



QUÍMICA

duodécimo grado

QUÍMICA

duodécimo grado

M. Sc. Silvia C. Núñez Junco

Dra. C. Nilda Delgado Yanes

M. Sc. Rafael León Pérez

Dr. C. Andrés Rodríguez Jiménez

Dr. C. Miguel Enrique Charbonet Martel

M. Sc. Jorge Ignacio Sautié Ballesteros †

Dr. C. Redisber Polo Barrera



EDITORIAL
PUEBLO Y EDUCACIÓN

Este material forma parte del conjunto de trabajos dirigidos al Tercer Perfeccionamiento Continuo del Sistema Nacional de la Educación General. En su elaboración participaron maestros, metodólogos y especialistas a partir de concepciones teóricas y metodológicas precedentes, adecuadas y enriquecidas en correspondencia con el fin y los objetivos propios de cada nivel educativo, de las exigencias de la sociedad cubana actual y sus perspectivas.

Ha sido revisado por la subcomisión responsable de la asignatura perteneciente a la Comisión Nacional Permanente para la revisión de planes, programas y textos de estudio del Instituto Central de Ciencias Pedagógicas del Ministerio de Educación.

Queda rigurosamente prohibida, sin la autorización previa y por escrito de los titulares del *copyright* y bajo las sanciones establecidas en las leyes, la reproducción total o parcial de esta obra por cualquier medio o procedimiento, así como su incorporación a un sistema informático.

Material de distribución gratuita. Prohibida su venta

Edición y corrección:

- M. Sc. Taimí Sosa Rabelo

Diseño y cubierta:

- Instituto Superior de Diseño (ISDi)

Instituto Superior de Diseño:

Anelís Simón Sosa ■ María Paula Lista Jorge ■ Sara Sofía Delgado Méndez ■ Isell Rodríguez Guerra ■ Daniela Domínguez Ramírez ■ Amanda Serrano Hernández ■ Rocío de la C. Ruiz Rodríguez ■ Evelio de la Sota Ravelo ■ Ana Laura Seco Abreu ■ Arianna Ruenes Torres ■ Reynier Polanco Somohano ■ Celia Carolina Céspedes Pupo ■ Elizabeth Diana Fajardo Céspedes ■ Laura Rosa Almero Fong ■ Elizabeth Blanco Galbán ■ Laura Reynaldo Jiménez ■ Daniela Arteaga Martínez ■ Daniela Alpízar Céspedes ■ Roberto Pérez Curbelo ■ Ariel Abreu Ulloa ■ M. Sc. Maité Fundora Iglesias ■ Dr. C. Ernesto Fernández Sánchez ■ D.I. Eric Cuesta Machado ■ D.I. Julio Montesino Carmona

Ilustración:

- Camila Noa Clavero

Emplane:

- Yaneris Guerra Turró

© Ministerio de Educación, Cuba, 2025

© Editorial Pueblo y Educación, 2025

ISBN 978-959-13-5168-5 (Versión impresa)

ISBN 978-959-13-5182-1 (Versión digital)

EDITORIAL PUEBLO Y EDUCACIÓN

Av. 3.^a A No. 4601 entre 46 y 60,

Playa, La Habana, Cuba. CP 11300.

epueblo@epe.gemined.cu



ÍNDICE

Prólogo.....	IX
---------------------	-----------

1

El carbono. Sustancias inorgánicas y sustancias orgánicas del carbono

1

1.1 El carbono: uno de los pocos elementos químicos conocidos desde la antigüedad.....	2
1.2 Sustancias inorgánicas del carbono.....	18
1.3 Las sustancias orgánicas	31
Resumen y ejercitación.....	47

2

Los hidrocarburos. Las sustancias orgánicas más sencillas

49

2.1 Hidrocarburos saturados. Alcanos.....	50
2.2 Hidrocarburos no saturados: alquenos y alquinos.....	79
Resumen y ejercitación.....	106

3

Los compuestos oxigenados de los hidrocarburos

111

3.1 Alcoholes	112
3.2 Aldehídos y cetonas.....	135
3.3 Ácidos carboxílicos y ésteres.....	155
3.4 Glúcidos	170
3.5 Lípidos.....	186

4

Los compuestos nitrogenados de los hidrocarburos 211

4.1 Aminas211

4.2 Aminoácidos227

Resumen y ejercitación..... 240

5

La química, el medio ambiente y la salud ambiental..... 247

5.1 Beneficios y perjuicios de la química.....248

5.2 Protección y contaminación atmosférica252

5.3 Protección y contaminación de los suelos.....264

5.4 Protección y contaminación de las aguas continentales y oceánicas. Contaminación por plásticos de mares y océanos.. 280

5.5 Influencia de la química en la salud y la medicina ambiental282

Apéndices297

Anexos355

Bibliografía425

Prólogo

Educando, cuando recibas en tus manos este libro, tendrás la oportunidad de leerlo y estudiarlo, como es característico en un joven de tu edad. Los contenidos que se presentan te ayudarán a cumplir los propósitos que tienes reservados para tu vida, en el presente y en el futuro. Lo escribimos pensando en que necesitas aprender y, sobre todo, prepararte para que ingreses a estudiar una carrera universitaria que se vincule con tus motivos, orientación y formación vocacional.

Interesarte por el estudio de la Química está entre los fines que perseguimos al poner este libro en tus manos. Su contenido contribuirá a que recibas conocimientos generales de esta asignatura, con adecuados niveles de sistematización, ampliación y profundización en los contenidos del grado y los que le antecedieron, lo que te permitirá sentar las bases necesarias para enfrentar una carrera universitaria y te ayudará a la solución de problemas en la vida cotidiana.

Te recomendamos que realices estudios individuales y colectivos, te propongas contestar y resolver los ejercicios y desafíos que aparecen a lo largo del texto, para que compruebes sistemáticamente lo que aprendes. Este hecho no solamente contribuirá a la ejercitación y generalización de los contenidos estudiados, sino que formará parte de la autoevaluación y evaluación que realizará tu profesor.

Los autores consideramos que los contenidos explicados en este libro te serán de gran utilidad y ayuda, pero debes complementarlos con la búsqueda constante en otras fuentes; incluye diferentes sitios web, enciclopedias, libros y, sobre todo, las notas de clases. No obstante, en él se expresan los conocimientos y la experiencia de valiosos profesores que tuvieron en cuenta

todo lo positivo de programas y libros anteriores, avalados por su experiencia en la práctica escolar cubana y extranjera durante muchos años, ejerciendo la humilde profesión de maestros.

Este libro surge como un modo de perfeccionar la enseñanza de la Química en el Preuniversitario. Cuenta con cinco capítulos, en ellos conocerás acerca de un grupo de sustancias que guardan mucha relación con la naturaleza de las cosas que percibes en la vida.

La lógica sucesión de los capítulos que encontrarás en el libro, está en correspondencia con los del programa, lo que posibilita sistematizar, ampliar y profundizar en los contenidos relacionados con las sustancias y las reacciones químicas que ya estudiaste en grados anteriores y adentrarte en el estudio de otras sustancias y reacciones químicas.

Cada capítulo comienza con una breve introducción de la naturaleza de las sustancias que vas a conocer y, a continuación, se presenta el contenido dividido en epígrafes numerados consecutivamente, con ejercicios para comprobar lo que aprendes. Incluye interrogantes denominadas Desafío, que te ayudarán a desarrollar capacidades intelectuales e investigativas y, por último, cada capítulo termina con ejercicios integradores que te servirán de Resumen y ejercitación.

También encontrarás un grupo de etiquetas semánticas, tales como: Algo de historia, Conoce un poco más; ¿Sabías que...?; Conéctate, entre otras, que generalmente abordan aspectos interesantes y contribuyen al cumplimiento del fin y los objetivos de esta educación y, en lo concreto, a elevar tu cultura general con el propósito de prepararte para la vida.

Los apéndices que aparecen en las últimas páginas del libro te facilitarán entender mejor el contenido. Se destaca entre ellos el que aborda los 20 aminoácidos presentes en las proteínas; la configuración electrónica de elementos químicos; códigos de riesgos y seguridad que debes observar cuando trabajes en el laboratorio escolar, y el glosario de términos, en orden alfabético, que

puedes consultar cada vez que identifiques una palabra que no entiendas porque allí encontrarás su significado.

Confiamos en que tu constancia en el estudio, destreza, preparación y evidencias de tus resultados servirán de agradecimiento a todos los maestros que contribuyeron al perfeccionamiento de esta obra que ponemos en tus manos. Deseamos que tus logros sean orgullo para todos ellos.

No queremos dejar de reconocer la contribución a esta obra del profesor José Ignacio Sautié Ballesteros, que, con su experiencia, su manera de actuar y su condición de MAESTRO nos acompañó en buena parte del trabajo con estos materiales: ¡sea este nuestro homenaje póstumo a este querido profesor!

Los autores

CAPÍTULO 1

El carbono. Sustancias inorgánicas y sustancias orgánicas del carbono

El inicio de este programa en el duodécimo grado de la Educación Preuniversitaria te permitirá adentrarte y comprender, con sólidos conocimientos adquiridos en grados precedentes, una rama de la ciencia química relevante y atractiva: el mundo de la química orgánica. Se trata de la parte de la ciencia química que se encarga del estudio de las sustancias orgánicas, sus estructuras, propiedades, transformaciones y aplicaciones.

Las sustancias orgánicas son aquellas que están formadas por carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y otros elementos químicos conocidos por ti y que, adecuadamente enlazados y orientados en el espacio molecular, constituyen interesantes compuestos muy vinculados con los procesos de la vida y del propio entorno en que nos desenvolvemos a diario.

Así, en este libro de texto de duodécimo grado, comenzarás a conocer mejor un elemento químico fascinante, el carbono. Verás que está presente siempre en las sustancias orgánicas, acompañado de otros elementos y en sus entramados estructurales complejos forma las sustancias más inverosímiles, pero útiles e importantes para la vida del hombre.

Seguramente has escuchado hablar ya de los hidrocarburos, pero en este texto harás un estudio sistemático que te permitirá comprender sus estructuras y principales características y las de otras sustancias con mayor grado de complejidad, lo que te dará la posibilidad de aprender cada vez de manera más independiente y potenciar el desarrollo de habilidades, capacidades y hábitos.

Otros compuestos orgánicos serán objeto de estudio en este texto y su análisis seguirá una pauta similar a la que iniciarás con los hidrocarburos, pero cada uno con sus peculiaridades, que te llevarán por un mundo significativo en tu proceso formativo como bachiller y futuro hombre o mujer de bien.

Hoy, la cantidad de compuestos orgánicos que existen es extraordinaria, obtenidos tanto por vía natural como mediante procesos de síntesis en los laboratorios y las industrias. En ellos se manifiesta el pujante desarrollo alcanzado por la ciencia y la técnica en el mundo.

1.1 El carbono: uno de los pocos elementos químicos conocidos desde la antigüedad

Como ya conoces de grados anteriores, el átomo de carbono está presente en la inmensa mayoría de los compuestos que forman la base de los organismos vivos (los llamados compuestos orgánicos) y de una gama extraordinaria de sustancias obtenidas por vía artificial.

El carbono (del latín *carbo*) es un elemento cuyo número atómico es 6 y se simboliza con la letra C. Constituye el esqueleto de los compuestos orgánicos, formando millones de sustancias. No obstante, en sustancias inorgánicas se puede encontrar el átomo de carbono formando compuestos muy importantes para la vida en la tierra.

Aun cuando el carbono no se encuentra libre muy frecuentemente en la corteza terrestre ($3,2 \cdot 10^{-2} \%$), es, después del hidrógeno y del oxígeno, el elemento más abundante en el organismo humano, en el que abarca el 17,5 % de su composición. Se halla en todos los tejidos animales y vegetales, combinado con el oxígeno y el hidrógeno, entre otros elementos. También se encuentra en los derivados geológicos de los organismos vivos (petróleo y carbones) unido principalmente al hidrógeno, con el cual forma los hidrocarburos.

El carbón es conocido desde la antigüedad; el que se encuentra en la Tierra, se creó hace unos 5000 millones de años, durante el período de formación del sistema solar, en el que prevalecieron las reacciones químicas de fusión nuclear y mostró ser relativamente estable. Esto le permitió aportar una cantidad que representa el 0,02 % en el peso de todos los elementos. Aunque esta cantidad parece baja, el carbono es el duodécimo elemento químico más abundante en nuestro planeta.

El hombre comunitario se familiarizó con él de diferentes maneras, una de ellas como residuo de los incendios naturales, aún sin haber controlado el fuego. Ahora bien, no es lo mismo carbón que carbono. El carbón contiene carbono, pero está contaminado con otras sustancias (por ejemplo, el carbón de madera) y es un sólido formado principalmente por cadenas de átomos de carbono. El carbono puede encontrarse en estado puro en la naturaleza, como es el caso del diamante.

El carbón es uno de los llamados combustibles fósiles. Se ha acumulado en el subsuelo durante milenios y es irremplazable, por lo que su consumo desmedido implica su agotamiento. Ello conlleva a la nueva sociedad a encontrar fuentes alternativas viables de energía. Los científicos aseguran que el carbón se originó a partir de la descomposición de los vegetales terrestres en condiciones

anaerobias, hojas, maderas, cortezas y esporas, que se acumularon en zonas pantanosas, lagunares o marinas, de poca profundidad.

Existen los carbones naturales y artificiales. El natural es el fósil producto de la descomposición lenta de las sustancias orgánicas animales y vegetales en las capas internas de la tierra, fuera del contacto con el dióxígeno del aire, durante miles de años. El contenido de carbono depende, entre otras variantes, del tiempo transcurrido. Por eso, en la naturaleza se encuentran una serie de variedades del carbón natural: turba, lignito, hulla y antracita, cuyos contenidos promedio de carbono son respectivamente: 50 %, de 55 % a 60 %, de 70 % a 80 % y de 80 % a 90 %.

Las otras variedades de carbones son las artificiales o sintéticas, que se obtienen a partir de las sustancias carbonadas o de los carbones naturales. Estas formas están constituidas por pequeños cristales con la estructura del grafito, dispuestos no regularmente, por lo cual se conocen como carbones amorfos. Sus principales formas son: el coque, el carbón de retorta, el negro de humo u hollín y el carbón vegetal.

Por vía industrial hoy se obtienen cantidades apreciables de carbón activado o activo. Es un adsorbente con una porosidad interna desarrollada. Esta propiedad tiene amplia aplicación en la industria, en el laboratorio y en medicina. Por ejemplo: la combinación de carbón activo y pepsina (una enzima digestiva que se segrega en el estómago) es muy utilizada como medicamento para mejorar los procesos digestivos.

El carbono se encuentra en la naturaleza, por ejemplo, combinado con el oxígeno en el agua de mar y en la atmósfera como dióxido de carbono; en las rocas calizas, mármol, calcita, casi siempre en forma de carbonatos. Como sustancias simples encontramos el diamante y el grafito, llamados alótropos. Estas son las formas más estables de existencia del carbono en la naturaleza. El grafito se puede combinar con arcilla para fabricar las minas de

los lápices; además, se utiliza como aditivo en los lubricantes. El diamante se emplea para la elaboración de joyas y se aprovecha su alta dureza para utilizarlo como material de corte.

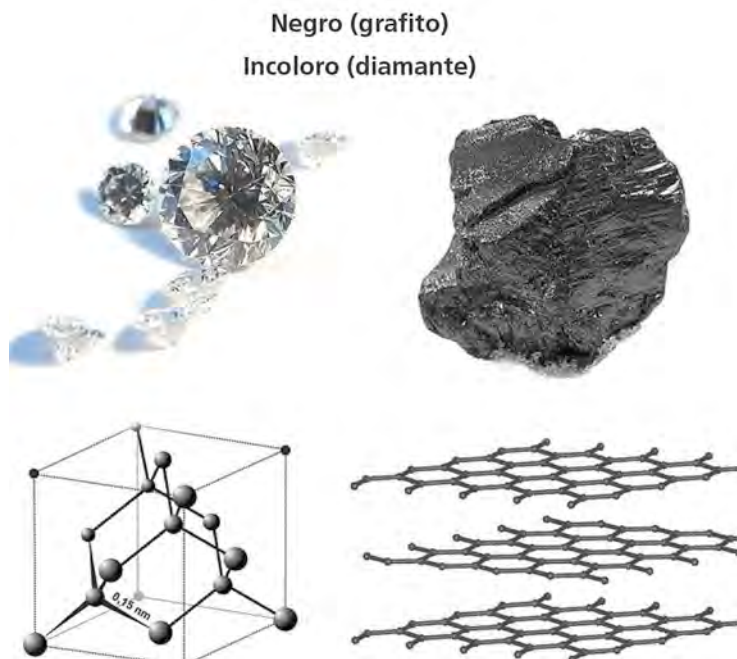


Fig. 1.1 Algunas formas en que puede encontrarse el carbono

El carbono, tal como estudiaste en el caso del agua y otras importantes sustancias, realiza un ciclo natural. Este ciclo está referido a las transformaciones químicas de compuestos que contienen carbono en los intercambios entre biosfera, atmósfera, hidrosfera y litosfera.

Comprueba lo aprendido

- 1.1** Indaga acerca de la utilización de los diferentes tipos de carbonos naturales y haz un resumen sobre ello.

1.2 Busca en diferentes fuentes de información sobre la presencia de acumulaciones de turba en nuestro país. ¿Qué utilidad pueden tener?

1.3 El carbono realiza un ciclo en la naturaleza de gran importancia para la supervivencia de los seres vivos en nuestro planeta, debido a que de él depende la producción de materia orgánica, que es el alimento básico y fundamental de todo ser vivo. Busca en diferentes fuentes de información; libros, *softwares* educativos, videos, *CubaEduca*, *Ecured*, *Wikipedia* u otros, sobre este aspecto y elabora un resumen, acompañado de un esquema, que refleje este ciclo.

1.1.1 El carbono como elemento químico. Estructura del átomo de carbono

El elemento químico carbono, junto con el silicio, el germanio, el estaño y el plomo, se localizan en el grupo IVA (14) de la Tabla periódica. Ello indica que en el nivel de energía más externo (capa de valencia) hay cuatro electrones. Por ello, iniciarás este epígrafe estudiando algunas de las características principales del átomo de carbono.

En la tabla 1.1 se ilustra el número de compuestos binarios hidrogenados conocidos de los elementos que acompañan al carbono en el período 2 de la Tabla periódica. Como puedes apreciar, el carbono puede formar millones de compuestos, pero, ¿qué características le dan al carbono esta situación única entre los elementos de la Tabla periódica?

Tabla 1.1 Número de compuestos binarios hidrogenados de los elementos químicos del segundo período de la Tabla periódica

Grupos	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Elementos	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Número de hidruros	1	1	7	Millones	6	2	1	0

El átomo de carbono puede unirse a otros cuatro átomos monovalentes como el hidrógeno. Pero el carbono se puede enlazar de forma covalente a un segundo átomo de carbono y a un tercero y así formar largas y complejas cadenas carbonadas. Además, el enlace entre estos átomos de carbono se puede realizar en diferentes disposiciones.

Observa en esta fracción de la Tabla periódica (tabla 1.2) la posición del elemento carbono, como cabeza del grupo IVA (14) y por encima de la línea quebrada donde se ubican los elementos no metálicos, como ya estudiaste en grados anteriores. Ocupa también el centro de los elementos de la sección A (representativos). Su configuración electrónica le confiere propiedades excepcionales y determina su posición en la Tabla periódica.

Tabla 1.2 Tabla periódica moderna. Posición del carbono

Tabla Periódica

GRUPO	1 IA	2 IA	3 IIIA	4 IVA	5 VA	6 VIA	7 VIIA	8	9	10	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA
1	H 1.008 HIDRÓGENO												B 10.81 BORO	C 12.01 CARBONO	N 14.01 NITRÓGENO	O 16.00 OXÍGENO	F 18.99 FLUOR	Ne 20.18 NEÓN
2	Li 6.94 LITIO	Be 9.01 BERILIO											Al 26.98 ALUMINIO	Si 28.09 SILICIO	P 30.97 FÓSFORO	S 32.07 AZUFRE	Cl 35.45 CLORO	Ar 39.95 ARGÓN
3	Na 22.99 SODIO	Mg 24.31 MAGNESIO											Ga 69.72 GALIO	Ge 72.64 GERMANIO	As 74.92 ARSENIO	Se 78.96 SELENIO	Br 79.90 BROMO	Kr 83.80 KRIPTÓN
4	K 39.10 POTASIO	Ca 40.08 CALCIO	Sc 44.96 SCANDIO	Ti 47.88 TITANIO	V 50.94 VANADIO	Cr 52.00 CROMO	Mn 54.94 MANGANES	Fe 55.85 HIERRO	Co 58.93 COBALTO	Ni 58.69 NÍQUEL	Cu 63.55 COBRE	Zn 65.38 ZINC	Ga 69.72 GALIO	Ge 72.64 GERMANIO	As 74.92 ARSENIO	Se 78.96 SELENIO	Br 79.90 BROMO	Kr 83.80 KRIPTÓN
5	Rb 85.47 RUBIDIO	Sr 87.62 ESTRONCIO	Y 88.91 ITRIO	Zr 91.22 ZIRCONIO	Nb 92.91 NIOBIO	Mo 95.94 MOLIBDENO	Tc 98.91 TECNICIO	Ru 101.07 RUTENIO	Rh 101.07 RODIO	Pd 106.90 PALADIO	Ag 107.87 PLATA	Cd 112.41 CADMIO	In 114.82 INDIO	Sn 118.71 ESTAÑO	Sb 121.76 ANTIMONIO	Te 127.60 TELURO	I 126.91 YODO	Xe 131.29 XENÓN
6	Cs 132.91 CESIO	Ba 137.33 BARIUM	La-Lu 138.91 LANTANOS Y LUTECIOS	Hf 178.49 HAFNIO	Ta 180.95 TANTALO	W 183.84 WOLFRAMIO	Re 186.21 RENEO	Os 190.23 OSMIO	Ir 192.22 IRIDIO	Pt 195.08 PLATINO	Au 196.97 ORO	Hg 200.59 MERCURIO	Tl 204.38 TALIO	Pb 207.2 PLOMBO	Bi 208.98 BISMUTO	Po 209 POLONIO	At 210 ASTATINO	Rn 222 RADÓN
7	Fr 223 FRANCIO	Ra 226 RADIO	Ac-Lr 227 ACTINIDOS Y LUTECIOS	Rf 261 RUFENIO	Db 262 DUBNIO	Sg 266 SEBORGIO	Bh 264 BOHRIUM	Hs 277 HASSIO	Mt 268 MEITNERIO	Ds 271 DARMSTADTIO	Rg 272 ROSGENIO	Cn 285 COPECHEVIO	Nh 284 NIHILIO	Fl 289 FLEROVIO	Mc 288 MOSCOWIO	Lv 293 LIVERMORIO	Ts 294 TENESIO	Og 294 OGANESON

Si el átomo de carbono posee cuatro electrones en su capa de valencia, entonces, de acuerdo con la regla del octeto, necesita cuatro electrones más para completarla, por lo que formaría cuatro enlaces simples con otros átomos. Esta característica electrónica podríamos explicarla utilizando las propuestas de hibridación.

Por ser un átomo muy pequeño tiene la posibilidad de formar cadenas de átomos de carbono (algunas muy largas) abiertas y cerradas,

1.4 ¿Qué características presenta la configuración electrónica de los elementos del grupo IVA (14)? Representa la del átomo de carbono.

1.5 ¿Cómo varían las características metálicas en la secuencia del carbono al plomo? Explica.

1.6 ¿Cómo se justifica la tetravalencia del átomo de carbono en las sustancias orgánicas con sus cuatro enlaces equivalentes? Menciona un ejemplo.

1.7 ¿Por qué se afirma que las propiedades físicas y químicas de los átomos de los elementos químicos dependen, fundamentalmente, de la configuración electrónica de sus átomos?

1.1.2 Posición en la Tabla periódica. Distribución electrónica del átomo de carbono. Propiedades atómicas

Ya conoces que el átomo de carbono forma enlaces covalentes (comparte electrones) consigo y con otros átomos. Para que ocurra este tipo de enlace, deben unirse dos átomos lo más posible, de modo tal que un orbital de uno se solape o se interpenetre con el otro. O sea, debe ocurrir un compartimiento en alguna región común del espacio atómico entre ambos orbitales, con la formación de un nuevo orbital.

El *orbital atómico* se considera como la descripción ondulatoria sobre el movimiento, el tamaño, la forma y orientación de una

región del espacio en que se encuentra un electrón que se caracteriza por tener una determinada energía.

En la formación de este enlace covalente, ambos orbitales se combinan para formar uno solo, el orbital de enlace, ocupado por los dos electrones, con espines opuestos, lo cual limita el número de electrones en el mismo orbital solo a dos con distinto valor del número cuántico de espín (+1/2 o -1/2), con menor energía y, por tanto, más estable.

El orbital atómico está relacionado con la energía del electrón (n) y se representa por (nl), donde l se denota por las letras s , p , d y f . Cada nivel de energía tendrá tantos tipos de orbitales como valores tenga n y el número total de orbitales en un nivel de energía será n^2 . (tabla 1.3)

Tabla 1.3 Electrones en niveles, subniveles y orbitales

Niveles de energía	Orbitales atómicos (nl)	Tipo de orbitales atómicos	Número total de orbitales en el nivel (n^2)
1	1s	1s	1
2	2s	2s	4
	2p 2p 2p	2p	

Se utiliza la notación n^x (léase ene-ele- a la equis) para representar la distribución de los electrones de cada átomo, en la que x es el número de electrones en el subnivel. Para representar esa distribución electrónica es necesario, primero, recordar y definir algunos conceptos tales como:

- **Nivel de energía:** es un estado (o conjunto de estados) cuya energía caracteriza a los electrones en un átomo. Se muestra esquemáticamente mediante “capas” a diferentes distancias del núcleo en correspondencia con la energía del electrón.

Se representa por la letra n y el número máximo de electrones se define por $2n^2$.

Para $n = 1$; $2 \cdot 1^2 = 2 \cdot 1 = 2$

Para $n = 2$; $2 \cdot 2^2 = 2 \cdot 4 = 8$

Para $n = 3$; $2 \cdot 3^2 = 2 \cdot 9 = 18$

Para $n = 4$; $2 \cdot 4^2 = 2 \cdot 16 = 32$

De este modo, podemos ver que es posible representar de dos formas la distribución de los electrones: una, por niveles de energía y otra, por niveles y subniveles. Observa en la figura 1.2 por ejemplo, cómo queda esta representación para el átomo de sodio, Na ($Z = 11$):

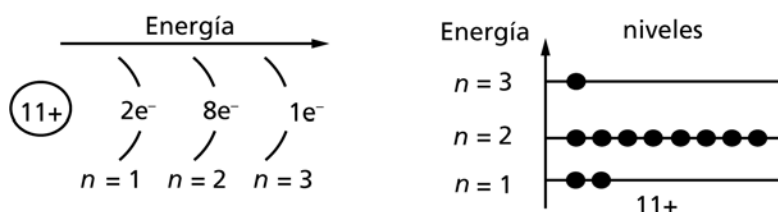


Fig. 1.2 Formas de representar la distribución de los electrones en el átomo

- **Subnivel de energía:** es una forma de movimiento de los electrones cuya energía caracteriza a los electrones en un nivel de energía. Se representa esquemáticamente mediante "subcapas" a diferentes distancias del núcleo en correspondencia con la energía del electrón. Observa un ejemplo en la figura 1.3:

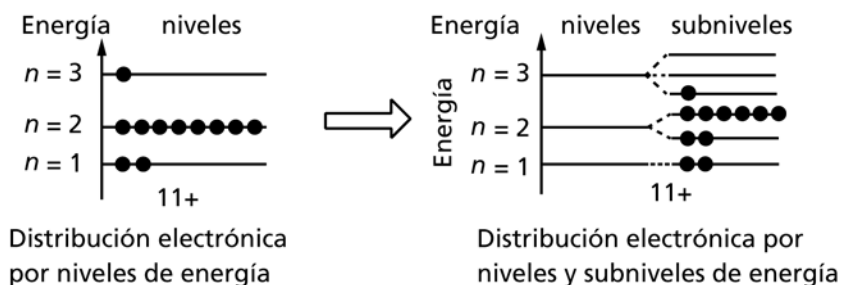


Fig. 1.3 Formas simplificadas de representar la distribución de los electrones en el átomo

Los tipos de orbitales pueden representarse esquemáticamente como se muestra en la figura 1.4:

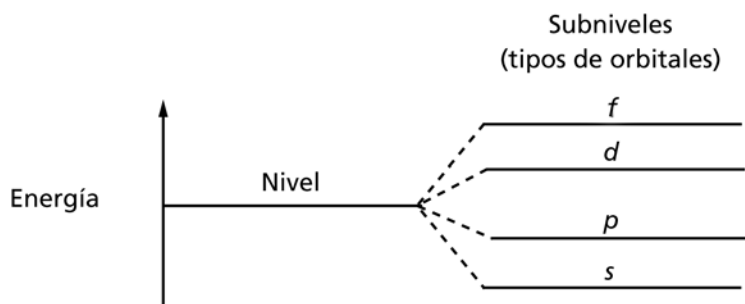


Fig. 1.4 Forma de representar los tipos de orbitales de un subnivel

Por ejemplo, el primer orbital es el *s* en el primer nivel, que resulta esférico y adireccional. En cada nivel habrá un orbital *s*, semejante al $1s$, pero cada vez con mayor radio y energía. Luego, el segundo nivel contiene el subnivel $2s$ y aparece el $2p$ con 3 orbitales dirigidos hacia las coordenadas del plano cartesiano (figura 1.6), *x*, *y*, *z*, con mayor energía que el *s*. Hay 5 tipos de orbitales *d* y 7 del tipo *f*; estos dos últimos no los representamos por su compleja geometría espacial.

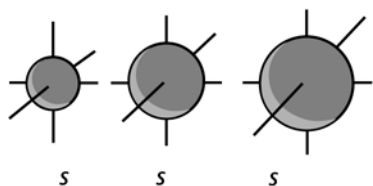


Fig. 1.5 Forma de los orbitales *s*

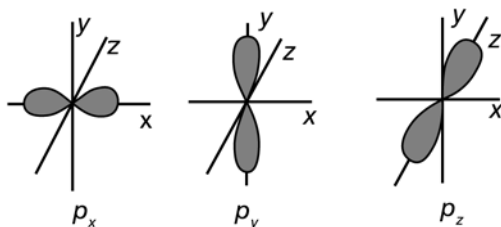


Fig. 1.6 Forma de los tres orbitales *p* en un subnivel

La representación de los orbitales del último nivel de energía del átomo de carbono se muestra en la figura 1.7, en la que puedes observar el orbital $2s$, que posee una forma esférica y los 3 orbitales *p* en forma de lóbulos.

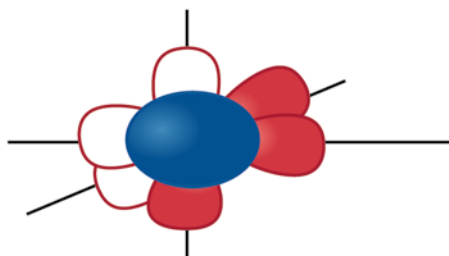


Fig. 1.7 Orbitales atómicos del nivel 2 del átomo de carbono

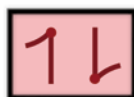
También suele representarse mediante casillas o cuadrados (no es la representación real) y, dentro de cada una, los electrones correspondientes:

El subnivel s ($2e^-$) \rightarrow 1 orbital. Se representa mediante una casilla cuántica	<input type="checkbox"/>
El subnivel p ($6e^-$) \rightarrow 3 orbitales (tres casillas cuánticas)	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>
El subnivel d ($10e^-$) \rightarrow 5 orbitales (cinco casillas cuánticas)	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>
El subnivel f ($14e^-$) \rightarrow 7 orbitales (siete casillas cuánticas)	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>

Casilla con un electrón



Casilla con dos electrones



Siguiendo la lógica anterior, en el átomo de H ($Z = 1$) se encuentra un electrón en su única capa o nivel; utilizando la notación n^l , la configuración es $1s^1$. Para el átomo de litio ($Z = 3$) sería $1s^2 2p^1$. En el caso del átomo de azufre ($Z = 16$) será $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; aquí puede utilizarse otra notación abreviada por ser tan larga la configuración: $(\text{Ne}) 3s^2 3p^4$.

En el átomo de carbono ($Z = 6$) tenemos la configuración $1s^2 2s^2 2p^2$. Es decir, posee cuatro electrones en el nivel más externo, ¿cuántos enlaces covalentes puede formar este átomo?



Recuerda que...

Para que se produzca el enlace covalente con otro átomo, deben compartirse dos electrones que se encuentren desapareados en cada uno de ellos. O sea, solo dos electrones con espines opuestos pueden aparearse en dos orbitales que se solapan.

Para comprender mejor estos aspectos, primero, es necesario conocer cómo representar la distribución de electrones en un átomo, por subniveles y orbitales. Esta distribución se rige por un diagrama, sobre la base de la información que nos da la tabla 1.4:

Tabla 1.4 Diagrama de Moeller

Niveles	Orbitales			
	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>
$n = 1$	1 <i>s</i>			
$n = 2$	2 <i>s</i>	2 <i>p</i>		
$n = 3$	3 <i>s</i>	3 <i>p</i>	3 <i>d</i>	
$n = 4$	4 <i>s</i>	4 <i>p</i>	4 <i>d</i>	4 <i>f</i>
$n = 5$	5 <i>s</i>	5 <i>p</i>	5 <i>d</i>	5 <i>f</i>
$n = 6$	6 <i>s</i>	6 <i>p</i>	6 <i>d</i>	
$n = 7$	7 <i>s</i>	7 <i>p</i>		

En la representación de la distribución electrónica se sigue el principio de construcción por la regla de Aufbau (que en alemán significa construcción). Esta regla nemotécnica permite determinar el orden de “llenado” de los orbitales de la mayoría de los átomos. Debe señalarse que los de menor energía se “llenan” primero que los de mayor energía.

Es importante tener en cuenta algunas reglas establecidas a partir del principio de exclusión establecido por Wolfgang Pauli (1900-1958), físico austriaco y Premio Nobel de Física en 1945 y la Regla de máxima multiplicidad de Friedrich Hund (1896-1997), físico y profesor alemán. El principio de exclusión de Pauli establece que en un mismo orbital no pueden existir más de dos electrones, los cuales deben tener espines opuestos, mientras que la regla de Hund plantea que en los subniveles p , d y f los electrones se distribuyen de manera que exista el máximo número de electrones no apareados o lo que es lo mismo, tratando de ocupar el mayor número de orbitales disponibles antes de comenzar a parearse.

Así, de ser necesario “distribuir” 3 electrones en los orbitales p del segundo nivel, debe representarse un electrón en cada uno de los tres orbitales p , lo que se hace de la forma siguiente: $2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$.

Con estos conocimientos, analiza el diagrama que muestra la figura 1.8:

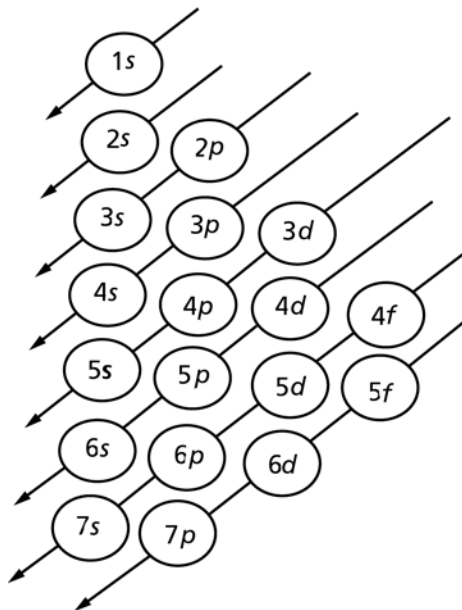


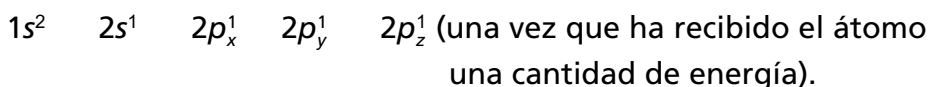
Fig. 1.8 Principio de construcción
(aplicando la regla de las diagonales)

Con el análisis del diagrama puedes aplicar una regla conocida como regla de las diagonales, que te permite representar la distribución electrónica de los átomos. Para el caso del átomo de carbono, su configuración electrónica quedaría así: C: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$ o también



Como observas, en el último nivel de energía del átomo de carbono (el segundo) existen cuatro electrones, lo que explica la posición del elemento en la Tabla periódica. Así se justificaría este aspecto, pero no se da respuesta al hecho de que el átomo de carbono en la inmensa mayoría de sus compuestos tiene cuatro capacidades de enlace, o sea, es tetravalente.

Podemos pensar por un momento que, en el átomo de carbono, al absorber cierta cantidad de energía, un electrón del subnivel $2s$ "puede ser promovido" al orbital $2p$ "vacío" y de este modo existirían cuatro electrones desapareados, condición que explica la formación de cuatro enlaces covalentes: C (átomo excitado):



Conoce un poco más

En realidad, orbital "vacío" es un recurso y no una realidad posible: si no hay electrones, no hay orbitales; por eso, si el electrón no está presente, no es posible hablar de orbital. No existen orbitales vacíos. El movimiento del electrón describe un orbital. Más bien podría

hablarse de la posibilidad de la llegada de un electrón y con ello el surgimiento de un nuevo orbital.

Analiza ahora, si lo modelamos mediante casillas cuánticas, sería así:



La realidad contradice esta representación, pues ya conoces que los orbitales s y p tienen diferentes valores de energía y se ha comprobado científicamente que los cuatro enlaces covalentes que forma el átomo de carbono en su compuesto hidrogenado más sencillo, CH_4 , son energéticamente equivalentes.



Para ello hay que recurrir a una de las teorías que ya conoces acerca del enlace covalente y al modelo que da una explicación satisfactoria a ello; la hibridación de orbitales atómicos (hibridación química), la hibridación de los orbitales del segundo nivel del átomo de carbono, supone la formación de 4 orbitales híbridos sp_3 , con igual contenido energético y, por tanto, justifica la formación de los cuatro enlaces iguales en el CH_4 . Te invitamos a que indagues sobre este aspecto y le presentes a tu profesor ese modelo.

Propiedades atómicas

Según lo que ya estudiaste en décimo grado, capítulo 4 *Los no metales*, al aumentar el número atómico de los elementos químicos en un grupo de la Tabla periódica, aumenta también el número de niveles de energía de los átomos y, en consecuencia, crece el radio atómico. Ello explica la variación en las otras propiedades atómicas.

En los grupos y períodos de la Tabla periódica, al aumentar el número atómico de los átomos de los elementos químicos, las propiedades de estos varían. De esta manera las propiedades físicas y químicas de los átomos de los elementos químicos dependen, fundamentalmente, de su configuración electrónica. Si analizas los valores numéricos que aparecen en la tabla 1.5 puedes apreciar cómo estas propiedades varían de un elemento al otro.

Tabla 1.5 Algunas propiedades de los elementos del grupo IV-A y de sus respectivas sustancias simples

Propiedad	C	Si	Ge	Sn	Pb
Número atómico	12	14	32	50	82
Radio atómico en pm	77	111	125	145	154
Electronegatividad escala Pauling	2, 5	1, 7	2, 0	1, 7	1, 6
Propiedad	C	Si	Ge	Sn	Pb
Primera energía de ionización en kJ/mol	1086, 5	786, 5	762	708, 6	715, 6
Propiedades metálicas	Aumentan 				
Propiedades no metálicas	Disminuyen 				

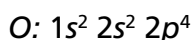
En la secuencia del carbono al plomo, el aumento gradual de las propiedades metálicas puede atribuirse a que, en los elementos más pesados, con mayor radio atómico, los electrones de la capa más externa están menos fuertemente retenidos, por lo que ceden más fácilmente sus electrones externos.

Por lo general, al aumentar el radio atómico disminuyen las energías de ionización primarias, ya que hay que aplicar menos energía para arrancarle el electrón menos fuertemente retenido.

Comprueba lo aprendido

1.8 Consulta con tu profesor o profesora de Geografía la ubicación de minas o reservas de carbón en Cuba, además de su importancia económica.

1.9 Uno de los átomos con que el carbono forma importantes compuestos es el de oxígeno. La estructura electrónica de este átomo puede representarse por:



- ¿Cuál es el número de protones en el núcleo de este átomo?
- ¿Cuántos electrones presenta en su envoltura electrónica?
- ¿Cuántos electrones presenta en cada uno de los subniveles $1s$, $2s$ y $2p$, respectivamente?
- Representa su distribución electrónica por orbitales atómicos.
- ¿Cuál es el número total de subniveles y de orbitales?

Desafío

1. ¿Por qué el plomo, que pertenece al grupo 14, forma preferentemente compuestos en los que posee número de oxidación 2^+ y no 4^+ ?

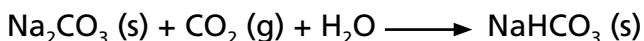
1.2 Sustancias inorgánicas del carbono

Entre las sustancias inorgánicas en que está presente el átomo de carbono se encuentran las sales oxigenadas carbonato de sodio (Na_2CO_3) y el hidrogenocarbonato de sodio (NaHCO_3).

Los carbonatos de sodio y demás metales alcalinos (de los elementos químicos del grupo IA (1) de la Tabla periódica) se disuelven fácilmente en agua y las disoluciones resultantes son alcalinas.

Debido a su alcalinidad, las disoluciones de carbonato de sodio (conocido como sosa comercial) se usan como agentes limpiadores y para ablandar el agua.

El hidrogenocarbonato de sodio, también conocido como bicarbonato de sosa, de fórmula NaHCO_3 , es una sustancia cristalina de color blanco que, al reaccionar con los ácidos, produce dióxido de carbono y agua, a la vez que se transforma en carbonato de sodio. En la panadería y dulcería se emplea para hacer crecer la masa. También se utiliza para obtener dióxido de carbono para extintores de incendios. Se emplea en medicina para neutralizar una cantidad excesiva de ácidos en el estómago, en la industria se utiliza para disminuir la alcalinidad del carbonato de sodio. Se encuentra en la naturaleza en muchos manantiales de agua mineral y se obtiene por la reacción del carbonato de sodio con agua y dióxido de carbono.



1.2.1 Sustancias simples. Estados alotrópicos

El estado alotrópico o modificación alotrópica está referida a las diferentes formas de existencia de algunas sustancias formadas por un solo tipo de elemento químico, pero con estructuras químicas distintas y, por tanto, poseen propiedades diferentes.

La alotropía (viene del griego *allos* = otro y *tropé* = cambio, giro; literalmente “otro giro”, no en el sentido de girar, sino de aspecto, de matiz) es un fenómeno presente en la sustancia simple carbono. Se conocen varias formas alotrópicas del carbono, pero en este estudio nos referiremos al grafito, el diamante y los fullerenos.

1.2.1.1 El diamante, el grafito y los fullerenos como estados alotrópicos del carbono

En otros libros puedes encontrar, como formas alotrópicas del carbono, el diamante y el grafito, en la mayoría de los casos con

propiedades muy diferentes, bien conocidas, así como las aplicaciones que de ellas se derivan. Hay otros estados alotrópicos menos conocidos por el hombre, cuyas propiedades todavía están en estudio y, por tanto, la comprobación de sus aplicaciones.

En este aspecto, el mundo científico se mueve en una amplia gama de investigaciones, que son las bases de la modernización de la nanotecnología. En este libro se abordarán, como una forma alotrópica importante, los fullerenos que, a diferencia del diamante y el grafito, que están clasificados de acuerdo al tipo de partículas como átomos, se clasifican como moléculas.

El nombre de fullerenos ha sido dado a los alótropos C_n que incluyen C_{60} , C_{70} y C_{84} . En 1996, a sir Harry Kroto, Richard Smalley y Robert Curl, les fue otorgado el premio Nobel de Química por sus trabajos con el C_{60} .



Conéctate

Puedes informarte sobre el desarrollo y las aplicaciones de estas formas alotrópicas consulta la página www.cubared.rimed.cu

1.2.1.2 Estructura-propiedades-aplicaciones de los estados alotrópicos del carbono

Como ya conoces, el carbono se presenta en la naturaleza fundamentalmente como *carbono amorfo*, que no tiene una estructura cristalina y como diamante (cristal atómico). En el carbono amorfo puede presentarse algún orden estructural de corto alcance, pero no hay patrones de largo alcance de las posiciones atómicas, por lo que constituyen pequeños cristales irregulares. A escala nanométrica puede verse que está constituido de átomos de carbono colocados regularmente, observa la figura 1.9.

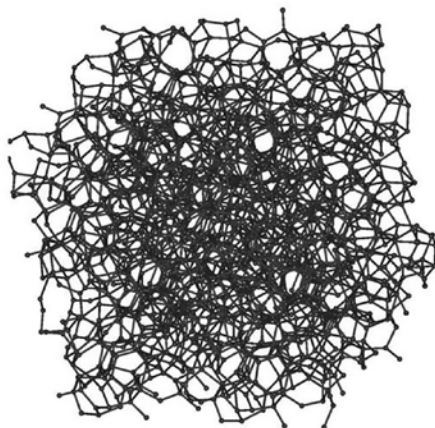


Fig. 1.9 Estructura del carbono amorfo

El carbono amorfo tiene amplias aplicaciones en la vida. El hombre lo utiliza fundamentalmente como fuente de energía; en la fabricación de betunes y cremas para los zapatos, en neumáticos y pinturas.

En el diamante, cada átomo de carbono está rodeado por otros cuatro átomos más de carbono, con una disposición tetraédrica (por lo cual se propone una hibridación sp_3 para cada átomo de carbono) y una distancia de enlace de 154 pm entre sí, de lo que resulta su estructura espacial, observa la figura 1.10.

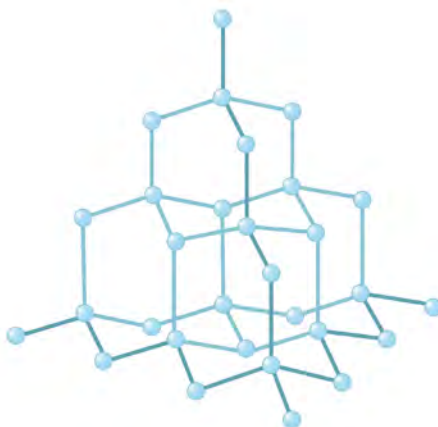


Fig. 1.10 Estructura del diamante

La estructura del diamante está formada por una red de átomos de carbono unidos mediante enlaces covalentes formando *tetraedros* que se repiten en el espacio constituyendo una red covalente. La gran fortaleza de los enlaces C-C le confiere una dureza extrema y elevados valores de temperatura de fusión y ebullición. De aquí su amplio uso como material de corte para otros materiales.

Dada su peculiar estructura, tiene un elevado índice de refracción, reflejando la luz sobre las superficies internas del cristal, lo que provoca el característico fulgor de las piedras preciosas y esto hace que tenga mucho valor en el mercado, observa un fragmento de diamante en la figura 1.11.



Fig. 1.11 Representación de una parte del cristal del diamante

En la estructura del grafito, un átomo de carbono, a presión normal, está unido a otros tres átomos de carbono en un plano compuesto de celdas hexagonales; este estado se puede describir como 3 electrones de valencia en orbitales híbridos planos sp_2 y el cuarto en el orbital p no hibridado, formando un enlace deslocalizado, observa en la figura 1.12 su estructura.

Los átomos de carbono se unen entre sí mediante tres enlaces covalentes formando hexágonos, que, a su vez, se distribuyen en capas que se mantienen débilmente unidas (fuerzas de Van der

Waals) gracias a electrones que se sitúan entre ellas. Estos electrones se pueden mover con cierta facilidad, lo que confiere al grafito propiedades conductoras de la electricidad y el calor. La unión entre las láminas es muy débil, por lo que son muy fáciles de separar. La posibilidad de escribir con un lápiz se debe precisamente a esto: las láminas de carbono se desprenden de la mina y marcan el papel.

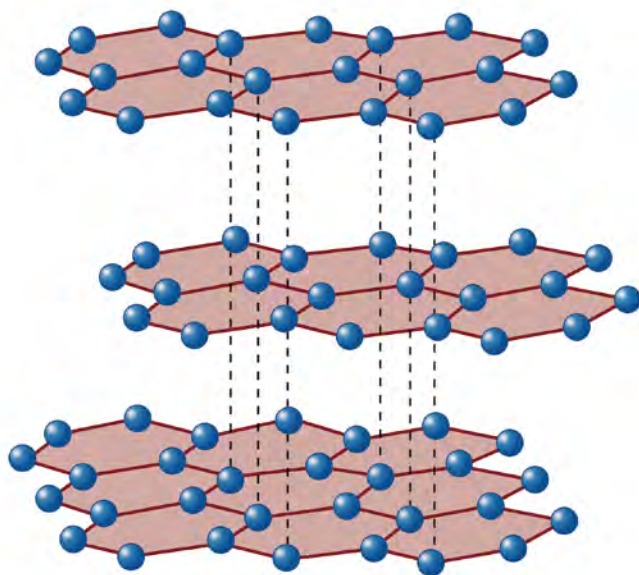


Fig. 1.12 Estructura del carbono en el grafito

El grafito se utiliza además en crisoles refractarios (resistentes a elevadas temperaturas), en electrodos, como los que se emplean en algunas celdas electrolíticas. También se usa como lubricante y como moderador en los reactores atómicos.

