

- 6) Al usar un mechero de alcohol debe encenderlo con un fósforo, astilla de madera encendida o equivalente, pero nunca con otro mechero, esto puede provocar un accidente; una vez encendido no se le debe echar alcohol al mechero. En caso de que se vuelque, se rompa o se derrame el alcohol

cúbalo con un paño. Para apagar el mechero acerque la tapa de lado y colóquela sobre la llama, hasta cerrar la entrada de aire. No sople para apagar la llama.

PRÁCTICAS DE LABORATORIO.

1. Factores relacionados con la velocidad de disolución de los sólidos en los líquidos.

Tarea experimental: Compruebe experimentalmente que la agitación, el aumento del grado de división del soluto y de la temperatura, aumentan la velocidad de disolución de los sólidos en los líquidos.

Consideraciones previas:

1. Escriba una medida de precaución que debe cumplirse en cada uno a las operaciones que se relacionan a continuación:
 - Agitación de sólidos en líquidos en recipientes de vidrio mediante una varilla agitadora.
 - Trituración de sólidos utilizando el mortero.

Útiles y reactivos:

- Probeta graduada de 50 mL..... 1
- Mortero con su mano..... 1
- Vaso de precipitados de 100 mL..... 6
- Varilla de vidrio (agitador)..... 1
- Soporte universal..... 1
- Aro de hierro con mordaza..... 1
- Rejilla amiantada..... 1
- Quemador de gas tipo Bunsen o mechero de alcohol..... 1
- Sulfato de cobre (II) pentahidratado..... 6 g
- Agua destilada.

Procedimientos:

1. Agitación.
 - a) Prepare dos vasos de precipitado con 50 mL de agua destilada en cada uno.

- b) Añada 1 gramo de sulfato de cobre (II) a cada vaso de precipitado. Proceda a agitar con un agitador de vidrio el contenido de uno de los vasos de precipitado hasta que se disuelve totalmente el sólido. Observe y anote lo ocurrido en cada vaso. Compare los resultados obtenidos en cuanto a la rapidez de disolución del sólido.
2. Grado de división del soluto.
- a) Prepare dos vasos de precipitado con 50 mL de agua destilada en cada uno.
- b) Añada a uno de los vasos de precipitado 1 gramo de sulfato de cobre (II) y al otro igual cantidad de la misma sustancia previamente triturada en el mortero. Observe y anote lo ocurrido en cada vaso. Compare los resultados obtenidos en cuanto a la rapidez de disolución del sólido.
3. Aumento de la temperatura.
- a) Prepare dos vasos de precipitado con 50 mL de agua destilada en cada uno.
- b) A uno de los vasos de precipitado se le suministra calor hasta que aumente gradualmente su temperatura.
- c) Proceda a echar 1 gramo de sulfato de cobre (II) a cada vaso de precipitado. Observe y anote lo ocurrido en cada vaso. Compare los resultados obtenidos en cuanto a la rapidez de disolución del sólido.

Valoración de la actividad práctica:

1. ¿Cuál es la conclusión de todos los experimentos realizados en la práctica?
2. ¿Cómo se explican los resultados observados en los pasos 2 y 3?

2. Preparación de una disolución al tanto por ciento en masa de soluto.

Tarea experimental: Prepare 100 gramos de una disolución al 5% de cloruro de sodio.

Consideraciones previas

1. ¿Qué nos informa una disolución al 10% de glucosa?
2. Escribe una medida de precaución que debe cumplirse en cada una de las operaciones que se relaciona continuación:
 - Medición de masa en la balanza.
 - Medición de volúmenes de líquido en la probeta graduada.

Útiles y reactivos:

- Probeta graduada de 100 mL..... 1
- Varilla de vidrio (agitador)..... 1
- Vaso de precipitado de 250 mL..... 1
- Balanza técnica..... 1
- Vidrio reloj.....1
- Cucharilla espátula..... 1
- Cloruro de sodio5 g

- Agua destilada.

Procedimientos:

- a) Calcule los gramos de la sal y de agua necesarios para preparar la disolución.
- b) Determine la masa de soluto necesaria mediante la balanza; utilice el vidrio reloj para echar el soluto. Si la sal estén forma de cristales grandes, tritúrela en un mortero antes de determinar su masa.
- c) Mida los centímetros cúbicos de agua en la probeta graduada. Recuerde que, cuando se trata de disoluciones acuosas, no es necesario pesar el disolvente, basta medir el volumen requerido, puesto que un mL de agua tiene una masa aproximada de 1 gramo.
- d) Vierta un poco de agua que ha medido en un vaso de precipitado limpio.
- e) Añada la cantidad de sal pesada en el vidrio reloj en el vaso de precipitado con agua. Se debe arrastrar, utilizando parte del agua medida, las trazas de sal que puedan quedar en el vidrio reloj.
- f) Añada el volumen de agua que todavía queda en la probeta al vaso de precipitado y agite para facilitar la disolución del soluto.

Valoración:

1. Señales dos posibles errores que puedan afectar la preparación de la disolución.
2. Haga un informe sobre trabajo realizado, presentando los cálculos efectuados.

EXPERIMENTO DE CLASE.

1. Propiedades generales de los compuestos orgánicos.

Tarea.

Describe las sustancias orgánicas teniendo en cuenta algunas de sus propiedades físicas.

Consideraciones previas.

1. ¿Qué propiedades diferencian a las sustancias orgánicas de las inorgánicas.
2. ¿Qué factor determina la mayor solubilidad de las sustancias inorgánicas en agua.
3. Defina los conceptos de combustibilidad y fusibilidad.

Útiles y reactivos.

Tubo de ensayos resistentes al calor (12 x 100 mm)	2
Tubo de ensayos (12 x 100 mm)	5
Quemador de gas o mechero de alcohol	1
Gradilla para tubos de ensayos	1
Cucharilla espátula	1
Agitador	1
Probeta g graduada	10 mL
Placa de 12 excavaciones para las pruebas de combustibilidad	1
Tetracloruro de carbono	10 mL
Benceno	3 mL
Etanol	3 mL
Parafina	1g
Manteca	1g
Celulosa (papel de filtro)	1
Agua destilada	10 mL

Procedimiento.

1. Observe cada una de las muestras de sustancias dadas y descríbalas, teniendo en cuenta sus propiedades.
2. Compruebe la solubilidad de estas sustancias en agua y en tetracloruro de carbono.
3. Compruebe la combustibilidad y la fusibilidad de las sustancias.

Valoraciones

1. Complete en su libreta la tabla 1.

Tabla 1

Propiedades generales de los compuestos orgánicos

Nombre	Solubilidad		Combustibilidad	Fusibilidad	Color	Olor
	H ₂ O	CCl ₄				
Benceno						
Parafina						
Etanol						
Manteca						
Celulosa						

2. ¿ A qué conclusiones usted puede llegar acerca de las propiedades de los compuestos orgánicos.