Los fullerenos tienen una estructura similar al grafito, pero el empaquetamiento hexagonal se combina con pentágonos (y en ciertos casos, heptágonos), lo que curva los planos y permite la aparición de estructuras de forma esférica, elipsoidal o cilíndrica. De ellos, la molécula de C_{60} está constituida por 60 átomos de carbono,

presenta una estructura tridimensional, geometría similar a un balón de fútbol y es especialmente estable.

Los fullerenos en general y los derivados del C_{60} en particular, son objeto de investigación en química desde su descubrimiento a mediados de los años 80. Las propiedades químicas y físicas de los fullerenos todavía continúan en estudio y su utilidad mayor en estos momentos recae en la conformación de estructuras estéticas y en investigaciones nanotecnológicas. Observa su estructura en la figura 1.13.

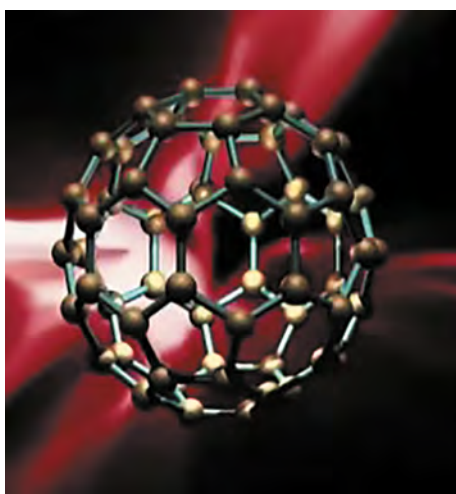


Fig.1.13 Fullerenos C_{60}



Algo de historia

¿Por qué se les llama fullerenos? El arquitecto Richard Buckminster Fuller ha diseñado cúpulas como la construida para la exposición '67 Montreal, en Canadá. Combinó pentágonos y hexágonos para darle la curvatura apropiada a la superficie para construir la cúpula, de ahí surgió el nombre de buckminsterfullereno para el C_{60} y fullerenos en general. Algunas pelotas del football presentan en su superficie combinaciones de pentágonos (en negro) y hexágonos (en blanco).

Algunos compuestos de los fullerenos, tales como los fulleruros, que son sales de metales alcalinos, se comportan a bajas temperaturas como superconductores (K_3C_{60} a 18 K; Rb_3C_{60} a 28 K y Cs_3C_{60} a 40 K). Los superconductores son especies capaces de conducir la corriente eléctrica sin resistencia.

¿Sabías que...?

Los nanotubos son estructuras tubulares (figura 1.14) cuyo diámetro es del tamaño del nanómetro. Pueden considerarse procedentes de una lámina de grafito enrollado sobre sí misma. Según el grado de enrollamiento y la manera como se conforma la lámina original, el resultado puede llevar a nanotubos de distinto diámetro y geometría interna.

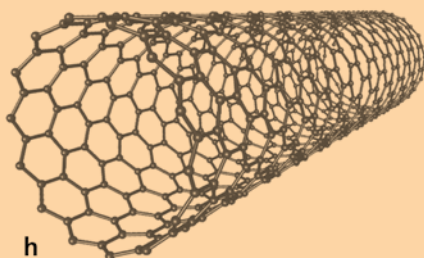


Fig. 1.14 Estructura tubular de los nanotubos

Una importante aplicación de los nanotubos, es el desarrollo de supercondensadores, dispositivos para el almacenamiento de dihidrógeno y la fabricación de paneles solares formando estructuras tubulares. Tienen un espesor 10 000 veces inferior al cabello humano (del orden de 10^{-9} m) y presentan una enorme resistencia, una increíble elasticidad y propiedades eléctricas sorprendentes.

Como has podido apreciar, algunas de estas modificaciones alotrópicas se han descubierto en las últimas décadas del siglo xx,

continuando su estudio en las primeras décadas del siglo xxi , a la par del desarrollo de las nanotecnologías que es la manipulación de la materia a escala atómica, molecular y supramolecular. Un ejemplo de ello son los fullerenos.

Comprueba lo aprendido

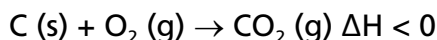
1.10 Indaga sobre el impacto actual que tiene en la sociedad el desarrollo de las nanotecnologías.

1.11 Realiza un resumen de las características estructurales de las 3 formas alotrópicas del carbono analizadas.

1.2.2 El monóxido de carbono, el dióxido de carbono y el carbonato de calcio como sustancias compuestas inorgánicas del carbono. Relación con el medio ambiente y la salud ambiental

El monóxido de carbono, el dióxido de carbono y el carbonato de calcio son sustancias compuestas que contienen átomos del elemento químico carbono. Seguramente te habrás preguntado: ¿por qué no son sustancias orgánicas? Precisamente, no están dentro de las llamadas sustancias orgánicas porque sus propiedades físicas y químicas responden a la clasificación de las sustancias inorgánicas.

Seguramente, alguna vez has observado cómo arde el carbón natural (carbón de madera) cuando le han dado algún uso doméstico. Precisamente tanto el carbón natural como el carbón artificial pueden ser empleados como combustibles, por el gran desprendimiento de energía, en forma de calor, que produce su combustión.



Esta reacción puede producir dióxido de carbono o monóxido de carbono. Si la combustión es completa produce el dióxido de carbono;

pero, si su combustión es incompleta, se generan grandes cantidades también de monóxido de carbono, otro óxido de este elemento químico. En estos óxidos el carbono se enlaza covalentemente con el átomo de oxígeno como ilustramos en la figura 1.15.



Fig. 1.15 Estructura del dióxido de carbono

Los valores de las temperaturas de fusión y ebullición del monóxido de carbono y del dióxido de carbono son $-205\text{ }^{\circ}\text{C}$ y $-191,5\text{ }^{\circ}\text{C}$, respectivamente. El monóxido de carbono (figura 1.16) es un gas que no encierra un riesgo directo para la vegetación o los materiales, ya que en presencia de suficiente dioxígeno, rápidamente se transforma en dióxido de carbono.



Fig. 1.16 Estructura del monóxido de carbono

Sin embargo, para el hombre constituye un peligro mortal en lugares cerrados. Este gas se combina con la hemoglobina de la sangre, para formar una sustancia llamada carboxihemoglobina que impide que se transporte el dioxígeno a través de la sangre y se produce la asfixia. Se ha demostrado que la hemoglobina es 210 veces más afín al monóxido de carbono que al dioxígeno, lo que implica que mínimas concentraciones de este óxido pueden afectar considerablemente el transporte de dioxígeno en el organismo humano, afectándose con esto todas las funciones que en él se realizan.

Han existido muchos accidentes por el desconocimiento de los perjuicios que tiene para la salud este gas que se produce a diario en los motores de combustión interna. Ten en cuenta que si inhalamos unas horas aire que contiene 0,1% de monóxido de carbono, se sufre la conversión de hasta el 60% de hemoglobina en carboxihemoglobina, reduciendo al 60% la capacidad transportadora de dióxígeno a través de la sangre y si el aire contiene 0,4 % o más de monóxido de carbono, es suficiente para ocasionar la muerte.

El dióxido de carbono (CO_2) además de producirse por la combustión u oxidación de materiales que contienen carbono, también puede ser obtenido mediante la fermentación de azúcares, entre otras vías naturales. Es un gas incoloro, inodoro y de ligero sabor ácido. Es más denso que el aire y es imprescindible para la respiración de las plantas.

Este óxido es muy utilizado industrialmente, no combustiona, propiedad que se tiene en cuenta para utilizarse en la fabricación de extintores de incendios. En estado sólido se conoce con el nombre de hielo seco (figura 1.17) y se utiliza como refrigerante. Como aditivo alimentario cumple con diferentes funciones: en disolución se emplea como tampón (amortiguador) y para aumentar el volumen de ciertos alimentos (pan y dulces).



Fig. 1.17 Muestras de hielo seco obtenido del CO_2

Su presencia en la sangre estimula la respiración, por lo que es usado en combinación con el dióxígeno en la respiración artificial y también forma parte de los gases utilizados en el proceso de anestesia. Es uno de los principales contribuyentes al llamado efecto invernadero.



Recuerda que...

¿Qué es el efecto invernadero?

A través de la atmósfera llegan a nuestro planeta la luz ultravioleta y la visible. Estas radiaciones son absorbidas por la superficie terrestre y una parte de ellas, posteriormente, es emitida hacia la atmósfera como radiaciones infrarrojas. Algunos de los gases atmosféricos (CO_2 y NO , entre otros) absorben estas radiaciones e impiden que sean irradiadas al espacio. Al quedar estas radiaciones en la Tierra se produce un aumento de su temperatura y es este efecto el que se conoce como efecto invernadero. Se ha determinado que, de no existir este efecto, la temperatura del planeta sería 40°C más baja que lo que actualmente es.

El carbonato de calcio es una sal ternaria u oxisal que contiene carbono, de esta ya conociste en décimo grado que en Cuba la mayor parte de las rocas son calizas, es decir, están formadas principalmente por carbonato de calcio (CaCO_3). También, la dureza de las aguas subterráneas obedece a que contienen pequeñas cantidades de iones Ca^{2+} y Mg^{2+} acompañados de los iones HCO_3^- y CO_3^{2-} .

La estructura de esta sal refleja el carácter iónico de esta sustancia (figura 1.18) y la presencia del carbono como átomo central. Precisamente, debido a su estructura, tiene gran utilidad en la industria, la medicina, el hogar y la vida en general.

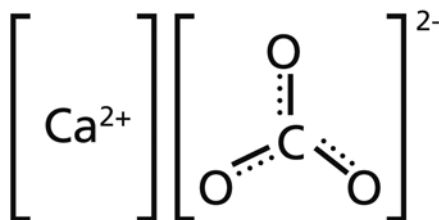


Fig. 1.18 Representación iónica del carbonato de calcio

Forma parte esencial de varias rocas y minerales: caliza, calcita, mármol y otros. En Cuba existen varias minas y canteras con alto contenido de carbonato de calcio, el cual es utilizado principalmente en la industria de materiales de la construcción. Estos compuestos inorgánicos del carbono tienen amplia utilidad y resultan beneficiosos si se hace una explotación racional y justa de sus propiedades, pero pueden resultar fatales para la salud y el medio ambiente si su empleo es desmedido.

1.12 Argumenta la relación que se establece entre las sustancias inorgánicas que contienen el carbono, el medio ambiente y la salud.

Encerrado en una habitación y en presencia de un motor de combustión interna funcionando, una persona puede morir.

1.14 Relaciona otras vías de obtención del dióxido de carbono. Ilustra, al menos, con tres ecuaciones químicas.

1.15 El cianuro de hidrógeno (HCN) y sus sales, los hidrogenocarbonatos y carburos (como el CaC_2), tienen en común al átomo de carbono. Sin embargo, se incluyen dentro de las sustancias inorgánicas. Explica.

1.16 Realiza una búsqueda en distintas fuentes de información y resume la ubicación y producción de mármol en Cuba.

¿Qué importancia tiene este material constituido fundamentalmente de carbonato de calcio?

1.3 Las sustancias orgánicas

Al iniciarnos por primera vez en el estudio de la química orgánica, lo primero que nos preguntamos es: ¿qué estudia esta rama de la ciencia?, ¿a qué se dedica?, ¿por qué es importante su estudio? y muchas interrogantes más. El mundo que nos rodea, e incluso nuestro propio organismo humano, está formado por una gran cantidad de sustancias, orgánicas o inorgánicas.

Las sustancias orgánicas se obtienen a partir de fuentes naturales o por vía sintética. Ejemplos de ellas son: el petróleo, el gas natural y el carbón, que constituyen las fuentes naturales más importantes para la obtención de sustancias orgánicas. Muchos medicamentos, inicialmente, fueron obtenidos de fuentes naturales y, posteriormente, por vía sintética. No obstante, en la actualidad la mayoría de los medicamentos se obtienen por vía sintética o a partir de una fuente natural, que, posteriormente, se transforma por vía sintética en el medicamento.

1.3.1 Objeto de estudio de la Química Orgánica. Características generales de las sustancias orgánicas. Tipos de cadenas carbonadas. Importancia de las sustancias orgánicas

El objeto de la química orgánica es precisamente el estudio de la estructura, propiedades y transformaciones de los compuestos del carbono. Por esta razón, hoy suele llamarse química de los compuestos del carbono, pero prevalece, por cuestiones de respeto histórico a la ciencia y de hábitos, el nombre “química orgánica”.

Unidos al carbono se encuentran otros elementos en estas sustancias, muy frecuentemente el hidrógeno, también el oxígeno,

Los compuestos orgánicos presentan un conjunto de propiedades generales que los distinguen de las llamadas inorgánicas. La presencia del átomo de carbono implica la formación de enlaces covalentes con el hidrógeno, con él mismo y otros elementos presentes en sus moléculas.

La formación de esos enlaces covalentes con relativa facilidad para alcanzar una configuración más estable, le permite también formar cadenas carbonadas abiertas y cíclicas o cerradas. Estas características estructurales le confieren propiedades muy específicas. Veamos en la tabla 1.6.

Tabla 1.6 Algunas características generales de varios compuestos orgánicos

Compuesto orgánico	Solubilidad en		Combustibilidad	Fusibilidad
	H ₂ O	CCl ₄		
Benceno	No	Sí	Sí	Líquido a temperatura ambiente
Parafina	No	Sí	Sí	Funde fácilmente
Grasa animal o vegetal	No	Sí	Sí	Funde fácilmente
Alcohol etílico	Sí	Sí	Sí	Líquido a temperatura ambiente
Celulosa (papel de filtro)	No	No	Sí	Se descompone

Como se aprecia en la tabla anterior, las sustancias orgánicas no se disuelven generalmente en disolventes polares como el agua y sí lo hacen en aquellos apolares, tales como tetracloruro de carbono, benceno, tolueno y otros. Son combustibles y al combustionar desprenden mucha energía en forma de calor, lo cual es aprovechado por el hombre para satisfacer sus necesidades de energía, que, muchas veces por la indiscriminada utilización de esta fuente

la Universidad de Gotinga en Baja Sajonia, discípulo del anterior y famoso por la síntesis de la urea, que contribuyó a la derrota de la teoría vitalista. El término orgánica se mantiene por su carácter histórico.



Friedrich Wöhler

La inmensa mayoría de las sustancias orgánicas son moleculares con enlaces covalentes apolares o de muy baja polaridad. Esta característica las hace ser diferentes en muchos casos a las sustancias inorgánicas. En décimo grado estudiaste que estos tipos de sustancias se caracterizan por poseer valores de temperatura de fusión y ebullición relativamente bajos, son aislantes eléctricos y del calor, también que su dureza varía en dependencia de la fortaleza de las interacciones intermoleculares.

Los compuestos orgánicos forman cadenas en las cuales dos o más átomos de carbono se enlazan covalentemente, carbono-carbono mediante enlaces simples, dobles o triples, por eso se les llama cadenas carbonadas. Constituyen el esqueleto de prácticamente todos los compuestos orgánicos.

También pueden enlazarse al átomo de carbono otros átomos de hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, halógenos, para dar lugar a millones de moléculas con diferentes estructuras; de modo que los átomos pueden unirse para formar compuestos sólo en proporciones determinadas por su valencia. En este sentido, se conoce que, en 1858, el alemán Friedrich August Kekulé (1829-1896) publicó su tesis sobre el enlace químico del carbono, que consistían en:

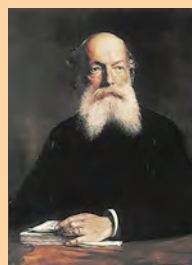
- 1.º; el átomo de carbono es tetravalente (o sea, de valencia 4).
- 2.º; un átomo de carbono puede formar enlaces con otros átomos de carbono y por tanto perder parte de su propiedad de unión con otros elementos.

- 3.º; un átomo de carbono puede formar enlaces de tipo múltiple (dobles o triples) con otros átomos.
- 4.º; los átomos de carbono pueden formar anillos (cadenas cerradas o anillos).



Algo de historia

El profesor alemán Friedrich August Kekulé (1829-1896), director del Instituto de Química de la Universidad de Bonn, prominente químico orgánico, es considerado uno de los principales fundadores de la teoría de la estructura química.



Friedrich
August Kekulé

Se conocía desde mediados del siglo XIX que una misma sustancia orgánica se podía representar por varias fórmulas y que una misma fórmula representaba a más de una sustancia. Por ejemplo; $C_6H_{12}O_6$ representa a la glucosa y a la vez a la fructosa; ¿cómo explicar esto?

La química orgánica demandaba una solución inmediata a la pregunta básica: ¿Son las moléculas orgánicas una acumulación desordenada de átomos o son partículas con una arquitectura definida, con una estructura que puede establecerse investigando las propiedades de las sustancias?

Una nueva época de esta ciencia surge con el origen de la teoría de la estructura química; la figura más relevante en la creación y sustentación de esta teoría es el científico ruso Alexander Mijaylovich Bútlerov (1828-1886).

La esencia de su teoría plantea: *La naturaleza química de una sustancia compuesta queda determinada por la naturaleza, cantidad y estructura química de las partículas elementales que la componen.*

¿Cuáles son las características de una estructura química?: la composición atómica, el tipo de partículas, el ordenamiento espacial de estas, el enlace químico entre ellas, su naturaleza química. Todas estas características constituyen la estructura química. Representadas por fórmulas llamadas fórmulas estructurales, de estas la que más utilizaremos es la fórmula semidesarrollada.

De acuerdo con A. M. Bútlerov:

- En las moléculas, los átomos no están dispuestos de forma desordenada, sino que están unidos mutuamente en una secuencia bien determinada de acuerdo con su valencia.
- Las propiedades de las sustancias no solo dependen de los elementos que la forman, ni de la cantidad de átomos que tengan, sino también de la secuencia de unión de dichos átomos en las moléculas, es decir, del orden de la influencia mutua y de su estructura.

En esto consiste el concepto general de Bútlerov: todos los átomos que forman la molécula de una sustancia compleja interactúan entre sí. A la distribución de las interacciones determinada por el orden de enlace de los átomos, Bútlerov la denominaba estructura química; fue el primero en usar dicha denominación.



Algo de historia

El químico ruso Alexander M. Bútlerov (1828-1886), profesor en las universidades de Kazán y San Petersburgo, fue quien introdujo el concepto *estructura química* para indicar el enlace mutuo entre los átomos en un compuesto.



Alexander M.
Bútlerov

Las cadenas carbonadas pueden ser cortas, largas, ramificadas (con sustituyentes), en forma de anillos (llamadas cíclicas), de anillos con cadenas laterales, de anillos con otros anillos, entre otras. Además, el enlace de estos átomos de carbono se puede realizar en diferentes disposiciones. Ejemplos de diferentes tipos de cadenas se muestran en la figura 1.19:

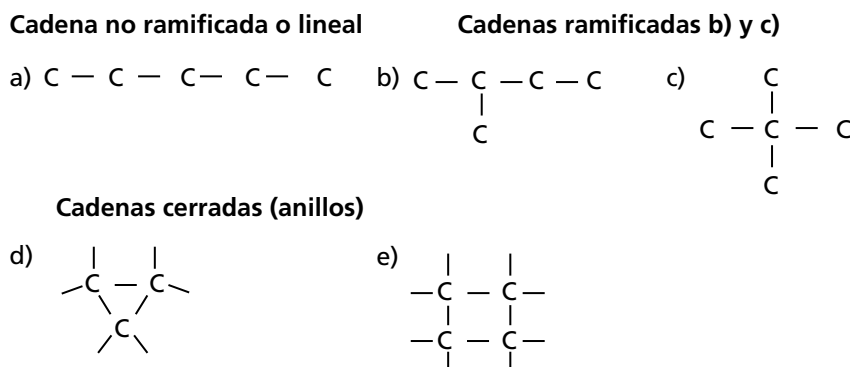


Fig. 1.19 Ejemplos de tipos de cadenas carbonadas

Observa en la figura 1.23 que, para el caso *a*, sus átomos están distribuidos de forma lineal y para los casos *b* y *c* tienen ramificaciones. También, estas tres cadenas son abiertas, pues no constituyen un ciclo o anillo. Existen cadenas carbonadas cerradas, en anillo o también llamadas cíclicas como son las de los casos *d* y *e*.

Cuando estas cadenas carbonadas son completadas de acuerdo a la valencia de los átomos de los elementos químicos presentes, se obtiene la representación del compuesto químico, es decir, la fórmula química.

La fórmula química puede ser una fórmula desarrollada cuando en la representación se observan todos los enlaces químicos de cada átomo presente, mientras que, en la fórmula semidesarrollada solo se observan los enlaces de la cadena carbonada y se omiten los enlaces con el hidrógeno. También hay otra fórmula llamada líneoangular, en la que solo se observan líneas (segmentos) que indican los enlaces entre los átomos de carbono (no aparecen

generalmente los enlaces C – H). Algunos ejemplos de lo anterior podrás encontrarlos en la figura 1.20.

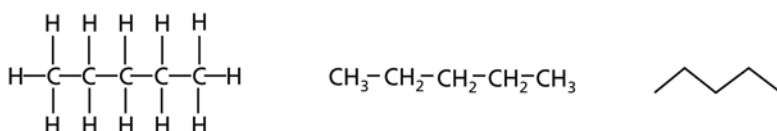


Fig. 1.20 Diferentes formas de representación de cadenas carbonadas

En los tres casos que muestra la figura 1.24 se trata del pentano, que es un alcano, hidrocarburo de 5 átomos de carbono y 12 de hidrógeno. En cuanto a otros alcanos de cadenas ramificadas, pueden representarse solo los esqueletos carbonados, como muestra la figura 1.21. Observa que en cada extremo del enlace debe aparecer un átomo de carbono.

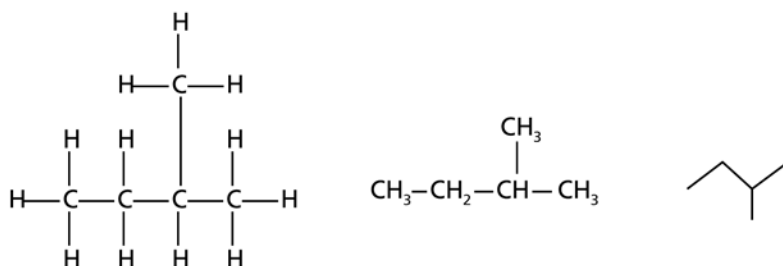


Fig. 1.21 Ejemplos de esqueletos carbonados

Las tres estructuras poseen la misma fórmula química global (C_5H_{12}) y constituyen el mismo compuesto. Se representan mediante diferentes modelos estructurales, pero la disposición de los átomos es la misma, por lo que tienen iguales propiedades por pertenecer al mismo compuesto.

Importancia de los compuestos orgánicos

Cuando hablamos del desarrollo de un país y del bienestar de las personas, de confort en el hogar, de alimentación, de fármacos,

Ejemplos de compuestos que son utilizados como materia prima o de forma directa en la producción industrial son: el eteno, propeno, etino, metano, benceno, anilina, ácido etanoico, éter dietílico, cloroformo, etanol, propanona, estireno, metanal, fenol, glicerina, etilenglicol, isoctano, caucho, cera, miel, glucosa, parafina, cloruro de vinilo, entre otros.

1.17 ¿Cuál es la valencia o capacidad de enlace del átomo de carbono en las sustancias orgánicas? Fundamenta tu respuesta.

1.18 Representa varios tipos de cadenas carbonadas que contengan 6 átomos de carbono.

1.19 Un compuesto orgánico está constituido por 5 átomos de carbono y 12 átomos de hidrógeno. Se conoce que su cadena carbonada es no ramificada. Representa sus fórmulas químicas global, semidesarrollada, desarrollada.

1.20 En la molécula del etano ($\text{CH}_3\text{--CH}_3$), un hidrocarburo de 2 átomos de carbono enlazados covalentemente y seis átomos de hidrógeno, todos los enlaces son equivalentes energéticamente. ¿Cómo se explica esta particularidad?

1.21 Representa:

a) Las posibles cadenas carbonadas de un hidrocarburo de 7 átomos de carbono y 16 átomos de hidrógeno (C_7H_{16}).

- b) Representa la cadena carbonada de un hidrocarburo cíclico de 5 átomos de carbono consecutivos unidos entre sí por simples enlaces.

1.3.2 Clasificación de las sustancias orgánicas.

Grupos funcionales. Funciones químicas

Como recordarás de lo aprendido en décimo grado, las *clases de sustancias* o *función química* son aquellas especies de composición química definida, con propiedades que les son comunes, en virtud de la semejanza en sus estructuras y, por tanto, tienen un comportamiento que les es propio.

También existen compuestos orgánicos con propiedades muy parecidas, de modo que constituyen regularidades. La causa fundamental debe buscarse en la semejanza de sus estructuras (composición química, tipo de partículas, tipo de enlaces químicos, ordenamiento espacial de los átomos e interacciones entre ellos).

En estas estructuras se encuentran átomos o grupos de átomos que les confieren a las moléculas tales propiedades, son los llamados grupos funcionales.

El *grupo funcional* en el contexto de la química orgánica, puede definirse como aquel átomo o grupo de átomos que se une a una cadena carbonada y es el principal responsable de las propiedades físicas y químicas de estas sustancias. Así tenemos las diferentes clases de sustancias orgánicas o función química, cada una de ellas tiene un grupo funcional que las caracteriza.

Es característico de las sustancias orgánicas presentar grupos funcionales comunes que les permiten constituir series o familias. De este modo, podemos encontrar sustancias como los alcoholes, con uno o varios grupos hidroxilo (OH). Este agrupamiento es, en mayor medida, la causa de la mayoría de las propiedades de los alcoholes. Así, tenemos las diferentes clases de sustancias orgánicas o función química, que se caracterizan por el grupo funcional que las identifica.

A continuación, puedes observar tipos de sustancias orgánicas con sus grupos funcionales en la tabla 1.7. Solo mostramos ejemplos de sus nombres y la fórmula general.

Tabla 1.7 Clases de sustancias orgánicas y sus grupos funcionales

Función química	Fórmula general	Grupo funcional/ Característica principal	Terminación	Ejemplo
Alcanos	C_nH_{2n+2}	Simple enlace	-ano	CH_3-CH_3 etano
Alquenos	C_nH_{2n}	Doble enlace	-eno	$CH_2=CH_2$ eteno
Alquinos	C_nH_{2n-2}	Triple enlace	-ino	$CH \equiv CH$ etino
Alcoholes	$C_nH_{2n+2}OH$	-OH hidroxilo	-ol	CH_3-OH metanol
Aldehídos	$C_nH_{2n}O$	$C=O$ carbonilo	-al	CH_3-CHO etanal
Cetonas	$C_nH_{2n}O$	$C=O$ carbonilo	-ona	$CH_3-CO-CH_3$ propanona
Ácidos monocarboxílicos	$C_nH_{2n}O_2$	$COOH$ carboxilo	ácido... -oico	CH_3-COOH ácido etanoico
Aminas	$C_nH_{2n+1}-NH_2$ primarias	$-NH_2$ amino	-amina	CH_3-NH_2 metilamina

Comprueba lo aprendido

1.22 Identifica, encerrándolos en un círculo, los grupos funcionales presentes en las sustancias representadas por las fórmulas químicas siguientes:

- a) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}$
- b) $\text{CH}_3 - \text{NH}_2$
- c) $\text{CH}_3 - \text{COOH}$
- d) $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_3$
- e) $\text{HO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$
- f) $\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_3$
- g) $\text{H}_2\text{C} = \text{CH} - \text{CH}_3$

1.22.1 Refiere a cuál función química pertenece cada una.

1.22.2 ¿Cuáles pertenecen a la misma función química? Fundamenta.



Conéctate

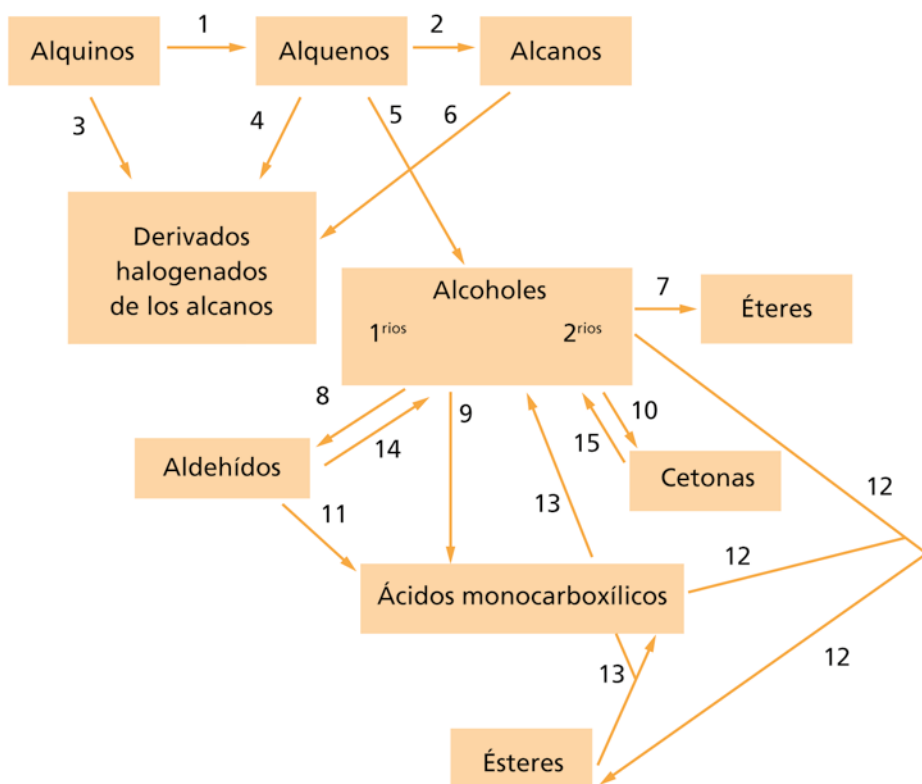
Indaga sobre las diferencias que existen entre las sustancias orgánicas y las inorgánicas en www.wikipedia.com. Realiza un resumen de este aspecto. ¿Son totalmente diferentes?

1.3.3 Comparación entre las sustancias orgánicas y las sustancias inorgánicas

Como ya conoces de grados anteriores, las sustancias inorgánicas tienen composición muy variada de una a otra y no son muy numerosas aquellas que poseen un elemento común. De manera general, poseen propiedades opuestas a las sustancias orgánicas, aunque no existe una delimitación muy estricta entre las sustancias orgánicas y las inorgánicas.

Los óxidos del carbono (CO y CO_2), los carbonatos y algunas otras sustancias (tal como se analizó anteriormente), por contener carbono, todas ellas pudieran considerarse orgánicas, pero, de acuerdo con sus propiedades, se diferencian de las que aparecen en la tabla 1.7 y más bien se aproximan a las inorgánicas, razón por la cual se estudian en Química Inorgánica. No obstante, a partir de las sustancias

Esquema 1 Relación genética entre sustancias orgánicas



Reacciones de adición: 1,2, 3, 4, 5

Reacciones de sustitución: 6

Eliminación intermolecular (deshidratación): 7

Reacciones de oxidación: 8, 9, 10, 11

Reacciones de esterificación: 12

Hidrólisis de ésteres: 13

Reacciones de reducción: 14, 15

Se comprende de estas relaciones que, partiendo de sustancias sencillas, con una secuencia lógica de transformaciones, se llega a otras más complejas. Los cambios antes descritos demuestran convincentemente que tras ellos se genera el desarrollo, hay movimiento, hay progreso. De tal manera, los fenómenos químicos significan

Resumen y ejercitación

- El elemento carbono se ubica en el grupo IVA (14) del sistema periódico. Por tanto, en su capa de valencia se ubican 4 electrones.
- La gran versatilidad del carbono, al usar sus cuatro enlaces de valencia en la formación de compuestos, unida a la disposición tridimensional de estos enlaces, puede originar una enorme complejidad estructural y la existencia de millones de compuestos orgánicos.
- El átomo de carbono está presente en la inmensa mayoría de los compuestos que forman la base de los organismos vivos.
- Se conocen varias formas alotrópicas del carbono: grafito, diamante, fullerenos.
- La química orgánica es la química de los compuestos del carbono.
- El objeto de estudio de la química orgánica es la estructura, propiedades y transformaciones de los compuestos del carbono.
- Las leyes y principios que se revelan en los sistemas inorgánicos también tienen validez para los sistemas orgánicos.
- Entre compuestos orgánicos e inorgánicos existen diferencias en un grupo de propiedades que los identifican.
- La química está basada en leyes comunes para todos los sistemas químicos. Entre las sustancias orgánicas e inorgánicas existen relaciones genéticas que evidencian las transformaciones de unas sustancias en otras.
- Dentro de la ciencia química los compuestos orgánicos se caracterizan por una gran complejidad y organización desde el punto de vista estructural.
- El orbital atómico es la región del espacio donde, con mayor probabilidad, se encuentra el electrón.
- La notación $n l^x$ se utiliza para realizar la distribución electrónica de un átomo. Hay dos maneras de realizarla: por niveles de energía y por subniveles.

- 2.** El enlace C-H en el metano (CH_4) es covalente polar. Sin embargo, esta molécula es apolar, ¿qué explicación puedes dar a este hecho?

CAPÍTULO 2

Los hidrocarburos.

Las sustancias orgánicas más sencillas

Los hidrocarburos constituyen los compuestos orgánicos químicamente más sencillos, formados únicamente por carbono e hidrógeno. La palabra hidrocarburo deriva de *hidro* (hidrógeno) y *carburo* (carbono). Son los compuestos básicos de la química orgánica y tienen como fuente natural el petróleo, sus gases acompañantes y el alquitrán de hulla.

La utilidad fundamental de estos compuestos es como combustibles, aunque también se emplean como disolventes y materia prima para obtener polímeros y otras sustancias, entre las que se encuentran los plásticos. Estos compuestos pueden encontrarse en la naturaleza en los tres estados de agregación: sólidos, líquidos y gaseosos. Los líquidos que se extraen directamente de acumulaciones geológicas constituyen el petróleo y los que se hallan en estado gaseoso constituyen el gas natural.

El gas natural es un buen combustible. Está formado principalmente de metano (79 % a 97 %), en dependencia del yacimiento. También puede contener etano, propano, butano, nitrógeno, dióxido de carbono y vapor de agua, estos últimos en menor proporción.

La explotación de los hidrocarburos constituye hoy una actividad económica de gran importancia, pues forman parte de los

principales combustibles fósiles (petróleo y gas natural), así como de todo tipo de plásticos, ceras y lubricantes.

En Cuba se hacen enormes esfuerzos por alcanzar una mayor y más racional explotación de los recursos energéticos que existen en el subsuelo. En la llamada zona exclusiva que le pertenece al país en el Golfo de México, se calcula que hay depósitos importantes de hidrocarburos, a grandes profundidades y en ella el Estado cubano realiza esfuerzos en exploraciones a riesgos, con la colaboración de otros países. Ello representa una posibilidad de que la economía alcance mayores niveles de desarrollo en un futuro no lejano.

La explotación indiscriminada de los llamados combustibles fósiles ha provocado serias afectaciones ecológicas, lo que conlleva al progresivo cambio climático que afecta a otras actividades humanas, como la agricultura y el consumo de agua potable. También la acumulación de gases de efecto invernadero ha alterado los ecosistemas, los cuales aún no se adaptan a estos cambios y se ve amenazado el desarrollo sostenible y la salud de la población mundial.

2.1 Hidrocarburos saturados. Alcanos

La palabra alcano es un neologismo compuesto por *alc*, de alc (ohol) y el sufijo *-ano*, establecido para nombrar a los hidrocarburos saturados. Antiguamente se pensaba que los alcanos eran derivados del alcohol, una de las primeras sustancias conocidas primero por el hombre. Los alcanos son hidrocarburos saturados y puedes identificarlos por la presencia de un enlace simple entre sus átomos de carbono.

2.1.1 Alcanos. Estructura. Serie homóloga y fórmula química general. Propiedades físicas

Los hidrocarburos saturados o alcanos están constituidos por átomos de carbono e hidrógeno, en los que todos los enlaces son simples: C – C

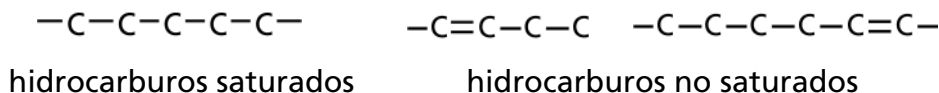
y C – H. Son enlaces covalentes (enlaces sigma σ), fuertes, difíciles de romper. La fórmula química general de los alcanos es C_nH_{2n+2} . Sobre la base de esta fórmula química general, si se toma para n valores a partir de 1, se puede escribir la fórmula química global que corresponde a uno o más alcanos. Observa en la tabla 2.1.

Tabla 2.1 Fórmula química global que corresponde a uno o más alcanos

Valores de n	Fórmula química global
$n = 1$	CH_4
$n = 2$	C_2H_6
$n = 3$	C_3H_8
$n = 4$	C_4H_{10}
$n = 5$	C_5H_{12}
$n = 6$	C_6H_{14}

A partir de $n = 4$, una misma fórmula química global puede representar a distintos alcanos, pues su estructura puede ser diferente.

Los hidrocarburos se pueden clasificar según diferentes criterios, atendiendo al tipo de enlace C – C, pueden ser saturados o no saturados. También, según la forma de la cadena carbonada, son acíclicos o cíclicos. A continuación, te ofrecemos algunos ejemplos de estos tipos de compuestos:



Estructura de los alcanos

El metano, de fórmula general CH_4 , es el hidrocarburo más sencillo y pertenece a la familia (función química) de los alcanos. Desde

la antigüedad se demostró por vías experimentales que la molécula de metano tiene una forma tetraédrica. Sin embargo, la justificación de esta estructura no se pudo establecer hasta el desarrollo de la teoría mecanocuántica entre los años 1920 y 1930.

Observa en la figura 2.1 cómo el átomo de carbono en su estado fundamental tiene dos electrones desapareados en el orbital p . Según esta naturaleza, debería esperarse que en lugar de formar CH_4 , el carbono se uniera sólo a dos átomos de hidrógeno y formar CH_2 , dejando vacío un orbital $2p$.

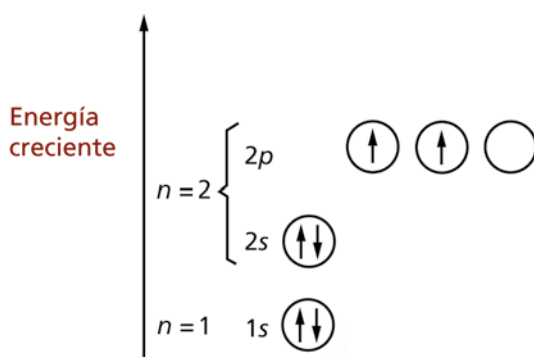


Fig. 2.1 Estado electrónico fundamental del carbono

Sin embargo, el CH_2 no existe como compuesto químico. Por adición de 401,28 kJ/mol de energía a un átomo de carbono, uno de los electrones $2s$ puede promocionarse (suministrando energía) hasta formar otro orbital $2p$, dando lugar a una configuración electrónica diferente a la anterior. Observa en la figura 2.2 que, al promocionar un electrón desde el orbital $2s$ al $2p$, el átomo de carbono tiene disponibles cuatro electrones para formar cuatro enlaces covalentes y de esta forma puede adoptar la configuración electrónica de gas noble.

Este razonamiento explica por qué el átomo de carbono es tetravalente en lugar de divalente. Sin embargo, no explica la forma tetraédrica

de la molécula de metano y que los cuatro enlaces son energéticamente iguales. Para explicar lo anterior se desarrolló la *Teoría de la hibridación*, que plantea para este caso que, en los cuatro enlaces de la molécula, el átomo de carbono se hibrida formando cuatro enlaces del tipo sp_3 , ello significa que, de cuatro partes, una corresponde a la contribución del orbital s y tres partes a la contribución del orbital p .

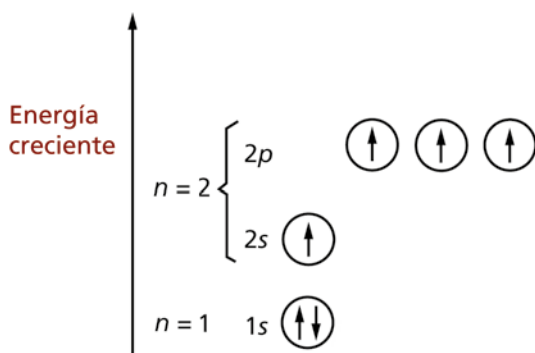


Fig. 2.2 Estado electrónico del átomo de carbono excitado

La molécula del metano (figura 2.3) es un tetraedro perfecto con ángulos de enlaces de $109,5^\circ$. La distancia de enlace C-H es de $1,09\text{\AA}$. La hibridación sp_3 en el átomo de carbono explica su estructura.

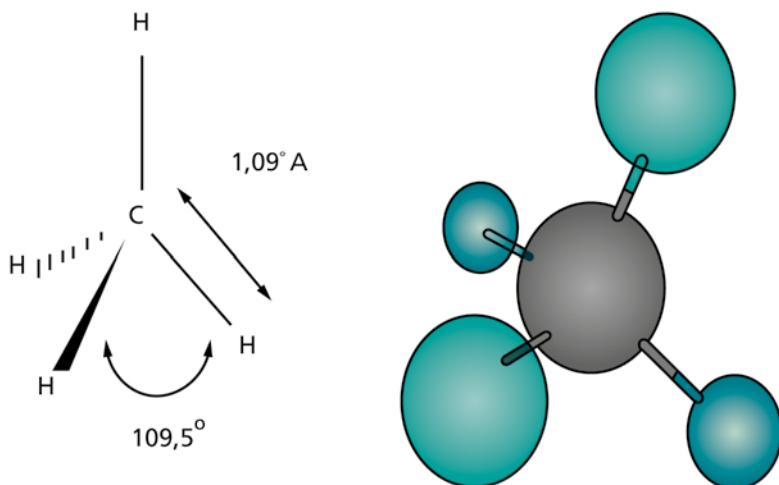
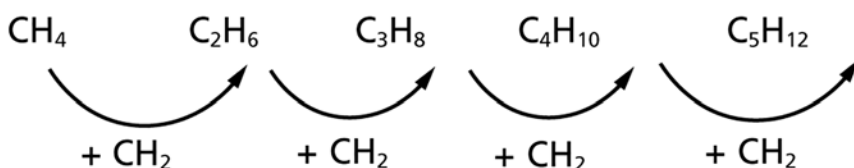


Fig. 2.3 Estructura de la molécula de metano

A todos los átomos de carbono en los alcanos se les asigna hibridación sp_3 . Aunque sus fórmulas se representan lineales, en realidad las moléculas están en zigzag, ya que cada carbono forma a su alrededor tetraedros. Los alcanos que se diferencian en uno o más grupos CH_2 son homólogos entre sí.



Serie homóloga

Si hacemos una representación de los compuestos orgánicos que contienen carbono e hidrógeno solamente, comenzando por el más sencillo; notamos que la diferencia entre una estructura y la siguiente es una unidad $-CH_2-$ (metilénica).

Cuando en una secuencia de estructuras, ocurre que la diferencia de una a otra u otras unidades es una unidad $-CH_2-$ (metilénica), se dice que esos conjuntos de compuestos pertenecen a una serie homóloga. Estas facilitan el estudio de las familias de sustancias, ya que, al conocer las propiedades del miembro más sencillo, se puede tener una idea de las propiedades del resto de la serie.

La serie homóloga es una disposición de homólogos que se diferencian entre sí solo en la longitud de la cadena carbonada, manteniendo constante cualquier otra característica estructural; se representan de menor masa molar a mayor masa molar. La tabla 2.2 es un fragmento de la serie homóloga de los alcanos no ramificados. Observa en ella la variación de las propiedades físicas de estos compuestos con el incremento de la cadena carbonada y su masa molar.

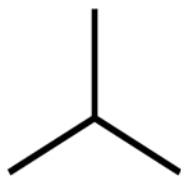
Tabla 2.2 Fragmento de la serie homóloga de los alcanos y algunas propiedades físicas

Número de átomos de carbono	Masa molar	Fórmula semi-desarrollada	Temperatura de ebullición (°C)	Solubilidad en agua
1	16	CH ₄	-162	Prácticamente insoluble
2	30	CH ₃ -CH ₃	-89	Prácticamente insoluble
3	44	CH ₃ -CH ₂ -CH ₃	-42	Prácticamente insoluble
4	56	CH ₃ -(CH ₂) ₂ -CH ₃	0	Prácticamente insoluble
5	68	CH ₃ -(CH ₂) ₃ -CH ₃	36	Prácticamente insoluble
6	80	CH ₃ -(CH ₂) ₄ -CH ₃	69	Prácticamente insoluble

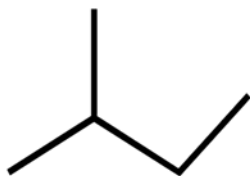
Propiedades físicas de los alcanos

Las propiedades físicas de estos compuestos varían en dependencia de su estructura. En la tabla 2.2 puedes apreciar que los valores de temperatura de ebullición en los alcanos de cadena lineal se incrementan regularmente con el aumento de la masa molar. De esta forma, los cuatro primeros miembros de la serie homóloga de los alcanos son gases a temperatura ambiente, el pentano y el resto de los alcanos hasta 17 átomos de carbono son líquidos y de 18 átomos de carbono en adelante son sólidos.

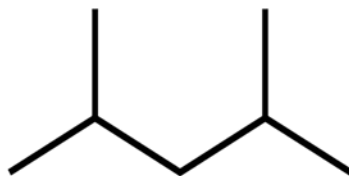
Entre las moléculas no polares, como los alcanos, es necesario considerar que las fuerzas intermoleculares son muy débiles y se conocen como fuerzas de dispersión de London. Por esta razón es que, al aumentar la masa molar en la serie homóloga, aumentan las interacciones intermoleculares y con ello las temperaturas de ebullición.



metilpropano
(isobutano)



metilbutano
(isopentano)



2,4-dimetilpentano

En el caso de los alcanos que presentan el mismo número de átomos de carbono, pero diferente disposición de los átomos en la cadena (isómeros) mientras mayor sea la cantidad de ramificaciones, menores serán las fuerzas intermoleculares; esto explica por qué, al ramificarse la cadena, la forma de la molécula se aproxima a la de una esfera, con lo cual disminuye el volumen y con ello el valor de las fuerzas intermoleculares, así como la temperatura de ebullición.

Las temperaturas de fusión, al igual que las de ebullición, crecen a medida que aumenta la masa molar de estos compuestos, aunque no lo hacen de manera regular como las temperaturas de ebullición.

La temperatura de fusión refleja la estabilidad de la red cristalina (estado sólido). Mientras más compacto sea el cristal, mayor será la energía necesaria para su fusión. Por lo tanto, mientras mayor simetría posea la molécula, mayor posibilidad de acoplamiento existe entre una y otra molécula en la red, habrá más compactación entre ellas, y mayor será la temperatura de fusión (figura 2.4).

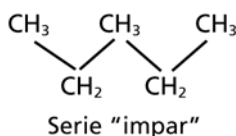
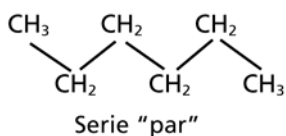
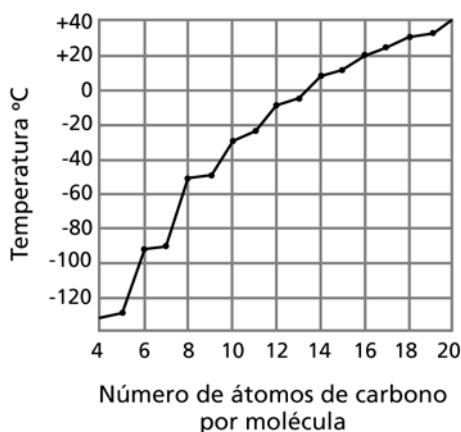


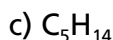
Fig. 2.4 Gráfico de valores de temperatura de fusión de los alcanos normales

De acuerdo con la regla empírica de que sustancias semejantes (de igual naturaleza química) son solubles entre sí (lo semejante disuelve a lo semejante), los alcanos, por ser apolares, son solubles en disolventes apolares como éter de petróleo, benceno, cloroformo y otros. Por otro lado, son poco solubles en disolventes polares como el agua.

Los alcanos son poco densos. En la serie homóloga la densidad va aumentando con el incremento de la masa molar hasta un valor aproximado de 0,8 g/mL. Por tanto, son menos densos que el agua y, en una mezcla de un alcano con el agua, la fase superior corresponde al alcano.

Comprueba lo aprendido

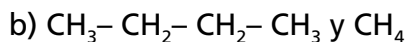
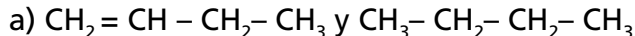
2.1 Identifica, de acuerdo con la fórmula general, si las fórmulas químicas globales siguientes corresponden a alcanos. Argumenta.



2.2 ¿Podemos afirmar que los compuestos de fórmula C_2H_6 y C_3H_8 , pertenecen a la misma serie homóloga? Explica.

a) ¿Son homólogos el metano y el metilpropano? Argumenta.

2.3 Determina si son homólogos los compuestos representados a continuación. Explica tu respuesta.



2.3.1 Escribe la fórmula química global de los compuestos representados en el inciso a.

2.4 Escribe las fórmulas químicas semidesarrolladas del homólogo inferior y del superior del pentano.

2.5 Tres alcanos diferentes tienen las masas molares siguientes: 282 g/mol^{-1} , 16 g/mol^{-1} y 72 g/mol^{-1} . Se sabe que uno es un gas; otro, un líquido y el último, una sustancia sólida.

a) ¿Qué masa molar corresponde a cada uno?

b) ¿Qué fórmula química global tiene el compuesto gaseoso?

c) Representa una fórmula química semidesarrollada de un homólogo del compuesto líquido.

2.6 Indaga acerca de las características de las fuerzas intermoleculares de Van der Waals.

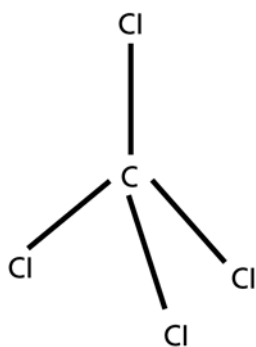
2.7 Argumenta las afirmaciones siguientes:

- El propano es un gas a temperatura ambiente.
- La temperatura de ebullición del butano es mayor que la del etano.
- Las temperaturas de ebullición y de fusión del butano son mayores que la del etano.
- El alcano de fórmula química global C_5H_{12} es menos denso que el agua.

2.8 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?

Desafío

3. La fórmula química desarrollada del tetracloruro de carbono es:



- a) De acuerdo con la disposición espacial tetraédrica similar a la del metano, representa el átomo hibridado y clasifica el tipo de hibridación.

2.1.2 Nomenclatura química y notación química de los alcanos de cadena lineal y ramificada. Grupos alquílicos

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. Para la aplicación de estas reglas, primeramente, es necesario conocer la estructura de los compuestos que se van a nombrar.

Para nombrar los compuestos orgánicos se utilizan prefijos que indican el número de átomos de carbono de la molécula. Como prefijos se utilizan numerales griegos o latinos, excepto los cuatro primeros que se relacionan con la historia de las sustancias orgánicas. La tabla 2.3 puede ser útil para comenzar el aprendizaje de la nomenclatura de estos compuestos.

Tabla 2.3 Los prefijos y sufijos utilizados de acuerdo con el número de átomos de carbono y la función química alcano

Número de átomos de carbono	Prefijo	Sufijo de esta función
1	met	-ano
2	et	-ano
3	prop	-ano
4	but	-ano
5	pent	-ano
6	hex	-ano

Nomenclatura química de los alcanos

Para nombrar los alcanos lineales (no ramificados) se sigue la siguiente regla: de acuerdo con la cantidad de átomos de carbono,

se utiliza el prefijo correspondiente y se añade como terminación el sufijo *-ano*.

Verifica los nombres que se corresponden con las fórmulas que se muestran en la tabla 2.4.

Tabla 2.4 Fórmulas y nombres de algunos alcanos de cadena lineal

Fórmulas semidesarrolladas de los alcanos correspondientes	Nombre del alcano
CH_4	metano
$\text{CH}_3\text{--CH}_3$	etano
$\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_3$	propano
$\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CH}_3$	butano
$\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CH}_3$	pentano
$\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CH}_3$	hexano

Para escribir la fórmula química semidesarrollada dado el nombre del alcano lineal se siguen los pasos siguientes:

1. Se escribe la cantidad de carbonos según el prefijo.
2. Completa el hidrocarburo colocando la cantidad de hidrógenos necesarios para satisfacer la tetravalencia del carbono.

Ejemplo: pentano

1. C--C--C--C--C

2. $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CH}_3$

Grupos alquilo o alquílicos

En la fórmula general de los alcanos $R\text{--}H$, R significa un grupo alquílico; es decir, la cadena carbonada con una valencia vacante a

la que se puede ocupar por H , en este caso o por un átomo de distintos elementos formando nuevas estructuras. Observa la tabla 2.5.

Tabla 2.5 Algunos grupos alquílicos y sus nombres

Grupos alquílicos	Nombres
CH_3-	metilo
CH_3-CH_2-	etilo
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$	propilo (1-propilo)

En los alcanos ramificados, algunos de estos grupos están presentes como ramificaciones, en las que un compuesto químico puede tener varias cadenas carbonadas y la principal es la de mayor cantidad de átomos de carbono. En el nombre de estos alcanos al grupo alquílico se le quita la o final: por ejemplo, etilo se llama en el alcano, etil.

Para nombrar los alcanos ramificados

1. Se selecciona la cadena más larga o cadena principal (mayor cantidad de átomos de carbono) y se enumera comenzando por el extremo que tenga más cerca un sustituyente o ramificación. Si hay dos ramificaciones igualmente distantes de los extremos, se comienza a numerar a partir del extremo más próximo a la más sencilla.
2. Se nombran los grupos alquilos en orden alfabético, indicando con un número, si es necesario, su posición en la cadena principal.
3. Los números se separan del nombre de los radicales mediante guiones y cuando hay varios números se separan por comas. Los nombres de los grupos se agregan como prefijos al nombre básico de la cadena principal. Observa los ejemplos de la tabla 2.6.

Tabla 2.6 Fórmulas químicas semidesarrolladas de algunos alcanos ramificados y sus nombres

Número	Fórmulas semidesarrolladas de algunos alcanos ramificados	Nombre del alcano ramificado
1	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_3$	metilbutano
2	$\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_3$	2,3-dimetilbutano
3	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	3-metilhexano
4	$\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_2 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	2,4-dimetilhexano
5	$\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}(\text{CH}_2 - \text{CH}_3) - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	3-etil-2-metilpentano
6	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}(\text{CH}_2 - \text{CH}_3) - \text{CH}_3$	3,4-dimetilhexano

A continuación, te proponemos realizar un análisis de los ejemplos que se mostraron anteriormente:

1. La cadena más larga es de 4 átomos de carbono y no es necesario colocar el número en el nombre ya que solo es posible formar un metilbutano, es decir, no existe el 3-metilbutano.
2. La cadena más larga es de 4 átomos de carbono, los sustituyentes son iguales y están a igual distancia de cada extremo.
3. La cadena más larga es de 6 átomos de carbono y el sustituyente está más cerca del extremo derecho, por lo que se comienza a numerar por ese extremo.
4. La cadena más larga es de 6 átomos de carbono, los sustituyentes son iguales, pero, uno está más próximo a un extremo que el otro, por lo que se comienza a numerar por ese extremo.
5. Dos cadenas con 5 átomos de carbono e igual cantidad de ramificaciones, dos sustituyentes distintos, se numera por el extremo más cerca de un sustituyente, pero al nombrar se tiene en cuenta el orden alfabético.

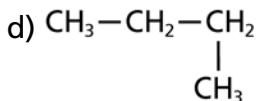
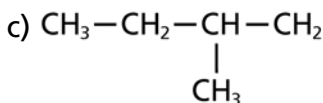
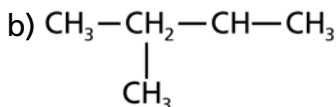
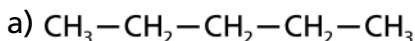
- ____ C_9H_{18}
- ____ $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_6-\text{CH}_3$

a) Escribe el nombre de los compuestos seleccionados.

2.10 Escribe las fórmulas químicas semidesarrolladas de los siguientes alcanos o grupos alquílicos:

- a) 2-metilpropano
- b) grupo propilo
- c) 3-etil-2,3-dimetilhexano
- e) 2,4-dimetilpentano

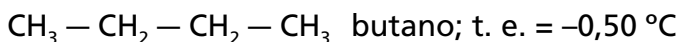
2.11 El metilbutano o isopentano, es un hidrocarburo líquido muy volátil e inflamable a temperatura ambiente. ¿Cuáles de las fórmulas siguientes corresponden al metilbutano?



Desafío

- 4.** Cierta compuesto de carbono e hidrógeno contiene dos átomos de hidrógeno por cada átomo de carbono. La masa molar es igual a 84 g/mol. También se conoce que $\frac{2}{3}$ de la cantidad de átomos

De ellas, los alcanos presentan solo isomería de cadena, existen otros compuestos que presentan más de una isomería. Asimismo, existe un único hidrocarburo con la fórmula química global CH_4 (el metano), uno solo con la fórmula química global C_2H_6 (el etano), uno solo con la fórmula química global C_3H_8 (el propano), sin embargo, existen dos alcanos con la fórmula química global C_4H_{10} . Observa cuáles son:



En la tabla 2.7 se indica el número de isómeros de algunos alcanos de cadena lineal.

Tabla 2.7 Ejemplos de fórmulas químicas globales y cantidad de isómeros de cadenas posibles

Número de carbonos	Fórmula	Número total de isómeros
4	C_4H_{10}	2
5	C_5H_{12}	3
6	C_6H_{14}	5

Ahora, analiza los ejemplos que te ofrecemos a continuación y ejercita el concepto de isomería, solo tienes que seguir los pasos numerados del 1 al 3:

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

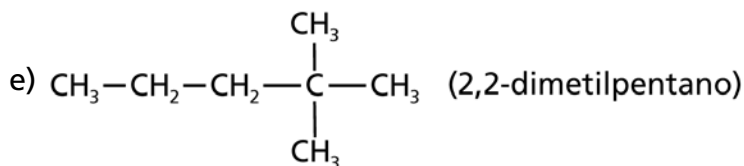
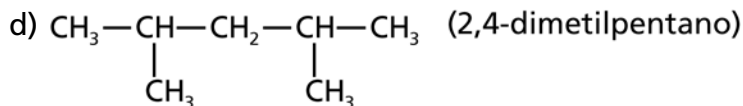
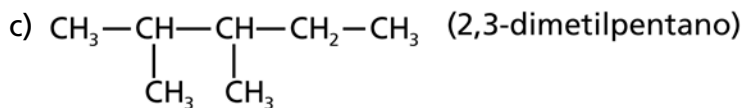
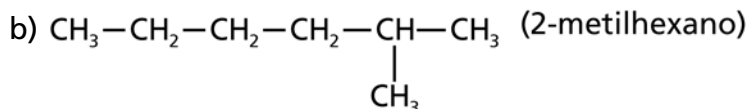
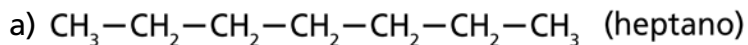
1. Representa las fórmulas químicas globales de cada uno.

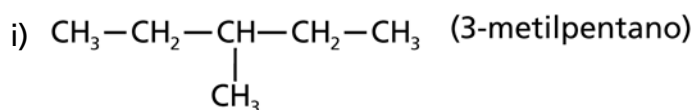
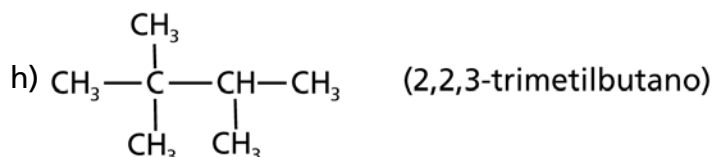
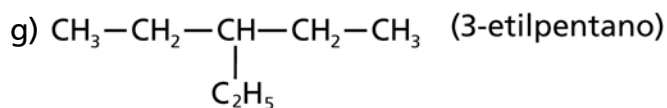
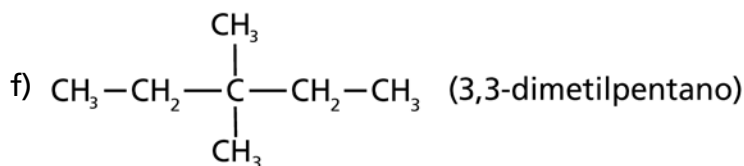
2. Identifica cuáles son isómeros entre sí.
3. Nombra cada compuesto.

Analiza que, al escribir el nombre y la fórmula química global de cada compuesto, existen coincidencias, pero también existen diferencias. De esta manera, son isómeros entre sí, el pentano y el metilbutano; el hexano y el 2,2-dimetilbutano.

- | | |
|----------------|-------------------|
| a) C_5H_{12} | Pentano |
| b) C_6H_{14} | Hexano |
| c) C_5H_{12} | Metilbutano |
| d) C_6H_{14} | 2,2-dimetilbutano |

En este ejemplo vamos a escribir la fórmula química semidesarrollada de algunos de los isómeros del alcano que tiene 7 átomos de carbono: practica las reglas de nomenclatura también.





Comprueba lo aprendido

2.12 Define los conceptos siguientes: isomería, isómero, isomería de cadena.

2.13 Argumenta la afirmación siguiente:

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

2.14 Escribe la fórmula química semidesarrollada de tres isómeros de cadena de un alcano de 5 átomos de carbono. Nómbralos.

a) ¿Cuál de estos isómeros tiene mayor valor de la temperatura de ebullición? Explica.

2.15 Escribe las fórmulas químicas estructurales de dos homólogos y de dos isómeros de la sustancia cuyo esqueleto carbonado representamos a continuación.



- a) ¿Cuál de los dos isómeros tiene mayor temperatura de ebullición? Nombra todos los compuestos representados.

Desafío

5. Existen cuatro alcanos cuyos esqueletos carbonados se representan a continuación:

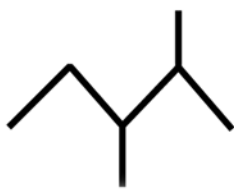
- a) ¿Tendrán iguales valores de las temperaturas de ebullición los cuatro compuestos representados? Explica.
b) ¿Cuáles son isómeros entre sí? Fundamenta tu respuesta.



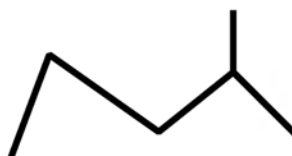
A



B



C



D

- c) Nombra los compuestos representados.

2.1.4 Propiedades químicas: combustión, importancia de la combustión en la industria, el transporte y el hogar.

Halogenación de alcanos. Reacciones de sustitución

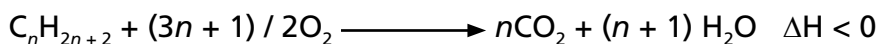
Los alcanos son denominados también parafinas, lo cual se origina del latín *parum*: poco y *affinis*: afinidad; o sea, “falta de afinidad” o “falta de reactividad”. Son escasas sus reacciones químicas en condiciones ambientales. Ellos no reaccionan con una disolución de hidróxido de sodio o de potasio 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.

Sin embargo, bajo ciertas condiciones se pueden provocar unas cuantas reacciones. Una de las más importantes, por la utilidad que tiene para el hombre, es la combustión, que es una reacción química de oxidación-reducción muy vigorosa. Es típica de muchas sustancias orgánicas. Durante la combustión se desprende una gran cantidad de energía en forma de calor y luz.

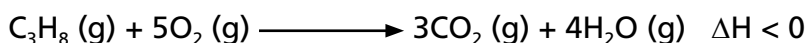
En todo proceso de combustión están presentes tres componentes: un elemento que arde (combustible), otro que admite en su seno la combustión (el comburente, generalmente el dioxígeno) y la fuente de calor que permite el inicio de la combustión. Los combustibles, entre ellos algunos explosivos, tienen oxígeno ligado químicamente, por lo que no necesitan el oxígeno del aire para realizar la combustión.

Los hidrocarburos son buenos combustibles. En dependencia de las condiciones de este fenómeno, la combustión puede ser incompleta o completa. La *combustión incompleta* da varios productos, entre ellos el monóxido de carbono y carbono (hollín), sustancias muy tóxicas y perjudiciales para la salud humana. Esta combustión se produce generalmente cuando hay defecto de dioxígeno (comburente).

La *combustión completa* de los alcanos ocurre en exceso de dióxígeno; la ecuación química de forma general, que representa la combustión completa de alcanos es:



Un ejemplo de esta es la combustión del gas licuado, que es un fenómeno químico que observas a diario en el hogar cuando cocinas, también en fosforeras y otros usos:



Tanto en una combustión como en la otra (completa o incompleta), se obtiene mucha energía, producto fundamental que el hombre aprovecha de estos compuestos para utilizarlos como combustibles, tanto en el hogar como en la industria y otras partes en las que se requiere de una fuente de calor. La gasolina, el keroseno y otros tipos de combustibles son mezclas de alcanos de amplia aplicación para los motores de combustión interna, en el hogar para la cocción de los alimentos y en las industrias como fuentes de energía.

Te recordamos ahora que el efecto invernadero se incrementa, pues la combustión de los hidrocarburos, entre ellos los alcanos, es la causa principal de este fenómeno ocasionado, fundamentalmente, por su uso irracional.

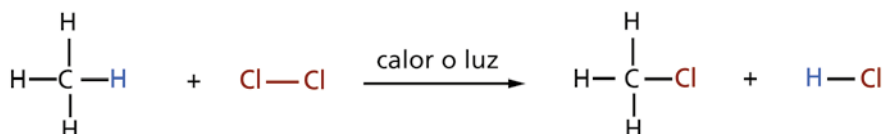
Los incendios forestales son un ejemplo de combustión incompleta (figura 2.5). Su ocurrencia tiene lugar, la mayoría de las veces, por negligencias humanas y acarrear grandes pérdidas económicas y de la biodiversidad.



Fig. 2.5 Incendios forestales

Halogenación de alcanos

Los alcanos reaccionan con halógenos en presencia de luz o calor, mediante reacciones de sustitución vía radicales libres. El difluor reacciona explosivamente y, en el caso del diyodo, la reacción es muy lenta, por lo que solo estudiarás la reacción de alcanos frente al dicloro y el dibromo. Ahora, observa el esquema de la reacción química general que representa la sustitución de alcanos:

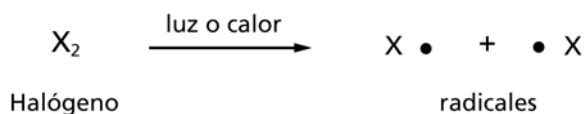


Ten presente que una condición para que esta reacción ocurra es en presencia de luz o calor; para el dicloro, que sea de 250 °C a 400 °C y para el Br₂, 127 °C. Esta reacción puede ser incontrolable y produce una mezcla de productos sustituidos. Es una reacción en cadena y presenta un mecanismo en el que intervienen los radicales libres.

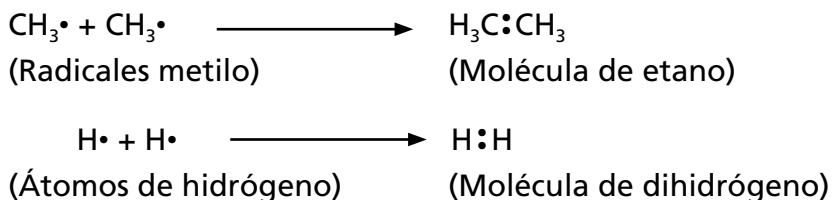
Los *radicales libres* son especies (orgánicas o inorgánicas), que poseen uno o más electrones desapareados (recuerda los grupos alquilo), no tienen carga eléctrica neta. Se generan en el intermedio de reacciones químicas, a partir de la ruptura homolítica del enlace covalente de una molécula, en general, son extremadamente inestables y, por tanto, con una vida media muy corta.

La ruptura homolítica de un compuesto químico, como su nombre indica, es la ruptura de un enlace químico, en la cual cada átomo que participa retiene un electrón del par que constituye ese enlace, formando radicales. Para que este fenómeno ocurra es necesaria cierta cantidad de energía que se conoce como *energía de disociación de enlace* y se requiere del aporte de una fuente, tal como la luz solar, el calor, los rayos ultravioletas, etcétera.

Ejemplos de radicales libres: $\text{Cl}\cdot$ (átomo de cloro); $\text{Br}\cdot$ (átomo de bromo); $\text{CH}_3\cdot$ (metilo); $\text{C}_2\text{H}_5\cdot$ (etilo).



Evidentemente, los radicales libres son inestables y con rapidez se transforman en moléculas estables. En el caso del metano, los radicales que se forman pueden dar origen a las reacciones químicas siguientes:



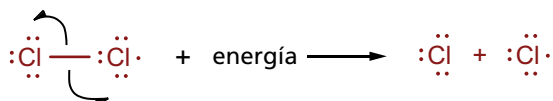
Mecanismo de la reacción de halogenación (sustitución)

El conjunto de pasos sucesivos mediante los cuales las sustancias reaccionantes se convierten en sustancias productos, recibe el nombre de *mecanismo de reacción*. Su conocimiento brinda la posibilidad de cambiar las condiciones bajo las cuales se puede realizar un experimento con el fin de mejorar el rendimiento de los productos.

Para la reacción de cloración del metano se ha propuesto un mecanismo que consta de tres etapas: *reacción de iniciación (o de inicio)*, *reacciones de propagación* y *reacciones de terminación*.

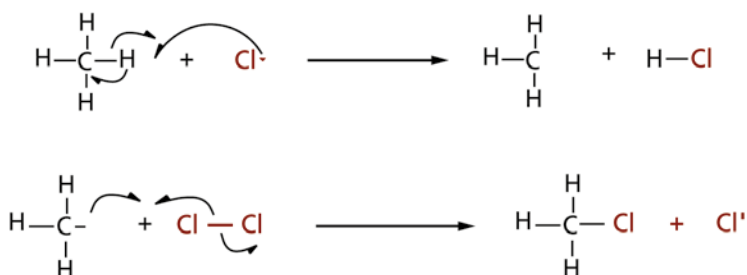
1. Etapa de iniciación (mecanismo de halogenación del metano, vía radicales libres (cloración))

Por la acción de la energía radiante, el enlace covalente en la molécula de dicloro se rompe homolíticamente en dos radicales cloro (entidades elementales muy reactivas).



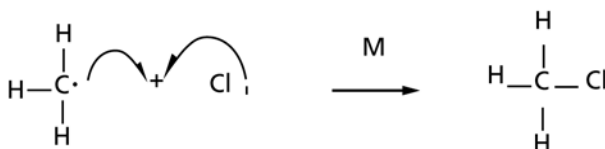
2. Etapa de propagación

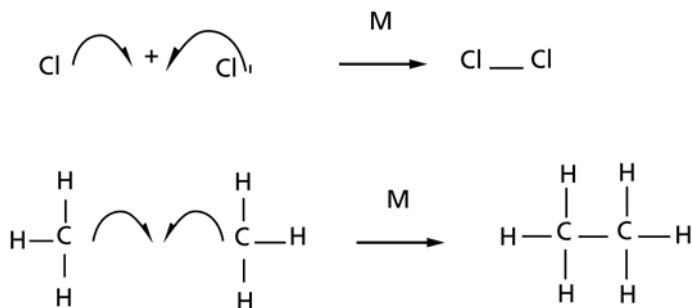
Los radicales de cloro formados pueden reaccionar con las moléculas de metano (están en gran proporción) produciendo radicales metilos:



3. Etapa de terminación

En esta etapa participa un tercer cuerpo *M*, que recibe la energía proveniente de los dos radicales, lo que permite que se forme un producto más estable. Mientras existan moléculas de metano se producen reacciones. Ocurre sucesivamente hasta que solo quedan radicales libres y se logra la reacción de terminación de la cadena. Así, los radicales libres pueden reaccionar entre sí, anulándose mutuamente, paso que se conoce como reacción de terminación.





Observa en el mecanismo representado, que las flechas indican cómo ocurre el proceso y van desde las especies con electrones hacia donde hay deficiencia de estos. En el caso de estas reacciones vías radicales libres se utiliza una semisaeta para indicar que la especie no tiene carga neta.

Los mecanismos mediante radicales libres ocurren en el organismo humano también, siendo incluso perjudiciales, ya que, al reaccionar con otras moléculas como las proteínas, los lípidos u otras que desempeñan una función biológica determinada, las desactivan; de modo tal, que pueden llegar a causar algunas enfermedades como el cáncer. Hay muchas sustancias antioxidantes que contrarrestan sus efectos.



¿Sabías que...?

Algunos malos hábitos como una dieta inadecuada, fumar, ingerir bebidas alcohólicas y determinadas patologías conducen a la producción de radicales libres. También los radicales son responsables, en buena medida, de la destrucción de la capa de ozono.



Conéctate

Un antioxidante es una molécula capaz de retardar o prevenir la oxidación de otras moléculas. Busca en www.ecured.cu los temas:

antioxidantes y radicales libres. ¿Cuáles son algunas fuentes naturales de antioxidantes?

Comprueba lo aprendido

2.16 ¿Bajo qué condiciones se realiza la halogenación del metano?

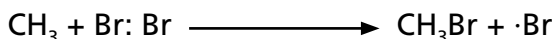
2.17 ¿Por qué se dice que, al unirse un radical cloro con otro en la halogenación del metano, este paso constituye una reacción de terminación?

2.18 ¿El grupo CH_3 constituye un radical? ¿Por qué?

2.19 Escribe la ecuación química que representa la combustión completa del pentano.

2.20 Escribe la ecuación ajustada de la combustión completa de un alcano de fórmula química global C_6H_{14} .

2.21 La secuencia siguiente representa un paso del mecanismo de reacción de la halogenación del metano. Clasifica este paso como etapa de iniciación, propagación o terminación.



2.1.5 Relación de los alcanos con el medio ambiente y la salud ambiental

Ya conoces que los alcanos forman parte importante del petróleo, el que constituye su fuente natural por excelencia. Para obtener alcanos de alta pureza química es necesario someter las sustancias de fuentes naturales a refinación. Las refinерías son las plantas químicas industriales destinadas a tales propósitos.

2.23 Refiérete a qué medidas puedes proponer para evitar la contaminación ambiental a partir de la interacción con alguno de estos hidrocarburos.

2.24 Investiga los procedimientos que se realizan en las refinerías de petróleo y para qué es necesario realizar este proceso.

2.2 Hidrocarburos no saturados: alquenos y alquinos

Como ya conoces, los hidrocarburos pueden ser saturados o insaturados (no saturados). Los insaturados pueden ser de dos tipos: alquenos y alquinos, estos compuestos se identifican por la presencia del doble o triple enlace entre sus átomos de carbono. Los alquenos tienen un enlace doble entre dos átomos de carbono y los alquinos un triple enlace. Ambos tienen mayor reactividad que los alcanos.

2.2.1 Alquenos y alquinos. Estructuras. Series homólogas y fórmulas químicas generales. Propiedades físicas. Comparación con los alcanos

Los alquenos son hidrocarburos con un enlace doble carbono-carbono. Se les denomina también *olefinas*. El alqueno más sencillo es el *etileno* (eteno), cuya fórmula química global es C_2H_4 . Estos compuestos contienen dos átomos de hidrógeno menos que los alcanos de igual número de átomos de carbono. De ahí que la fórmula química general de los alquenos es C_nH_{2n} . Por esta razón, son conocidos como hidrocarburos no saturados o insaturados, al no tener todos los hidrógenos posibles en su estructura carbonada. Su fuente natural fundamental son los gases provenientes de la destilación catalítica del petróleo.

El miembro más representativo de la serie de los alquenos es el eteno o etileno. Su fórmula molecular es C_2H_4 y su geometría se muestra en la figura 2.6:

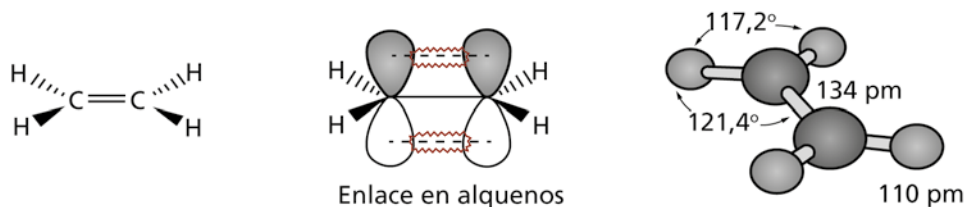
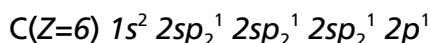


Fig. 2.6 Estructura de la molécula de eteno

Cuando el átomo de carbono tiene doble enlace, se le asigna hibridación sp_2 y el ángulo de enlace es de 120° aproximadamente, por lo que todos los átomos se encuentran en un mismo plano. 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 alrededor de los 120° y el $H - C - H$ de $117,2^\circ$ y que todos los átomos se encuentran en un mismo plano.

El modelo que se utiliza para explicar la estructura del eteno es la hibridación sp_2 del átomo de carbono. Según este modelo, cuando en el átomo de carbono se une un orbital s con dos orbitales p se forman tres orbitales híbridos sp_2 y queda un orbital p sin hibridarse.



Cada uno de los dos átomos de hidrógeno del carbono se enlaza mediante los orbitales híbridos a través del orbital $1s^1$ formando los enlaces $sp_2^1-1s^1$, un enlace sigma $C - C$, $sp_2^1-sp_2^1$ y un enlace adicional como resultado del solapamiento lateral, por encima y por debajo del plano de la molécula del eteno, constituyendo así

el enlace π (π) y finalmente conformando la molécula de C_2H_4 (figura 2.7).

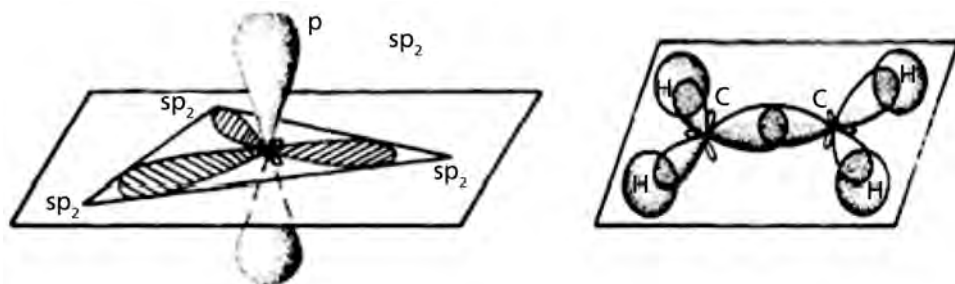


Fig. 2.7 Formación de la molécula de eteno

La disposición espacial que tomarán los orbitales híbridos será aquella que les permita mantener la mayor distancia posible entre ellos. En este caso, de tres orbitales híbridos, la disposición espacial será trigonal plana con ángulo de enlace de 120° entre ellos como se muestra en la figura 2.8.

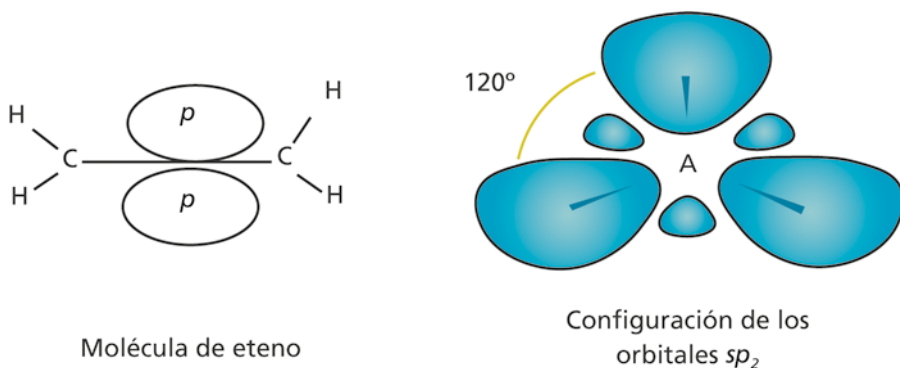


Fig. 2.8 Molécula de eteno y la configuración de los orbitales sp_2

El doble enlace $C=C$ está formado 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 .

El doble enlace es más fuerte y de menor longitud que el enlace simple. La energía del doble enlace en el eteno es de 605 kJ/mol frente a los 368 kJ/mol del enlace simple carbono-carbono en el etano.



Conoce un poco más

El eteno o etileno es la fitohormona responsable de los procesos de estrés en las plantas, así como de la maduración de los frutos, además del deterioro de hojas y flores y de la mutilación del fruto. La famosa frase de que “una fruta podrida echa a perder el resto de las frutas” tiene su fundamento científico precisamente en el etileno puesto que, cuando una fruta madura desprende etileno, acelera la maduración de las que la rodean.

Los alquinos o acetilenos son hidrocarburos alifáticos insaturados que contienen, al menos, un triple enlace $\text{C}\equiv\text{C}$ en su cadena carbonada. La fórmula general para estos compuestos, cuando poseen un solo triple enlace, es $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$. El representante más sencillo e importante de esta clase de compuestos es el *etino* o *acetileno* (figura 2.9):

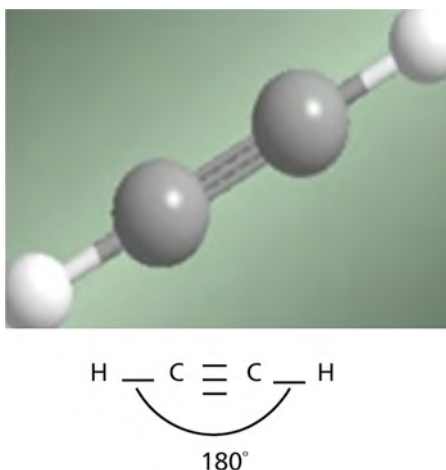
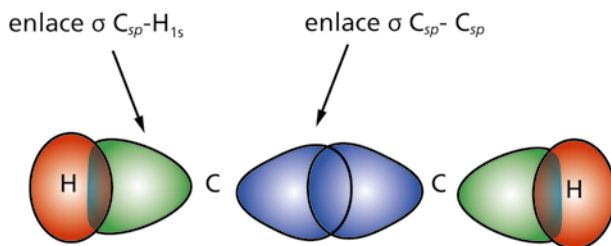
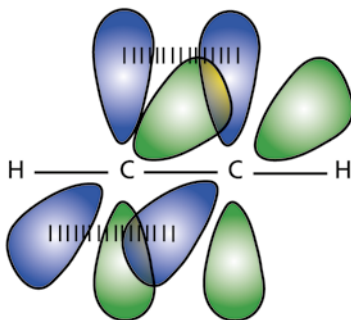


Fig. 2.9 Estructura geométrica del etino

Observa que la estructura geométrica de este compuesto es lineal (figura 2.10), por tanto, el ángulo de enlace es de 180° , correspondiente a la hibridación sp . 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 .



sistema de orbitales σ del acetileno



sistema de orbitales π del acetileno

Fig. 2.10 Sistema de orbitales σ y π del acetileno

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 de tipo pi (π).

La estructura del etino se puede explicar mediante la hibridación sp del átomo de carbono. En este átomo, la unión de un orbital s y un orbital p origina dos orbitales sp , quedando dos orbitales p sin hibridar. Observemos en la figura 2.11 la estructura del átomo de carbono en el estado de hibridación sp .

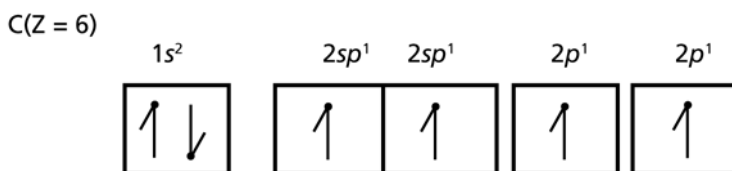


Fig. 2.11 Átomo de carbono en estado de hibridación sp

El triple enlace es relativamente de menor longitud, debido al solapamiento de los orbitales y al elevado carácter s de los orbitales híbridos sp (50 % de carácter s), lo que acorta la distancia entre los átomos de carbono que forman el enlace sigma del etino.

Serie homóloga de alquenos y alquinos

Los alquenos y los alquinos, entre sí, también constituyen series homólogas, en las que un miembro se diferencia del otro en uno o varios grupos metilenos $-CH_2-$, tal como analizamos en el caso de los alcanos. Nótese en la tabla 2.8 cómo, en la medida en que se avanza en la serie homóloga de estos compuestos, se hace mayor el tamaño de la molécula.

Tabla 2.8 Series homólogas de los 1-alquenos y los 1-alquinos

Alquenos	Nombres	Alquinos	Nombres
$H_2C=CH_2$	eteno	$HC=CH$	etino
$H_2C=CH-CH_3$	propeno	$HC=C-CH_3$	propino
$H_2C=CH-CH_2-CH_3$	1-buteno	$HC=C-CH_2-CH_3$	1-butino
$H_2C=CH-(CH_2)_2-CH_3$	1-penteno	$HC=C-(CH_2)_2-CH_3$	1-pentino
$H_2C=CH-(CH_2)_3-CH_3$	1-hexeno	$HC=C-(CH_2)_3-CH_3$	1-hexino

Las clases de sustancias alcanos, alquenos y alquinos, por ser hidrocarburos con estructuras semejantes, poseen propiedades físicas similares: baja polaridad de sus moléculas y, por tanto, son poco solubles en disolventes polares como el agua, pero muy solubles en aquellas sustancias apolares como el tetracloruro de carbono o el éter de petróleo. Son menos densos que el agua y sus valores de temperatura de fusión y ebullición se incrementan con el aumento de la masa molar.

Al igual que los alcanos, los alquenos y alquinos son débilmente polares. Debido a la relativa movilidad de los electrones pi (π) en estos dos últimos, sus momentos dipolares son mayores que los de los alcanos, pero poco significativos. En la tabla 2.9 se ilustran las temperaturas de ebullición de algunos de estos hidrocarburos que pueden ser comparadas con las de los alcanos de igual número de átomos de carbono.

Tabla 2.9 Temperaturas de fusión y ebullición de los primeros representantes de la serie homóloga de alquenos y alquinos

Alquenos	TE °C	Alquinos	TE °C
eteno	-102	etino	-75
propeno	-48	propino	-23
1-buteno	-6,5	1-butino	9
1-penteno	30	1-pentino	40

A temperatura ambiente, los alquenos y alquinos de hasta 4 átomos de carbono son gases, los de 5 a 17 átomos de carbono son líquidos y los restantes son sólidos.

Comprueba lo aprendido

2.25 Escribe las fórmulas estructurales de un alcano, un alqueno y un alquino constituidos, cada uno de ellos, por tres átomos de carbono y menciona qué semejanzas y diferencias hay entre estos compuestos representados en cuanto a:

- La composición cualitativa y cuantitativa
- La estructura molecular
- Las propiedades físicas siguientes:
 - Estado de agregación a 25 °C
 - Temperatura de ebullición
 - Temperatura de fusión
 - Solubilidad en agua y en gasolina (disolvente apolar)

2.26 Escribe la fórmula semidesarrollada de un homólogo de la misma serie 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? Explica tu respuesta.

2.27 Durante la obtención del eteno ($\text{CH}_2 = \text{CH}_2$) en el laboratorio ¿se puede recoger este producto por desplazamiento de agua? Argumenta por qué.

2.28 ¿Cuál es la naturaleza del triple enlace carbono-carbono?

2.29 ¿A qué atribuyes que los alquinos sean más reactivos que los alcanos? Explica sobre la base de sus estructuras.

2.30 Elabora un cuadro comparativo entre el etano, eteno y etino, que contenga las características siguientes:

Sustancias	Geometría molecular	Ángulo de enlace	Energía del enlace C – C	Hibridación del carbono

2.2.2 Nomenclatura química y notación química de los alquenos y los alquinos de cadena lineal y ramificada

Para los alquenos y alquinos más sencillos, por lo general, se emplean los nombres comunes: etileno, acetileno, propileno e isobutileno, nombres que seguramente has escuchado alguna vez. No obstante, ya puedes identificar este tipo de sustancias por la presencia del doble o triple enlace entre los átomos de carbono.

Para nombrar los alquenos y los alquinos de cadena abierta se utilizan los mismos prefijos que en los alcanos, (et-, prop-, but-, pent-) seguidos de la terminación *-eno* para el caso de los alquenos y la terminación *-ino* para los alquinos. Por ejemplo: eteno, etino, propeno, propino.

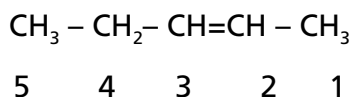
Cuando la cadena carbonada se hace más extensa sigue las reglas siguientes:

1. Selecciona la cadena más larga que contenga el doble o triple enlace.
2. Numera la cadena más larga, comenzando por el extremo más cercano al doble o triple enlace.
3. En el caso de alquenos y alquinos de cuatro o más átomos de carbono, se indica la posición del doble o triple enlace con un

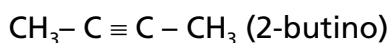
número, el cual se coloca antes del nombre de la cadena principal, separada por una pleca.

Observa los ejemplos siguientes:

Ejemplo 1

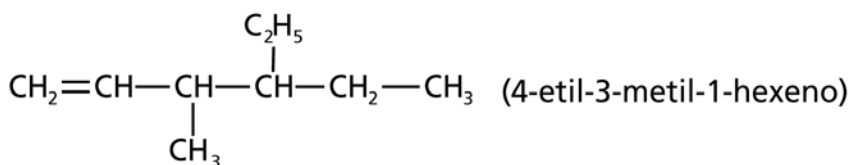


Como el doble enlace está en la posición dos, se nombra 2-penteno.

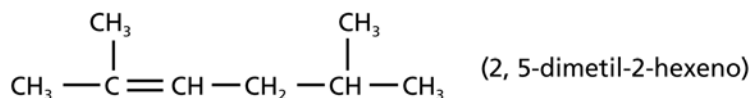


4. Si la cadena es ramificada, se nombran los grupos alquilo en orden alfabético, indicándose con un número, si es necesario, su posición en la cadena principal. En tal caso, se procede igual que en los alcanos, teniendo presente las tres reglas anteriores.

Ejemplo 2

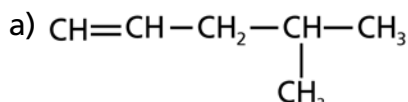


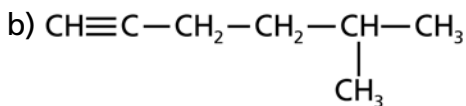
5. Si hay dos o más sustituyentes iguales, se especifica la posición y se agregan los prefijos di-, tri-, tetra-, etcétera.



Comprueba lo aprendido

2.31 Nombra los alquenos y alquinos representados a continuación:



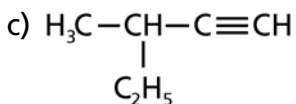


2.32 Escribe las fórmulas semidesarrolladas de cada uno de los alquenos y alquinos siguientes:

- a) 1-penteno
- b) 3-metil-1-buteno
- c) 3,3-dimetil-1-hexino
- d) 3-etil-1-pentino

2.33 Dados los nombres y las fórmulas químicas siguientes:

- a) 3-metil-1-penteno
- b) $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{CH}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_3$

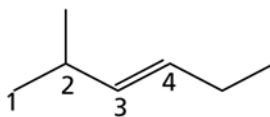
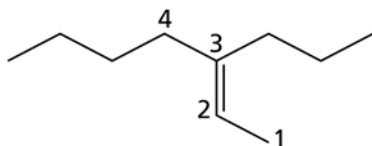


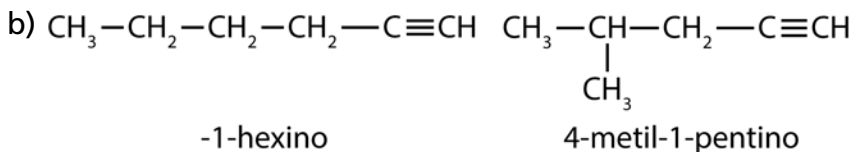
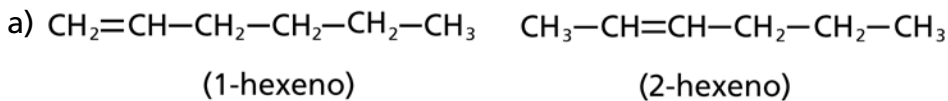
- d) 2,3-dimetil-1-penteno
- e) 3-metil-1-hexino

2.33.1 Escribe el nombre o la fórmula química de cada uno, según corresponda.

2.33.2 ¿Qué semejanzas y diferencias existen entre ellos?

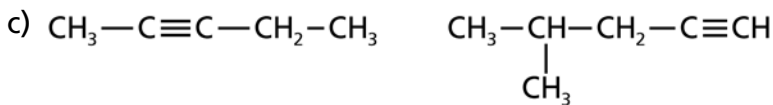
2.34 ¿Por qué se asigna esta numeración en las cadenas de alquenos, cuyos esqueletos se representan a continuación?





Observa que solo cambia la posición del doble o triple enlace y con esto basta para que sean dos compuestos diferentes con la misma fórmula molecular; para el caso de los dos primeros, C_6H_{12} y los dos últimos, C_4H_6 . Además, puedes encontrar algunos compuestos que presentan los dos tipos de isomería; esto se debe a que su diferencia no solamente está en la posición del doble enlace, sino también en la estructura de la cadena carbonada.

Ahora te invitamos a que compruebes lo aprendido al reconocer los compuestos que son isómeros entres sí e identificando el tipo de isomería.



Prueba nombrarlos y te percatarás de que son compuestos diferentes.



Conoce un poco más

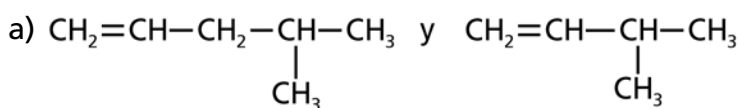
Estos compuestos pueden presentar otro tipo de isomería que, si la estudias, puede ayudarte a explicar por qué hay dos alquenos que responden al nombre de 2-buteno: el *cis*-2-buteno y el *trans*-2-buteno. Es la *isomería cis-trans*.

Comprueba lo aprendido

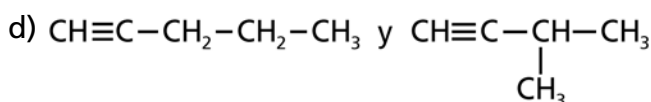
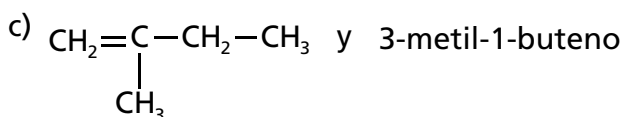
2.35 Dados los siguientes pares de compuestos representados por sus fórmulas semidesarrolladas o nombres, responde.

2.35.1 Identifica los pares en que los compuestos sean isómeros entre sí.

2.35.2 Clasifica el tipo de isomería que presentan.



b) 1-pentino y 2-pentino



2.36 Representa, por su fórmula semidesarrollada, el isómero de cadena más ramificado del $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_6-\text{CH}_3$ -octano.

2.2.4 Propiedades químicas de los alquenos y los alquinos: combustión, importancia de la combustión en la industria, el transporte y el hogar

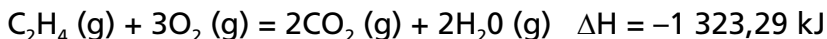
En los alquenos y los alquinos, la presencia del doble y triple enlace entre átomos de carbonos en sus moléculas determina sus propiedades químicas. Aquí radica una gran diferencia entre los alcanos debido a la mayor capacidad de reacción que poseen los alquenos y alquinos. ¿Por qué mayor capacidad de reacción que los alcanos?

Ello se debe a la alta densidad electrónica que proporciona el o los enlaces pi (π) en la región de la molécula en la que se establecen los enlaces múltiples y a que este enlace es más débil que el enlace sigma (σ) debido al solapamiento lateral de sus orbitales p no hibridados. Así es en la región de los enlaces múltiples, donde hay mayor actividad química y por donde atacan preferentemente los reactivos.

Las reacciones químicas características de los alquenos y alquinos son las de oxidación y de adición.

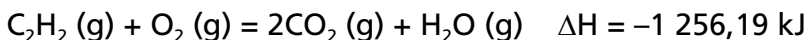
Reacción de oxidación: los alquenos y los alquinos participan en reacciones de oxidación con el dióxígeno y con otros oxidantes (a diferencia de los alcanos, que no son atacados por otros oxidantes).

Reacción de combustión completa: los alquenos y alquinos arden en el aire, tal como lo estudiaste en los alcanos. Si la combustión es completa, producen dióxido de carbono, desprendiendo gran cantidad de energía mediante calor y luz. Un caso particular es la combustión completa del eteno:



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.

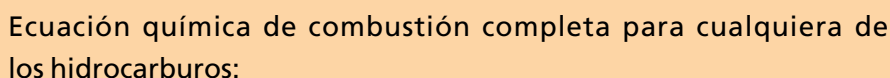
El etino también es combustible y arde en atmósfera de dióxígeno puro, produciendo una llama no luminosa que puede alcanzar temperaturas de hasta 3 000 °C.



Esta particularidad del etino, de obtener una llama luminosa en la combustión, tuvo amplio uso en Cuba y otras partes del mundo para la iluminación de los hogares que carecían de electricidad (al confeccionar las llamadas lámparas de carburo).



Ecuación química de combustión completa de alquenos:



2.37 Si dispones en el laboratorio de tres frascos no rotulados, A, B y C, con etano, eteno y etino, ¿cómo procederías para identificarlos? Explica en cada caso.

94

2.2.5 Halogenación e hidrogenación de alquenos y alquinos.

Reacción de adición

Como el enlace sigma (σ) C – C es más estable que el enlace pi (π), es de esperar que los alquenos reaccionen de modo que se transforme el enlace π en un enlace σ . En efecto, esta es la reacción más común de los enlaces dobles. De esta manera se convierte el doble enlace π , hablando de los alquenos, en dos enlaces σ C – H. Analiza, a continuación, las diferentes reacciones.

Reacciones de adición

En estas reacciones de adición todos los átomos que participan están incluidos en el producto. Estas transcurren con ruptura del enlace múltiple y la adición de los reactivos, en algunos casos, llega a saturar la molécula. Aquí participan los electrones periféricos del enlace π más débil. Al romperse el enlace π y unirse el reactivo, se producen nuevos enlaces sigmas (σ), con lo que el proceso global libera energía.

El enlace sigma (σ) original del alqueno o alquino no interviene en la reacción de adición y permanece intacto. Ello obedece a que el enlace múltiple (doble o triple), constituye una fuente de electrones debido a los electrones π , lo cual es la causa de que a dichos átomos de carbono se adicionen, preferentemente, reactivos electrofílicos.

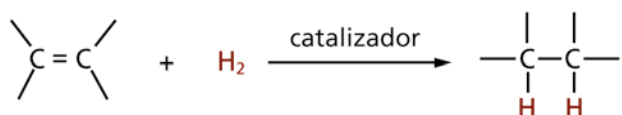
El reactivo electrofílico es aquel que tiene déficit de electrones (baja densidad electrónica), es buscador de electrones y ataca zonas de alta densidad de estos. Mientras, el reactivo nucleofílico es el que posee alta densidad electrónica y cede electrones con relativa facilidad.

Son diversas las reacciones de adición de los alquenos y alquinos. Entre ellas están: con el dihidrógeno, los halógenos y los halógenos de hidrógeno (estas dos últimas constituyen la halogenación), así como la reacción de polimerización por adición. A continuación, presentamos algunos ejemplos.

Adición de dihidrógeno a alquenos

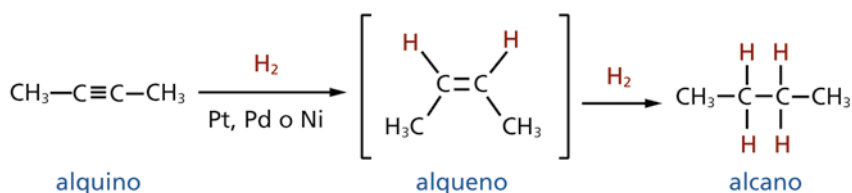
La reacción se efectúa disolviendo el alqueno en un alcohol, en un alcano o en ácido acético, agregando una pequeña cantidad de catalizador y agitando la mezcla en una atmósfera de hidrógeno. La hidrogenación tiene lugar en la superficie del catalizador metálico, donde la disolución que contiene al alqueno se pone en contacto con el hidrógeno y el catalizador.

La adsorción del hidrógeno en la superficie del catalizador provoca la debilitación del enlace H – H. Con los catalizadores de Pt, Pd o Ni, la hidrogenación es heterogénea: el catalizador (sólido) es de fase diferente a la de la disolución reaccionante:



Adición de dihidrógeno a alquinos

Esta es una adición controlada, que se utiliza en venenos catalíticos para impedir la adición completa y el lograr que el proceso se detenga prácticamente en la formación del alqueno.



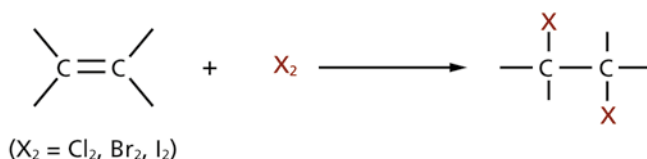
Observa que los dos átomos de hidrógeno se adicionan rompiendo el doble enlace del alqueno y forman un alcano. De esta manera, a diferencia de los alquenos, en estas reacciones los alquinos

pueden adicionar doble cantidad de moléculas de dihidrógeno, de halógeno y de halogenuro de hidrógeno, como consecuencia de su mayor insaturación.

A pesar de que estas reacciones liberan gran cantidad de energía, es preciso llevarlas a cabo en presencia de un catalizador metálico (Ni, Pt, Pd), ya que poseen alta energía de activación.

Adición de halógenos

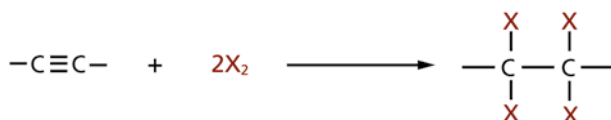
La adición de halógenos (difluor, dicloro, dibromo o diyodo) a un alqueno o alquino se realiza a temperatura ambiente. No son imprescindibles la luz o el calor y se hace mezclando los reaccionantes en un disolvente inerte, como el tetracloruro de carbono.

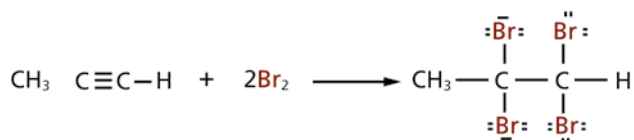


■ Adición de halógenos a alquenos

En estas reacciones el halógeno se adiciona a los dos átomos de carbono unidos por el enlace múltiple, produciéndose un derivado halogenado del alcano, en el que los átomos de halógeno se encuentran en carbonos vecinos. Para el etino se consume el doble de reactivos.

■ Adición de halógenos a alquinos



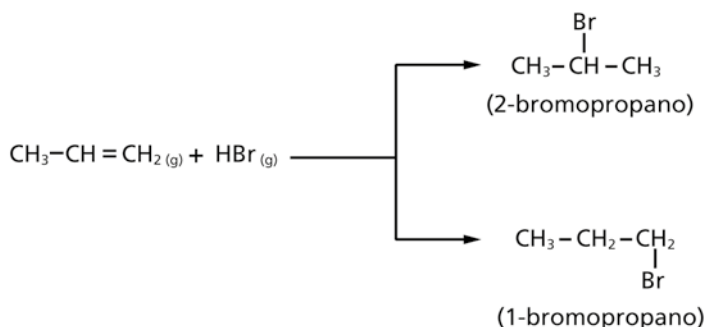


Adición de halogenuros de hidrógeno

Los alquenos y alquinos reaccionan con los halogenuros de hidrógeno (bromuro, cloruro y fluoruro de hidrógeno), produciendo, en el primer caso, un halogenuro de alquilo y en el segundo, un dihalogenuro de alquilo.

■ Adición de halogenuros de hidrógeno a alquenos

Cuando se hace reaccionar un alqueno asimétrico (es asimétrico cuando a los dos átomos de carbono unidos por el doble enlace se unen átomos o grupos de átomos desiguales), tal como el propeno, con un reactivo polar, como el HBr, se pueden obtener dos productos de reacción:



Como se puede apreciar, cuando ocurre este tipo de adición el producto que predomina es el 2-bromopropano (98,8 %). La explicación de este fenómeno fue dada por el científico ruso V. Markovnikoff en 1869, quien resumió en la regla que lleva su nombre: "cuando

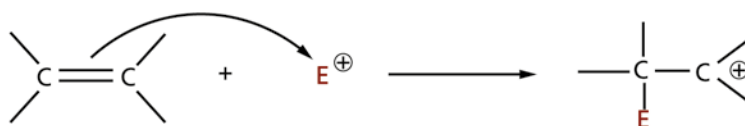
se adiciona un reactivo polar a una molécula de alqueno asimétrica, la parte positiva del reactivo se adicionará preferentemente al átomo de carbono del doble enlace que contenga mayor número de átomos de hidrógeno (el átomo de carbono más hidrogenado)". Si el alqueno es simétrico como el eteno, se obtiene un solo producto halogenado.

A continuación, se muestra el mecanismo de reacción de la adición de halogenuros de hidrógeno a alquenos. Se trata de los pasos del mecanismo general de la adición de alquenos. Observa las flechas que se utilizan en los mecanismos que representan el flujo electrónico desde el *nucleófilo* al *electrófilo*.

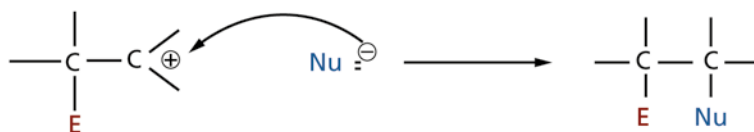
El mecanismo consta de dos pasos, el primero es un paso determinante de la velocidad y produce el intermediario (carbocatión), por la atracción de la fuente de electrones del alqueno (electrones del enlace π) hacia el reactivo (electrofílico). El segundo paso es rápido, y consiste en la atracción de especies con cargas contrarias.

Mecanismo general de la adición a alquenos

Paso 1: ataque del enlace π al electrófilo

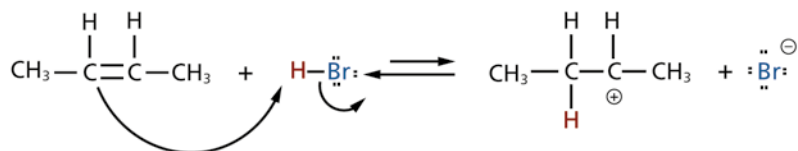


Paso 2: ataque del nucleófilo al carbocatión



Cuando un alqueno se trata con HBr se obtiene un bromoalcano. Esta reacción es un claro ejemplo del proceso general de adición electrofílica al doble enlace. El protón del HBr es el electrófilo del proceso y el ión bromuro Br^- es el nucleófilo. El mecanismo específico para la adición al 2-buteno sería:

1.º Protonación del doble enlace

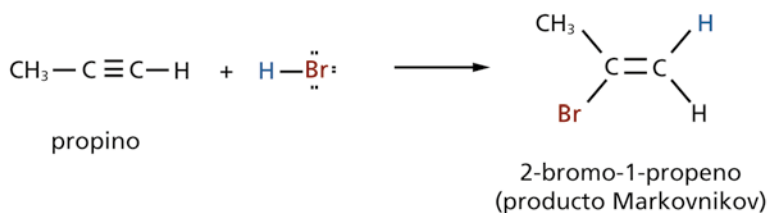


2.º Ataque nucleofílico del anión bromuro al carbocatión



■ Adición de halogenuros de hidrógeno a alquinos

También existe la adición de los halogenuros de hidrógeno a los alquinos. En este caso, ocurre el rompimiento del triple enlace mediante un mecanismo de reacción similar al de los alquenos. Observa los ejemplos siguientes:





Comprueba lo aprendido

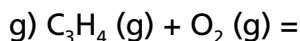
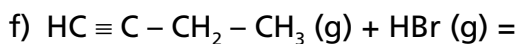
2.39 Las reacciones de halogenación de alquenos y alquinos son más rápidas y probables que en los alcanos. Expón razones que justifiquen tal afirmación.

2.40 Clasifica como reactivos nucleofílicos o electrofílicos los siguientes:

- a) Br^{1-}
- b) Cl^{1+}
- c) OH^1
- d) NH_3
- e) H^{1+}

2.41 Escribe las ecuaciones químicas que corresponden a las representaciones siguientes:

- a) $\text{C}_4\text{H}_8 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) =$
- b) $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_3 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g}) =$
- c) $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3 (\text{g}) + \text{HBr} (\text{g}) =$
- d) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH}_2 (\text{g}) + \text{H}_2 (\text{g}) =$
- e) $\text{HC} \equiv \text{CH} (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g}) =$



2.42 Consulta el mecanismo de adición de halogenuros de hidrógeno a los alquenos y responde:

- ¿Por qué se denomina mecanismo de adición electrofílica?
- ¿Qué tipo de ruptura del enlace covalente se produce en la molécula de un halogenuro de hidrógeno cuando reacciona con el alqueno?

2.2.6 Los polímeros y el petróleo como fuente natural de hidrocarburos. Relación con el medio ambiente y la salud

La palabra polímero proviene del griego *poly*, que significa «muchos» y *mero*, «parte», «segmento». Los polímeros son macromoléculas (generalmente orgánicas) formadas a partir de la unión de moléculas más pequeñas. En la naturaleza puedes encontrar muchos polímeros tales como: el almidón, la celulosa, la seda, las proteínas y el ADN.

El proceso mediante el cual se obtienen polímeros, por vía sintética o artificial, se denomina *polimerización*. Es una de las reacciones más importantes desde el punto de vista industrial que presentan los alquenos más sencillos. Entre los polímeros sintéticos encontramos el nailon, el polietileno, muchos tipos de plásticos y la baquelita.

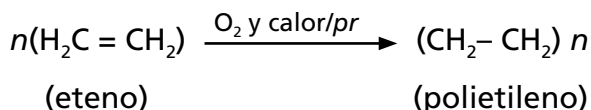
La polimerización es un proceso químico que involucra infinidad de reacciones para sintetizar moléculas grandes, partiendo de otras más pequeñas llamadas *monómeros*, unidas entre sí mediante enlaces covalentes. Estos forman largas cadenas atraídas entre sí por fuerzas de Van der Waals, puentes de hidrógeno o interacciones hidrofóbicas que pueden ser lineales o ramificadas.

La polimerización se clasifica como polimerización por pasos o polimerización en cadena. En cualquier caso, el tamaño de

la cadena dependerá de parámetros como la temperatura o el tiempo de reacción.

Hay dos tipos fundamentales de polimerización: por condensación y por adición. Nos vamos a centrar en esta última. En este tipo de polimerización la masa molar del polímero es un múltiplo exacto de la masa molar del monómero. Consiste en la reacción entre moléculas iguales que dan lugar a estos compuestos de alta masa molar. Esta es una reacción característica de compuestos insaturados como el eteno.

Cuando el eteno o etileno se calienta a temperatura entre 200 °C a 400 °C en presencia de dioxígeno (actúa como catalizador) y se somete a altas presiones, se obtiene un compuesto de elevada masa molar (aproximadamente de 20 000 unidades), cuya estructura es la de un alcano de cadena larga. Este polímero se conoce con el nombre de *polietileno*, por estar constituido a partir de muchas moléculas de eteno o etileno.



Los polímeros como polietileno, polipropileno, poliestireno, policloruro de vinilo (PVC) y otros, desempeñan un papel importante en la vida moderna, por su amplia aplicación en los más diversos campos, como son la confección de envases, embalajes, carcasas de televisores e impresoras, artículos como juguetes, bolsas para sangre y hemoderivados, etcétera.

Como conoces, el petróleo es una fuente natural por excelencia de hidrocarburos y otras sustancias orgánicas e inorgánicas. De esta manera, el petróleo resulta un punto de partida importante para los procesos de síntesis y polimerización de una gama extraordinaria de polímeros de amplio uso industrial y de la vida cotidiana.

El petróleo, sin embargo, presenta la dificultad de ser insoluble en agua y, por lo tanto, difícil de eliminar de este medio. Por otra parte, la combustión de sus derivados genera sustancias residuales dañinas para la salud y el medio ambiente. Entre estos productos más conocidos están: partículas de carbono, dióxido de carbono, monóxido de carbono, óxido de azufre, óxido de nitrógeno y otros.

Otro inconveniente son los derrames de hidrocarburos, que afectan profundamente a la fauna y la vida en general del lugar donde ocurren, razón por la cual la industria petrolera mundial debe cumplir normas y procedimientos estrictos en materia de protección ambiental.

Los hidrocarburos son tóxicos, causan cuadros respiratorios relativamente severos. La gasolina, el queroseno y los aceites y/o barnices para el tratamiento de muebles, que contienen hidrocarburos, son los agentes más comúnmente implicados en las intoxicaciones.

El 60 % de las emisiones de sustancias de diversas formas en todo el mundo es de origen antropogénica (generadas por la actividad del hombre). Proceden principalmente de actividades agrícolas y otras realizadas por el hombre.

La concentración de gases en la atmósfera se ha incrementado de 0,8 ppm a 1,7 ppm (parte por millón), pero se teme que lo haga mucho más a medida que se liberen, al aumentar la temperatura de los océanos, los que se encuentran almacenados en el fondo del Ártico (permafrost).



Conoce un poco más

El petróleo (del griego *πετρέλαιον*, «aceite de roca») es una mezcla homogénea de compuestos orgánicos, principalmente, hidrocarburos insolubles en agua. También es conocido como petróleo crudo o simplemente crudo. Es de origen fósil, fruto de la transformación de

materia orgánica procedente del zooplancton y algas que, depositados en grandes cantidades en los fondos de los mares o zonas lacustres del pasado geológico, fueron posteriormente enterrados bajo pesadas capas de sedimentos.

El permafrost, permagel o permacongelamiento, es la capa de hielo permanente en los niveles superficiales del suelo de las regiones muy frías o periglaciares, como es la tundra. Puede encontrarse en áreas circumpolares de Canadá, Alaska, Siberia, Tíbet, Noruega y en varias islas del Océano Atlántico sur como las Islas Georgias del Sur y las Islas Sandwich del Sur. También se ha encontrado este fenómeno en la superficie del planeta Marte. Durante cientos de miles de años, el permafrost del Ártico y a grandes profundidades de los océanos ha acumulado importantes reservas de carbono orgánico (se estima que de 1,4 a 1,85 billones de toneladas métricas). El paulatino descongelamiento de estas zonas puede provocar significativas emisiones de este a la superficie.

Comprueba lo aprendido

2.43 Realiza indagaciones en distintas fuentes de información y elabora un resumen sobre los efectos negativos para la salud y el medio ambiente de algunos accidentes en los que han ocurrido derrames de hidrocarburos.

2.44 Expón varias razones que justifiquen que los polímeros son hoy esenciales para la vida moderna.

2.45 Argumenta la afirmación siguiente:

Los alquenos sirven de punto de partida en la industria de la síntesis orgánica.

2.46 ¿En qué propiedades del eteno se basa la obtención del polietileno?

Resumen y ejercitación

A lo largo de este capítulo has podido adentrarte en un nuevo campo de la ciencia química, la química orgánica o de los compuestos del carbono. En él has estudiado una nueva clase de sustancia: los hidrocarburos y con ello nuevas propiedades sustentadas en la teoría estructural. Su comprensión metodológica te dará pautas para entender mejor otras clases de sustancias que conocerás en los próximos capítulos de este libro.

Nuestra mayor satisfacción es que hayas respondido todos los ejercicios propuestos, incluyendo las preguntas de Desafío. Entonces remítete a las preguntas iniciales y autoevalúate, así sabrás sacar tus conclusiones.

2.47 El 1,2-dicloroetano es un líquido volátil, muy empleado como disolvente de tejidos y como desinfectante en la agricultura. Escribe la ecuación de la reacción química de obtención de 1,2-dicloroetano en el laboratorio químico.

2.48 Teniendo en cuenta el nombre y las fórmulas químicas siguientes:

a) C_4H_8

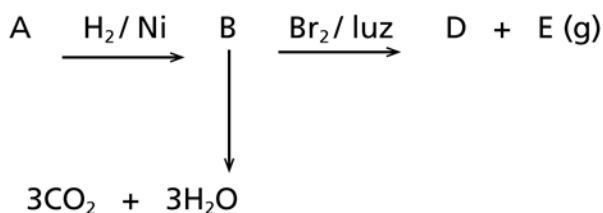
b) propino

c)
$$\begin{array}{c} CH_3-CH-CH=CH_2 \\ | \\ CH_3 \end{array}$$

- ¿A qué función química pertenece el compuesto representado en el inciso a?
- Nombra el compuesto representado en el inciso c.

- Escribe la fórmula química desarrollada del compuesto nombrado en el inciso b.
- Formula un isómero de posición del compuesto representado en el inciso c.

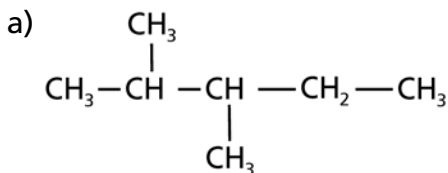
2.49 Escribe la fórmula química que corresponda a cada sustancia representada por A, B, D, E en la relación de transformaciones siguiente:



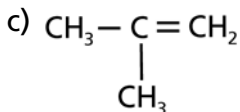
2.50 ¿Son homólogos de la misma serie el 1-penteno y el $\text{CH}_3\text{--CH=CH--CH}_2\text{--CH}_3$?

a) Explica.

2.51 Dados los nombres y las fórmulas químicas siguientes:



b) 3-etil-1-hexino



d) Br_2

e) 2-metil-1-buteno

- ¿A qué función química pertenece el compuesto representado en el inciso c?
- Escribe el nombre del compuesto representado en el inciso a.
- Escribe las fórmulas estructurales de los compuestos nombrados en los incisos b y e.
- Formula un isómero de posición del compuesto representado en el inciso b.
- Escribe la ecuación química de la reacción que ocurre entre los compuestos representados en los incisos c y d.

2.52 De acuerdo con el esquema de transformaciones siguientes:

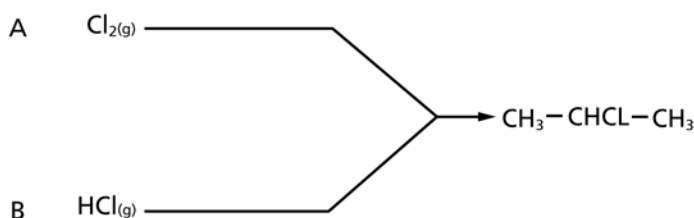


Fig. 2.y

- Identifica por sus fórmulas semidesarrolladas las sustancias A y B.
- Escribe la ecuación química que representa la combustión completa de A.
- Escribe las ecuaciones que representan dichas transformaciones y selecciona cuál de ellas corresponde a una reacción de adición.

2.53 Se tienen dos frascos sin etiquetas en el laboratorio, que contienen octano y 1-hexeno, respectivamente.

- ¿Qué ensayo realizarías para identificar cada una de estas sustancias? Explica.

2.54 Al reaccionar el 1-buteno con bromuro de hidrógeno se obtiene el 2-bromobutano en mayor proporción que el 1-bromobutano. Modela, mediante ecuaciones químicas, este proceso.

2.55 Escribe V o F en el espacio en blanco, según sean verdaderas o falsas las afirmaciones siguientes. Justifica las que consideres falsas.

- a) ___ El ion CN^{1-} es un nucleófilo.
- b) ___ La adición electrofílica es característica de los alquenos.
- c) ___ Toda sustancia química puede reconocerse mediante el olfato.
- d) ___ A temperatura ambiente el metano es líquido y el octano es un gas.
- e) ___ En la ruptura heterolítica del enlace covalente se forman iones.
- f) ___ El alcano de masa molar 58 g. mol^{-1} tiene fórmula semidesarrollada:

$$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$$
 Datos: Ar (C): 12 Ar (H): 1
- g) ___ Los alcanos participan preferentemente en reacciones de sustitución por radicales libres.

2.56 Da una explicación a los hechos siguientes:

- a) En general, los hidrocarburos son prácticamente insolubles en agua.
- b) En la adición del HBr al propeno se obtiene el 2-bromopropano en mayor proporción.
- c) El homólogo del metano, de fórmula C_6H_{14} , tiene mayor valor de la temperatura de ebullición.

- d) El dimetilpropano hierve a menor temperatura que el pentano, a pesar de ser isómeros.

2.57 Relaciona ambas columnas:

Columna A	Columna B
a) Alcano constituido por 16 átomos de hidrógeno	___ 1-butino
b) Adiciona 1 mol de H_2 para saturarse	___ heptano
c) 1 mol del hidrocarburo, en su combustión completa, produce 4 mol de CO_2 y 3 mol de H_2O	___ octano
	___ etino
d) Gas de los pantanos de efecto invernadero	___ eteno
	___ metano

2.58 Representa por su fórmula química semidesarrollada y nombra 4 isómeros de fórmula química global C_6H_{10} .

2.59 Completa el siguiente cuadro:

Función química	Fórmula química global	Nombre	Fórmula química semidesarrollada	Representa un isómero de...
		2,2-dimetil-hexano		Cadena
			$CH_3-(CH_2)_3-CH=CH_2$	Posición
		2-hexino		Cadena
			$CH_3-(CH_2)_3-C(CH_3)=CH_2$	Posición y cadena

CAPÍTULO 3

Los compuestos oxigenados de los hidrocarburos

Los compuestos oxigenados derivados de los hidrocarburos constituyen varias funciones químicas, familias o clases de sustancias que tienen en común, además de carbono e hidrógeno, el átomo de oxígeno, pero se diferencian en los grupos funcionales y, por lo tanto, se diferencian en sus estructuras y en sus propiedades.

En este capítulo las principales clases de compuestos oxigenados que estudiarás son: alcoholes, aldehídos, cetonas, ácidos monocarboxílicos y glúcidos. Existe otra serie de compuestos de gran importancia biológica como los lípidos, aminoácidos, proteínas, carbohidratos y ácidos nucleicos, que contienen oxígeno y, en algunos casos, otros elementos, que también serán analizados en el capítulo.

Los alcoholes son sustancias de gran importancia para la síntesis orgánica y algunos de ellos son de uso cotidiano como el alcohol etílico o etanol (conocido en Cuba como “alcohol de bodega” cuando es mezclado con otras sustancias más tóxicas y se usa como combustible doméstico). También está el metanol, alcohol metílico o alcohol de madera, mucho más tóxico que el etanol, pero de aspectos físicos parecidos. Su empleo y manipulación incorrectos puede acarrear serios daños al organismo, si es ingerido.

Los alcoholes son abundantes en la naturaleza y su obtención se puede realizar de varias maneras, por ejemplo, a partir de productos naturales vegetales, por fermentación y también de forma sintética, a partir del petróleo y sus derivados. El etanol (alcohol etílico, alcohol del vino y también de otras bebidas) se obtiene por fermentación de los azúcares de algunos frutos o cereales como la caña de azúcar o la remolacha.

3.1 Alcoholes

Los alcoholes son compuestos orgánicos que contienen grupos funcionales hidroxilo ($-OH$). Son compuestos abundantes en la naturaleza y de amplio uso en el hogar y en la industria. En árabe el término al-kuhl significaba “poder” y más tarde “esencia” y como el alcohol etílico se destila del vino, fue considerado “la esencia” del vino. Es un reactivo de partida barato para la síntesis de numerosos compuestos orgánicos más complejos y un biocombustible de amplio uso en muchos países.

3.1.1 Alcoholes monohidroxilados. Clasificación. Estructura.

Serie homóloga de los alcoholes. Propiedades físicas

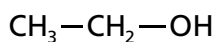
Los alcoholes son compuestos orgánicos constituidos por carbono, oxígeno e hidrógeno. Presentan en su estructura uno o varios grupos hidroxilo ($-OH$) unidos a la cadena carbonada. Esta cadena carbonada o grupo alquilo puede estar ramificada o sustituida y ser abierta o cíclica.

Así, se pueden clasificar en monohidroxilados, si presentan un grupo hidroxilo; dihidroxilados, si están presentes en la misma molécula dos grupos hidroxilo y polihidroxilados, si presentan tres o más grupos hidroxilo. De esta manera, si el grupo hidroxilo se une a un átomo de carbono primario, el alcohol se clasifica como primario

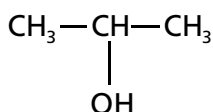
y secundario o terciario, si se une, respectivamente, a un carbono secundario o terciario.

Ten presente que un átomo de carbono primario es aquel que está unido solo a otro átomo de carbono, un átomo secundario es el que está unido a dos átomos de carbono y un átomo terciario es el que está unido a tres átomos de carbono.

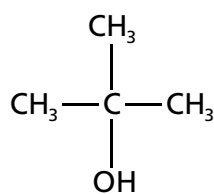
Los alcoholes pueden ser también saturados o insaturados, en dependencia de si hay enlaces múltiples en su cadena carbonada. Los alcoholes monohidroxilados saturados se pueden representar de forma general con la fórmula $R-OH$, donde R es la cadena carbonada y OH su grupo funcional. Veamos estos ejemplos de alcoholes monohidroxilados:



(etanol, primario)

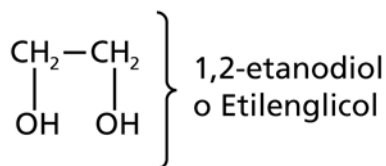


(2-propanol, alcohol secundario)

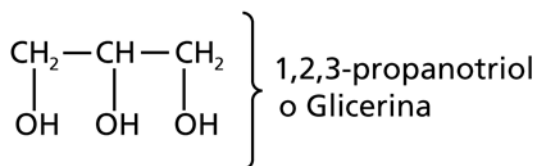


(metil-2-propanol, terciario)

En los alcoholes polihidroxilados los grupos hidroxilo ($-OH$) se ubican en cada átomo de carbono; esto se debe a que, si se enlazan a un mismo átomo, originan un compuesto muy inestable. Observa los ejemplos que se consideran a continuación:



(alcohol dihidroxilado, un diol)



(alcohol trihidroxilado, un triol)



Conoce un poco más

Los árabes conocieron el alcohol extraído del vino por destilación. Sin embargo, su descubrimiento se remonta a principios del siglo xiv, atribuyéndose al médico francés Arnau de Villanova, sabio alquimista y profesor de medicina en Montpellier. Fue Antoine Lavoisier (1743-1794), quien dio a conocer el origen y la manera de producir el alcohol por medio de la fermentación vínica, demostrando que, bajo la influencia de la levadura de cerveza, el azúcar de uva se transforma en ácido carbónico y alcohol.

Estructura química de los alcoholes

Como ya conoces, los alcoholes monohidroxilados contienen un grupo hidroxilo ($-\text{OH}$), que es el grupo funcional y el que determina sus propiedades. La fórmula general de los alcoholes es $\text{C}_n\text{H}_{(2n+1)}\text{OH}$.

La fórmula química global del etanol o alcohol etílico, conocido comúnmente con el nombre de alcohol, es $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ y su fórmula estructural desarrollada es de la manera que ilustra la figura 3.1.

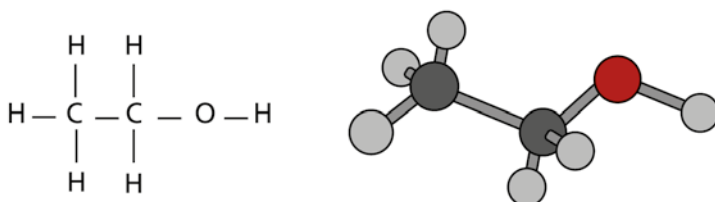


Fig. 3.1 Estructura de la molécula de etanol

Observa que la posición del átomo de hidrógeno (H) del grupo $-\text{OH}$ en la molécula de los alcoholes se diferencia de los otros átomos de hidrógeno por el hecho de estar unido al átomo de oxígeno. De esta forma, los enlaces $\text{C}-\text{C}$; $\text{C}-\text{O}$; $\text{C}-\text{H}$ y $\text{O}-\text{H}$ son todos covalentes; en el grupo hidroxilo ($-\text{OH}$) el enlace $\text{O}-\text{H}$ es polar, debido a la mayor electronegatividad del átomo de oxígeno. Por consiguiente,

el par de electrones de este 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 que se muestra en la figura 3.2.

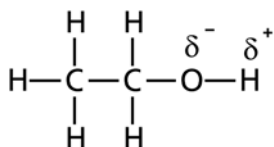


Fig. 3.2 Polaridad del grupo OH en los alcoholes

Serie homóloga

Los alcoholes monohidroxilados (con el grupo funcional en el primer átomo de carbono) constituyen una serie homóloga. El primer representante es el metanol, de un átomo de carbono. Observa la tabla 3.1, que te ofrece los datos de algunos miembros de esta serie.

Tabla 3.1 Algunas propiedades de los compuestos de la serie homóloga de los 1-alcoholes

Fórmula química semidesarrollada y global		Masa molar	Temperatura de ebullición (°C)	Solubilidad en agua (g/100 g de H ₂ O)
CH ₃ - OH	CH ₄ O	32	64,5	∞
CH ₃ - CH ₂ - OH	C ₂ H ₆ O	46	78,3	∞
CH ₃ - CH ₂ - CH ₂ - OH	C ₃ H ₈ O	60	97	∞
CH ₃ - (CH ₂) ₂ - CH ₂ - OH	C ₄ H ₁₀ O	74	118	7,9
CH ₃ - (CH ₂) ₃ - CH ₂ - OH	C ₅ H ₁₂ O	88	138	2,3
CH ₃ - (CH ₂) ₄ - CH ₂ - OH	C ₆ H ₁₄ O	102	156,5	0,6

Propiedades físicas de los alcoholes

Del análisis de la tabla anterior puedes inferir que, con el incremento de la masa molar de estas sustancias, aumentan las temperaturas de ebullición, debido también al incremento de las fuerzas intermoleculares. Observa en la tabla 3.2 los valores de las temperaturas de ebullición de alcanos y alcoholes de masas molares comparables.

Tabla 3.2 Algunas propiedades de los miembros de la serie homóloga de los 1-alcoholes

Fórmula química semidesarrollada de alcanos y alcoholes	Masa molar	Temperatura de ebullición (°C)
$\text{CH}_3 - \text{CH}_3$	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

Como puedes apreciar, existe una marcada diferencia entre los valores de las temperaturas de ebullición de los alcanos y los alcoholes de masas molares comparables; esto se debe a la presencia de asociaciones por puente de hidrógeno en los alcoholes, que incrementan las atracciones entre las moléculas, por lo que se necesita más energía para separarlas. Observa en la figura 3.3 la representación de las asociaciones moleculares por puente de hidrógeno en los alcoholes.

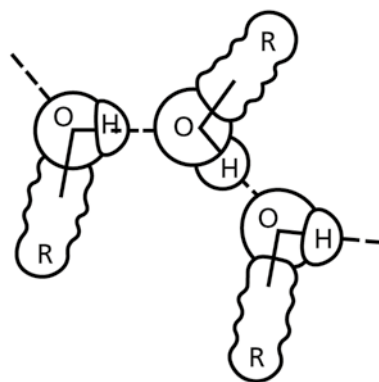


Fig. 3.3 Asociaciones moleculares por puente de hidrógeno en los alcoholes

Solubilidad de los alcoholes

Contrariamente a lo que ocurre en los hidrocarburos, los primeros alcoholes de la serie homóloga son solubles en agua, esto se debe a la formación de asociaciones por puentes de hidrógeno entre ambas moléculas (figura 3.4). No obstante, al aumentar la cadena carbonada (zona hidrofóbica), predomina la naturaleza apolar del alcohol y disminuye la solubilidad en agua. Aquí se refleja la poca influencia de la polaridad del grupo hidroxilo en el proceso de disolución de estas dos sustancias, este aspecto hace que los alcoholes, a partir de siete o más átomos de carbono, lleguen a ser prácticamente insolubles en agua.

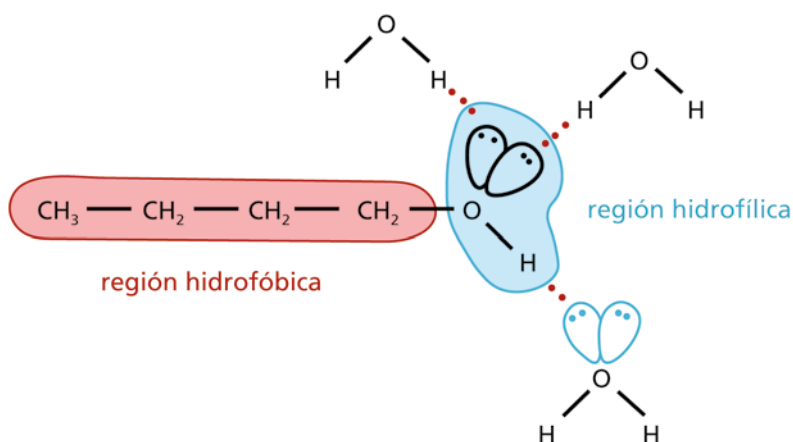


Fig. 3.4 Región o zona hidrofóbica que establece las asociaciones por puente de hidrógeno con el agua

Comprueba lo aprendido

- 3.1** ¿Por qué el 1-butanol tiene mayor temperatura de ebullición que el metanol?
- 3.2** ¿A qué atribuyes que exista una diferencia tan grande entre las temperaturas de ebullición del propano ($-42\text{ }^{\circ}\text{C}$) y el etanol ($78,3\text{ }^{\circ}\text{C}$)?

- 3.3** ¿Por qué el metanol y el etanol son líquidos y el metano y el etano son gases a temperatura y presión ambientes?
- 3.4** ¿Qué explicación puedes darle a que el 1-hexanol sea muy poco soluble en agua y el etanol sea soluble en dicho disolvente en todas las proporciones?
- 3.5** Representa mediante fórmulas químicas semidesarrolladas, un alcohol primario, un alcohol secundario y un alcohol terciario de cinco átomos de carbono. Clasifícalos según los criterios estudiados.

Desafío

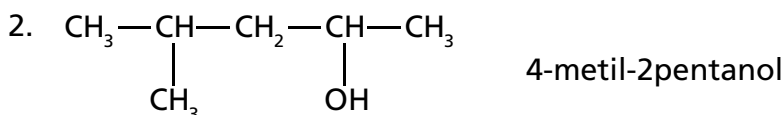
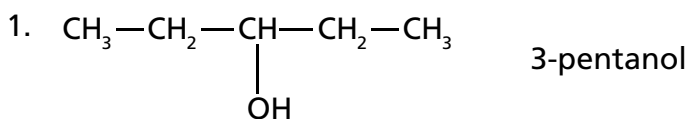
- 6.** ¿A qué se debe la diferencia en las temperaturas de ebullición del etanol y el 1,2-etanodiol (etilenglicol), cuyo valor es 197 °C? ¿Flotará el etanol en agua en condiciones ambientales? Explica.

3.1.2 Nomenclatura química y notación química de los alcoholes

El sistema IUPAC proporciona una nomenclatura determinada para los alcoholes, basada en reglas similares a las de otras clases de compuestos. En general, los nombres utilizan el sufijo -ol, junto con un número que indica la localización del grupo hidroxilo. A continuación, se resumen las reglas de nomenclatura de los alcoholes en los dos pasos siguientes:

1. En los alcoholes no ramificados se nombra la cadena por el nombre del alcano correspondiente, sustituyendo la o final por el sufijo -ol, especificando, si es necesario, la posición del grupo funcional (-OH); para ello se numera la cadena y se usa el número más bajo posible correspondiente al carbono que está unido el grupo OH (localizador). El localizador se coloca delante del nombre separado por una pleca.

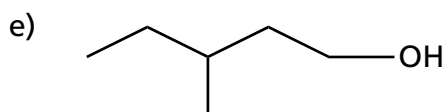
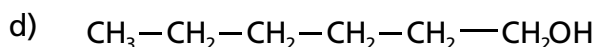
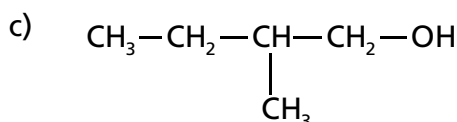
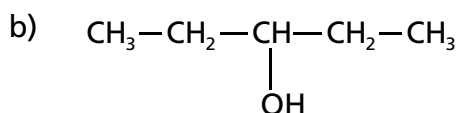
2. En los alcoholes ramificados se nombra la cadena más larga que contenga el grupo funcional por el nombre del alcano correspondiente, cambiando la terminación -o por -ol, los sustituyentes se nombran en orden alfabético, de los localizadores se seleccionan los más bajos posibles, como se hace en el caso de los alquenos y alquinos ramificados. Se utilizan prefijos griegos cuando se repite el mismo sustituyente. Observa los nombres que se le atribuyen a las fórmulas en los ejemplos siguientes:



	Nombre común:	Nomenclatura IUPAC:
$\text{CH}_3 - \text{OH}$	alcohol metílico	metanol
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$	alcohol <i>n</i> -propílico	1-propanol
$ \begin{array}{c} \text{OH} \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3 \end{array} $	alcohol isopropílico	2-propanol
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$	alcohol <i>n</i> -butílico	1-butanol
$ \begin{array}{c} \text{OH} \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{OH} \end{array} $	alcohol sec-butílico	2-butanol
$ \begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} $	alcohol <i>terc</i> -butílico	2-metil-2-propanol

Comprueba lo aprendido

3.6 A continuación, se presentan fórmulas químicas de varios alcoholes:



3.6.1 Nómbralos.

3.6.2 Clasifícalos, atendiendo a los dos criterios estudiados.

3.6.3 Escribe la fórmula estructural de un homólogo del etanol.

3.7 Escribe las fórmulas químicas semidesarrolladas de los alcoholes siguientes:

a) 2-hexanol

b) 1-propanol

c) 2-metil-2-pentanol

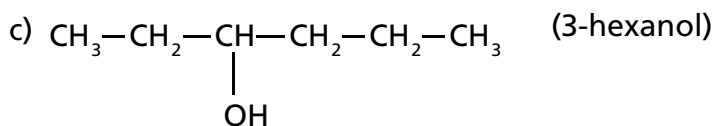
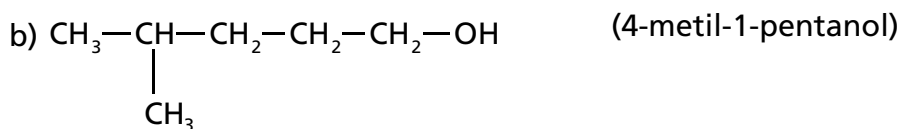
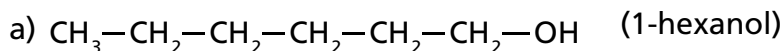
3.8 Escribe las fórmulas químicas de los alcoholes siguientes:

a) 2,3-dimetil-1-pentanol

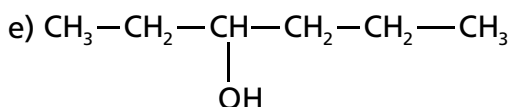
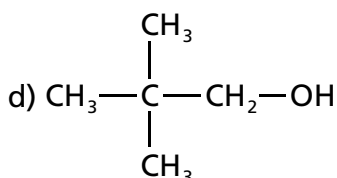
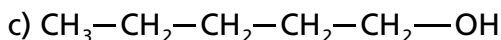
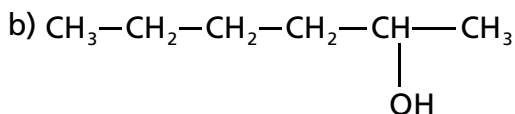
b) Dimetilpropanol

3.1.3 Isomería de los alcoholes. Isomería de cadena, de función y de posición

Con el estudio de los hidrocarburos en el capítulo 2, definimos el concepto de isomería. Los alcoholes monohidroxilados presentan diferentes tipos de isomería: de cadena, de posición y de función. En este epígrafe te proponemos abordar las dos primeras: de cadena y de posición. Observa que para un alcohol monohidroxilado de seis átomos de carbono, pueden presentarse diferentes isómeros, entre ellos:



Como se aprecia en los ejemplos anteriores, se trata de tres alcoholes con diferentes estructuras y, por tanto, tienen diferentes propiedades, pero responden a la misma fórmula química global o molecular, $\text{C}_6\text{H}_{14}\text{O}$. En estos casos, los alcoholes representados en los incisos a y b presentan isomería de cadena (solo cambia la estructura de la cadena carbonada). Los representados en los incisos a y c, isomería de posición del grupo —OH (solo cambia la posición del grupo —OH). Los representados en los incisos b y c, isomería de cadena y de posición. Observa que en estos dos casos (b y c) la diferencia está en la posición del grupo —OH y también en la cadena carbonada.



3.11 Escribe las fórmulas químicas semidesarrolladas y los nombres de todos los isómeros que respondan a la fórmula molecular $\text{C}_6\text{H}_{14}\text{O}$.

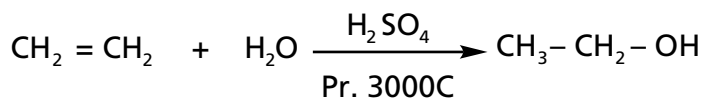
3.1.4 Obtención de alcoholes en el laboratorio.

Industria del etanol en Cuba

Nos referimos anteriormente a la importancia del etanol, que es uno de los alcoholes monohidroxilados más representativos y de mayor uso por el hombre. También es uno de los productos químicos orgánicos sintéticos más antiguos con el cual tuvo contacto el hombre.

Existen varias formas de obtenerlo en el laboratorio y en la industria. Hay dos vías principales, la hidratación de alquenos, que se lleva a cabo a partir del craqueo del petróleo y la fermentación de azúcares. Grandes cantidades del etanol que se produce en el mundo se prepara mediante la reacción del eteno con agua (hidratación

de alquenos), en presencia de un catalizador ácido, a una temperatura de 300 °C, aproximadamente y bajo presión.



En este método se utiliza el eteno, un hidrocarburo que se forma en grandes cantidades durante el proceso de craqueo del petróleo; en él se producen altos rendimientos de alcohol (superiores al 97 %).



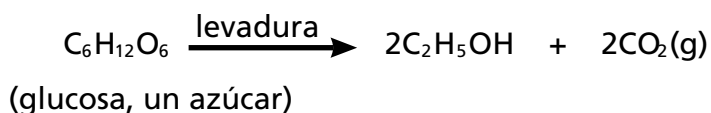
De la historia

El método de craqueo térmico (también conocido como "proceso de cracking Shújov") fue inventado por el ingeniero ruso Vladimir Shújov (1853-1939) y patentado en 1891. El craqueo se refiere a un proceso químico en el que se rompen moléculas para originar otras más pequeñas.



Craqueo térmico

La fermentación de los azúcares por la levadura es otro método que produce etanol y dióxido de carbono. Gran parte de la producción mundial de etanol se obtiene del procesamiento de la materia de origen renovable (caña de azúcar y/o derivados, como la melaza y también del sorgo dulce, sorgo rojo, remolacha, papa y otros); o sea, se trata de aquellas plantas que contienen azúcares. El etanol así producido se conoce como *bioetanol*.



El afán de producir mucho bioetanol es el responsable de grandes deforestaciones y del aumento del precio de los alimentos en varias partes del mundo, al suplantarse selvas y terrenos agrícolas para la producción de sus materias primas. No obstante, en la actualidad no es posible sustituir completamente el consumo actual de combustibles fósiles por bioetanol.

En Cuba todo el etanol que se produce se obtiene a partir de las mieles finales de la fabricación del azúcar de caña. Aquí se emplea la levadura *Saccharomyces cerevisiae*, la cual produce dos enzimas: zimasa e invertasa. La zimasa actúa sobre la sacarosa, la glucosa y la fructosa que contienen estas mieles y las transforma en etanol con desprendimiento de dióxido de carbono, tal como vimos en la ecuación química anterior.

El producto resultante de la fermentación se somete a un proceso de destilación y se obtiene el alcohol industrial, que es una mezcla de 95 % de alcohol y 5 % de agua. Esta mezcla se conoce como alcohol al 95 % y su temperatura de ebullición constante es de 78,3 °C.

Son varias las industrias existentes en Cuba dedicadas a obtener el etanol por fermentación, generalmente aledañas a los centrales azucareros, de donde procede la materia prima. Observa en la figura 3.5, que luego de obtenerse este producto, se somete a una destilación.



Fig. 3.5 Proceso de destilación del etanol

- b) Escribe la ecuación de esta reacción química.
- c) ¿Cuál sería la fórmula química semidesarrollada de su isómero de función que se obtendría si ocurriese una deshidratación intermolecular?

3.1.5 Propiedades químicas de los alcoholes: combustión y otras reacciones de oxidación

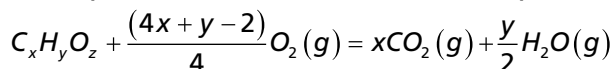
Los alcoholes se caracterizan por presentar una gran reactividad. Este comportamiento químico de los alcoholes depende fundamentalmente de la presencia del grupo funcional –OH, con una significativa actividad química. Esta facilidad para reaccionar los hace muy útiles como materia prima para la obtención de gran número de compuestos.

A continuación, ilustraremos los tipos de reacciones químicas más importantes en las que participan los alcoholes.

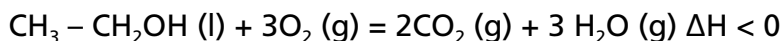
Combustión

En el anterior capítulo definimos la combustión completa como una reacción química de oxidación-reducción en la que la energía que se libera puede ser utilizada como trabajo útil. Los alcoholes son buenos combustibles. El etanol es empleado en grandes cantidades con estos fines, incluyéndolos en los últimos años en la combustión interna de automotores.

A continuación, vamos a representar de forma general la ecuación química de su combustión completa.



Un ejemplo de ella puede ser:

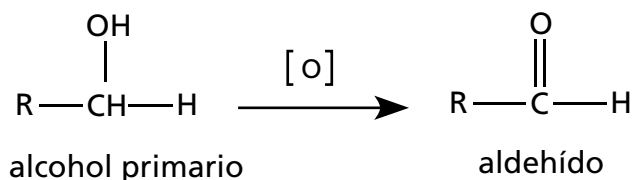


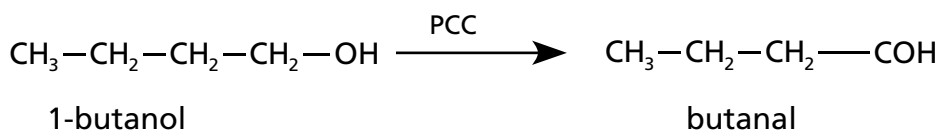
Existen *otras formas de oxidación de alcoholes* que ocurren cuando otros agentes oxidantes, diferentes al dioxígeno, dan lugar a aldehídos y cetonas durante la oxidación de alcoholes primarios y secundarios, respectivamente. En Química Orgánica es frecuente reconocer la oxidación de un compuesto en una reacción química, cuando el producto formado posee mayor cantidad de átomos de oxígeno o menor cantidad de átomos de hidrógeno o ambos inclusive. Ejemplos de agentes oxidantes pueden ser: KMnO_4 , H_2SO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, H_2SO_4 , también, dibromo, dicloro, difluor; ozono, CrO_3 , HNO_3 y otros.

Los alcoholes primarios y secundarios se oxidan fácilmente por la acción de distintos tipos de reactivos, tales como: cromo, permanganato, ácido nítrico e incluso hipoclorito de sodio (NaClO).

Oxidación de alcoholes primarios

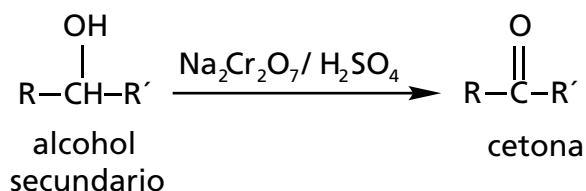
Cuando los alcoholes primarios reaccionan con oxidantes débiles o moderadamente fuertes se produce un aldehído. No obstante, cuando el agente oxidante es fuerte se convierte en ácido carboxílico. Un reactivo adecuado para oxidar un alcohol primario hasta aldehído es el clorocromato de piridino (PCC) que es un complejo de óxido de cromo VI con piridina ($\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$) y ácido clorhídrico (HCl). Observa las reacciones químicas que lo identifican mediante las ecuaciones químicas siguientes.



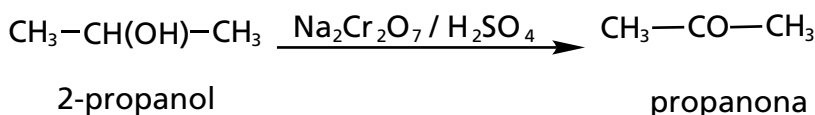


Oxidación de alcoholes secundarios

Los alcoholes secundarios se oxidan fácilmente, para obtener excelentes rendimientos de cetonas. El ácido crómico es un reactivo adecuado para la oxidación de alcoholes secundarios en el laboratorio. Observa las ecuaciones químicas que identifican este proceso:



Ejemplo:



Puedes tener en cuenta que, para escribir los esquemas de estas reacciones, es suficiente con colocar encima de la flecha al agente oxidante que se representa por la notación [O].

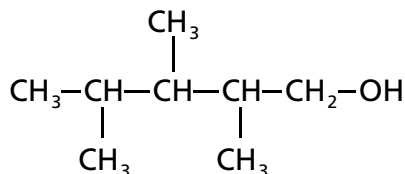
Los alcoholes terciarios son resistentes a la oxidación.

Comprueba lo aprendido

3.15 Escribe la fórmula química semidesarrollada de cada uno de los compuestos siguientes:

- a) 1-propanol b) 3-pentanol c) 2-metil-2-butanol

3.16 Dada la fórmula química semidesarrollada de un alcohol:



- Clasifícalo según la cantidad de grupos hidroxilo que presenta.
- Nómbralo.

3.17 Representa el esquema de oxidación controlada del alcohol representado en el ejercicio 3.16.

3.1.6 Aplicaciones de los alcoholes. El etanol y la salud humana. El alcoholismo

Las aplicaciones de los alcoholes son amplias y diversas, dadas su abundancia y reactividad química. En primer lugar, son puntos de partida para la obtención de un gran número de sustancias orgánicas e inorgánicas y los de menor masa molar, fundamentalmente, buenos combustibles.

Por su obtención factible, barata y sus características estructurales, los alcoholes tienen una amplia gama de aplicaciones. En la industria farmacéutica se usan en la producción de fármacos, como disolvente en jarabes y extractos; en la industria química para la producción de pinturas, lacas y otros materiales poliméricos; en la industria de las bebidas y licores en la elaboración de cervezas, licores, ron; en la medicina como desinfectante o materiales biodegradables como hilos de sutura (1-octadecanol); en la industria automovilística y en el hogar como combustibles y anticongelantes (figura 3.6).



Fig. 3.6 Aplicaciones de los alcoholes

Otras aplicaciones de los alcoholes están relacionadas con sus propiedades físicas. Por ejemplo, el etilenglicol se usa como anti-congelante, debido a su alta temperatura de ebullición, su baja temperatura de congelación y su gran solubilidad en agua.

El etanol es un desinfectante utilizado en hospitales, laboratorios y entidades (cementeros) para lavar las manos. Su mayor potencial bactericida se obtiene a una concentración de aproximadamente el 70 %. Es bueno conocer que, cuando el etanol se utiliza para propósitos científicos e industriales, es necesario “desnaturalizarlo” o adulterarlo con la adición de otras sustancias más tóxicas, con la finalidad de hacerlo *inadecuado para beber*. Para este proceso se utiliza una gran variedad de desnaturalizantes que incluyen el metanol o alcohol metílico y algún hidrocarburo como el etilbenceno o el tolueno.

El único alcohol que puede ser ingerido y no es tóxico en proporciones moderadas, es el etanol, que es una de las llamadas drogas lícitas en muchos países, incluyendo Cuba, cuya industria ronera es una de las más reconocidas a nivel mundial.

Una de las causas de los accidentes de tránsito es la conducción bajo los efectos de la ingestión de bebidas alcohólicas por los conductores, sobre todo en los períodos vacacionales y/o festivos. Un método químico para detectar el nivel de alcohol en el organismo es mediante el aliento del conductor (figura 3.7), llamada prueba del alcohol (alcotest), que es precisamente una reacción de oxidación de las estudiadas, cuyo esquema de reacción es:

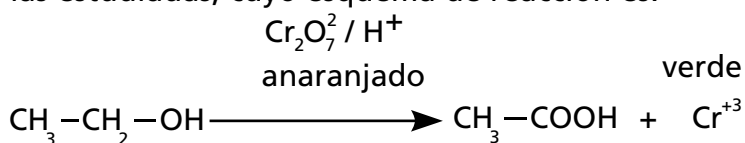


Fig. 3.7 Prueba del alcohol

El color anaranjado del reactivo (dicromato de potasio en medio ácido) cambia a verde al producir iones cromo III, cuando la persona que se analiza sopla para llenar un globo en el que el reactivo está colocado en el interior del dispositivo, este interactúa con los vapores del alcohol del aliento, reaccionando y produciendo la oxidación

del alcohol a ácido y la aparición del color verde del ión Cr^{3+} , que justifica el cambio de color mencionado.

El metanol, conocido como “alcohol de madera”, de olor, color y sabor similar al etanol, es muy venenoso al tomarlo, respirarlo durante períodos prolongados o dejarlo mucho tiempo en contacto con la piel, puede conducir a la ceguera o la muerte.



Conoce un poco más

El etanol, ingerido en exceso y frecuentemente, ataca el Sistema Nervioso Central (SNC). El sitio de oxidación es el hígado. La ingestión de alcohol disminuye la absorción intestinal de las vitaminas del grupo B y favorece la aparición de enfermedades por carencias (beriberi, pelagra y polineuritis). Produce aceleración cardíaca, vasodilatación periférica, sensación de calor en la piel, pero favorece la pérdida de calor y es perjudicial, si el sujeto debe exponerse al frío. Su consumo habitual va ligado a la aparición de enfermedades como la cirrosis hepática y el hígado graso.

El etanol constiuye el principal componente de las bebidas alcohólicas como el vino (alrededor de un 13 %), la cerveza (5 %) o licores (hasta un 50 %). El consumo de bebidas alcohólicas es una práctica muy antigua del hombre, pero sus excesos causan graves trastornos al organismo humano, generando el alcoholismo.

El alcoholismo es un padecimiento que desencadena una fuerte necesidad de ingerir alcohol, de forma que existe una dependencia física de esta sustancia. Consiste en un consumo excesivo de alcohol de forma prolongada. Es una enfermedad crónica, producida por el consumo incontrolado de bebidas alcohólicas, lo cual interfiere en la salud física, mental, social y/o familiar, así como en las responsabilidades laborales. Tras el consumo excesivo de alcohol puede aparecer la inconsciencia y, a niveles extremos, puede llevar a un envenenamiento por alcohol y a la muerte.



De la historia

Durante la “ley seca” estadounidense (1919-1933), cuando la fabricación de bebidas alcohólicas estaba prohibida, se utilizaba cualquier tipo de alcohol, incluido el metanol, para mezclarlo con las bebidas. Como el metanol es mucho más tóxico que el etanol, esta práctica produjo muchos casos de ceguera o muerte entre los consumidores de estas bebidas alcohólicas.



Conéctate

Investiga más sobre la toxicidad del alcohol metílico, metanol o alcohol de madera en www.ecured.cu. Resume las consecuencias para el organismo humano del consumo o exposición a esta sustancia.

Comprueba lo aprendido

3.18 ¿Es mejor combustible el etanol que el 1-pentanol? Argumenta.

3.19 Establece una relación entre, al menos, tres propiedades de los alcoholes y sus aplicaciones.

3.20 Resume en una cuartilla las causas y consecuencias que puede ocasionar el alcoholismo en una persona.

3.21 Investiga y responde ¿por qué el alcohol etílico o etanol puede considerarse una droga?

Desafío

8. La prueba del yodoformo es una reacción química que nos permite diferenciar una muestra de etanol de una de metanol. Indaga acerca de esta importante reacción y describe sus características.

3.2 Aldehídos y cetonas

Los aldehídos y las cetonas son compuestos orgánicos oxigenados en los que el grupo funcional característico de ambos es el grupo carbonilo -CO , son compuestos que están presentes en la naturaleza, son muy reactivos y tienen gran importancia en la síntesis de otros compuestos químicos.

En este epígrafe puedes dar respuestas a interrogantes como: ¿cuál es el grupo funcional de estas sustancias?, ¿qué influencia tiene este en las propiedades físicas y químicas de los aldehídos y las cetonas? o ¿qué tipo de isomería presentan?

3.2.1 Aldehídos y cetonas. Estructuras. Series homólogas.

Propiedades físicas

La fórmula química general de los aldehídos y las cetonas se puede escribir como: $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$. Como puedes apreciar, son sustancias químicas que tienen similitudes y diferencias. Los aldehídos se pueden representar por la fórmula general RCHO y las cetonas por RCOR' . Aquí R y R' representan grupos alquílicos alifáticos o aromáticos.

Observa la figura 3.8 y aprecia que, si el grupo funcional está en el primer átomo de carbono -CHO , el compuesto pertenece a los aldehídos y si el grupo funcional -CO- está en un átomo de carbono secundario, el compuesto pertenece a una cetona. De esta manera podrás distinguir estas sustancias.

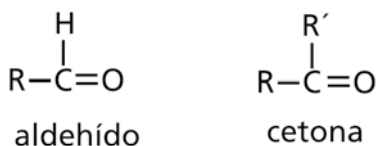


Fig. 3.8 Fórmulas químicas generales de aldehídos y cetonas

Al átomo de carbono en el grupo carbonilo se le asigna la hibridación sp_2 y, por tanto, los tres enlaces σ emplean orbitales sp_2 y 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. En el resto de los átomos de carbono de aldehídos y cetonas, la hibridación química asignada al átomo de carbono es sp_3 . En la figura 3.9 puedes observar sus estructuras.



Fig. 3.9 Estructura del grupo carbonilo en cetonas y aldehídos

Los electrones del doble enlace carbonílico mantienen unidos a dos átomos de electronegatividades diferentes, por lo que no son compartidos de igual manera entre ellos. La nube π de este enlace es muy móvil y es atraída fuertemente por el átomo más electronegativo, el oxígeno. Por tanto, el grupo carbonilo se halla muy polarizado, es un grupo polar, lo cual se representa por una fracción o densidad de carga δ^- sobre el átomo de oxígeno y una densidad de carga positiva δ^+ sobre el átomo de carbono, como se muestra en la figura 3.10.

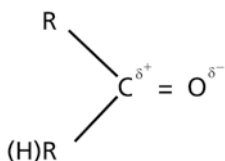


Fig. 3.10 Densidad de carga en el grupo carbonilo en aldehídos y cetonas

Series homólogas

Cada una de estas clases de sustancias forman una serie homóloga, en las que los miembros se diferencian en uno o varios grupos metilenos, $-\text{CH}_2$. Los aldehídos y las cetonas son aquellos compuestos que poseen el grupo funcional carbonilo, ($=\text{C}=\text{O}$), que es uno de los grupos más importantes en la Química Orgánica. Por esta razón, frecuentemente se les denomina compuestos carbonílicos.

Los aldehídos presentan el grupo carbonilo en uno de los extremos de la cadena carbonada, enlazado a un átomo de carbono y a otro de hidrógeno (excepto en el caso del primer representante de la serie homóloga, en el cual el grupo está asociado a dos átomos de hidrógeno). El metanal es el primer representante de los aldehídos y su grupo carbonilo contiene dos átomos de H. En el caso de las cetonas son sustancias en las que el grupo carbonilo está enlazado a dos átomos de carbono y el primer representante de estas es la propanona.

En la tabla 3.3 representamos la fórmula y algunas propiedades físicas de miembros de las series homólogas de los aldehídos y las cetonas. También puedes profundizar en otras series de estos mismos compuestos porque solo te mostramos los aldehídos no ramificados y las 2-cetonas no ramificadas.

Tabla 3.3 Serie homóloga de algunos aldehídos y cetonas

Serie homóloga de los aldehídos no ramificados			
Fórmula química semidesarrollada	Masa molar (g/mol)	Temperatura de ebullición/°C	Solubilidad (g/100 g de H_2O)
$\text{H}-\text{CHO}$	30	-21	∞
CH_3-CHO	44	20	∞
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CHO}$	58	49	∞
$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_2-\text{CHO}$	72	76	7,6
$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_3-\text{CHO}$	86	103	poco soluble
$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_4-\text{CHO}$	100	131	poco soluble

Serie homóloga de las 2-cetonas no ramificadas			
Fórmula química semidesarrollada	Masa molar (g/mol)	Temperatura de ebullición/°C	Solubilidad (g/100 g de H ₂ O)
CH ₃ – CO – CH ₃	58	56	α
CH ₃ – CO – CH ₂ – CH ₃	72	80	26
CH ₃ – CO – (CH ₂) ₂ – CH ₃	86	102	6,3
CH ₃ – CO – (CH ₂) ₃ – CH ₃	100	150	2,0

Propiedades físicas

Como se observa en las series homólogas de los aldehídos y las cetonas, sus propiedades físicas varían con el aumento de la masa molar. Las temperaturas de ebullición aumentan con el incremento de grupos metileno (–CH₂), debido al incremento de las fuerzas intermoleculares. Los aldehídos y las cetonas de baja masa molar son apreciablemente solubles en agua, porque forman asociaciones intermoleculares por puentes de hidrógeno con el agua (figura 3.11); pero, a medida que aumenta la cadena carbonada, la solubilidad disminuye porque comienza a prevalecer la zona apolar de la molécula de estos compuestos (zona hidrofóbica), cambiando su naturaleza eléctrica.

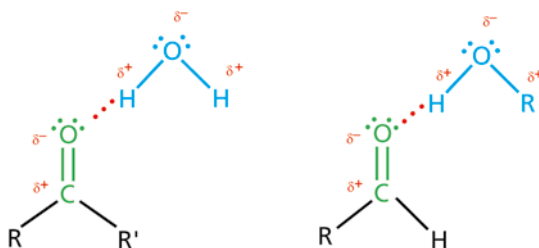


Fig. 3.11 Asociaciones intermoleculares puentes de hidrógeno entre moléculas de aldehídos y cetonas con las de agua

Comprueba lo aprendido

3.22 Escribe la fórmula semidesarrollada de los compuestos que se nombran a continuación y expresa cuál, de cada uno de los pares dados, tiene mayor temperatura de ebullición. Explica en cada caso.

- a) butanal y 1-butanol
- b) pentano y pentanal
- c) 2-pentanona y 1-pentanol
- d) propano y propanona

3.23 Representa la estructura electrónica del grupo carbonilo y expresa por qué tiene características polares.

3.24 Los aldehídos son alcoholes deshidrogenados. Argumenta esta afirmación.

3.2.2 Nomenclatura química y notación química de aldehídos y de cetonas

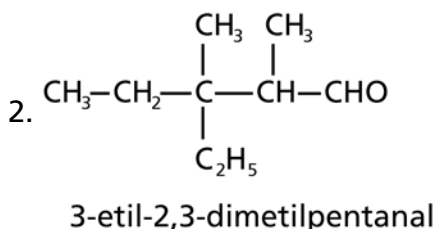
El sistema IUPAC proporciona una nomenclatura determinada para los aldehídos, basada en reglas similares a las de otras clases de compuestos orgánicos. Para el caso de los aldehídos, en general los nombres utilizan el sufijo *-al*. A continuación, se resumen las reglas de nomenclatura en dos pasos:

1. En los aldehídos no ramificados se nombra la cadena por el nombre del alcano correspondiente, sustituyendo la *-o* final por el sufijo *-al*. La posición del grupo >C=O funcional no es necesario especificarla, ya que en estos compuestos siempre estará localizado en el primer átomo de carbono o átomo de carbono terminal de la cadena carbonada.

A continuación, te presentamos algunos ejemplos para que practiques las reglas anteriores.

HCHO	$\text{CH}_3\text{-CHO}$	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO}$	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CHO}$
Metanal	Etanal	Propanal	Butanal

1. $\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{CHO}$
3-metilbutanal



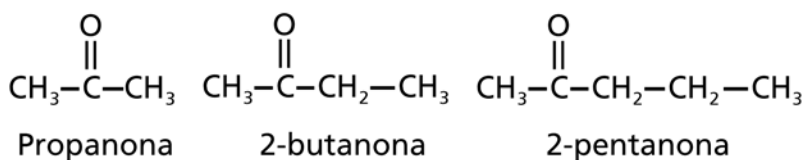
140

carbonilo. A continuación, se resumen las reglas de nomenclatura de cetonas en los dos pasos siguientes:

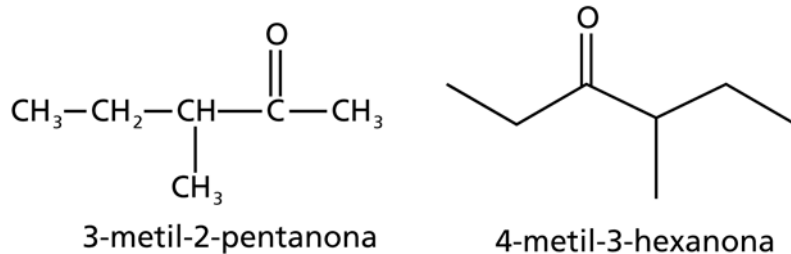
3. En las cetonas de cadena carbonada no ramificadas, estas se nombran como el alcano correspondiente sustituyendo la *o* final por el sufijo *-ona* y se especifica, si es necesario, la posición del >C=O grupo funcional. Para ello, se numera la cadena y se usa el número más bajo posible correspondiente al átomo de carbono que está unido el grupo carbonilo (localizador) y el localizador se coloca delante del nombre separado por una pleca.
4. En las cetonas ramificadas se nombra la cadena más larga que contenga el grupo funcional como el nombre del alcano correspondiente, cambiando la terminación *-o* por *-ona*, los sustituyentes se nombran en orden alfabético y los localizadores se seleccionan para formar el número más bajo posible, como se hace en el caso de los alquenos y alquinos ramificados y, cuando se repite, se utilizan prefijos griegos.

A continuación, te presentamos algunos ejemplos para que practiques las reglas anteriores.

a) Cetonas no ramificadas



b) Cetonas de cadenas ramificadas



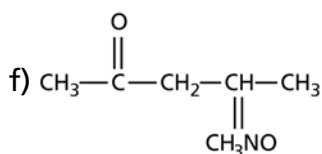
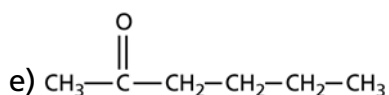
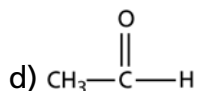
Comprueba lo aprendido

3.25 Nombra o formula según corresponda. Utiliza la fórmula química semidesarrollada.

a) 3-metil-2-hexanona

b) metilpropanal

c) dietilbutanal



3.26 Completa el siguiente cuadro.

Nombre	Fórmula química semidesarrollada	Función química
3-metil-hexanona	$\begin{array}{ccccccc} & & & & \text{O} & & \\ & & & & & & \\ \text{CH}_3 & - & \text{CH} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH} & - & \text{C} & - & \text{H} \\ & & & & & & & & & & \\ & & \text{CH}_3 & & & & \text{CH}_2 & & & & \end{array}$	
3-etil-2-metil-heptanal		
	$\begin{array}{ccccccc} & & & & \text{O} & & \text{CH}_3 \\ & & & & & & \\ \text{CH}_3 & - & \text{C} & - & \text{CH}_2 & - & \text{C} & - & \text{CH}_3 \\ & & & & & & & & \\ & & & & & & \text{CH}_3 & & \end{array}$	

3.27 Identifica por su fórmula química semidesarrollada y por su nombre, un compuesto que posee dos átomos con hibridación sp_2 , que tiene 2 hidrógenos en total y es homólogo del butanal.

3.2.3 Isomería de aldehídos y de cetonas. Isomería de función

Para el estudio de la isomería de estos compuestos debes poner en práctica la definición de este concepto que ya conoces con anterioridad. Los aldehídos solo presentan isomería de cadena y de función, ¿por qué no es posible que estos compuestos tengan isomería de posición? El grupo funcional solo se localiza en el primer átomo de carbono, esta es una de las características estructurales de estos compuestos.

En el caso de las cetonas, además de la isomería de cadena y función, sí es posible la isomería de posición, ya que el grupo funcional se localiza en un átomo de carbono secundario y su posición puede ser variada. Para la isomería de función de estas dos clases de sustancias, nos referiremos a la isomería entre ellas solamente.

Ahora observa que, para un aldehído de fórmula global $C_5H_{10}O$, se pueden representar las siguientes formulas semidesarrolladas:

$CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$	3-metilbutanal
$CH_3CH(CH_3)-CH_2-CHO$	2-metilbutanal
$CH_3-C(CH_3)_2-CHO$	dimetilpropanal o 2,2-dimetilpropanal
$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CHO$	pentanal

Como se puede observar los cuatro compuestos anteriores responden a la misma fórmula global, pero difieren en su estructura ya que tienen distintos tipos de cadena, por lo que entre ellos la isomería es *de cadena*.

- a) ¿Qué tipo de isomería presentan los compuestos representados? Explica.
- b) Nómbralos.

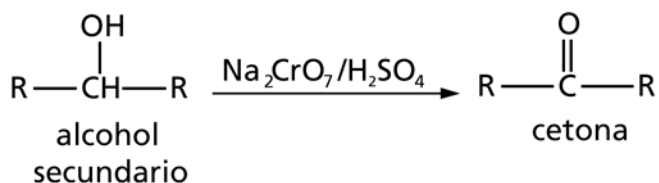
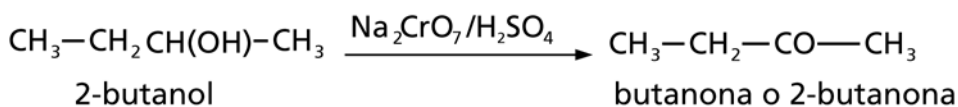
3.29 Escribe las fórmulas semidesarrolladas y los nombres de:

- a) dos isómeros de cadena de fórmula C_4H_8O
- b) dos isómeros de posición de fórmula $C_7H_{14}O$
- c) dos isómeros de función de fórmula global $C_5H_{10}O$

3.30 Escribe la fórmula semidesarrollada y el nombre de todos los isómeros de función del hexanal.

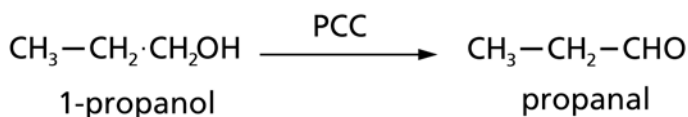
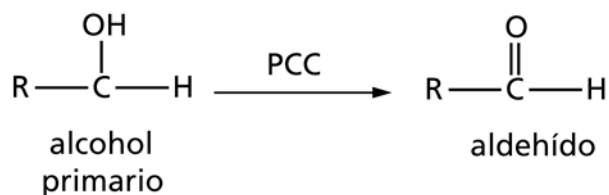
3.2.4 Obtención de aldehídos y de cetonas

Cuando estudias reacciones de otros grupos de funciones químicas, puedes apreciar algunos de los mejores métodos para obtener aldehídos y cetonas. Son varios los métodos que se utilizan en el laboratorio, en este momento solo nos referiremos a la oxidación de alcoholes alifáticos primarios y secundarios con oxidantes adecuados. Presta atención a las reacciones químicas que te representamos a continuación:

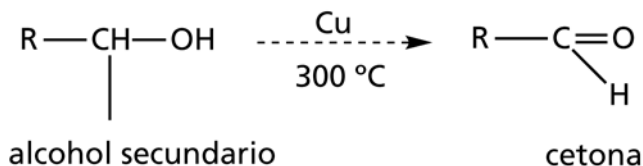
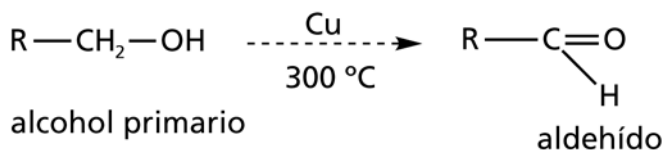


En el caso de obtención de aldehído a partir de un alcohol primario por oxidación de este, debe utilizarse un oxidante moderado como el PCC para que no se produzca una sobreoxidación hasta

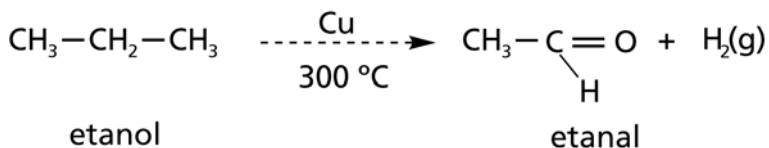
ácido. Se trata del clorocromato de piridinio (PCC), un complejo de óxido de cromo VI con piridina (C_5H_5N) y ácido clorhídrico (HCl).



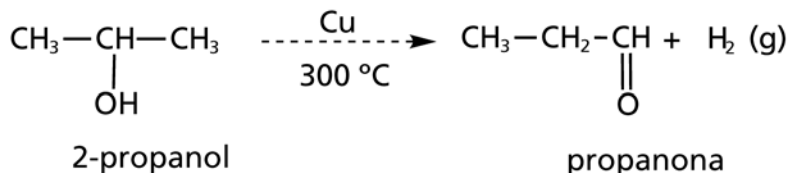
La obtención industrial de los aldehídos y las cetonas, en dependencia de la naturaleza del alcohol que intervenga en la reacción, se realiza a partir de la oxidación catalítica con aire y el producto de la reacción de oxidación puede ser un aldehído o una cetona. La reacción se efectúa haciendo pasar vapores del alcohol sobre cobre metálico calentando a 300 °C.



Ejemplo 1

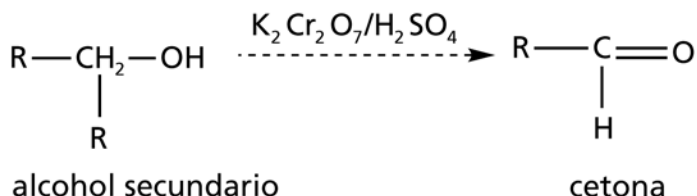
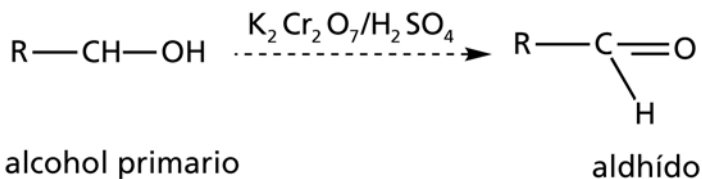


Ejemplo 2



En el laboratorio se emplean diferentes agentes oxidantes para la obtención de los aldehídos y las cetonas. Uno de ellos es el dicromato de potasio en medio ácido ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7/\text{H}^+$), conocido como mezcla crómica, el cual se hace reaccionar con un alcohol primario o uno secundario.

También es importante que conozcas que en la reacción de obtención de los aldehídos es necesario ir eliminando el aldehído de la mezcla de reacción con la misma rapidez con que se forma, para evitar que esta sustancia pueda oxidarse y convertirse en otra.



Comprueba lo aprendido

3.31 Representa el esquema de la oxidación controlada del 1-pentanol.

3.32 Indaga sobre otros agentes oxidantes que pueden transformar alcoholes en aldehídos o cetonas.

3.33 Escribe un esquema de reacción que represente la oxidación moderada de un alcohol primario de 4 átomos de carbono. Nombra las sustancias orgánicas reaccionantes y el producto.

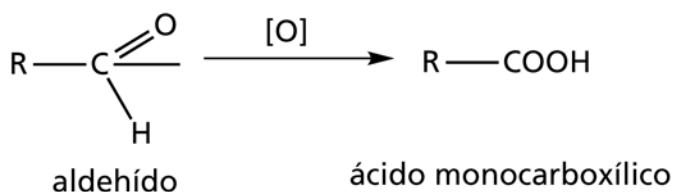
3.2.5 Propiedades químicas de aldehídos y de cetonas: reacciones de oxidación y reducción

Son numerosas las reacciones químicas en las que participan los aldehídos y las cetonas, pero de estas solo estudiaremos la oxidación y la reducción. En la mayoría de los casos, los aldehídos son más reactivos que las cetonas. Los aldehídos generalmente reaccionan más rápido que las cetonas, ya que estas últimas son resistentes a la oxidación y, cuando lo hacen, se producen ácidos carboxílicos de cadena más corta que la cadena de la cetona original.

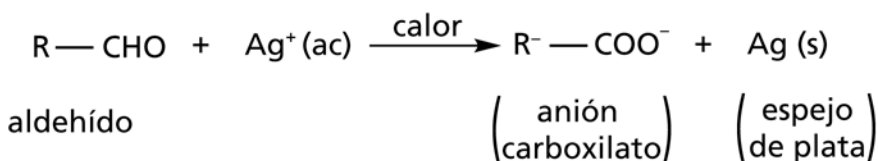
Observa la estructura de estas dos sustancias para que comprendas que la reactividad de los aldehídos es mayor, puesto que solo tienen un grupo alquilo unido al carbono del grupo funcional, lo que hace que el grupo carbonilo de estos compuestos sea más reactivo; pero, en el caso de las cetonas, al estar el grupo carbonilo unido a dos grupos alquílicos, lo hace menos reactivo.

Reacciones de oxidación de los aldehídos

Los aldehídos se oxidan con facilidad frente a algunos oxidantes enérgicos. La notación que se utiliza en el esquema de reacción para representar encima de la flecha al agente oxidante, débiles o fuertes, es [O]; oxidantes fuertes pueden ser el permanganato de potasio y dicromato de potasio, ambos en medio ácido. El esquema de reacción puede representarse de la manera siguiente:



También lo hacen con oxidantes débiles, tales como una disolución amoniacal de iones plata (reactivo de Tollens) y la disolución alcalina de iones cobre II (reactivo de Fehling). Al hacer reaccionar el reactivo de Tollens con unos mililitros de un aldehído, calentando suavemente, se observa la aparición de una capa de plata metálica que se deposita en las paredes del recipiente. Esta reacción se conoce con el nombre de “espejo de plata”. En esta reacción el aldehído se oxida a ion carboxilato y el ion Ag^+ se reduce a plata metálica. En este caso, el proceso general se puede representar así:



Conoce un poco más

El reactivo de Tollens se prepara añadiendo dos gotas de disolución de hidróxido de sodio al 5 %, en 1 mL de disolución acuosa de nitrato de plata al 5 %. Se formará un precipitado de hidróxido de plata, el cual se disuelve con una disolución acuosa de amoníaco de concentración 2 mol/L, en la que se forma el ion complejo (diamin-plata I $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$)

En esta reacción, el ion $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, que es un oxidante, es capaz de oxidar al grupo carbonilo a carboxilo, lo que se evidencia por la precipitación de plata metálica que se deposita en las paredes del



De la historia

Hermann von Fehling (Alemania, 1811-1885). Profesor de la Universidad de Stuttgart. Propuso el reactivo que lleva su nombre, que se utiliza para la determinación de azúcares reductores.



Hermann
von Fehling

A diferencia de los aldehídos, las cetonas no reaccionan con estos reactivos, ya que estas no se oxidan con facilidad. La oxidación de las cetonas solo se logra con mezclas oxidantes fuertes y calor, en las que ocurren rupturas de enlaces C – C. Por ello, estos reactivos son útiles para identificar aldehídos y, en particular, para diferenciarlos de las cetonas en sus respectivas reacciones químicas.



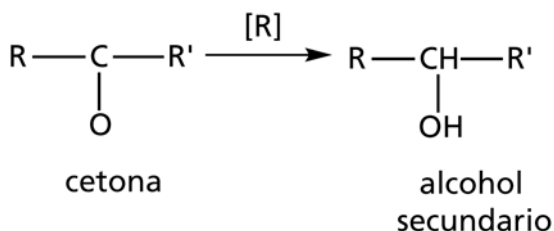
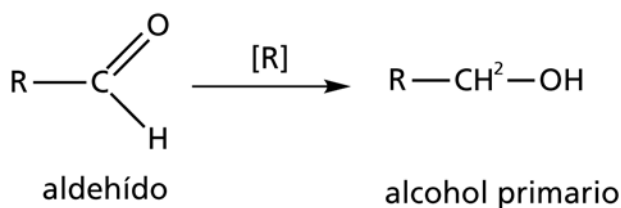
Conoce un poco más

Existen otros reactivos de identificación de aldehídos como el reactivo de Benedict: este se prepara con una disolución que contenga sulfato de cobre II, sulfato de sodio o cloruro de sodio, carbonato de sodio e hidróxido de sodio. Este reactivo oxida al grupo carbonilo presente en la glucosa a carboxilo, que estudiaremos en la próxima subunidad. En dicha reacción, el cobre 2+ de color azul se transforma en diferentes especies químicas hasta precipitar en forma de óxido de cobre 1+ de color rojo ladrillo.

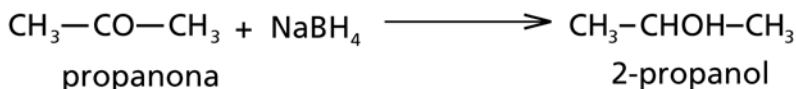
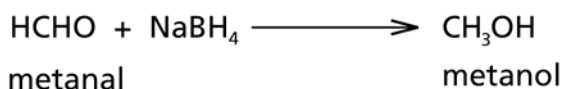
Reacciones de reducción

De manera contraria al proceso de oxidación de alcoholes primarios, *los aldehídos se reducen para formar estos compuestos*. Por su parte, *las cetonas se reducen para producir alcoholes secundarios*,

a partir de un reductor apropiado. Estas reacciones químicas se representan por los esquemas siguientes:



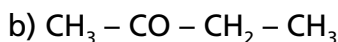
Como puedes apreciar, las representaciones anteriores ilustran la obtención de un alcohol primario y de uno secundario a partir de un aldehído y de una cetona, respectivamente. La notación que se utiliza en el esquema de reacción para representar encima de la flecha al agente reductor es [R], algunos ejemplos pueden ser: NaBH_4 , LiBH_4 , H_2 (con catalizadores). Analiza los ejemplos siguientes:



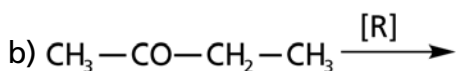
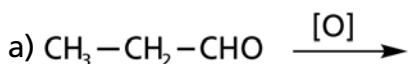
NaBH_4 reductor de aldehídos y cetonas

Comprueba lo aprendido

3.34 Debate con tus compañeros cómo se pueden diferenciar experimentalmente los compuestos representados a continuación:



3.35 Completa los esquemas de reacción siguientes:



3.36 Propones a tus compañeros una vía de síntesis del propanal, a partir del propano, si dispones de todos los recursos necesarios en el laboratorio.

a) Escribe las ecuaciones químicas.

3.2.6 Aplicaciones de los aldehídos y las cetonas

Los aldehídos y las cetonas se encuentran entre los compuestos de mayor importancia, tanto en la bioquímica como en la industria química. Se han aislado una gran variedad de aldehídos y cetonas a partir de plantas y animales; muchos de ellos, en particular, los de peso molecular elevado, tienen olores fragantes y peculiares. Por lo general, se les conoce por sus nombres comunes, que indican su fuente de origen o cierta propiedad característica.

El alcanfor es una cetona que se encuentra en forma natural y se obtiene de la corteza de un árbol, que posee el mismo nombre. Tiene un olor fragante y característico; conocido desde hace mucho tiempo por sus propiedades medicinales, es un analgésico muy usado en linimentos.

Otras dos cetonas naturales, beta-ionona y muscona, se utilizan en perfumería. La beta-ionona es la esencia de violetas. La muscona, obtenida de las glándulas odoríferas del venado almiscero macho, posee una estructura de anillo con 15 átomos de carbono (figura 3.12).



Fig. 3.12 Aplicaciones de cetonas y aldehídos en diferentes etapas

La acetona (propanona), que es muy reconocida para quitar esmalte de uñas, es la cetona comercial más importante, con una producción anual de tres millones de toneladas. Tanto la propanona como la butanona son disolventes industriales comunes. Algunas de estas de origen natural y otras artificiales se emplean en la cosmología como aromatizantes y perfumes.

El aldehído más simple, el formaldehído (metanal), es un gas incoloro de olor irritante. Desde el punto de vista industrial es muy importante; suele hallarse como una disolución acuosa al 40 % llamada formalina. Se usa para conservar muestras biológicas. El formaldehído en disolución se combina con las proteínas de los tejidos y los endurece, haciéndolos insolubles en agua.

El acetaldehído (*etanal*) es un líquido volátil e incoloro, de olor irritante. Es una materia prima muy utilizada en la fabricación de muchos compuestos orgánicos. También, estos compuestos, de manera general, se utilizan en la fabricación de resinas, plásticos, pinturas, esencias y disolventes, entre otros.

Comprueba lo aprendido

3.37 La propanona (acetona) es muy utilizada para remover esmaltes de uñas. ¿En qué propiedades de esta sustancia se basa esta aplicación?

3.3 Ácidos carboxílicos y ésteres

Los ácidos carboxílicos son compuestos orgánicos que poseen uno o más grupos carboxilo ($-\text{COOH}$). Están presentes en la naturaleza, intervienen en la descomposición de la materia orgánica incluyendo la fermentación de frutas como la guayaba y el tamarindo; ejemplos de estos son el ácido ascórbico (vitamina C), el ácido tartárico y el ácido cólico presente en la bilis. El ácido cítrico es uno de los intermediarios del ciclo de Krebs (ciclo bioquímico que ocurre en el organismo vivo) junto a otros ácidos.

Muchos de estos ácidos se obtienen en el laboratorio a partir de reacciones químicas y contribuyen al desarrollo de la industria química; como ejemplos podemos señalar al ácido etanoico (ácido acético) cuya disolución del 4 % al 5 % es el vinagre, el ácido benzoico como preservante de alimentos y el ácido acetilsalicílico (aspirina), como importante medicamento.

Los ésteres, derivados de los ácidos carboxílicos, son compuestos que se encuentran en los frutos y flores de muchas plantas, fundamentalmente. Poseen olores agradables y son componentes importantes de muchos aceites esenciales en la naturaleza.

3.3.1 Ácidos monocarboxílicos. Estructura. Serie homóloga.

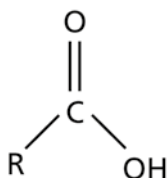
Propiedades físicas

Los ácidos carboxílicos también pueden considerarse como derivados de los hidrocarburos, en cuyas moléculas un átomo de hidrógeno

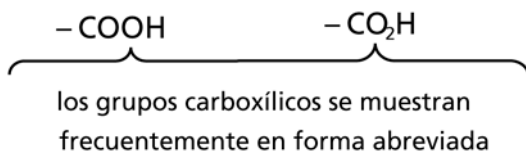
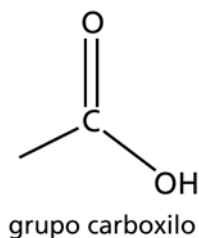
se encuentra sustituido por el grupo carboxilo. Cuando poseen un grupo carboxilo, reciben el nombre de ácidos grasos, pues muchos se pueden obtener por la hidrólisis de las grasas, sustancias que forman el tejido adiposo de los animales; también se encuentran en los vegetales, en las semillas y en algunos frutos.

Estructura de los ácidos monocarboxílicos

Los ácidos monocarboxílicos poseen fórmula química general y su fórmula estructural se representa de la forma siguiente:



Observa que el grupo funcional característico de los ácidos monocarboxílicos puede representarse de la manera siguiente:



La geometría del grupo carboxilo es plana y a los átomos de carbono y de oxígeno con doble enlace se les asigna la hibridación sp_2 .



Conoce un poco más

El ácido acetilsalicílico o ASA ($\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$), conocido popularmente como aspirina, es un fármaco de amplio uso y pertenece a la familia de los salicilatos (derivados del ácido salicílico).

En la tabla 3.4 te mostramos la serie homóloga de los homólogos lineales (no ramificados) y sus propiedades físicas.

Tabla 3.4 Serie homóloga y algunas de las propiedades físicas de ácidos monocarboxílicos

Fórmula química semidesarrollada	Masa molar (g/mol ⁻¹)	Solubilidad en agua (g/100 g H ₂ O)	Temperatura de ebullición (°C)
ácido metanoico $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{OH} \end{array}$	46	8	101
ácido etanoico $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{OH} \end{array}$	60	α	118
ácido propanoico $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}-\text{OH} \end{array}$	74	α	141
ácido butanoico $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2-\text{C}-\text{OH} \end{array}$	88	α	163
ácido pentanoico $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2-\text{C}-\text{OH} \end{array}$	102	3,7	186
ácido hexanoico $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2-\text{C}-\text{OH} \end{array}$	116	0,7	280

Como puedes apreciar, la tabla 3.4 te muestra la serie homóloga de los ácidos monocarboxílicos no ramificados de 1 a 6 átomos de carbono. Los primeros cuatro ácidos (los de masa molar más pequeña) son solubles en todas sus proporciones en el agua, al establecer con facilidad asociaciones por puente de hidrógeno; esto es posible porque existe una zona polar en sus estructuras.

Percátate de que, a partir de 5 átomos de carbono, el tamaño de la cadena carbonada va aumentando y con ella disminuye la característica polar, por lo tanto, disminuye la formación de asociaciones por puente de hidrógeno.

También, en la medida en que aumenta la masa molar, la temperatura de ebullición aumenta, debido a que se incrementan las fuerzas intermoleculares. Los valores de temperatura de ebullición de los ácidos monocarboxílicos con respecto a los alcoholes con igual cantidad de carbonos son mayores, debido a la presencia de dobles asociaciones por puentes de hidrógeno que incrementan las atracciones intermoleculares como se muestra en la figura 3.13.

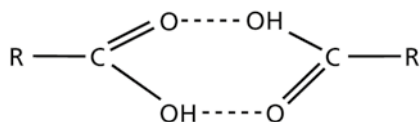


Fig. 3.13 Dobles asociaciones por puentes de hidrógeno

Comprueba lo aprendido

3.38 Identifica los compuestos representados según su función química:

- a) $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2$
- b) $\text{CH}_3 - \text{CHO}$
- c) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$

3.39 Identifica, entre los compuestos orgánicos representados, dos que sean homólogos:

- a) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ b) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH}_2$
 c) $\text{CH}_3 - \text{CH}_3 - \text{COOH}$ d) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$

e) Establece una secuencia, en orden descendente, según los valores de temperatura de ebullición de cada uno.

3.40 Se dispone de tres ácidos, cuyas fórmulas químicas se dan a continuación.

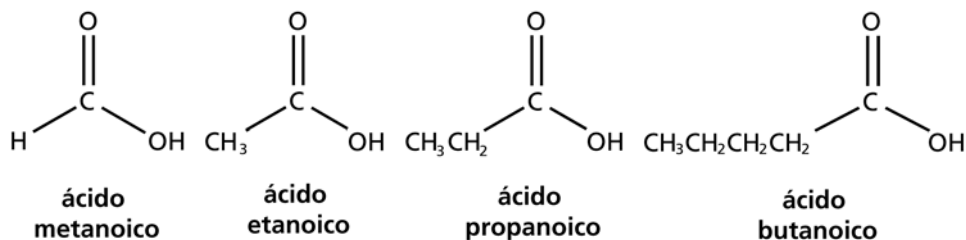
- a) $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_2 - \text{COOH}$ b) $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_3 - \text{COOH}$
 c) $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_4 - \text{COOH}$

Si se conoce que los valores de la temperatura de ebullición son; 240 °C, 163 °C y 186 °C, ¿qué temperatura corresponde a cada compuesto? Explica tu respuesta.

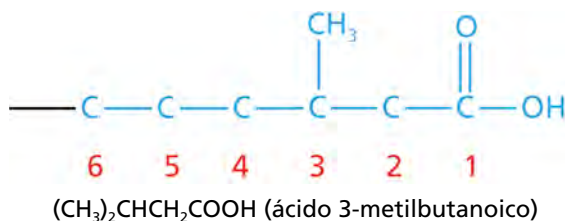
3.41 ¿Existirá algún ácido alifático monocarboxílico en estado gaseoso a temperatura ambiente? Fundamenta.

3.3.2 Nomenclatura química y notación química de los ácidos monocarboxílicos

La nomenclatura IUPAC para los ácidos carboxílicos emplea el nombre del alcano que corresponde a la cadena más larga de átomos de carbono, que incluye al ácido carboxílico. La -o final de alcanos se sustituye por el sufijo -oico, y se antepone la palabra ácido.



En los ácidos ramificados para señalar los sustituyentes, la cadena se numera comenzando por el carbono donde esté más próximo el grupo carboxilo. Observa los ejemplos siguientes:



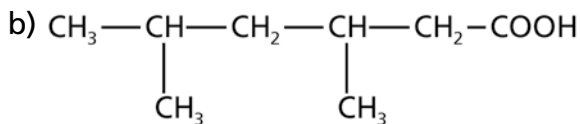
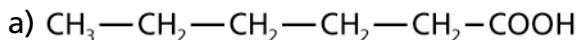
Ahora te mostramos, en la tabla 3.5, los nombres comunes y los nombres según la IUPAC de algunos ácidos monocarboxílicos. Practica las reglas de nomenclatura propuestas para ellos.

Tabla 3.5 Nombre de algunos ácidos monocarboxílicos

Nombre IUPAC	Nombre común	Fórmula
ácido metanoico	ácido fórmico	HCOOH
ácido etanoico	ácido acético	CH_3COOH
ácido propanoico	ácido propiónico	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$
ácido butanoico	ácido butírico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{COOH}$
ácido 2-metilpropanoico	ácido isobutírico	$(\text{CH}_3)_2\text{CHCOOH}$
ácido pentanoico	ácido valérico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{COOH}$
ácido hexanoico	ácido caproico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{COOH}$

Comprueba lo aprendido

3.42 Escribe los nombres o las fórmulas químicas semidesarrolladas de los ácidos monocarboxílicos siguientes:



c) ácido 2,2-dimetilbutanoico

d) ácido hexanoico

e) ácido propanoico

f) ácido 3,3-dietilhexanoico

3.43 Completa el siguiente cuadro:

Nombre	Fórmula química semidesarrollada
ácido 2-metilpentanoico	
	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$
ácido 2,4-dimetilhexanoico	

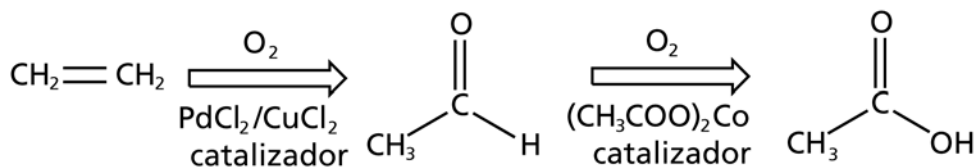
3.44 Representa, por su fórmula química semidesarrollada, un ácido monocarboxílico de cuatro átomos de carbono que posee un carbono terciario.

a) Nombra el compuesto representado.

3.3.3 Obtención de los ácidos monocarboxílicos

Las bebidas alcohólicas fermentadas, como el vino y la sidra, se exponen al aire, el alcohol que contienen estas se oxida a ácido etanoico y se obtiene el vinagre del vino y el vinagre de manzana, respectivamente. Industrialmente, el ácido etanoico se obtiene

a partir del eteno, el cual, mediante una oxidación catalítica, se transforma en etanal, que a su vez se oxida catalíticamente a ácido etanoico. Observa la reacción de este proceso:



En epígrafes anteriores has estudiado reacciones que pueden ser utilizadas para obtener ácidos monocarboxílicos. En el laboratorio se pueden obtener ácidos monocarboxílicos mediante reacciones de oxidación de alcoholes y de aldehídos. Para una mayor comprensión de este proceso puedes remitirte a la consulta de las propiedades químicas de los alcoholes y los aldehídos.

Comprueba lo aprendido

3.45 Representa el esquema de reacción química para la obtención del ácido propanoico a partir del aldehído correspondiente.

3.46 Plantea un esquema de reacción química en el que, a partir del 1-butanol, obtengas el ácido correspondiente, toma en consideración que el agente oxidante a utilizar es el permanganato de potasio en medio ácido.

3.3.4 Propiedades químicas de los ácidos monocarboxílicos: reacción con los metales activos, esterificación

Los grupos carbonilo e hidroxilo, que conforman el carboxilo, influyen entre sí a consecuencia de su cercanía. Pero, las propiedades del grupo carboxilo no son la simple suma de ambos grupos. Este es un nuevo grupo funcional con propiedades únicas, por lo que se diferencia de las de los alcoholes, aldehídos y cetonas.

Las reacciones más importantes de los ácidos están relacionadas con sus propiedades ácidas, en las que se produce la ruptura del enlace oxígeno-hidrógeno (O–H). Las características ácidas en estos compuestos orgánicos se deben a la estructura de su grupo funcional.

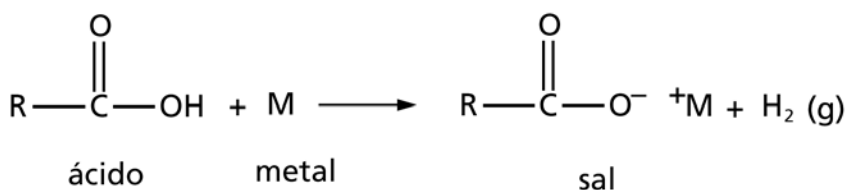


Recuerda que...

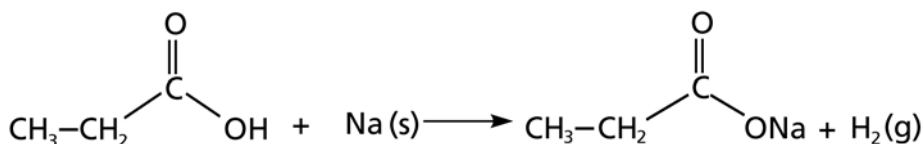
Los ácidos que has estudiado son sustancias que frente a metales activos producen dihidrógeno gaseoso y la sal correspondiente.

Reacción con los metales activos

Los ácidos monocarboxílicos reaccionan con metales activos liberando dihidrógeno y formando la sal orgánica correspondiente. Aquí manifiestan su comportamiento como ácido.

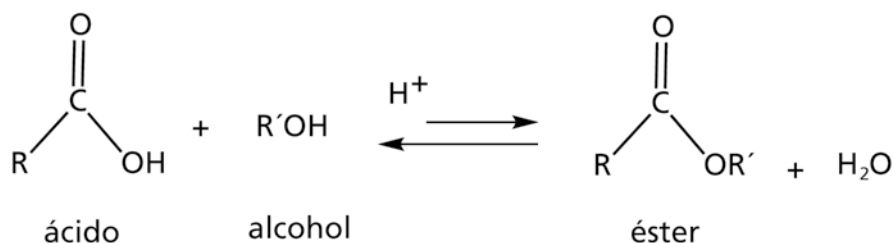


Ejemplo:

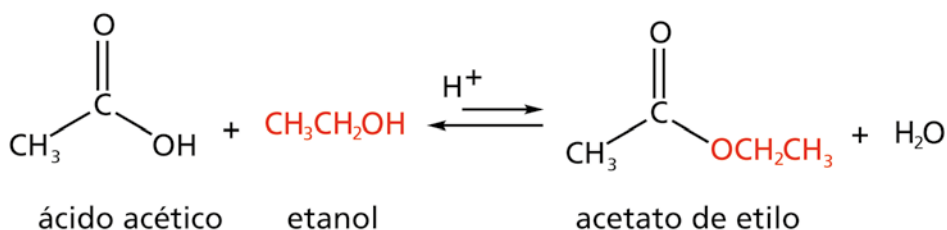


Esterificación

Los ácidos carboxílicos reaccionan con alcoholes, en presencia de un catalizador ácido, formando ésteres y agua. Esta reacción se conoce como *reacción de esterificación de Fischer*.



Las reacciones de esterificación se efectúan bajo catálisis ácida, puesto que en ausencia de ácidos fuertes estas reacciones proceden de forma muy lenta. Si está presente una cantidad catalítica de ácido, el equilibrio se alcanza al cabo de unas horas, calentando a reflujo una mezcla del ácido carboxílico y del alcohol. Como se aprecia en el esquema, en el equilibrio la concentración del éster es baja; para desplazar el equilibrio hacia la formación del éster, se añade un exceso del ácido carboxílico o del alcohol. También se puede aumentar la proporción de éster en el equilibrio eliminando el agua formada en la reacción.



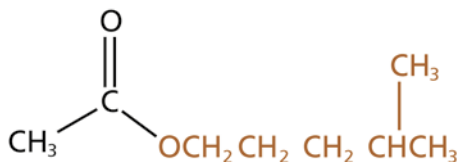
Conoce un poco más

La reacción química de la síntesis de la aspirina se considera una esterificación. El ácido salicílico es tratado con anhídrido acético, un compuesto derivado de un ácido. Este proceso produce aspirina y ácido acético, el cual se considera un subproducto de la reacción.

Comprueba lo aprendido

3.47 Representa el esquema de la reacción del ácido etanoico con el calcio metálico.

3.48 Representa la reacción del 4-metil-1-pentanol con el ácido etanoico en medio ácido, que produce un compuesto de olor agradable (esencia de platanito), con fórmula:



a) ¿Qué nombre recibe este tipo de reacción?

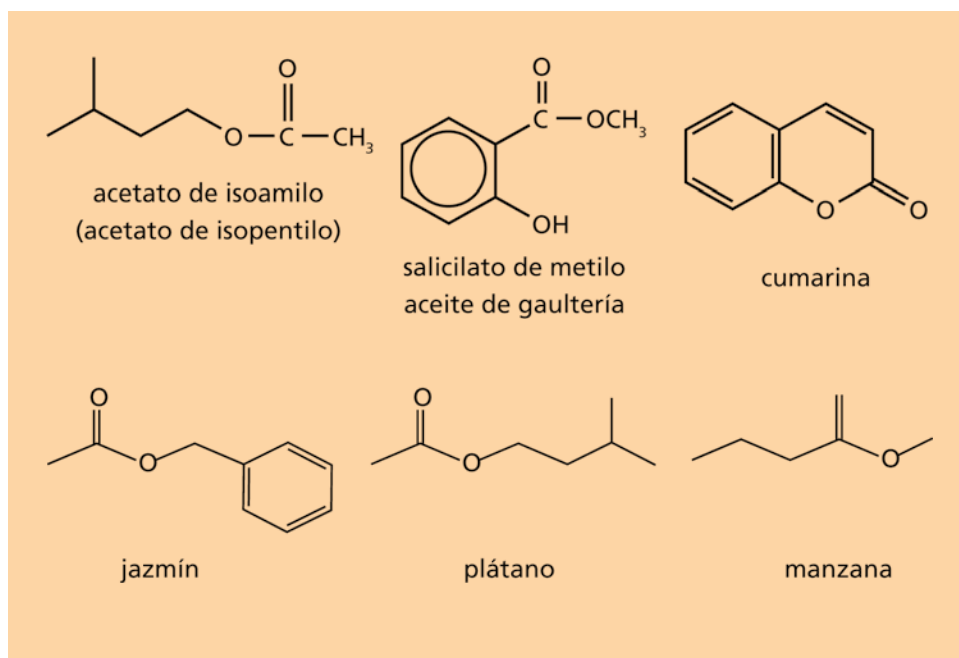
3.3.5 Estructura de los ésteres. Isomería de función. Hidrólisis de los ésteres

Los ésteres son los derivados de ácidos carboxílicos más frecuentes. Están presentes en los aceites esenciales de las plantas, dando lugar al aroma que se asocia a las flores y frutas maduras. Por ejemplo: el olor del plátano maduro se debe, principalmente, al éster acetato de isoamilo; el olor del jazmín se debe a la presencia del éster etanoato de bencilo; el olor de la manzana, al éster butanoato de metilo; el aceite de gaulteria, que se utiliza como medicamento, contiene salicilato de metilo; el aceite de lavanda y de clavo dulce contienen cumarina, que actúa como fijador, haciendo duraderos sus olores.



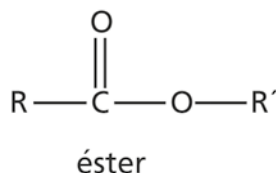
Conoce un poco más

Las fórmulas estructurales representadas son fórmulas en las que solo aparecen los átomos de los elementos que caracterizan la estructura, el resto de los átomos se encuentran simplificados u omitidos; así, en cada extremo de los segmentos existe un átomo de carbono, el cual está unido a átomos de hidrógeno para satisfacer la tetravalencia del carbono y los segmentos representan los enlaces químicos correspondientes.

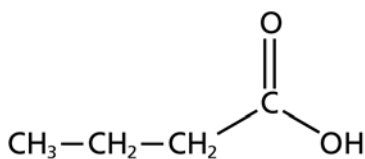


Estructura química de los ésteres

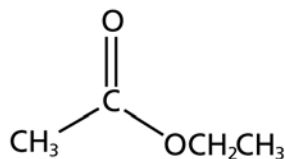
La fórmula general de los ésteres es:



Los ésteres presentan isomería de función con los ácidos monocarboxílicos de igual cantidad de átomos de carbono; así, el ácido propanoico y el etanoato de metilo (ambos con fórmula molecular $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$) son isómeros de este tipo. Observa los ejemplos que se presentan a continuación y podrás percatarte de que estas sustancias pertenecen a distintas funciones químicas, son isómeros de función y tienen igual fórmula global: $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$.



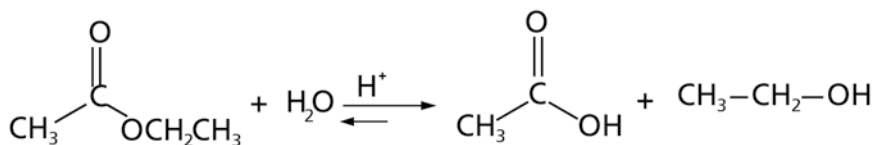
ácido butanoico



etanoato de etilo

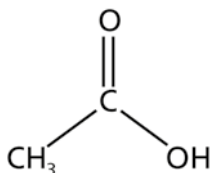
Hidrólisis de los ésteres

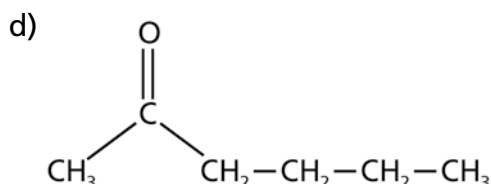
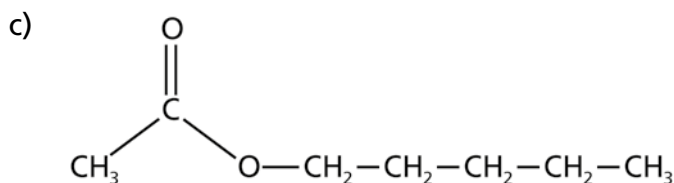
La hidrólisis de un éster catalizada por un ácido, es el proceso inverso del equilibrio de esterificación de Fischer. La adición de un exceso de agua desplaza el equilibrio hacia la formación del ácido y del alcohol. Cuando los ésteres reaccionan con el agua se obtiene el alcohol y el ácido correspondiente. Observa el ejemplo siguiente:

**Comprueba lo aprendido**

3.49 Identifica a qué tipo de función química pertenecen los compuestos representados a continuación:

a)

b) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$



3.50 Representa un isómero de función del compuesto representado en A, del ejercicio anterior.

3.51 Representa la ecuación química de la hidrólisis en medio ácido del ácido butanoico con el metanol.

3.3.6 Aplicaciones de los ácidos monocarboxílicos y ésteres

El ácido carboxílico más importante comercialmente es el ácido etanoico. El vinagre es una disolución del 4 % al 5 % de ácido etanoico. Se emplea para cocinar, como agente conservante para alimentos y ensaladas y se obtiene por la fermentación de azúcares y almidones.

El ácido etanoico también está presente en la industria química. Se utiliza como disolvente, sustancia de partida en la síntesis de nuevos productos y como catalizador en una gran variedad de reacciones químicas. Se combina con el etino para formar el acetato de vinilo, con el que se obtiene un polímero de gran aplicación que es el acetato de polivinilo.

Los ácidos carboxílicos se utilizan para obtener nuevas sustancias químicas, tanto en la naturaleza como en el laboratorio. El ácido benzoico, en forma de su sal de sodio, se emplea para la conservación

de frutas y alimentos. Además, se utiliza en la preparación de colorantes y productos farmacéuticos.

¿Sabías que...?

El ácido ascórbico (vitamina C) posee una estructura compleja, muy conocido por combatir el escorbuto, enfermedad que se adquiere por no consumir frutas frescas y cítricos en las dietas. Se conoce que, entre los años 1497 y 1499, el explorador portugués Vasco de Gama perdió la mitad de su tripulación en uno de sus viajes, por el escorbuto. Más tarde, también se conoció que el ácido ascórbico inhibe el cáncer gástrico y cervical, combate el resfriado común, cura la infertilidad y se utiliza en algunos tratamientos contra el SIDA.

Los ésteres son muy utilizados en la industria para muchos fines y, en especial, como disolventes. El etanoato de etilo es un buen disolvente de una amplia variedad de compuestos y también se encuentra en los productos de limpieza, abrillantadores, pegamentos y difusores de los sprays (figura 3.14).



Fig. 3.14 Algunas aplicaciones de los ésteres

Comprueba lo aprendido

3.52 Representa, mediante ecuaciones químicas, las reacciones siguientes:

- a) ácido propanoico con polvo de aluminio
- b) neutralización del ácido butanoico con hidróxido de sodio

3.53 Representa, mediante una ecuación química, la reacción entre el ácido acético (etanoico) y el 1-propanol.

3.54 El olor a rosas lo confiere, entre otros ésteres, el butanoato de etilo. Si dispones de alcohol etílico, butanol, ácido butírico, un ácido mineral y reactivo de Tollens (catión plata en disolución amoniacal), ¿qué reacciones habrían de efectuarse para obtener la fragancia de rosas?

3.55 Utilizando ensayos de solubilidad o pruebas químicas sencillas, describe cómo se pueden diferenciar los compuestos siguientes:

- a) metanal, ácido metanoico, ácido etanoico
- b) ácido pentanoico, pentanal, 2-pentanona

3.56 El ácido palmítico (ácido hexadecanoico), al reaccionar con el hidróxido de sodio, forma la sal palmitato de sodio:

- a) Escribe la ecuación de la reacción.
- b) Cita una propiedad de la sal obtenida.

3.57 Comprueba en la casa si el vinagre (contiene ácido acético) reacciona con un pedazo de tiza. Explica lo observado.

3.4 Glúcidos

Los glúcidos son compuestos orgánicos que están constituidos por carbono, hidrógeno y oxígeno (a veces tienen nitrógeno, azufre

o fósforo). Su nombre se deriva de la palabra glucosa, que proviene del vocablo griego *glykys*, que significa dulce, aunque solamente lo son algunos monosacáridos y disacáridos. Constituyen sustancias orgánicas sintetizadas en las plantas al combinarse el dióxido de carbono y el agua, con la ayuda catalítica de la clorofila y la energía solar, en el proceso de fotosíntesis.

Son compuestos orgánicos muy abundantes en la naturaleza. Por ejemplo, la glucosa o azúcar de uva, la sacarosa, la celulosa, que representa el material de soporte de las plantas y el almidón, que se almacena en las semillas. Además, sirven de alimento a los seres humanos y a las plantas.

Los glúcidos son biomoléculas, compuestos químicos característicos de la materia viva. Presentan enlaces químicos de tipo covalente, por lo que son portadores de mucha energía y son difíciles de romper. Esta energía es liberada cuando la molécula es oxidada en los procesos metabólicos y de ahí su gran utilidad como fuentes de energía biológica.

3.4.1 Sacáridos. Estructura y características generales.

Clasificación

Los glúcidos o sacáridos son aldehídos polihidroxilados, cetonas polihidroxiladas o en una misma molécula pueden existir aldehídos polihidroxilados y cetonas polihidroxiladas. De todos los compuestos biorgánicos, la clase más abundante en el mundo biológico, con más del 50 % de masa seca de la biomasa terrestre, son los glúcidos. Poseen una variedad de funciones diferentes. Algunos son importantes componentes de las células, otras actúan como sitios de reconocimiento sobre la superficie de la célula y otros carbohidratos sirven como fuente de energía metabólica.

Los glúcidos pueden ser simples o complejos, así es su clasificación. Dentro de los simples se encuentran los monosacáridos y los complejos son aquellos cuya hidrólisis origina dos o más monosacáridos.

Mediante esta clasificación pudieran llamarse disacáridos, si su hidrólisis origina dos monosacáridos. Si origina entre 3 y 10 monosacáridos, se llaman oligosacáridos y cuando originan más de 10 monosacáridos se clasifican como polisacáridos. Otra clasificación es la que depende de la posición del grupo carbonilo, en la que se encuentran las *aldosas* o *cetosas*. Observa la figura 3.15, que pertenece a cada una de ellas.

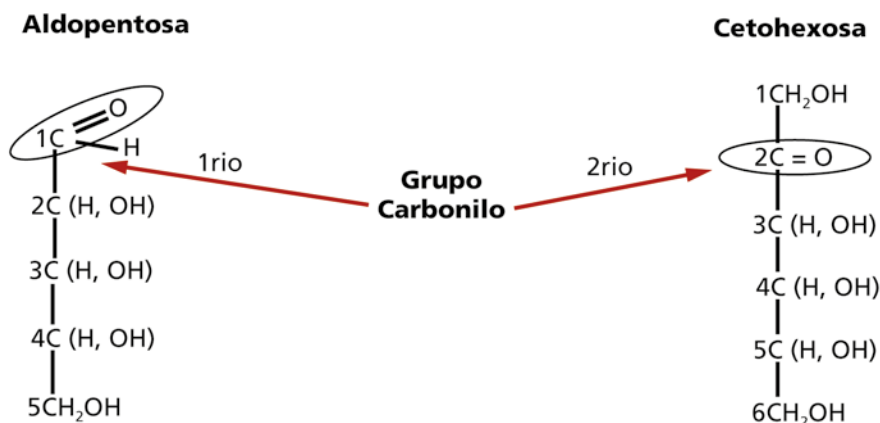


Fig. 3.15 Ejemplo de una aldosa y una cetosa

¿Sabías que...?

En 1838 Andrés Dumas utilizó por primera vez el término glucosa, dado que el compuesto es dulce y proviene de la miel.

Comprueba lo aprendido

3.58 El ácido acético tiene fórmula global $C_2(H_2O)_2$. ¿Consideras que se puede afirmar, de acuerdo con su fórmula, que esta sustancia es un carbohidrato? Justifica tu respuesta.

3.59 De las palabras encerradas entre paréntesis (alcano, monosacárido, glicérido, alcohol, oligosacárido), subraya las que corresponden a un carbohidrato.

3.60 Un compuesto A tiene tres grupos OH en su cadena y además un grupo carboxilo. ¿Se pueda afirmar que este compuesto es un carbohidrato? Argumenta.

3.61 Resume la importancia de los glúcidos para los seres vivos.

3.4.1.1 Monosacáridos: glucosa. Estructura. Propiedades químicas. Oxidación de la glucosa. Aplicaciones

Los monosacáridos más comunes tienen de tres a siete átomos de carbono y entre ellos encontramos la glucosa y la fructosa. De estos, el más importante es la glucosa, que posee 6 átomos de carbono en su molécula y es una hexosa según su clasificación.

El glúcido más abundante en la naturaleza es la glucosa. Los animales la obtienen a partir del consumo de los alimentos que la contienen, que, por lo general, son las plantas. Las plantas producen glucosa por fotosíntesis al absorber el agua a través de sus raíces y utilizan el dióxido de carbono del aire para sintetizar glucosa y dióxígeno.

La fotosíntesis es el proceso contrario al que realiza el organismo humano para obtener energía, específicamente la oxidación de la glucosa a dióxido de carbono y agua. Las plantas requieren de energía para realizar la fotosíntesis. Estas obtienen la energía a partir de la radiación solar, la cual es fijada por las moléculas de clorofila de las partes verdes de las plantas.



¿Sabías que...?

En el siglo XVIII comenzaron a surgir trabajos que relacionaban los conocimientos de la química con los de la biología. En la década de 1770, el científico inglés Joseph Priestley (descubridor del O_2) explicó la producción de oxígeno por los vegetales y reconoció que el proceso era el inverso de la respiración animal, que consumía tal sustancia.



Joseph
Priestley

Estructura de la glucosa

La glucosa tiene fórmula global $C_6H_{12}O_6$. Posee en su estructura un grupo aldehídico y cinco grupos $-OH$. Usando una fórmula química conocida como estructura de Fischer, representamos la estructura de la glucosa (figura 3.16). Pertenece a las aldohexosas: *aldo* significa que tiene el grupo aldehídico, *hex* que tiene 6 átomos de carbono y *osa* es la terminación utilizada para nombrar a los sacáridos.

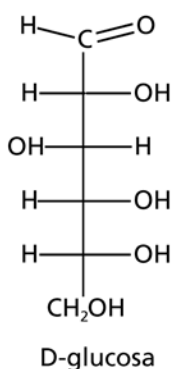


Fig.3.16 Fórmula plana (estructura de Fisher) de la D-glucosa



Conoce un poco más

Se ha comprobado que la molécula de glucosa existe en disolución con una cadena abierta, en equilibrio con una estructura cíclica (cerrada), en la cual el grupo aldehído (carbono 1) interacciona con el grupo hidroxilo del carbono 5. En este equilibrio predomina la forma cíclica.

Oxidación de la glucosa

Debido a que la molécula de la glucosa posee el grupo funcional de los alcoholes ($-OH$) y el de los aldehídos ($-CHO$), interviene en

Comprueba lo aprendido

3.62 Describe una reacción química que demuestre la existencia de un grupo aldehído en la glucosa.

3.63 Escribe las fórmulas semidesarrolladas lineales de la glucosa y la fructosa y compáralas en cuanto a:

- a) número de átomos de carbono
- b) número de grupos hidroxilos
- c) posición en cada uno del grupo carbonilo
- d) posible reacción con el reactivo de Fehling

3.4.1.2 Disacáridos: *sacarosa. Estructura.*

Propiedades químicas: hidrólisis

Los disacáridos son glúcidos en los que cada molécula, al hidrolizarse, produce dos moléculas de monosacáridos. Si los dos monosacáridos son iguales, constituye un homodisacárido; si son distintos, es un heterodisacárido. Entre los más importantes están la sacarosa o azúcar de caña, la maltosa o azúcar de malta y la lactosa o azúcar de leche. Estos azúcares son isómeros que responden a la fórmula química global $C_{12}H_{22}O_{11}$.

La sacarosa (azúcar común o de mesa) es el compuesto orgánico de mayor producción en forma casi pura, el más abundante y la principal forma en la cual los glúcidos son transportados en las plantas.

Este glúcido es el edulcorante más utilizado. En la naturaleza se encuentra aproximadamente en un 20 % en masa en la caña de azúcar y en un 15 % de la remolacha azucarera. La miel de abejas también contiene gran cantidad de sacarosa parcialmente hidrolizada.

Estructura

La sacarosa está formada por residuos de glucosa y fructosa, su fórmula general es $C_{12}H_{22}O_{11}$, composición química que responde a la

unión de dos unidades estructurales, una de glucosa y otra de fructosa mediante un átomo de oxígeno. Este enlace se denomina enlace *glicosídico*. En el caso de la sacarosa, se establece entre el átomo de carbono número 1 de la glucosa (anillo hexagonal) y el carbono 2 de la fructosa (anillo pentagonal), por lo que el grupo carbonilo no queda libre, como se observa en la figura 3.17; A representa a la glucosa y B, a la fructosa, ambas son formas cíclicas (cadenas cerradas), fórmulas de Haworth, que permiten obtener mayor información acerca de sus estructuras y de los disacáridos que se originan a partir de ellos, como el que se representa en la figura 3.18.

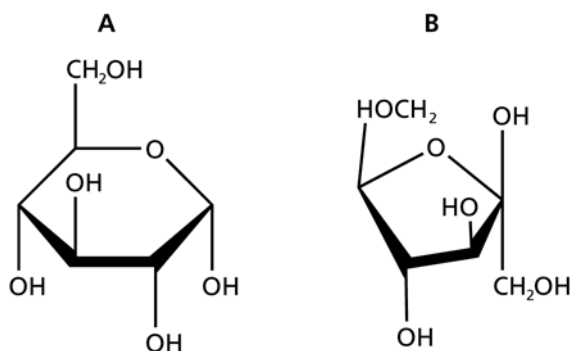


Fig. 3.17 Fórmulas químicas de la glucosa y la fructosa

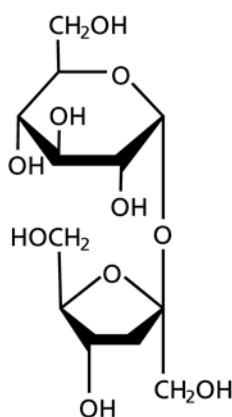


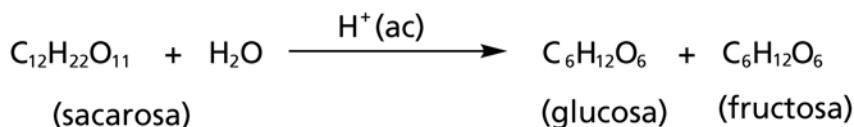
Fig. 3.18 Estructura de la sacarosa

Observa que los residuos de los monosacáridos (glucosa y fructosa) están unidos por un enlace químico (que involucra un átomo de oxígeno entre átomos de carbono, ubicados en determinadas posiciones) que se conoce como *enlace glicosídico*. Este es un enlace covalente, frecuente en las estructuras de muchas biomoléculas.

Propiedades químicas de la sacarosa

Una molécula de sacarosa, al hidrolizarse, produce una molécula de glucosa y otra de fructosa. Este proceso ocurre por la acción de un catalizador que puede ser un ácido inorgánico o una enzima. Observa la ecuación química que representa esta reacción.

No se oxida con los reactivos de Tollens y de Fehling, por lo que no se observa la formación del espejo de plata, ni del precipitado de color rojo.



Comprueba lo aprendido

3.64 Se poseen dos sólidos finamente divididos y se sabe que uno es glucosa y el otro es sacarosa. ¿Cómo se pueden diferenciar utilizando medios químicos?

3.65 ¿Cómo se puede comprobar que la sacarosa se hidroliza, cuando se tiene en un vaso de té con limón?

3.4.2 Industria de la sacarosa en Cuba

La industria de la sacarosa o azucarera es una de las principales industrias de Cuba y de otros países tropicales. Junto al cultivo y procesamiento industrial de la caña de azúcar hay un arraigo

cultural muy profundo en nuestro país. La materia prima de esta industria es la caña de azúcar. Es bueno que conozcas que, en el tallo de la caña, además de sacarosa están presentes otros componentes (figura 3.19):

- agua en un 70 %; fibra en un 13 %; cenizas en un 0,5 %; sacarosa en un 15 %, otros azúcares en un 1 %; gomas en un 0,2 %; grasas y ceras en un 0,2 %; sustancias nitrogenadas en un 0,4 % y ácidos orgánicos en un 0,2 %.



Fig. 3.19 Plantación de caña de azúcar

El proceso agroindustrial del azúcar comprende dos etapas principales (figura 3.20):

1. Etapa agrícola: cultivo de la caña de azúcar.
2. Etapa industrial: obtención de azúcar crudo y azúcar refinado.



Fig. 3.20 Proceso agroindustrial del azúcar

En la etapa industrial, la fabricación de azúcar comprende las fases principales siguientes:

- molienda
- clarificación
- concentración (vaporización)
- cristalización
- separación del azúcar crudo y refinación

En la molienda se realiza la extracción máxima del jugo de la caña (el guarapo). La clarificación es la fase en la que 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 guarapo. La concentración es el proceso de fabricación del azúcar, en el que se elimina el porcentaje de agua que contiene esta mezcla líquida. En esta etapa del proceso es muy importante el control de la presión y la temperatura de los procesos que se llevan a cabo.

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, ya que una de sus propiedades permite precisamente darle ese uso (figura 3.21).



Fig. 3.21 Resultado de la refinación del azúcar crudo

Aplicaciones de la sacarosa

La sacarosa en la industria alimentaria se utiliza por su sabor dulce, agradable al paladar y su alto poder energético. El azúcar común es una importante fuente de energía en la dieta alimenticia moderna y su consumo es elevado actualmente. No obstante, no es significativo su aporte de vitaminas y minerales al organismo.

Una de las tareas priorizadas por el Estado cubano es la revitalización de la industria azucarera a partir de la siembra de variedades de caña de alto rendimiento, la modernización de la maquinaria y la búsqueda de un alto valor agregado para el logro de su rentabilidad y sostenibilidad.

El alto consumo de sacarosa puede ser perjudicial para la salud. Asociado a ello están la diabetes mellitus, la obesidad como un síndrome metabólico y factor de riesgo de padecimiento de enfermedades cardiovasculares, ictus, cáncer, entre otras.



Conoce un poco más

La diabetes mellitus es un trastorno en el que el organismo no produce suficiente cantidad de insulina o no responde normalmente a esta, lo que provoca que las concentraciones de azúcar (glucosa) en sangre sean anormalmente elevadas.

Las industrias productoras de azúcar de caña en Cuba aportan otros renglones importantes, tales como los subproductos y derivados de esta. En la actualidad, se obtiene, a partir del bagazo de la caña, papel, cartón, combustible y fibras textiles. De las mieles finales que no cristalizan más azúcar, se obtienen alcoholes y otros subproductos. Las melazas se utilizan para la alimentación del ganado y otros animales (figura 3.22).



Fig. 3.22 Aplicaciones de subproductos y derivados de la caña de azúcar

Comprueba lo aprendido

3.66 Investiga acerca del rol que desempeña la sacarosa en la alimentación humana.

a) ¿Puede ser dañino para la salud el consumo excesivo de sacarosa? Fundamenta.

3.67 Describe dos etapas en la fase industrial de fabricación de azúcar de caña.

3.68 Explica en qué consiste la etapa de concentración. Puedes buscar información en otras fuentes.

3.69 Busca un artículo de actualidad en el que se hable acerca del desarrollo de la industria azucarera y de sus derivados en Cuba y haga un informe.

Resume la importancia económica de la producción del azúcar y sus derivados en Cuba.

Desafío

9. Da una explicación al hecho de que la sacarosa no se oxida frente a los reactivos de Tollens o Fehling.

3.4.3 Fermentación de la glucosa. Importancia

La glucosa manifiesta una reacción que no experimentan los alcoholes, ni los aldehídos: la *fermentación*. Esta puede ser láctica, alcohólica, etcétera. En todas, la glucosa se descompone bajo la acción de un catalizador orgánico o enzima.

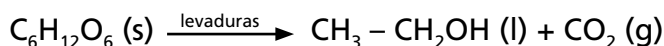
La fermentación alcohólica es característica de las hexosas y se realiza bajo la acción de catalizadores biológicos. En la fermentación, las hexosas se convierten en alcohol etílico.



Conoce un poco más

El proceso de fermentación ocurre en ausencia de dioxígeno. Este proceso es propio de varios microorganismos, tales como algunas bacterias y levaduras. También se produce en la mayoría de las células de los animales, incluido el ser humano.

En este proceso, la glucosa es fermentada por la acción de los microorganismos unicelulares como las levaduras (*saccharomyces cerevisiae*), originando etanol, dióxido de carbono y energía metabólica. La ecuación general de esta reacción puede representarse así:



La fermentación láctica de la glucosa se produce por la acción de la enzima lactobacilus y origina el ácido láctico. 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.

La fermentación láctica es una ruta metabólica anaeróbica que ocurre en la célula, en la cual se oxida parcialmente la glucosa para obtener energía. El ácido láctico viene siendo un producto de desecho. También se forma este ácido durante la actividad muscular intensa.

La fermentación tiene amplios usos y beneficios para el hombre: obtención de bebidas, condimentos, pan y dulces, suplementos nutritivos, yogurt, queso, conservación de alimentos, entre otros (figura 3.23).



Fig. 3.23 Usos de la fermentación

**Conéctate**

Indaga en www.ecured.cu qué son las levaduras y cuáles son las levaduras químicas.

La glucosa es muy utilizada desde el punto de vista nutritivo, pues cuando se oxida en el organismo produce gran cantidad de energía. Es la fuente primaria de síntesis de energía de las células, dada su oxidación catabólica y es el componente principal de polímeros de importancia estructural como la celulosa y de almacenamiento energético como el almidón y el glucógeno (o glicógeno). Constituye uno de los tres monosacáridos dietéticos (junto con la fructosa y la galactosa) que pasan directamente al torrente sanguíneo durante la digestión. Las células lo utilizan como un intermediario metabólico.

Estos glúcidos son tomados de la sangre por el hígado y almacenados ahí como glucógeno, que sirve como una fuente constante de glucosa para la corriente sanguínea. La glucosa es uno de los principales productos de la fotosíntesis y combustible para la respiración celular.

Existe un isómero de la glucosa, la D (+) glucosa, que se conoce comúnmente como *dextrosa* y es el azúcar de la sangre, por ser el combustible metabólico fundamental para todos los tejidos y órganos en el hombre. En etapas de convalecencia se suministra al organismo como suero reconstituyente.

Por su sabor dulce la glucosa se emplea en confitería para la preparación de caramelos y golosinas. Su carácter reductor y su bajo costo hacen que se le emplee en la confección de espejos. También la vitamina C (ácido ascórbico) se produce en la industria a partir de la glucosa.

Desafío

- 10.** Representa la ecuación de la reacción química que tiene lugar en la formación de un espejo a partir de la glucosa con el reactivo de Tollens.

Comprueba lo aprendido

- 3.70** Menciona tres aplicaciones de la glucosa y señala en qué propiedad se basa cada una de ellas.
- 3.71** Escribe las fórmulas de los monosacáridos siguientes:
- a) una aldopentosa
 - b) una cetohehexosa
- 3.72** Comenta acerca de la importancia de los glúcidos para los seres vivos.
- 3.73** ¿Qué es la fructosa y en qué se diferencia de la glucosa?

3.5 Lípidos*

En la constitución de la materia viva los lípidos son de las sustancias de mayor importancia, estos son compuestos oxigenados derivados de los hidrocarburos, que se forman producto de la reacción entre un ácido carboxílico con un alcohol, en este caso, la glicerina, que es un polialcohol, en una reacción que se denomina *esterificación*. En su gran mayoría son considerados compuestos que almacenan energía y sus propiedades fundamentales están relacionadas con las reacciones bioquímicas que ocurren para el mantenimiento de la vida.

Los lípidos saponificables consisten en moléculas formadas por una larga cadena hidrocarbonada con un número par de átomos de

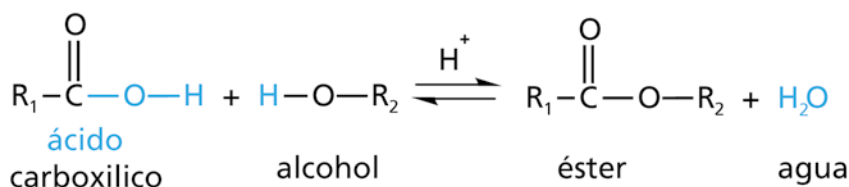
* Ver nota aclaratoria en p. 209.

carbono (entre 12 y 22) y un grupo carboxilo terminal. La presencia de dobles enlaces en el ácido graso reduce su temperatura de fusión. Los ácidos grasos se dividen en saturados e insaturados.

- Saturados: sin dobles enlaces entre átomos de carbono; por ejemplo, ácido láurico, ácido mirístico, ácido palmítico, ácido esteárico, ácido araquídico y ácido lignogérico.
- Insaturados: con uno o más dobles enlaces entre átomos de carbono; por ejemplo, ácido palmitoleico, ácido oleico, ácido linoleico, ácido linolénico y ácido araquidónico.

Los denominados ácidos grasos esenciales no pueden ser sintetizados por el organismo humano y son: el ácido linoleico, el ácido linolénico y el ácido araquidónico, que deben ingerirse en la dieta.

Una reacción de esterificación está representada a continuación:



3.5.1 Lípidos en la naturaleza. Estructura. Importancia económica y biológica

En ocasiones, seguramente has escuchado planteamientos como los seis que aparecen enumerados a continuación; ellos guardan relación con estas sustancias y, sin embargo, puedes darles una explicación más acabada a tales asuntos:

1. Un deportista fue sancionado por uso de *sustancias prohibidas* que pueden favorecer sus resultados.
2. Ante la falta de un refrigerador, la carne frita se sumerge en grasa para protegerla de la descomposición.

3. Un enfermo necesita eliminar los cálculos de colesterol que tiene alojados en su vesícula biliar.
4. Para limpiar una brocha que contiene pintura *de aceite* se utiliza *trementina (aguarrás)*.
5. Un hipertenso toma sus medicinas para combatir el aumento de la presión arterial.
6. Un apicultor recolecta la cera de un panal de abejas, que es muy rica y saludable.

En todos estos planteamientos se usan, se eliminan o manipulan lípidos. En el mismo orden en que se enuncian en los planteamientos anteriores: 1- los esteroides; 2- grasas; 3- colesterol; 4- terpenos y aceites; 5- prostanglandinas y 6- ceras.

Los lípidos son compuestos orgánicos de origen natural que pueden disolverse en disolventes apolares tales como el cloroformo y el éter dietílico (dietiléter). Constituyen la principal fuente de almacenamiento de energía para el organismo y son parte integrante de las células.

Para facilitar su estudio, los químicos los han dividido en dos clases: *lípidos simples* y *lípidos complejos*.

Los lípidos simples son aquellos que no se hidrolizan fácilmente en disolución acuosa ácida o básica. Estos lípidos, a su vez, se subdividen en tres importantes grupos: esteroides, prostanglandinas y terpenos.

Los lípidos complejos son aquellos que son fácilmente hidrolizables a constituyentes más simples. La mayor parte de este tipo de lípidos son los llamados ácidos grasos (ésteres de ácidos carboxílicos de cadena larga). A su vez, presentan dos grupos principales: las ceras (ésteres de alcoholes de cadena larga) y los glicéridos (ésteres de glicerina).

Los *esteroides* (figura 3.24) son moléculas policíclicas complejas que se encuentran en todas las plantas y animales. Ejemplo de esta familia son las hormonas, los emulsionantes y muchos componentes de las membranas.

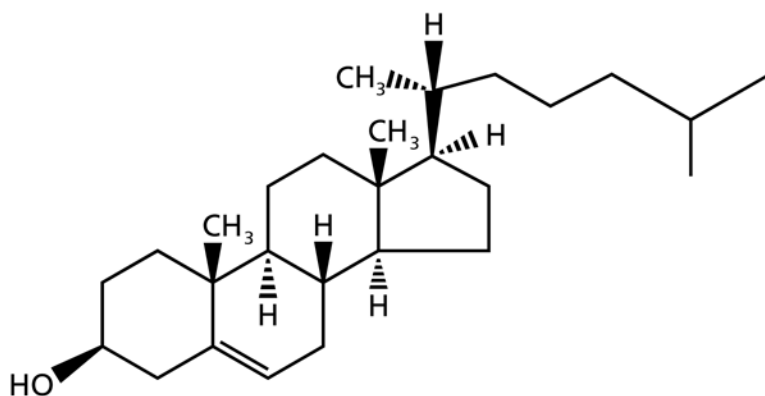


Fig. 3.24 Estructura de un esteroide (colesterol)

El colesterol está presente ampliamente en el organismo humano, pero no se conocen todavía todas sus funciones biológicas. Una función conocida es que sirve como un intermediario de la biosíntesis de todos los esteroides del cuerpo humano, de ahí que sea esencial para la vida. No se requiere que en la dieta esté presente el colesterol ya que el cuerpo puede sintetizar toda la cantidad que necesita.

Cuando en la dieta están presentes alimentos ricos en colesterol, originan niveles altos de este en sangre (figura 3.25), siendo esta una de las causas del desarrollo de la *aterosclerosis* (endurecimiento de las arterias) y de los ataques al corazón que ocurren cuando el colesterol en forma de placas bloquea el acceso de la sangre al órgano.



Fig. 3.25 Muestra de cálculos biliares formados fundamentalmente por colesterol

Actualmente muchas investigaciones están encaminadas a encontrar vías que minimicen el nivel de colesterol mediante una dieta o medicamento adecuado.

Ciertos compuestos relacionados con los esteroides y que se obtienen a partir de las plantas, se conoce que disminuyen el nivel de colesterol en sangre proveniente de la dieta. Estos son los llamados fitostanoles y fitosteroles que logran actuar inhibiendo la absorción intestinal del colesterol ingerido en la dieta. Estos compuestos son reconocidos internacionalmente como alimentos que se van difundiendo en la actualidad. Generalmente el término colesterol se puede utilizar para una mezcla de colesterol, otros lípidos y proteínas.

Los *terpenos* y *terpenoides* (figura 3.26) son una familia de compuestos diversos que tienen esqueletos formados por unidades de isopreno. Los terpenos se pueden aislar de las plantas: con frecuencia tienen aromas o gustos agradables y son muy utilizados como saborizantes, aromas y medicamentos.

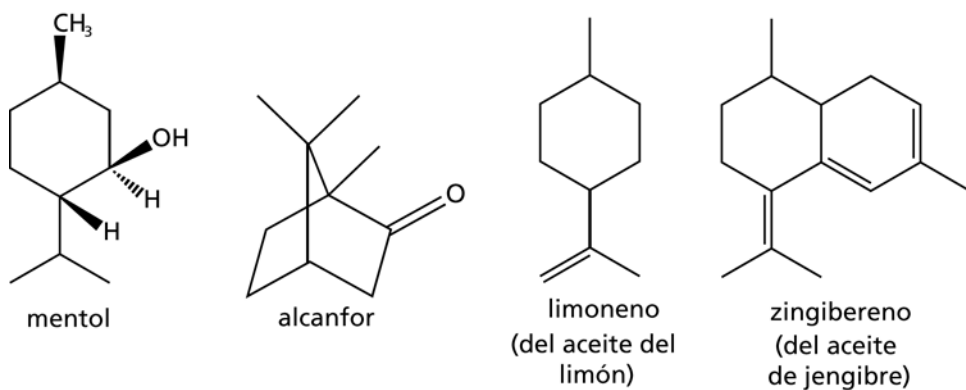


Fig. 3.26 Estructuras de algunos terpenos

El β -caroteno se encuentra en las zanahorias y en otros vegetales, está presente también en todas las hojas verdes. Se transforma en vitamina A en la pared del intestino delgado, está relacionado fundamentalmente con la vista. Observa su estructura en la figura 3.27.

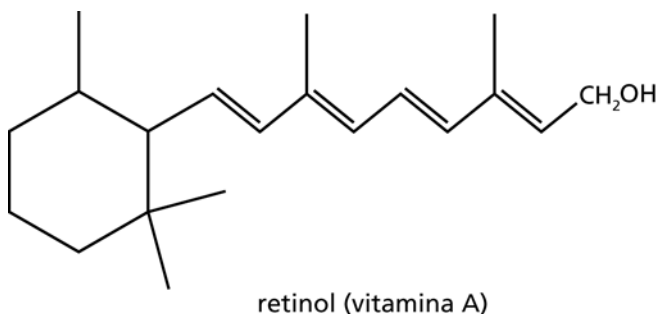


Fig. 3.27 Estructura del retinol un β -caroteno



Conoce un poco más

Algunos animales tales como los insectos usan como señales de comunicación el sonido, la luz y la electricidad y se basan en sustancias químicas que secretan, empleándolas como signos de comunicación de forma grupal e individual, son llamados mensajeros químicos. Pertenecen a esta clase de sustancia la feromona del insecto del algodón que es un terpenoide.

Las *prostanglandinas* (PG) son derivados de ácidos grasos que son reguladores bioquímicos, incluso más potentes que los esteroides. Se denominan prostanglandinas porque se aislaron por primera vez a partir de la próstata. Están formadas por un ácido carboxílico de 20 átomos de carbono, que contiene un anillo de ciclopentano y varios grupos funcionales (figura 3.28).

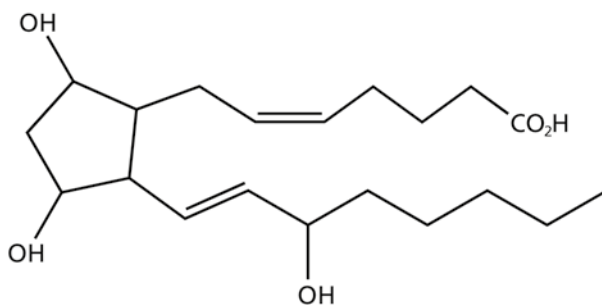


Fig. 3.28 Estructura una prostanglandina

Constituyen una clase de hormonas presentes en pequeñas cantidades en casi todos los tejidos y líquidos del cuerpo humano. Estas afectan y actúan sobre diferentes sistemas del organismo, incluyendo el sistema nervioso, el tejido liso, la sangre y el sistema reproductor. Regulan diversas funciones como la presión sanguínea, la coagulación de la sangre, la respuesta inflamatoria alérgica, controlan los tumores cancerosos, el asma y el embarazo.

Los lípidos complejos

Las ceras son ésteres de ácidos grasos de cadena larga con alcoholes también de cadena larga. Son muy abundantes en la naturaleza y tienen gran variedad de funciones en las plantas y los animales. Se encuentra como cubierta protectora en la piel y pelambre de los animales, en las hojas (figura 3.29) y frutos de los vegetales.



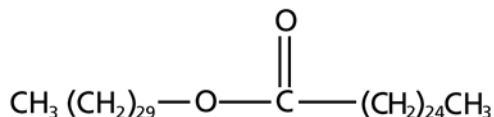
Las hojas de las plantas con frecuencia tienen un revestimiento de cera para prevenir la excesiva pérdida de agua.

Fig. 3.29 Hoja de una planta revestida de cera

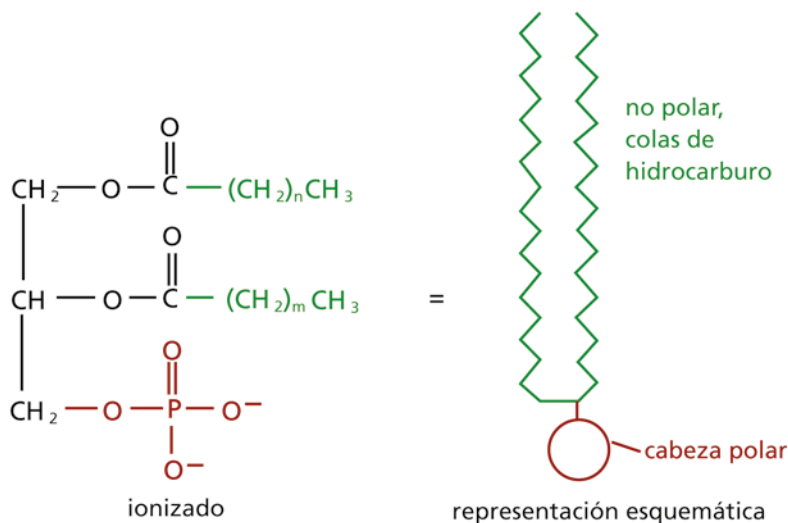
El *esparmaceti* es una cera que se encuentra en la cabeza de las ballenas para ayudar a regular la flotabilidad cuando se sumergen en las profundidades del océano. También parece que sirve para

amplificar los sonidos de alta frecuencia que emiten estos cetáceos para la localización del alimento.

La *cera de la abejas* es una mezcla de ceras, hidrocarburos y alcoholes que las abejas utilizan para construir los panales de miel. Un componente de esta sustancia puede representarse con la estructura siguiente:

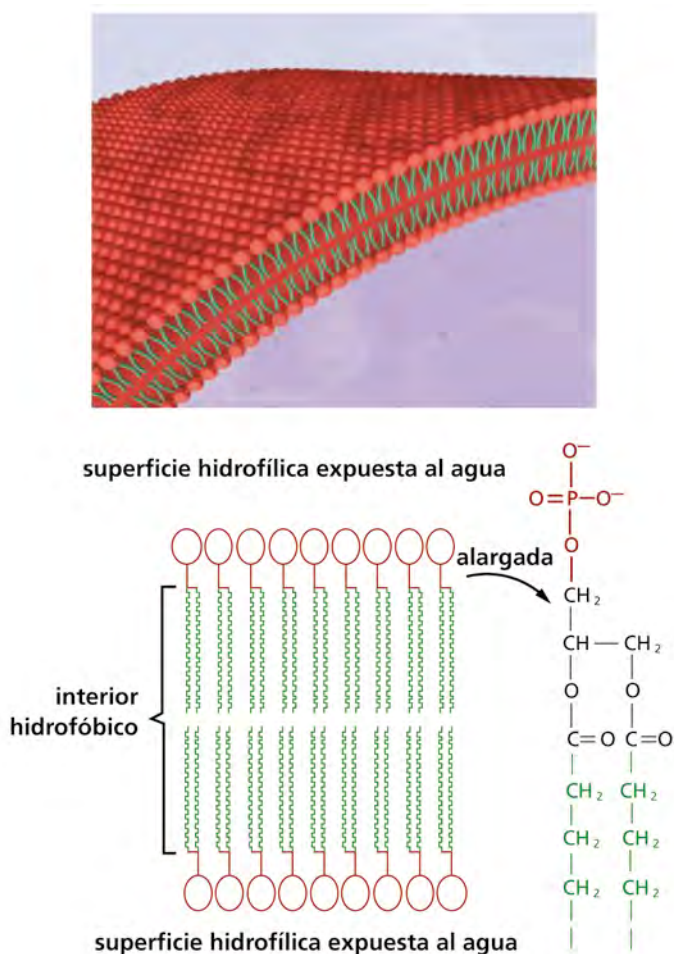


Los *fosfoglicéridos* tienen un grupo del ácido fosfórico en lugar de uno de los ácidos grasos de un triglicérido. Están formados por una estructura generalmente alargada con una cabeza polar y una cola apolar.



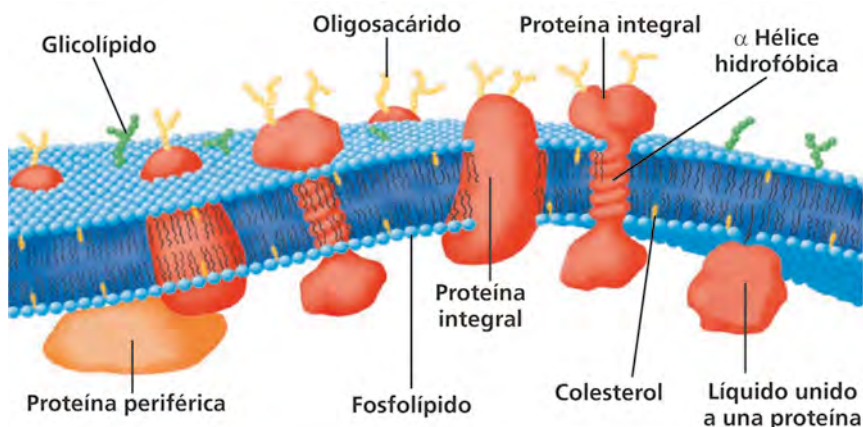
La característica de tener una cabeza polar y una larga cola apolar les permite que se orienten frente a determinadas interacciones y puedan formar agrupamientos llamados micelas (formas esféricas y distintos tipos de capas formando las membranas que son vitales para los organismos vivos).

Los fosfolípidos separan a las células de su entorno y también determinan el flujo específico de información entre el contenido de las células y el entorno (figuras 3.30 y 3.31). Estos lípidos son los componentes más importantes de las membranas celulares (alargadas) y de las micelas (esféricas).



Los fosfoglicéridos se pueden agregar en forma de membrana de dos capas con sus cabezas polares expuestas a la solución acuosa y las colas de hidrocarburos protegidas en la parte interior. Esta doble capa de lípidos es una parte importante de la membrana celular.

Fig 3.30 Doble capa de lípidos en la membrana celular



El esquema muestra a una membrana. Las proteínas integrales (en naranja), el colesterol (en amarillo), bicapa de fosfolípidos (en azul), los carbohidratos componentes de las glicoproteínas (en amarillo claro) y los glicolípidos (en verde), estos están presentes solamente en la capa externa de la membrana.

Fig. 3.31 Capa de la membrana

La importancia económica y biológica de los lípidos (figura 3.23) está relacionada, en primer lugar, con la importancia de este tipo de compuestos para el mantenimiento de la vida, por su acción como sustancia de reserva de energía y su participación en una gran variedad de reacciones; en segundo lugar, desde el punto de vista económico, reviste gran importancia en la industria de la elaboración de cosméticos, ceras y otras sustancias usadas en los tratamientos de belleza y para curar enfermedades de la piel, en la industria de alimentos para la elaboración de panes, dulces, carnes en conserva y otra gran variedad de productos, la mayor importancia de estos compuestos radica en la industria del jabón y los detergentes, imprescindibles para la limpieza e higiene personal y doméstica, en nuestro país existen grades fábricas de jabones y detergentes, en estos momentos con colaboración internacional para su producción (figura 3.32).



Fig. 3.32 Utilidad de los lípidos

Las vitaminas A, D, E y K son liposolubles, lo que significa que estas solo pueden ser digeridas, absorbidas y transportadas en conjunto con las grasas. Las grasas son fuentes de ácidos grasos esenciales, un requerimiento dietario importante y juegan un papel vital en el mantenimiento de una piel y cabellos saludables, en el aislamiento de los órganos corporales contra el shock, en el mantenimiento de la temperatura corporal y promoviendo la función celular saludable.

De esta manera, las grasas sirven como reserva energética para el organismo al ser degradadas para liberar glicerol (glicerina) y ácidos grasos libres. El glicerol o glicerina puede ser convertido por el hígado y entonces ser usado como fuente energética.

Comprueba lo aprendido

3.74 ¿Qué es una reacción de esterificación?

3.75 Investiga cuáles son las empresas que, en Cuba, se ocupan de la producción de jabones y detergentes.

3.5.1.1 Los triglicéridos: lípidos obtenidos a partir de ácidos grasos y glicerina

Los *glicéridos* son ésteres de ácidos grasos simples provenientes del alcohol trihidroxilado conocido como glicerina. Los más conocidos son los triglicéridos, en los que los tres grupos OH del alcohol han sido esterificados por ácidos grasos. Por lo general, se les denominan grasas, si se encuentran en estado sólido a temperatura ambiente.





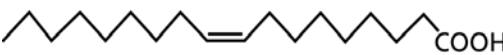
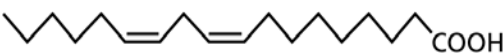
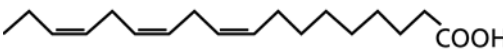
Las grasas se encuentran en el organismo animal en todas partes del cuerpo y en las plantas, de donde pueden ser extraídos por mecanismos bastante asequibles, como aceites, por ejemplo, el de maní, el de coco, que brindan posibilidades para ser usados en la alimentación y la industria.

Las *grasas* y los *aceites* generalmente se utilizan para almacenar energía a largo plazo en las plantas y en los animales. Las grasas son un recurso más eficiente que los carbohidratos para almacenar energía a largo plazo porque el metabolismo de un gramo de grasa libera dos veces más energía que un carbohidrato. Un adulto de 70 kg de peso almacena alrededor de 1 000 kcal (4 185 kJ) de energía disponible como glucógeno (0,2 kg) y alrededor de 140 000 kcal (585 900 kJ) de energía a largo plazo como grasa (15 kg), que es suficiente para mantener sus necesidades metabólicas por tres meses.

La mayoría de los triglicéridos saturados son grasas ya que son sólidos a temperatura ambiente. Si los triglicéridos tienen varias insaturaciones, son aceites, ya que son líquidos a temperatura ambiente.

En las tablas 3.6 y 3.7 se muestran importantes ácidos grasos saturados y no saturados. Observa que su temperatura de fusión es superior a la del ambiente, por lo tanto, son sólidos en estas condiciones (25 °C) y también a la temperatura del cuerpo humano (37 °C). Mientras que los ácidos grasos insaturados tienen sus temperaturas de fusión por debajo de 25 °C por lo que son líquidos a esta temperatura y a la del cuerpo humano.

Tabla 3.6 Algunos ácidos grasos y sus temperaturas de fusión

Nombre	Cabonos	Estructura	Temperatura de fusión (°C)
Ácidos saturados			
Ácido láurico	12		44
Ácido mirístico	14		59
Ácido palmítico	16		64
Ácido esteárico	18		70
Ácidos insaturados			
Ácido oleico	18		4
Ácido linoleico	18		-5
Ácido linolénico	18		-11

La mayoría de las grasas y aceites naturales son mezclas de triglicéridos que contienen varios tipos de ácidos grasos saturados e insaturados.

Tabla 3.7 Composición de algunos ácidos grasos

Ácidos grasos saturados					Ácidos grasos insaturados		
Fuente	láurico	mirístico	palmitico	esteárico	oleico	lino-leico	linolé-nico
Grasa de ternera	0	6	27	14	49	2	0
Manteca de cerdo	0	1	24	9	47	10	0
Grasa humana	1	3	27	8	48	10	0
Aceite de arenque	0	5	14	3	0	0	30*
Aceite de maíz	0	1	10	3	50	34	0
Aceite de oliva	0	0,1	7	2	84	5	2
Aceite de soja	0,2	0,1	10	2	29	51	7
*contiene grandes cantidades de ácidos grasos incluso más insaturados							

La acumulación de grasa en exceso en el organismo es la causa del sobrepeso y la obesidad, que son factores de riesgo para adquirir enfermedades crónicas que pueden dañar seriamente la salud de las personas. Cada año fallecen por lo menos 2,8 millones de personas adultas como consecuencia del sobrepeso y la obesidad.

La insulina humana es secretada por el páncreas y controla el nivel de azúcar en el organismo. Esta actúa en la membrana celular como

un sistema insulina-receptor permitiendo el transporte de la glucosa desde la sangre hacia el interior de la célula. Si hay acumulada grasa en exceso o la insulina no es excretada en cantidad suficiente por el páncreas, no podrá actuar con efectividad.

Lo anterior provoca que la célula no reciba la glucosa o la reciba en una cantidad inferior a la necesaria. En la actualidad existen técnicas de ingeniería genética que permiten sintetizar insulina idéntica a la insulina humana, esto permite atender a los pacientes que son diabéticos que necesitan dosis de insulina y cuya población ha crecido considerablemente debido fundamentalmente a la falta de ejercicio físico (sedentarismo) y a una dieta no balanceada (sobrepeso y obesidad) que se consideran los dos principales factores de riesgo (figura 3.33). La enfermedad hasta ahora es crónica y va deteriorando los procesos metabólicos responsables de la vida.



Fig. 3.33 La diabetes constituye una de las consecuencias del sedentarismo, el sobrepeso y la obesidad

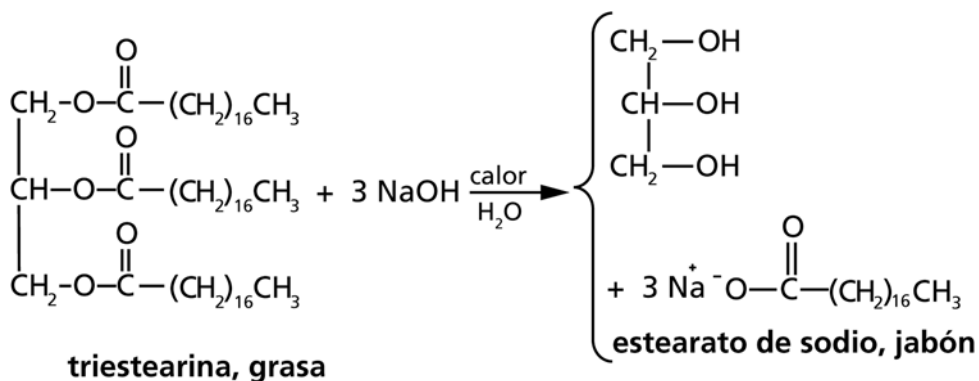
Comprueba lo aprendido

3.76 ¿Qué son los triglicéridos?

3.77 ¿Cómo influye la temperatura corporal en el estado físico de las grasas en los organismos vivos?

3.5.2 Saponificación de grasas y aceites. Jabones y detergentes

La saponificación es la hidrólisis básica de las grasas y los aceites, que tiene entre uno de sus productos el jabón. La saponificación se descubrió antes del año 500 a.n.e., cuando se encontró que, al calentar grasa animal con ceniza de madera, se obtenía una sustancia sólida blanquecina. El jabón se obtiene hirviendo grasa animal o vegetal con hidróxido de sodio o hidróxido de potasio. Así, químicamente el jabón es una sal sódica o potásica de un ácido graso.



El jabón como sal sódica de un ácido graso es el jabón sólido y la sal potásica de un ácido graso es el jabón líquido. El esquema del estearato sería (figura 3.34):

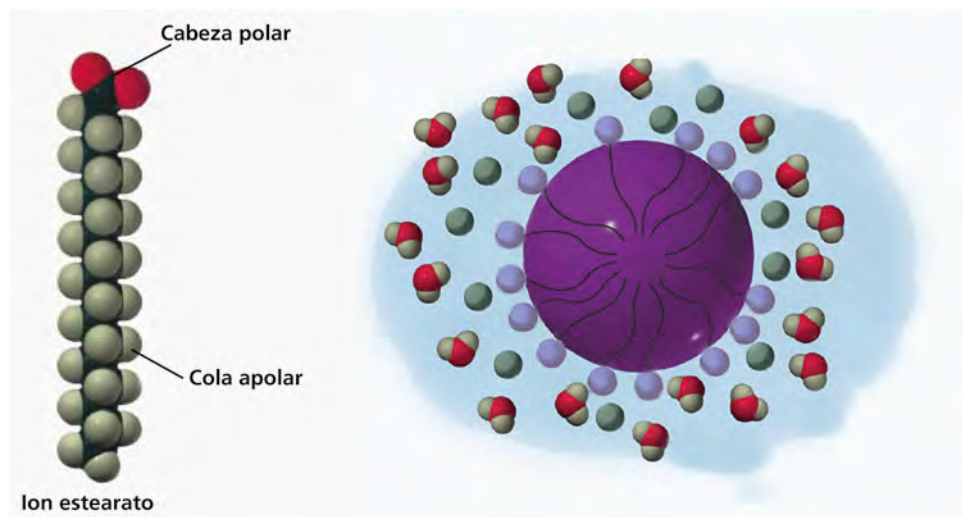
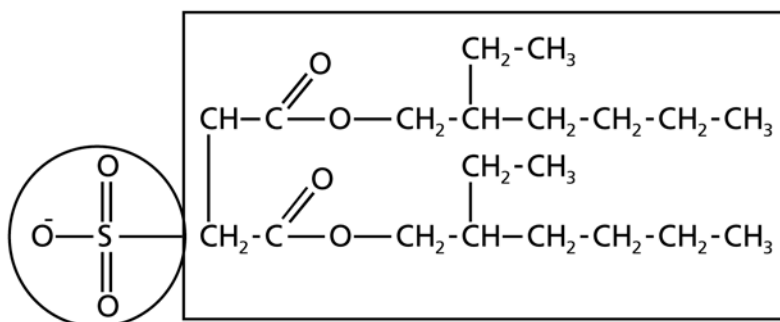


Fig. 3.34 Estearato de sodio

El agua por sí sola no es muy efectiva para la limpieza, ya que la suciedad contiene moléculas apolares. El jabón tiene una gran capacidad como limpiador debido a que las moléculas apolares se disuelven en la parte interior de las micelas y son eliminadas con la micela durante el proceso de limpieza. Los detergentes también actúan de forma similar, un ejemplo se representa esquemáticamente a continuación.



Ejemplo de una estructura de un surfactante

En Cuba existe una industria de jabonería que se ha ido desarrollando, alcanza gran calidad en sus producciones, fundamentalmente para el mercado nacional; en estos momentos en ella se ha establecido la cooperación internacional como empresas mixtas.

Comprueba lo aprendido

3.78 Identifica la clase de lípido (simple o complejo) que aparece relacionado en cada planteamiento al inicio del epígrafe.

3.79 ¿La mantequilla estará formada por lípidos? Explica.

3.80 Relaciona la columna A con la columna B, usando la mejor respuesta:

A		B
1. Sustancias que se definen por su estructura.	___	Fácilmente hidrolizable a constituyentes más simples
2. Sustancia que se define por la operación que se realiza para aislarla.	___	No se hidrolizan fácilmente
3. Glicéridos	___	Proteínas
4. Terpenos	___	Lípidos

3.81 Cuando bajo determinadas condiciones, se pone a reaccionar la tripalmitina, grasa con una disolución de hidróxido de potasio, se produce jabón y glicerina.

- ¿Qué nombre recibe este proceso?
- ¿De cuál ácido graso proviene la tripalmitina?
- ¿Es el ácido graso saturado o insaturado?

3.82 ¿Por qué los ácidos grasos saturados en el cuerpo humano son los que se almacenan?

- a) Establece la relación que guardará la respuesta anterior con respecto a la recomendación de los médicos de ingerir preferentemente alimentos en los que no esté presente la grasa de origen animal.

Resumen y ejercitación

- Los compuestos orgánicos oxigenados constituyen varias familias, clases de sustancias o series que se diferencian entre sí por la cantidad, disposición y la multiplicidad del enlace del átomo o los átomos de oxígeno que posea el compuesto.
- Las principales clases de compuestos oxigenados orgánicos que estudiamos fueron: alcoholes, aldehídos, cetonas, ácidos carboxílicos, glúcidos y lípidos.
- Los alcoholes presentan en su estructura uno o varios grupos hidroxilos (-OH) unidos a la cadena carbonada.
- La presencia del grupo -OH confiere a los alcoholes, especialmente a los primeros de la serie, cierta polaridad y semejanzas con el agua.
- Los alcoholes son sustancias de gran importancia para la síntesis orgánica y algunos de ellos son de uso cotidiano como el alcohol etílico o etanol.
- Los alcoholes se pueden clasificar tanto en monohidroxilados, polihidroxilados, como primarios, secundarios o terciarios, si se une el OH, respectivamente, a un carbono primario, secundario o terciario. Pueden ser también saturados o insaturados.
- Todas estas clases de sustancias constituyen sus respectivas series homólogas.

- En la serie homóloga las propiedades físicas de sus miembros varían de acuerdo con la variación de sus respectivas masas molares.
- La nomenclatura y notación química de los compuestos oxigenados orgánicos se rige por normas establecidas por la IUPAC.
- Las propiedades químicas más importantes de los alcoholes son: la oxidación (incluye la combustión), la deshidratación intra e intermolecular y la reducción.
- Puesto que los alcoholes pueden, en ciertas condiciones, comportarse como ácidos o como bases, presentan carácter anfótero.
- Conocidas las relaciones de masa-volumen y volumen-volumen se pueden resolver problemas químicos con cálculos sobre la base de las propiedades químicas de cada función.
- Las diferentes clases de sustancias orgánicas se caracterizan por mantener relaciones genéticas (unas generan a la otras). Entre los alcanos, los alquenos, los derivados halogenados, los alcoholes monohidroxilados, los aldehídos, cetonas y ácidos carboxílicos hay una relación estrecha: unos pueden obtenerse a partir de los otros mediante diferentes reacciones químicas.
- Las diferentes posibles fórmulas estructurales de estas clases de sustancias oxigenadas nos explican el fenómeno de la isomería presente en ellas.
- Los aldehídos y las cetonas son aquellos compuestos que poseen el grupo funcional carbonilo (--C=O).
- El grupo carbonilo es un grupo polar. Por esta razón, los aldehídos y las cetonas son sustancias polares.
- Los aldehídos y cetonas son compuestos muy semejantes entre sí en la mayoría de sus propiedades. Pero los aldehídos son más reactivos que las cetonas.

- Las propiedades químicas más importantes de aldehídos y cetonas son la oxidación y la reducción. La facilidad de los aldehídos para oxidarse permite diferenciarlos de las cetonas.
- Los ácidos carboxílicos se caracterizan por presentar el grupo funcional carboxilo ($-\text{COOH}$). El hidrógeno del grupo carboxilo posee carácter ácido.
- La asociación molecular de los ácidos carboxílicos es dimérica. O sea, forman dobles puentes de hidrógeno.
- Las reacciones más importantes de los ácidos están relacionadas con sus propiedades ácidas, en las que se produce la ruptura del enlace oxígeno-hidrógeno ($\text{O}-\text{H}$).
- Una de las reacciones más importantes de los ácidos carboxílicos es la esterificación. Mediante estas se forman los lípidos o grasas.
- Las grasas o lípidos son ésteres de composición variada y desempeñan funciones diversas en los organismos vivos.
- Los glúcidos o sacáridos son compuestos químicos con más de un grupo funcional, clasificados como polifuncionales. En ellos encontramos un grupo hidroxilo y el grupo carbonilo.
- La glucosa es el monosacárido de mayor importancia para la vida del hombre y resulta el precursor de los polisacáridos.
- La molécula de glucosa existe en disolución con una cadena abierta en equilibrio con una estructura cíclica.
- La glucosa manifiesta una reacción que no experimentan los alcoholes, ni los aldehídos: la fermentación.
- Los disacáridos son glúcidos que al hidrolizarse producen 2 moléculas de monosacáridos. El más importante es la sacarosa.
- La sacarosa (azúcar común o de mesa) es el compuesto orgánico de mayor producción en forma casi pura, el más abundante y la principal forma en la cual los glúcidos son transportados en las plantas.

- La composición química de la sacarosa responde a la unión de dos unidades estructurales, una de glucosa y otra de fructosa mediante un átomo de oxígeno llamado enlace glicosídico.
- La industria de la sacarosa o azucarera es una de las principales industrias de Cuba. Junto al cultivo y procesamiento industrial de la caña de azúcar hay un arraigo cultural muy profundo en nuestro país.

3.83 Escribe las fórmulas semidesarrolladas de un alcano, un alcohol secundario, un aldehído y un ácido monocarboxílico de cuatro átomos de carbono.

Nombra cada compuesto.

3.84 Escribe las fórmulas 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 carboxílico de tres átomos de carbono

3.85 ¿Cuál de las siguientes sustancias utilizarías con preferencia para obtener un ácido orgánico: un alcohol secundario, una cetona, un alcohol primario o un alcano? Explica.

3.86 Escribe las fórmulas semidesarrolladas de los homólogos inferior y superior del ácido propanoico.

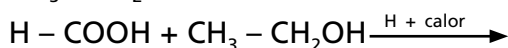
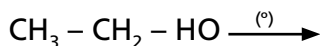
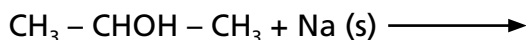
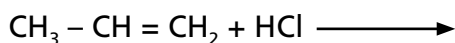
3.87 Representa las fórmulas semidesarrolladas de los principales compuestos orgánicos que se obtienen cuando reaccionan:

- a) ácido acético con 1-propanol, utilizando ácido sulfúrico como catalizador
- b) ácido butanoico con carbonato de sodio

3.88 Coloca los compuestos siguientes en orden creciente de acidez.
Explica el ordenamiento:

etanol, ácido etanoico, etanal, ácido clorhídrico, etano

3.89 Escribe las ecuaciones químicas, dadas las representaciones siguientes:



3.90 El formiato de etilo (metanoato de etilo) tiene el color del ron y se obtiene mediante una de las reacciones anteriores. ¿Cuál de ellas es? Fundamenta tu respuesta.

3.91 En el laboratorio se hizo reaccionar etano con una sustancia A y se obtuvo el compuesto de fórmula $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$. Esta sustancia reaccionó con un hidróxido alcalino en medio acuoso y se obtuvo un compuesto B soluble en agua. Al compuesto B se le añadió un oxidante fuerte que lo convirtió en un compuesto orgánico C. Una muestra de C fue tratada con nitrato de plata amoniacal, comprobándose la presencia de plata metálica en el reactor. El residuo orgánico D, una vez separado, se hizo reaccionar con el metanol obteniéndose una sustancia E de fuerte olor a ron.

- Identifica las sustancias A, B, C, D y E, con sus fórmulas químicas semidesarrolladas y los nombres.
- Escribe las ecuaciones químicas que representan las obtenciones anteriores.

3.92 Elabora un resumen sobre la importancia económica y para la salud que tienen algunas de las sustancias estudiadas en este capítulo.

** Nota aclaratoria*

En el proceso de planeación y edición de los materiales de la asignatura Química de duodécimo grado para el III Perfeccionamiento del Sistema Nacional de Educación, se produjo un error en la presentación del Programa de Química, no atribuible a la Editorial Pueblo y Educación, en cuanto al orden de aparición de los contenidos; en este sentido, aparece el contenido Lípidos en el epígrafe 4.3, correspondiente a los compuestos nitrogenados.

Sin desconocer las propiedades químicas y características de un gran número de lípidos asociados a los procesos vitales y bioquímicos, no ha sido tradición estudiarlos en este contexto, por lo cual se ha de ubicar en el capítulo 3 Los compuestos oxigenados de los hidrocarburos, en la subunidad 3.5, teniendo en cuenta que completaría el estudio de los compuestos oxigenados de los hidrocarburos, sin profundizar en otros aspectos que se abordan en la Educación Superior.

En las Orientaciones Metodológicas y el Libro de texto el contenido está en el capítulo que corresponde al orden establecido para el estudio de la asignatura tradicionalmente.

El Colectivo de autores de estos materiales solicita a los profesores de Química del país que disculpen cualquier problema que esto pueda ocasionar para su preparación y la impartición de la asignatura.

Jefa del Colectivo de autores

CAPÍTULO 4

Los compuestos nitrogenados de los hidrocarburos

Con este capítulo se da continuidad al estudio de la Química de los compuestos del carbono. Ya se conocen algunos contenidos químicos tratados al inicio del estudio de los compuestos orgánicos: los hidrocarburos y los compuestos oxigenados que se derivan de estos; ahora se comienza con el estudio de los compuestos orgánicos más sencillos, que contienen átomos de nitrógeno y que se conocen como compuestos nitrogenados derivados de los hidrocarburos o compuestos nitrogenados orgánicos.

4.1 Aminas

Las aminas se encuentran en pequeñas cantidades en la naturaleza y se originan fundamentalmente durante la descomposición del pescado, carnes y desperdicios orgánicos. También, se puede considerar a estas sustancias como compuestos nitrogenados derivados del amoníaco (NH_3) en el que uno o más grupos alquilo (R) o arilo (Ar), están unidos al nitrógeno, ocupando el lugar del hidrógeno.

El amoníaco es una sustancia inorgánica compuesta, cuyas moléculas contienen un átomo de nitrógeno y tres átomos de hidrógeno. Su fórmula química global es NH_3 . El átomo de nitrógeno presenta dos niveles de energía y un total de siete electrones en la envoltura, distribuidos en dos electrones en el primer nivel y cinco en el segundo; de ellos, un par de electrones libres y tres desapareados, por lo que puede formar tres enlaces simples con átomos de hidrógeno, como se puede apreciar en la figura 4.1.

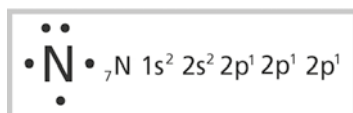


Fig. 4.1 Estructura electrónica del átomo de nitrógeno

La estructura del amoníaco se puede representar mediante la fórmula química que se muestra en la figura 4.2.

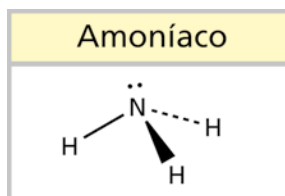


Fig. 4.2 Estructura del amoníaco

4.1.1 Aminas. Estructura. Clasificación

Las aminas resultan de sustituir uno o más átomos de hidrógeno en el amoníaco, por radicales alquilo (alifáticos) y/o arilo (aromáticos).

El grupo funcional característico de las aminas es el amino y se representa como $(-\text{NH}_2)$. La fórmula general de una amina es: $\text{R}-\text{NH}_2$, si es alifática, o $\text{Ar}-\text{NH}_2$, si es aromática. Además de ser alifáticas, aromáticas o mixtas, las aminas también se clasifican en primarias,

secundarias o terciarias, según el número de átomos de hidrógeno que se han sustituido en el amoníaco (figura 4.3).

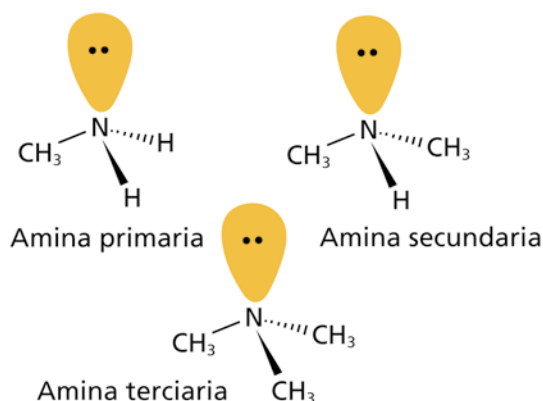


Fig. 4.3 Clasificación de las aminas

Comprueba lo aprendido

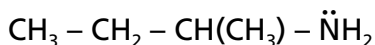
4.1 Selecciona cuál de las siguientes fórmulas químicas semidesarrolladas corresponde a una amina. Argumenta.

- a) $\text{C}_6\text{H}_5 - \ddot{\text{N}}\text{H}_2$
- b) $\text{H}_5 - \text{CO} - \ddot{\text{N}}\text{H}_2$;
- c) $\text{C}_6\text{H}_5 - \text{CO} - \text{CH}_3$

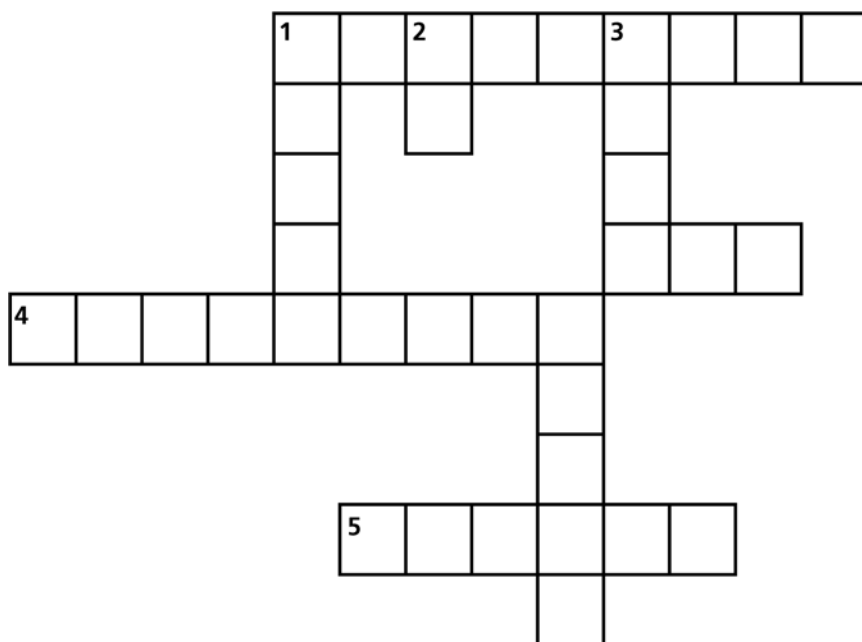
4.2 Clasifica las siguientes aminas en terciarias, secundarias o primarias según corresponda:

- a) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \ddot{\text{N}}\text{H}_2$
- b) $(\text{CH}_3 - \text{CH}_2)_2 \ddot{\text{N}} - \text{CH}_3$
- c) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \ddot{\text{N}}\text{H} - \text{CH}_3$

4.3 ¿Cómo clasificarías la siguiente amina? Explica.



4.4 Completa el acróstico siguiente:



Horizontales

1. Tipo de amina de acuerdo al tipo de cadena del grupo *R*.
4. Nombre de un grupo alquilo de 5 átomos de carbono (invertido).
5. Nombre del grupo alquilo con un átomo de carbono.

Verticales

1. Familia a la que pertenecen los siguientes compuestos (en singular):
 - a) $\text{CH}_3 - \ddot{\text{N}}\text{H} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
 - b) $\text{CH}_3 - \ddot{\text{N}}\text{H}_2$
2. Prefijo griego que indica dos grupos alquilo idénticos (invertido).
3. Tipo de amina que posee tres grupos alquilo (en singular).

4.1.2 Nomenclatura y notación química de las aminas.

Propiedades físicas y basicidad de las aminas

Las aminas se nombran mencionando primero los grupos alquilo y arilo unidos al átomo de nitrógeno en orden alfabético, seguidos del sufijo *-amina*. Se emplean los prefijos di y tri para describir dos o tres sustituyentes idénticos.

Para escribir las fórmulas químicas de las aminas se utiliza preferentemente la semidesarrollada y se destaca el par de electrones no compartido del átomo de nitrógeno con dos puntos o con una barra encima de este átomo. Observa los ejemplos que se muestran en la figura 4.4.

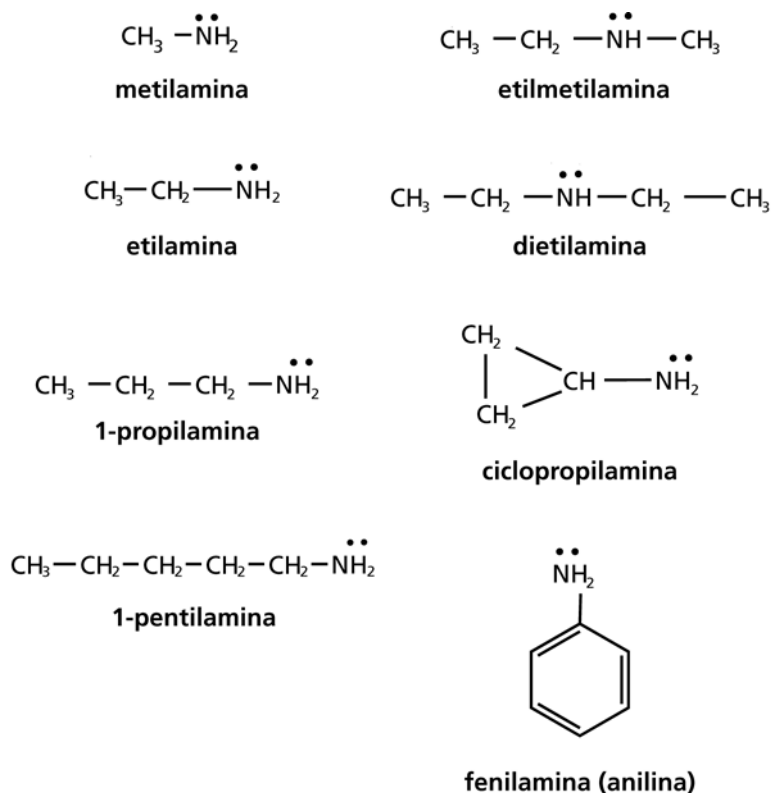
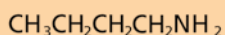


Fig. 4.4 Nombre y fórmulas de algunas aminas. Ejemplos

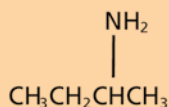


Conoce un poco más

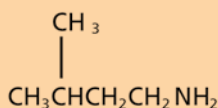
Otras aminas más complejas se pueden nombrar de forma semejante a los alcoholes. Para ello, se elige como cadena principal la que contenga un mayor número de átomos de carbono y el compuesto se nombra sustituyendo la terminación *-o* del alcano por la terminación *-amina*. La posición del grupo amino y de los sustituyentes o cadenas laterales se indica mediante los correspondientes localizadores. Se emplea el prefijo *n-* para cada cadena alifática que se encuentre sobre el átomo de nitrógeno.



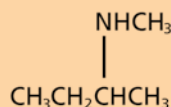
1-butanamina



2-butanamina



3-metil-1-butanamina



N-metil-2-butanamina

Propiedades de las aminas

Las aminas primarias y secundarias contienen enlaces polares N – H, que les permiten formar asociaciones por puente de hidrógeno mutuos. Además, todas las aminas pueden formar este tipo de asociación con agua.

Como el nitrógeno no es tan electronegativo como el oxígeno, las asociaciones por puente de hidrógeno en las aminas son más débiles que en los alcoholes.

Estos hechos son el sustento para explicar las temperaturas de ebullición de las aminas y su solubilidad en agua.

Temperatura de ebullición

Las aminas ebulLEN a temperaturas más altas que los alcanos; pero menores que los alcoholes de masa molar semejante. Las aminas terciarias tienen temperaturas de ebullición más bajas que las primarias o secundarias de masa molar semejante. En la tabla 4.1 se muestran algunos ejemplos.

Solubilidad en agua

Las aminas que tienen hasta seis átomos de carbono, incluidas aminas terciarias, son solubles porque forman asociaciones por puente de hidrógeno con agua. Por lo general, las aminas terciarias son menos solubles. A medida que el número de átomos de carbono aumenta disminuye el efecto de las asociaciones por puente de hidrógeno.

Tabla 4.1 Valores de temperaturas de ebullición de algunas sustancias

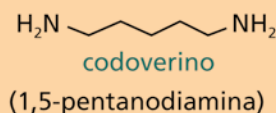
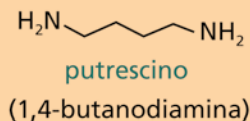
Sustancia	Temperatura de ebullición (°C)	Masa molar (g / mol)
butano	-1	58
trimetilamina (3ria)	3	59
propilamina (1ria)	49	57
etilamina	17	45
etanol	78	46



¿Sabías que...?

Las aminas son responsables de algunos olores desagradables naturales. Las aminas con grupos alquilo relativamente pequeños huelen a pescado. Por ejemplo, un plato de tiburón tradicional en algunos países tiene un olor provocado por la presencia de la trietilamina.

Por eso se sirven estos platos con limón ya que el ácido cítrico del limón neutraliza las aminas presentes y las convierte en sales de amonio inodora. Algunas diaminas, como las que se representan en la figura 4.5, son especialmente pestilentes y sus nombres comunes describen correctamente sus olores (putrescina y cadaverina).



Las aminas del pescado reaccionan con el ácido del limón para neutralizar el olor a pescado

Fig. 4.5 Ejemplos de algunas diaminas

Basicidad de las aminas

El par de electrones no enlazado en el nitrógeno posibilita que las aminas puedan aceptar protones (iones H^+). Esto las convierte en bases según la teoría de Brönsted-Lowry.

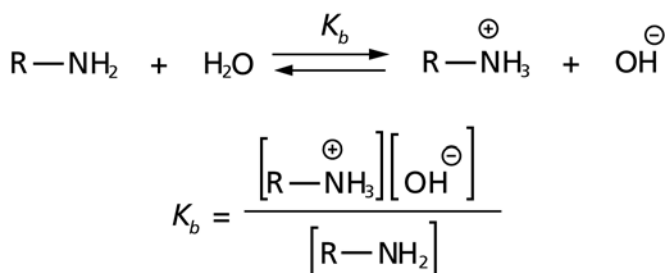


Recuerda que...

La teoría ácido-base de Brönsted-Löwry plantea que un ácido es una especie química (átomo, grupo de átomos, ion o molécula) que tiene la propiedad de ceder o aportar un protón (H^+) a otra especie química que se clasifica como base. El átomo de nitrógeno de las aminas es capaz de aceptar o ganar un protón donado por una especie ácida:



Cuando se encuentran en disolución acuosa, se establece un equilibrio en el que el agua actúa como ácido, donando un H^+ que es aceptado por la amina, como se aprecia en la ecuación química a continuación. La constante de equilibrio (K_b) indica la fortaleza básica de una amina. A mayor valor de K_b , más fuerte es el carácter básico de la amina.



Es más común comparar la basicidad a partir del valor de pK_b ($-\log K_b$). Así, a menor valor de pK_b , el compuesto será más básico. En la tabla 4.2 se muestran los valores de pK_b para algunas aminas y el amoníaco.

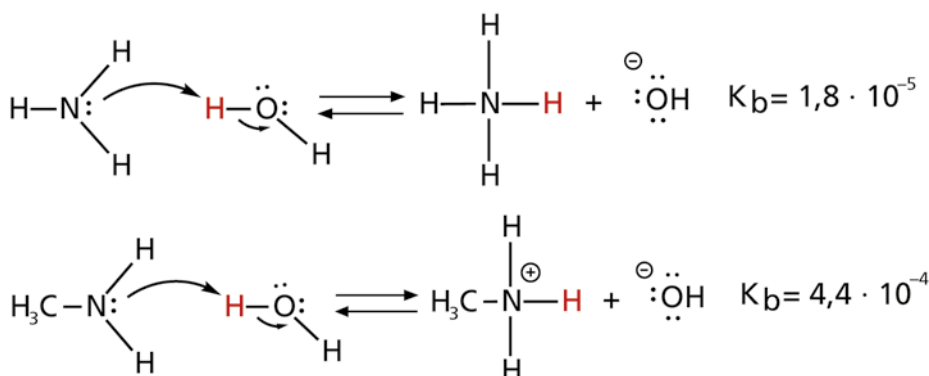
Tabla 4.2 Valores de pK_b para algunas aminas y el amoníaco

Amina	pK_b
amoníaco	4,74
metilamina	3,36
dimetilamina	3,28
ciclohexilamina	3,33
fenilamina (anilina)	9,40

A partir de los valores de pK_b mostrados en la tabla se puede concluir que:

1. Las aminas alifáticas son más básicas que el amoníaco. Así, la metilamina es más básica que el amoníaco, al tener en su *reacción*

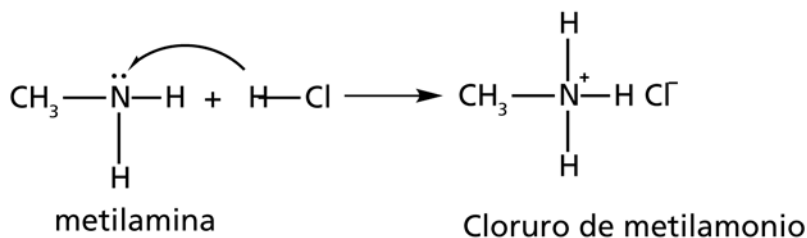
protolítica mayor valor de K_b , como se muestra en las siguientes ecuaciones, lo que indica que su equilibrio químico está más desplazado en el sentido directo.



2. Las aminas aromáticas, como la anilina, son menos básicas que el amoníaco.

En general, las propiedades básicas de las aminas disminuyen en el orden siguiente: *Amina secundaria* > *primaria* > *terciaria* y estas, a su vez, más básicas que las aminas aromáticas y el amoníaco.

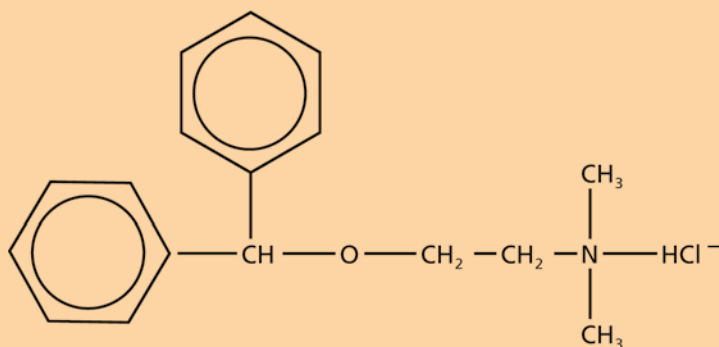
Las aminas también manifiestan sus características básicas al reaccionar con ácidos (inorgánicos y orgánicos) en que experimentan reacciones de neutralización. El par no compartido de electrones en el átomo de nitrógeno acepta un protón (H^+) de un ácido para producir una sal de amonio, sin que se forme agua, como se puede apreciar en la ecuación química siguiente:



Las sales de amonio, como la mayor parte de las sales, son sólidas a temperatura ambiente, inodoras y solubles en agua y líquidos corporales.

¿Sabías que...?

Las aminas que son moléculas grandes y que se utilizan como medicamentos, se convierten a sus sales de amonio, que son solubles en agua y líquidos corporales. Así, la sal de amonio de difenhidramina se usa en productos como benadrilina, un antihistamínico para alivio de la comezón y el dolor ocasionados por irritaciones de la piel y salpullidos.

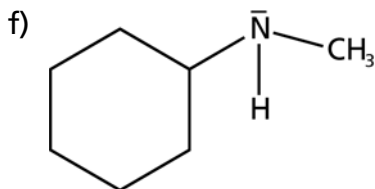


Clorhidrato de difenhidramina (Benadrilina)

Comprueba lo aprendido

4.5 Nombra o escribe la fórmula semidesarrollada según corresponda:

- a) etilamina
- b) trietilamina
- c) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{-NH}_2$
- d) $\text{CH}_3\text{-NH-CH}_2\text{CH}_3$
- e) $(\text{CH}_3)_3\text{N}$



g) dietilamina

4.6 Completa:

- A medida que se incrementan las masas molares de las aminas _____ las temperaturas de ebullición.
- A medida que disminuyen las masas molares de las aminas _____ su solubilidad en agua.
- ¿Entre la etilamina y el etanol, el que tiene mayor temperatura de ebullición es _____ debido a que _____

4.7 Entre la dimetilamina ($K_b = 5,1 \cdot 10^{-4}$) y la trimetilamina ($K_b = 5,1 \cdot 10^{-5}$), ¿cuál será más básica? Argumenta.

4.8 Completa la tabla siguiente:

Tipo de amina	Fórmula semidesarrollada	Nombre
	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{NH}_2$	
		trifenilamina
	$\text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{NH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	
		metilpropilamina

4.9 ¿Por qué aminas de altas masas molares son poco solubles en el agua?

4.10 ¿Por qué las aminas son sustancias con propiedades básicas?

4.11

4.12

Valores de temperaturas de ebullición a seleccionar:

-272,15 °C; -42,1 °C; 17 °C; 78,2 °C; 2 500 °C

4.13

a) como base débil en agua

b) neutralizada por HBr

4.1.3 Aminas: precursoras de los alcaloides. Importancia

El grupo amino (NH_2), característico de las aminas, está presente en muchos alimentos y también en nuestro organismo, formando las sustancias más importantes para la vida, los aminoácidos, que dan origen a las proteínas. Las primeras vitaminas descubiertas (*vit-a-aminas*) reciben ese nombre debido a la presencia de aminas. Mas, no todas las vitaminas conocidas actualmente son aminas. En el siglo XIX se verificó que el gusto amargo de las hojas y flores de algunas plantas era debido a la presencia de aminas. Esas sustancias, que en aquella época eran denominadas álcalis vegetales (álcalis, por sus propiedades básicas) hoy son conocidas con el nombre de alcaloides. Los alcaloides son normalmente sustancias de estructuras complejas, que presentan propiedades biológicas que permiten su uso como medicamentos. Sin embargo, como muchos de ellos pueden causar dependencia física y psíquica, su uso solo es permitido



El alcaloide morfina tiene uso como analgésico potente, broncodilatador, descongestionante, antiespasmódico; sin embargo, su uso irresponsable es altamente perjudicial para la salud.

Muchos de estos alcaloides están presentes en drogas lícitas (usadas con prescripción médica o autorizada), como la cafeína del café y en drogas ilícitas que ocasionan serios daños al ser humano en lo físico, lo psicológico y lo social, pues provocan enfermedades irreversibles y la muerte. Tú, como joven consciente de esta realidad, debes fomentar la cultura del rechazo contundente ante este flagelo.

Entre los daños físicos que ocasionan estas sustancias se pueden encontrar que las drogas interfieren en el funcionamiento del cerebro, una de las partes más complejas y delicadas del cuerpo. En los adolescentes son más duraderos los efectos, afectan la zona del cerebro relacionada con el aprendizaje y la memoria. En el cerebelo las drogas dañan los nervios que controlan los movimientos motores. En el corazón algunas drogas causan el “síndrome de muerte súbita” y en la médula ósea se ha comprobado que causan leucemia.

Los nervios ópticos y acústicos son dañados, lo que puede derivar en cegueras y sorderas. En la sangre bloquean químicamente el transporte de dioxígeno por la hemoglobina. En el sistema respiratorio dificultan el desplazamiento del dioxígeno a los pulmones, al originar irritaciones nasales y del tracto respiratorio.

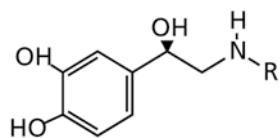
En la salud psíquica son responsables de una amplia gama de trastornos psicológicos, actitudes defensivas, pérdida de autoestima, e intensos sentimientos de culpa en personas que son adictas. En lo social, las personas se ven envueltas frecuentemente en problemas

de violencia, desórdenes públicos, conflictos raciales, marginación e irresponsabilidades (figura 4.6).



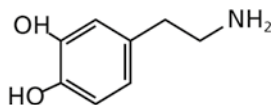
Fig. 4.6 ¡Di no a las drogas!

Como daño legal, la producción, tenencia, venta, demanda, tráfico, distribución de drogas y estupefacientes, sustancias sicotrópicas y otras de efectos similares, tipifican como delito en la Ley No 62 Código Penal de la República de Cuba. Observa en la figura 4.7 la estructura de algunos alcaloides.

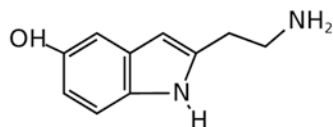


$R=C_3H$ adrenalina
(epinefrina)

$R=H$ noradrenalina
(norepinefrina)



dopamina



serotonina

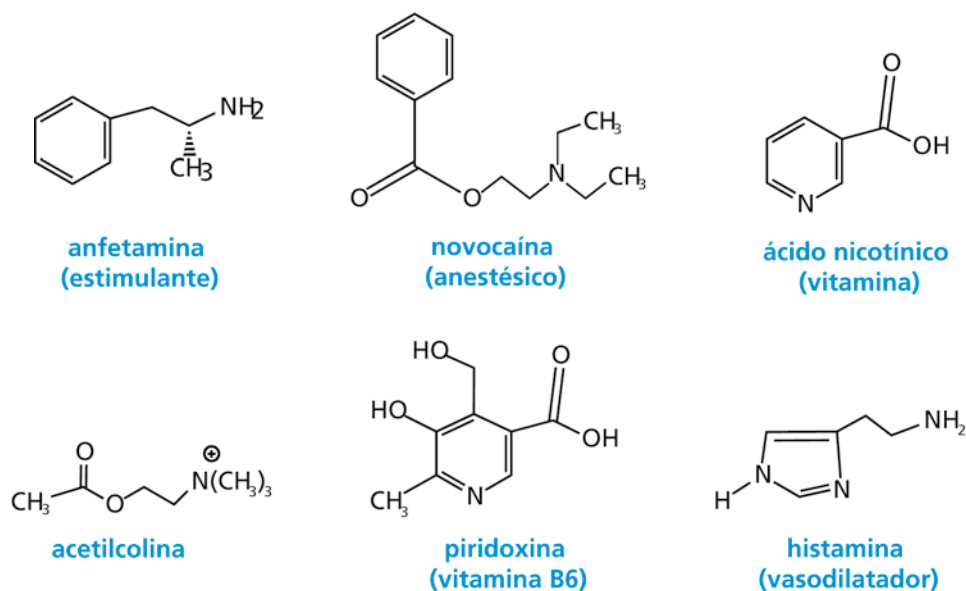


Fig. 4.7 Estructuras de algunos alcaloides

Comprueba lo aprendido

4.14 De los alcaloides, responde:

- ¿Dónde se les encuentra en la naturaleza?
- Di la importancia que tienen en el medio natural.
- ¿Con qué finalidad se utilizan en la medicina?

4.15 ¿En qué partes del organismo humano se producen daños físicos por consumo de drogas?

4.16 ¿Cuáles son los daños físicos que el consumo de drogas ocasiona?

4.17 Lee el epígrafe 4.3, busca, además, información complementaria en documentos en tu biblioteca y realiza un artículo breve sobre los alcaloides y las drogas, específicamente, la nicotina y la cocaína. Consulta www.ecured.cu.

4.18 A un enfermo grave, que padece fuertes dolores corporales, el médico le prescribe determinadas dosis del alcaloide morfina. ¿Por qué este medicamento no debemos emplearlo sin la debida prescripción médica? ¿Qué daños puede ocasionar el consumo de esta sustancia sin la debida prescripción médica?

4.2 Aminoácidos

Los aminoácidos son compuestos de función doble, ya que en ellos se encuentran, simultáneamente, los grupos funcionales carboxilo ($-\text{COOH}$), de los ácidos carboxílicos y amino ($-\text{NH}_2$), de las aminas. Los aminoácidos son como los “ladrillos” a partir de los cuales se construyen las proteínas. Aunque existe una gran variedad de aminoácidos diferentes en la naturaleza, solo veinte forman parte de las proteínas presentes en los seres vivos (Apéndice 1).

4.2.1 Aminoácidos en la naturaleza. Estructura. Formación de péptidos. Aminoácidos esenciales. Importancia económica y biológica

Además de los 20 aminoácidos presentes comúnmente en las proteínas, en la naturaleza se encuentran más de 700 aminoácidos no proteínicos. Ejemplos de ellos son: el ácido γ -aminobutírico (GABA) que se encuentra en el cerebro y actúa como un neurotransmisor; la homocisteína que se encuentra en la sangre y se asocia a las enfermedades cardíacas coronarias y la tiroxina que se encuentra en la glándula tiroide, donde actúa como una hormona.

Los 20 aminoácidos que aparecen en el anexo 1 son alfa (α) aminoácidos, porque en ellos el grupo amino se encuentra localizado en el carbono adyacente al grupo carboxilo. La estructura general de un α -aminoácido se representa en la figura 4.8.

A la R se le denomina cadena lateral del aminoácido y su identidad diferencia un aminoácido de otro. Por ejemplo, en la glicina, R es un átomo de hidrógeno, mientras que en la alanina es un radical metilo.

En el apéndice 1 puedes encontrar el nombre y la estructura de los 20 aminoácidos presentes en las proteínas de prácticamente todos los seres vivos, así como el símbolo de cada aminoácido y su correspondiente abreviatura. También se señalan con un asterisco los *aminoácidos esenciales*.

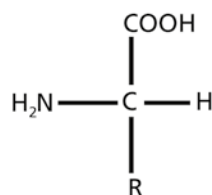
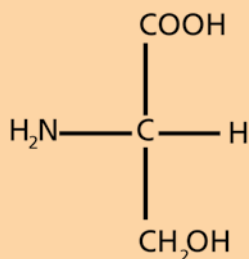


Fig. 4.8

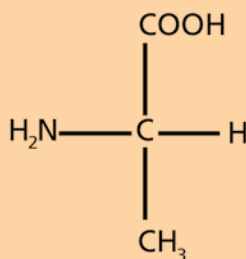
Estructura
general de un
 α -aminoácido

¿Sabías que...?

Atendiendo a la composición química de R los α -aminoácidos se clasifican en apolares (hidrofóbicos) o polares (hidrofílicos). Si, al menos, contiene un grupo polar en su composición, es hidrofílico (tiene avidez por el agua); por ejemplo, serina. Si no existe ningún grupo polar, es hidrofóbico (repele al agua); por ejemplo, alanina.



serina



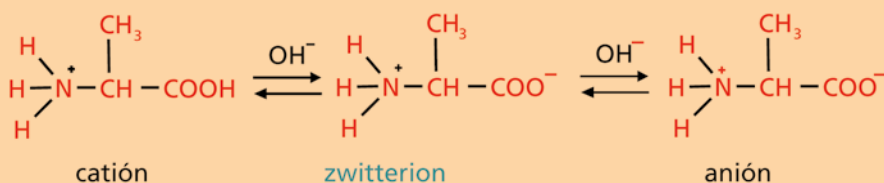
alanina



Conoce un poco más

La forma de representar a un aminoácido está en dependencia del valor del pH del medio en que se encuentre. Un aminoácido a pH bajo puede representarse como un catión, a pH alto como un anión, mientras que, bajo determinados valores de pH, puede

representarse como un ion dipolar, llamado también molécula dipolar o Zwitterion, la que predomina a *pH fisiológico*.



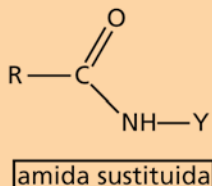
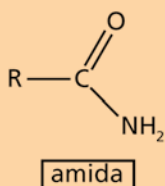
Esto explica que, en una mezcla de aminoácidos, al realizarse un proceso llamado electroforesis, que utiliza corriente eléctrica, los aminoácidos se orientan según su carga y pueden separarse.

Los aminoácidos son anfóteros (anfólitos) y las proteínas son polianfólitos, ambos tienen la propiedad de comportarse como ácido o como base en dependencia del pH del medio en que se encuentren.

La reacción química entre dos o más moléculas de aminoácidos origina las sustancias conocidas como *péptidos*. Las proteínas, las sustancias más importantes para la vida, están constituidas por una o varias cadenas polipeptídicas.

¿Sabías que...?

Las amidas son conocidas como aquellas sustancias en las que el grupo OH del grupo funcional carboxilo de un ácido carboxílico ha sido sustituido por un grupo amino -NH_2 . Si un átomo de hidrógeno del grupo amino en la amida, se sustituye por otro átomo o grupo de átomos (Y), el resultado es una amida sustituida.



La unión entre aminoácidos ocurre por la reacción entre el grupo hidroxilo de un aminoácido y el grupo amino de otro, con pérdida de una molécula de agua. El compuesto formado se denomina péptido.

Los péptidos son sustancias compuestas por diferentes números de residuos de aminoácidos; los dipéptidos están formados por dos residuos de aminoácidos unidos entre sí; los tripéptidos contienen tres, los oligopéptidos contienen de 4 a 10 y los polipéptidos tienen una cadena mayor de residuos de aminoácidos.

Las *proteínas* (figura 4.9) son polipéptidos naturales, que cuentan en su constitución desde 40 hasta 4000 residuos de aminoácidos y sus masas molares son superiores a los 6 000 g/mol⁻¹.

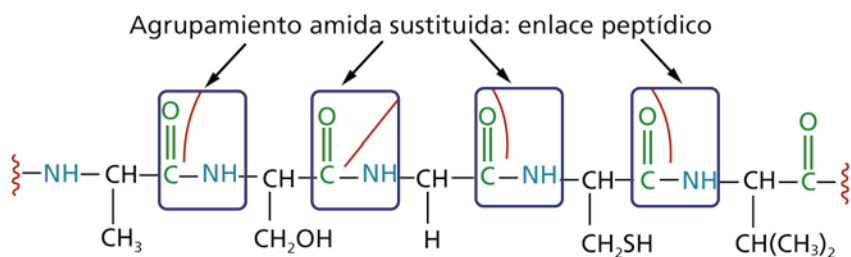


Fig. 4.9 Pequeña sección de una proteína

Como puedes observar en la figura 4.8, esta sección de una proteína contiene 5 residuos de aminoácidos y 4 enlaces peptídicos, que forman parte, cada uno de ellos, de un agrupamiento amida sustituida. Los aminoácidos individuales que formaron esta sección de proteína se representan en la figura 4.10.

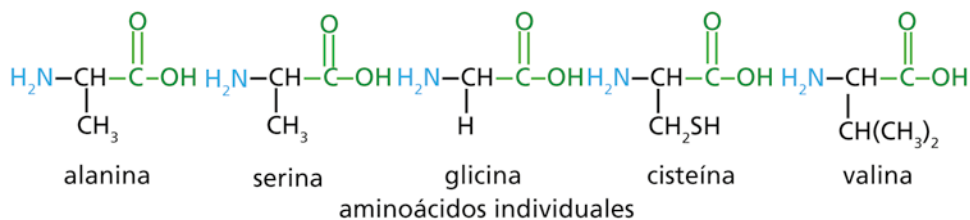


Fig. 4.10 Aminoácidos individuales que formaron esta sección de proteína

Observa la figura 4.11, que te representa el proceso de formación de un dipéptido:

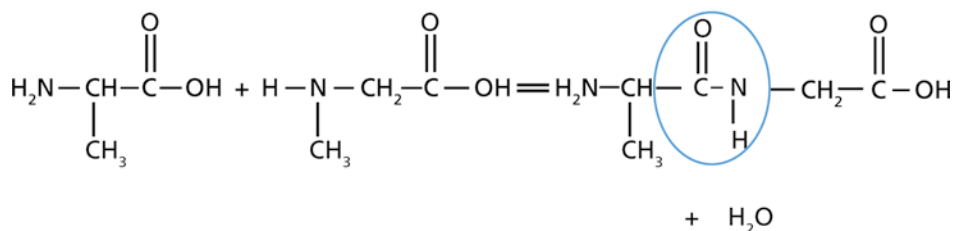


Fig. 4.11 Proceso de formación de un dipéptido

Si haces uso del apéndice 1, puedes determinar que los aminoácidos que han reaccionado son la alanina y la glicina y el dipéptido queda conformado por residuos de esos dos aminoácidos, que se puede denotar por las abreviaturas correspondientes (Ala-Gly).

En la figura 4.12 se representa el proceso de formación de un tripéptido.

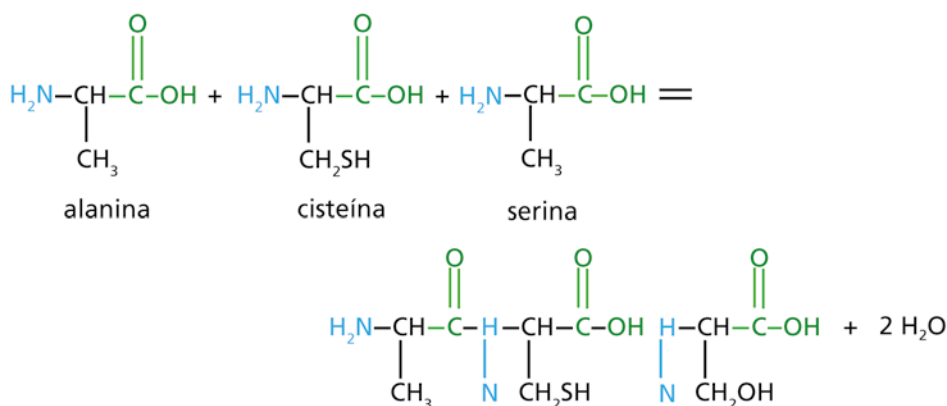


Fig. 4.12 Proceso de formación de un tripéptido

¿Sabías que...?

Existen otros péptidos de importancia; entre ellos está la Enniatina, aislada del hongo Mangrove recolectado en Tailandia en 2002, que es un insecticida y un fitotóxico. Un polipéptido de gran valor para el confort y prosperidad de las sociedades es el nailon. Sintetizado el siglo pasado, el nailon se utiliza desde entonces y hasta el presente en la confección de ropas, bolsos, sombrillas, capas, hilos, entre otros artículos.



Algo de historia



Wallace H.
Carothers

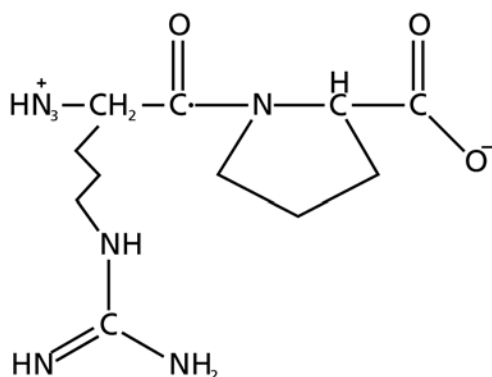
Wallace H. Carothers, brillante químico norteamericano, fue el que obtuvo y desarrolló la producción del nailon y de la primera goma sintética (neopreno). Nació en 1896, en Iowa. Antes de graduarse de químico fue instructor (alumno ayudante) y se doctoró en 1924. A los 33 años ya era un químico reconocido por sus trabajos en polímeros, fue el primer químico industrial en pertenecer a la Academia Nacional de Ciencias de Estados Unidos. Fue un ávido lector y amante de la música clásica.

Comprueba lo aprendido

4.19 Ejemplifica cada uno de los términos siguientes:

- a) α -aminoácido
- b) aminoácido esencial
- c) ion dipolar

4.20 Dada la siguiente estructura, responde:

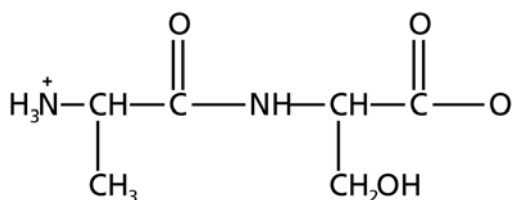


- Identifica al enlace peptídico encerrándolo en un círculo.
- A partir de la información que ofrece el apéndice 1, identifica la notación correcta para este dipéptido:
 - Arg – Phe
 - Arg – Pro
 - Pro – Arg
 - Arg – Arg

4.21 Dada la notación Ala – Val – Phe, responde:

- Clasifica al tipo de péptido de acuerdo al número de residuos de aminoácidos presente.
- Identifica por su nombre a cada uno de los aminoácidos que le dio origen. Consulta el apéndice 1.
- Escribe la fórmula del grupo amida que une a los aminoácidos y encierra en un círculo el enlace peptídico presente.

4.22 Analiza la estructura del siguiente péptido.



- ____ Ser – Arg

4.2.2 Las proteínas y los seres vivos

Las proteínas brindan estructura en las membranas, construyen cartílagos y tejido conjuntivo, son las encargadas de transportar el dioxígeno en la sangre y los músculos, dirigen reacciones

Todas estas funciones diferentes dependen de las estructuras y comportamiento químico de los aminoácidos que son los precursores de las proteínas. Los enlaces peptídicos unen a los restos de aminoácidos para formar los péptidos y la secuencia de los restos de aminoácidos en estos polímeros proteicos determina la formación de estructuras tridimensionales únicas.

En cuanto a su clasificación, de acuerdo a la función en los sistemas biológicos, puedes encontrar:

- **Proteínas estructurales:** son las que dan fortaleza a las estructuras biológicas o protegen al organismo de su entorno. Por ejemplo, el colágeno, que es el principal componente de los huesos, músculos y tendones; la queratina, que es el principal componente del pelo, plumas, pezuñas, uñas y de la capa exterior de la piel.
- **Proteínas protectoras:** son proteínas que protegen al organismo de depredadores (venenos de serpientes, toxinas de plantas). Entre ellas están los coágulos de sangre, que protegen al sistema vascular cuando se presenta una herida, los anticuerpos y péptidos antibióticos, que nos protegen de enfermedades, ya que complejan las proteínas extrañas.
- **Enzimas:** son catalizadores biológicos; por ejemplo, la ADN polimerasa, que participa en la replicación y reparación del ADN.

- **Hormonas:** algunas son proteínas que regulan las reacciones que ocurren en los sistemas vivos, como por ejemplo la insulina, que regula el metabolismo de la glucosa.
- **Proteínas con funciones fisiológicas:** son las que almacenan y transportan dioxígeno en el cuerpo, lo almacenan en los músculos y permiten la contracción de estos. Son ejemplos de estas proteínas: la hemoglobina, actina y miosina.



Recuerda que...

La clasificación de las proteínas de acuerdo a su función en los sistemas biológicos es conocida por ti de los cursos de Biología, por lo que aquí estamos simplemente recordándolas.

La clasificación de acuerdo a su *composición química* incluye a las proteínas simples y a las proteínas conjugadas:

Las *proteínas simples* son aquellas que, cuando se hidrolizan, solo dan lugar a aminoácidos. Ejemplos: la insulina, ribonucleasa, oxitocina y bradiquinina.

Las *proteínas conjugadas* son aquellas que están enlazadas a un grupo prostético como un azúcar, ácido nucleico, lípido o algún otro grupo. Ejemplos: interferón, ribosomas, lipoproteínas y hemoglobina.

En la clasificación de las proteínas de acuerdo a *su forma* puedes encontrar:

Las *proteínas fibrosas*; son alargadas, fuertes y generalmente insolubles en agua, su función principal es formar las partes estructurales del organismo, por ejemplo, la alfa queratina.

Las *proteínas globulares*; se encuentran enrolladas, con formas prácticamente esféricas y forman parte de las enzimas, hormonas o proteínas de transporte. Ejemplos: insulina, ribonucleasa y hemoglobina.

Las proteínas poseen 4 niveles estructurales diferentes. Son las denominadas estructuras primaria, secundaria, terciaria y cuaternaria.

La *estructura primaria* incluye la secuencia de aminoácidos y la posición de todos los enlaces disulfuros. En la figura 4.13 se puede apreciar cómo se puede representar.

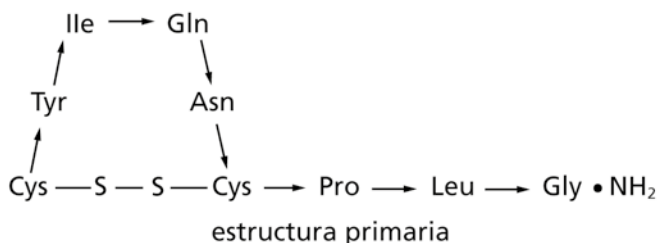


Fig. 4.13 Estructura primaria de una proteína

La *estructura secundaria* describe la interacción entre N – H y C = O de diferentes grupos amida presentes en la cadena polipeptídica, para formar asociaciones por puente de hidrógeno.

Cuando las asociaciones por puentes de hidrógeno son intracatenarias (dentro de una misma cadena polipeptídica), pueden dar lugar a la estructura de alfa hélice. En la figura 4.14 se puede apreciar cómo tienen lugar dichas asociaciones intracatenarias para dar lugar a una alfa hélice. La estructura secundaria alfa helicoidal de las proteínas se estabiliza por asociaciones por puentes de hidrógeno entre el N – H de un grupo amida y el C = O a cuatro grupos amida.

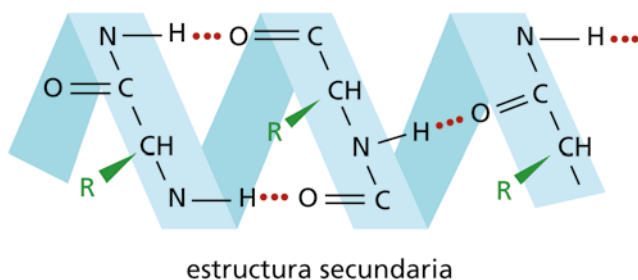


Fig. 4.14 Asociaciones por puente de hidrógeno (alfa hélice)

Cuando las asociaciones por puentes de hidrógeno ocurren entre diferentes cadenas polipeptídicas (asociaciones intercatenarias) la estructura es de lámina beta plegada, como se aprecia en la figura 4.15.

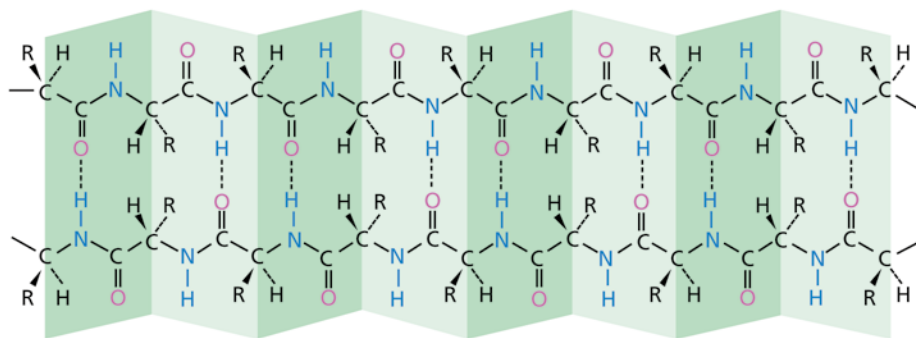


Fig. 4.16 Estructura secundaria de lámina beta-plegada de las proteínas

La *estructura terciaria* describe el plegamiento de estructuras secundarias sobre sí mismas. Las fuerzas causantes son: puentes disulfuro (entre aminoácidos como cisteína y metionina); fuerzas de repulsión y atracción entre aminoácidos hidrófobos e hidrófilos con respecto al medio acuoso circundante (los hidrófobos tienden a ubicarse en el interior de las proteínas, lo más alejados posible del medio acuoso, mientras que los hidrófilos se ubican en la periferia); interacciones salinas (atracciones y/o repulsiones entre grupos con carga positiva o negativa) e interacciones electrostáticas entre grupos polares en R, lo que incluye asociaciones por puentes de hidrógeno. El resultado es una estructura tridimensional plegada sobre sí misma (figura 4.17). Las proteínas globulares son ejemplos de este tipo de conformación.

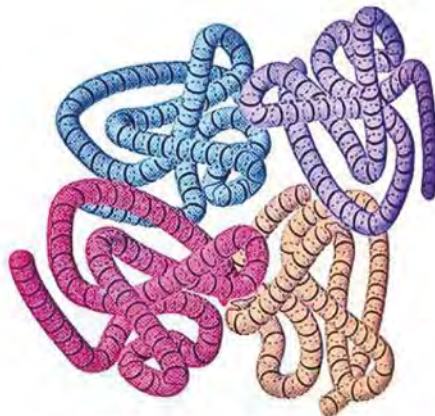
La *estructura cuaternaria* se evidencia cuando varias cadenas polipeptídicas llamadas subunidades se enlazan para formar un complejo más grande (figura 4.18), por ejemplo, la hemoglobina.

Las subunidades se mantienen unidas mediante las mismas interacciones que estabilizan sus estructuras terciarias, como los enlaces por puente de hidrógeno y los puentes salinos entre los grupos R, enlaces por puente disulfuro e interacciones hidrofóbicas.



Estructura terciaria

Fig. 4.17 Estructura terciaria de una proteína



Estructura cuaternaria

Fig. 4.18 Estructura cuaternaria de una proteína



Conoce un poco más

La ruptura enzimática selectiva de las proteínas es crítica en muchos procesos biológicos. Por ejemplo, la coagulación de la sangre depende del enzima trombina, que rompe el fibrinógeno en puntos específicos para producir fibrina, la proteína que forma un coágulo. El enzima quimotripsina cataliza la hidrólisis de los enlaces peptídicos en las proteínas del cuerpo humano.

Comprueba lo aprendido

4.23 ¿Por qué se les llama a las proteínas biomoléculas o macrobiomoléculas?

4.24 Menciona la diferencia entre el grupo amida y el enlace peptídico.

4.25 De acuerdo con las clasificaciones de las proteínas, identifica una de ellas:

- a) con funciones fisiológicas, que sea conjugada y globular.
- b) hormona, que sea simple y globular.

4.26 Menciona las diferencias que existen entre la estructura secundaria y la estructura primaria en una proteína.

Resumen y ejercitación

- Las aminas son derivados del amoníaco.
- Las aminas se clasifican en primarias, secundarias y terciarias y también en alifáticas y aromáticas.
- Según la Teoría ácido base de Bronsted-Lowry, las especies capaces de aceptar protones H^+ son bases y, de acuerdo al valor de su constante de disociación, podemos comparar la basicidad entre las aminas y el amoníaco y entre las aminas entre sí, de tal manera que el mayor valor de la K_b indica mayor basicidad de la sustancia en esas condiciones.
- La basicidad en las aminas decrece según: $2.^a > 1.^a > 3.^a$.
- La anilina (amina aromática) es una de las aminas de mayor importancia.
- Los alcaloides tienen gran importancia en la naturaleza, la medicina y la industria farmacéutica.
- Los alcaloides usados sin autorización médica son drogas altamente nocivas para la salud, aditivas y pueden ocasionar lesiones graves e irreversibles en el cuerpo humano, incluso la muerte.
- Los aminoácidos son compuestos que contienen en su estructura la función amina y la función ácido. Son anfóteros.

- 4.27** Completa el siguiente cuadro:

241

4.28 Dadas las siguientes informaciones, responde.

metilamina $K_b = 4,4 \cdot 10^{-4}$

anilina $K_b = 4,2 \cdot 10^{-10}$

- ¿Cuál de las aminas anteriores es más básica?
- Argumenta tu selección anterior.

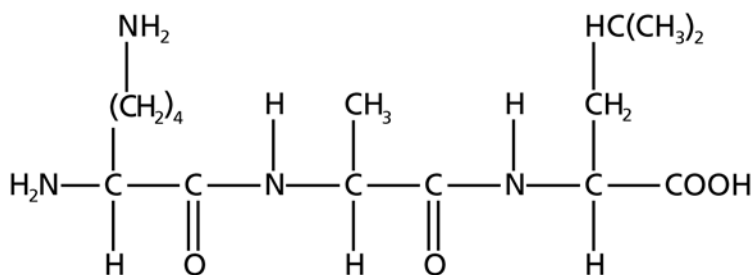
4.29 ¿Qué característica estructural tienen los alfa aminoácidos?

4.30 ¿Cómo se clasifican los péptidos?

4.31 Dada la siguiente notación abreviada de un péptido, Ala – Ser:

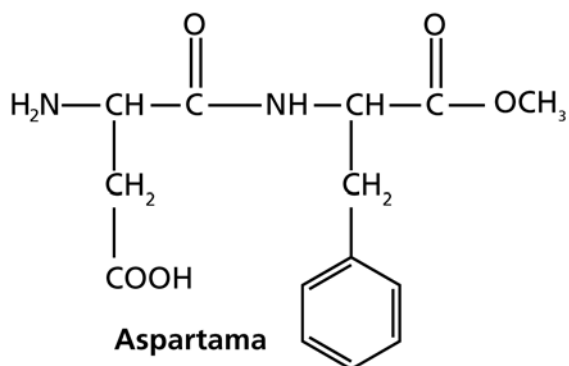
- ¿Cómo se clasifica de acuerdo a los residuos de aminoácidos?
- ¿Cuántos enlaces peptídicos posee?
- Consulta el anexo 1 del texto y nombra los aminoácidos que dieron lugar al péptido.

4.32 Consulta el anexo 1 del texto y dado el siguiente péptido responde:



- ¿Cuántos residuos de aminoácidos contiene?
- Nombra los aminoácidos que dieron lugar a la formación del péptido.
- Señala el grupo o los grupos amida presentes.
- Señala el o los enlaces peptídicos presentes.

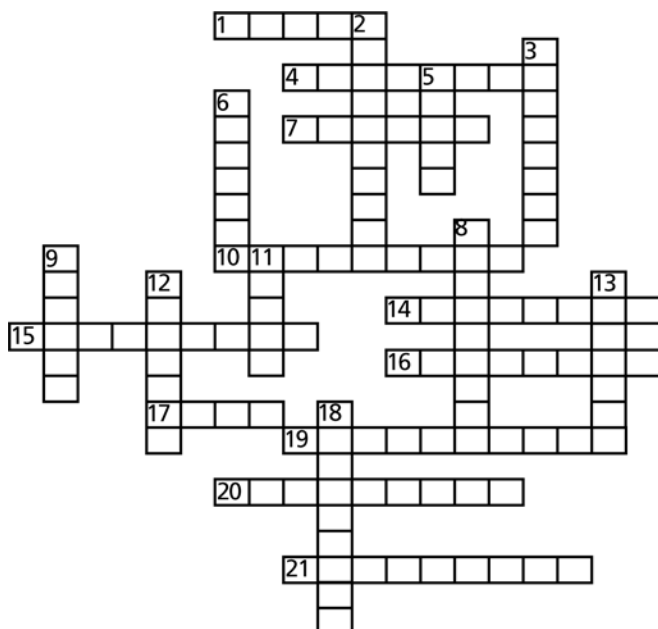
4.33 La aspartama es un edulcorante muy utilizado en muchos países.



a) De acuerdo a su estructura, ¿a qué familia o función química pertenece?

4.34 El café es una bebida que se consume por una gran cantidad de personas. Es una droga lícita. Busca información en la biblioteca y redacta un artículo de hasta tres o cuatro cuartillas, en el que expliques lo beneficioso y lo perjudicial sobre el tema.

4.35 Resuelve el siguiente acróstico:



Horizontales

1. Nombre del grupo funcional – NH_2 (invertido).
4. Amina que posee un solo sustituyente (grupo alquilo).
7. Sustancia inorgánica de la cual se deriva una clasificación de las aminas.
10. Nombre del grupo – COOH presente en los ácidos orgánicos y en los aminoácidos.
14. Clasificación de un aminoácido de acuerdo a sus características ácido-base.
15. Sustancia formada por dos residuos de aminoácidos.
16. Nombre específico de un aminoácido estándar que tiene menos de 5 carbonos en su estructura.
17. Letra griega que antecede a los tipos de aminoácidos estándar.
19. Nombre de la amina más pequeña.
20. Biomoléculas más importantes presentes en los organismos vivos.
21. Elemento más electronegativo presente en las aminas.

Verticales

2. Tipo de sustancia cuyos residuos forman los péptidos.
3. Alcaloide cuya estructura alfa es el precursor de la vitamina A.
5. Tipo de compuesto nitrogenado.
6. Droga lícita presente en el café.
8. Tipo de clasificación de las aminas.
9. Nombre del grupo aromático que proviene del benceno.
11. Comportamiento de la amina cuando dona protones hidrógeno.

- ## Desafío

12. Dada

CAPÍTULO 5

La química, el medio ambiente y la salud ambiental

El desarrollo alcanzado en la actualidad por la ciencia y la técnica es impresionante. A pesar del creciente distanciamiento de los índices de desarrollo humano entre los países desarrollados, los que están en vías de desarrollo y los que no lo están, es aspiración de todos los seres humanos el logro de una larga vida saludable, la adquisición de mayores conocimientos sobre el mundo vivo y el no vivo que les rodea y el disfrute de un nivel de vida digno.

Impactante es el nivel logrado en el desarrollo de las ciencias y la técnica, y junto a ellas las nuevas tecnologías de la información y la comunicación que propician cada vez más la adquisición y aplicación de nuevos conocimientos. Los seres humanos van haciendo realidad muchos de los sueños que solo tenían lugar en la ciencia ficción de los tiempos pasados.

Desgraciadamente, junto a esto, las políticas irresponsables de gobernantes y de la avaricia humana, en su desenfrenada acción por obtener mayores riquezas del medio ambiente están propiciando la desaparición del planeta. Las sociedades de consumo explotan más y más los componentes del medio ambiente sin pensar en el futuro de la humanidad. Numerosos líderes políticos, prestigiosos científicos y organizaciones mundiales y regionales alertan de ello.

Este último capítulo pretende seguir motivando a los estudiantes en la búsqueda de información sobre la influencia positiva y negativa de la química en el medio ambiente como parte de su educación ciudadana y con ello lograr una conducta responsable ante el medio ambiente. En apretada síntesis se muestra cómo esta ciencia es causa de muchos de los problemas medioambientales globales y a la vez su aplicación y control, junto al de otras ciencias, posibilita su solución.

5.1 Beneficios y perjuicios de la química

Es difícil pensar en el desarrollo de la sociedad sin la presencia de la química. Ya has visto como esta ciencia, con las mismas manos que te salva te puede destruir. En muchas ocasiones el hecho de que una sustancia actúe de forma beneficiosa o perjudicial está en correspondencia con la concentración en que se encuentre. Sobrados son los ejemplos de cómo la química es participe del equilibrio de los distintos componentes del medio ambiente, es causa, junto a otras ciencias, de diversos problemas ambientales y a la vez puede dar solución a muchos de ellos, así como participa activamente en la salud del mundo vivo.

5.1.1 Influencia de la química en el desarrollo sostenible

¿Has pensado alguna vez en qué ocurriría si los químicos dejaran de realizar su labor en la sociedad? Si esto ocurriera, infinidad de beneficios que forman parte del bienestar y el desarrollo de la humanidad desaparecerían.

Inicialmente, los efectos en el quehacer diario serían insignificantes. Por ejemplo, los cambios en la contaminación del planeta serían muy pequeños, pues el aporte a ella de la industria química es mínimo, en comparación con otros contaminantes. Sin embargo, uno de los primeros efectos negativos sería el agotamiento de

los combustibles y, con ellos, la falta de electricidad, que inmoviliza las industrias, el alumbrado, la falta de calefacción, con un seguro regreso a la utilización del carbón y la madera para calentar los hogares o centros laborales, con lo cual disminuirían los bosques y se elevaría la presencia de dióxido de carbono en la atmósfera.

El transporte regresaría a los carruajes tirados por animales; la fabricación y conservación de los alimentos se reduciría grandemente, por la disminución de abonos, así como la producción de la industria de medicamentos disminuiría y, con ello, aumentarían las enfermedades en las personas y los animales; las plagas destruirían las cosechas por la falta de plaguicidas y pesticidas, desaparecerían los colorantes, tintas, papel y la radio, la televisión y los medios de comunicación dejarían de funcionar. Como consecuencia de todo esto se reducirían los niveles de vida. Se lograría un retroceso prácticamente a las sociedades comunitarias.

Con estos ejemplos y muchos otros se revela la influencia positiva de la química para el desarrollo económico y social de los países. Sin embargo, la acción desenfrenada del desarrollo ha traído como resultados efectos negativos en el medio ambiente, comprometiéndose de esta manera el futuro de las nuevas generaciones. Entre los problemas medioambientales globales relacionados con la química están:

- cambio climático
- degradación de los suelos
- adelgazamiento de la capa de ozono y aumento de ozono en la troposfera
- contaminación atmosférica
- contaminación de las aguas
- escasez y comprometimiento de la calidad de los recursos hídricos
- salinización de los suelos
- conflictos bélicos



Recuerda que...

La química medioambientalista es la rama de la química que se encarga de la aplicación de esta ciencia en la atención a los problemas y conservación del medio ambiente.

5.1.2 La química medioambientalista y la salud ambiental.

Objeto de estudio



Recuerda que...

Se define como protección medioambiental al conjunto de acciones realizadas para lograr la preservación del medio ambiente.

La contaminación ambiental es la introducción de sustancias u otros elementos físicos que provoquen que este sea inseguro o no apto para su uso.

Toda contaminación siempre va a producir un efecto negativo en el estado natural del medio ambiente que se contamine. La contaminación puede ser de distintos tipos: atmosférica, edáfica (del suelo), hídrica, auditiva, tóxica y visual.

5.1.3 Atención del Estado cubano a la protección del medio ambiente, la salud ambiental y la medicina ambiental.

Comportamiento ciudadano

La participación activa del Estado y gobierno cubano en foros e instituciones mundiales, así como la instrumentación y cumplimiento de los acuerdos derivados de ellos, han posibilitado una acción coordinada de las organizaciones e instituciones cubanas e internacionales para lograr la protección y cuidado del medio ambiente en el país. Junto a ello, las organizaciones políticas y de masas, los medios de comunicación y la educación, realizan coordinados esfuerzos para lograr una efectiva educación ambiental de los ciudadanos que coadyuve a la efectividad de la política medioambiental trazada.

Comprueba lo aprendido

- 5.1** Define los conceptos siguientes: medio ambiente, desarrollo sostenible, química medioambientalista, contaminación ambiental, contaminación química y salud ambiental.
- 5.2** Ejemplifica el rol desempeñado por la química en el desarrollo económico y social de la comunidad en que vives.
- 5.3** Realiza un inventario de los principales problemas medioambientales existentes en tu comunidad en las cuatro áreas que estudia la Química medioambientalista e investiga qué acciones se están realizando para resolverlos.

De los estudios realizados en Geografía has aprendido que la atmósfera de un planeta está constituida por gases que se mantienen unidos a él fundamentalmente por su fuerza de gravedad. La atmósfera de la Tierra tiene cinco capas denominadas troposfera, estratosfera, mesosfera, termosfera y exosfera.



La troposfera es la capa más delgada (10 km) de la atmósfera y, a la vez, la más cercana a la superficie de la Tierra, donde ocurren todos los fenómenos que influyen en el clima. Constituye la única zona de la atmósfera donde hay vida y la que más se afecta por la contaminación del aire y del agua producida por la industria y los distintos procesos biológicos.



252

pasan a la atmósfera alteran su composición y, con ello, pueden producir muchos daños a la salud de los seres humanos, vegetales y animales en general.

5.2.1 Influencia en la atmósfera de: la industria química, los incendios de bosques, minería, volcanes y los vientos del Sahara

Efecto invernadero

La mayor radiación cósmica y solar que llega al planeta va, en su mayoría, a la tierra y los mares (50 %), el resto es absorbida fundamentalmente por los denominados gases de efecto de invernadero (GEI), como son: el H_2O (g), CO_2 (g), CH_4 (g), N_xO_y (g) y el O_3 (g). Esta energía es irradiada de nuevo al planeta, con lo cual se mantiene caliente la atmósfera. Este fenómeno es conocido como efecto de invernadero y tiene un rol fundamental en la vida del planeta. Según recoge la bibliografía, sin la ocurrencia de este fenómeno la temperatura promedio de la superficie o corteza de la Tierra sería de alrededor de los -18°C , en vez de la media actual de 15°C que permite, junto a otros factores, el tipo de vida existente en ella.



¿Sabías que...?

En otros planetas como Marte, Venus y Saturno también están presentes sustancias gaseosas que permiten la existencia del efecto de invernadero.

Marte, conocido también como el planeta rojo, por el predominio del óxido de hierro III, de color rojo-anaranjado, presente en su superficie, tiene una tenue atmósfera que contiene un 95,3 % de dióxido de carbono.

El planeta Venus es el que tiene la atmósfera más caliente del sistema solar (temperatura media de 463,85 °C), debido a la presencia de GEI, fundamentalmente dióxido de carbono, que provocan un efecto de invernadero que atrapa más energía en forma de calor y logra su alta temperatura promedio.

Saturno, tiene su atmósfera mucho más densa que la de la Tierra, está compuesta principalmente por dinitrógeno (94 %), con hasta un 6 % de metano y otras sustancias como los hidrocarburos: etano, propino, acetileno, propano, mezclados con dióxido de carbono y monóxido de carbono, que propician su efecto de invernadero.

El dióxido de carbono y el vapor de agua presentes en la troposfera son los GEI que en mayor concentración se encuentran en la atmósfera y, por tanto, los que mayor incidencia tienen en el necesario efecto de invernadero de la Tierra.

Sin embargo, el incremento de estos gases de invernadero en la troposfera provoca un sobrecalentamiento del planeta y, con ello, un conjunto de fenómenos indeseables y perjudiciales para él. Se considera que fue la revolución industrial la que dio inicio a la contaminación atmosférica, con un mayor uso de los combustibles fósiles como el carbón, petróleo y gas natural, los cuales son actualmente utilizados en las industrias, la generación de electricidad, para la transportación y la cocina, entre muchos otros usos.



Algo de historia

En el quinquenio de 1975 a 1980, es cuando los científicos comienzan a tener evidencia de los efectos negativos en el clima de los GEI.

Sin embargo, ya el matemático-físico francés Joseph Fourier (1768-1830) había planteado que la Tierra se mantenía templada porque la atmósfera retenía el calor como si estuviera bajo un cristal. Se le atribuye ser el primer científico que describió el efecto invernadero.

En 1859 John Tyndall, matemático y físico francés, descubrió que el dióxido de carbono, el metano y el vapor de agua son bloqueadores de radiación infrarroja.

El premio Nobel de Química Svante August Arrhenius, físico, químico y profesor sueco, alertó en 1896 que la quema de combustibles fósiles podía elevar la temperatura global de la Tierra.



Joseph Fourier



John Tyndall



Svante August
Arrhenius

Estos combustibles fósiles proceden de grandes procesos de transformación de la vida animal y vegetal durante millones de años y cada día van siendo más escasos, pues son combustibles no renovables. Su desmedida utilización está provocando un elevado aumento de la concentración de los GEI en el planeta. Estimados realizados en el año 2016 plantean que, de seguir las emisiones de GEI producidas por actividades humanas, podría rebasarse el límite de 2 °C de calentamiento global peligroso para 2036.



Recuerda que...

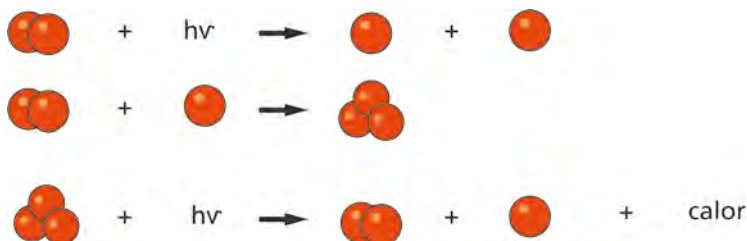
Un aumento de alrededor de un 10 % de la concentración del dióxido de carbono en la atmósfera pudiera aumentar en 0,5 °C la temperatura del planeta, lo que traería como consecuencia graves problemas, entre ellos el derretimiento de los casquetes polares, inundaciones en áreas costeras, incluyendo la posibilidad de desaparición de islas y cayos, serios cambios en el clima, entre otros.

Ozono bueno en la estratosfera, ozono malo en la troposfera

El ozono es un gas que a la vez que es necesario en determinada capa de la atmósfera es perjudicial en otra, según la proporción en que se encuentre.

Siendo uno de los estados alotrópicos del elemento químico oxígeno, el ozono, también llamado trioxígeno [O_3 (g)], se encuentra en la estratosfera formando una capa que protege a la Tierra al absorber entre el 97 % y el 99 % de las radiaciones ultravioletas (UV) del Sol. Esta capa se extiende entre los 15 km a 45 km de altitud y en ella está presente el 90 %, aproximadamente, de todo el ozono presente en la atmósfera de la Tierra. Además, representa un regulador de la temperatura del día y la noche y constituye un área protectora de los meteoritos que llegan al planeta.

En la estratosfera, el ozono se forma por la incidencia de las radiaciones UV sobre las moléculas de dióxígeno, disociando cada una de ellas en dos átomos de oxígeno, extremadamente reactivos, que, a su vez, se unen a otras dos moléculas de dióxígeno, formándose las moléculas O_3 . El ozono obtenido es también disociado por las radiaciones UV, formándose de nuevo el dióxígeno. De esta forma, se logra un equilibrio dinámico de formación y destrucción del ozono, utilizándose para ello las radiaciones UV que no llegan de esta manera a la superficie terrestre. Este fenómeno puede representarse con los esquemas siguientes:



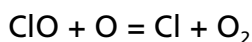
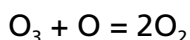
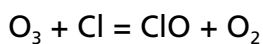
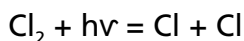
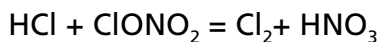


Recuerda que...

La formación y destrucción por las radiaciones ultravioletas de las moléculas presentes en la capa de ozono existente en la estratosfera representa una barrera protectora de la vida en la Tierra. El equilibrio en que se encuentran estas reacciones puede ser fácilmente desajustado por moléculas de sustancias como los aerosoles, los clorofluorocarbonos (CFC), el tetracloruro de carbono (CCl_4) y compuestos bromurados, que hacen disminuir la presencia del ozono en la estratosfera (agujero de la capa de ozono) y, con ello, permitir el paso al planeta de un mayor número de radiaciones UV no deseables, las cuales propician el aumento de cáncer y quemaduras de la piel, cataratas oculares y la disminución del sistema inmunitario de personas y animales, entre muchos otros males.

La zona de la estratosfera donde la concentración de la capa de ozono es menor que la normal, se conoce con el nombre de *agujero de la capa de ozono*.

Otro reconocido destructor de la capa de ozono son los átomos de cloro que se obtienen, por ejemplo, en la descomposición de las moléculas de dicloro (Cl_2). Este dicloro es producto de la reacción química en la etapa invernal del cloruro de hidrógeno de la Tierra y el nitrato de cloro. Estos fenómenos se representan por las ecuaciones químicas siguientes:



(Destrucción del ozono)

El ozono está en mucha menor proporción en la troposfera que en la estratosfera, solamente un 10 % de todo el que está presente en toda la atmósfera. En esta primera capa, este gas se forma y se destruye por reacciones fotoquímicas; pero, en este caso, de manera diferente a la ya vista en la capa de ozono.

En la troposfera la obtención de ozono a partir del dióxígeno se da en muy pocas ocasiones, por ser esta una reacción química muy endotérmica. Por ejemplo, durante las tormentas eléctricas, con la caída de un rayo, se siente el olor acre característico de esta sustancia, debido a que la alta energía producida rompe los enlaces químicos entre los átomos de oxígeno que forman las moléculas de dióxígeno. Los átomos resultantes interactúan con otras moléculas O_2 formando el ozono $[O_3 (g)]$.



Recuerda que...

El ozono troposférico, también conocido como ozono ambiental, se produce, fundamentalmente, por reacciones fotoquímicas entre los distintos óxidos de nitrógeno presentes en el aire y los llamados compuestos orgánicos volátiles (COV) formados en la quema de madera, gasolina, gas natural o tabaco, en la vaporización de disolventes de pinturas, lacas u otros productos como aromatizantes, cosméticos, repelentes, plásticos, disolventes de grasas u otros almacenados en distintos lugares. Este tipo de contaminación se denomina *esmog fotoquímico*.

Durante mucho tiempo se pensó que la presencia del ozono en el aire era beneficiosa para la salud. Sin embargo, al ser un gran oxidante, se ha comprobado que en correspondencia con la mayor o menor concentración en que se encuentre en el aire, puede provocar diferentes efectos nocivos para la salud humana, tales como: irritación de la nariz, la garganta, náuseas, dolor de cabeza, edemas

pulmonares y hasta la muerte. De igual manera afecta la vegetación natural y los cultivos. Todo esto se acentúa durante el verano, pues, con el aumento de las horas de sol, se eleva la concentración de ozono en el ambiente.



Algo de historia

La ciudad de Los Ángeles es la segunda más poblada de los Estados Unidos de América. Fue la primera en la que se detectó el esmog fotoquímico en los años 40, al observarse una atmósfera de color gris o negro. Este fenómeno, producido por la acción humana, se da fundamentalmente en lugares con mucho tráfico e industrias, que son elementos causantes que lo producen.

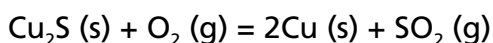
Principales contaminantes de la atmósfera

Las principales fuentes de contaminación de la atmósfera de la Tierra son, en orden decreciente de importancia, los automóviles, la industria en general y la industria química en particular, las centrales eléctricas, la calefacción en los países fríos y las plantas dedicadas a la eliminación de residuos, las cuales generan un conjunto de sustancias que contaminan el aire.

Los contaminantes atmosféricos pueden clasificarse en primarios y secundarios, atendiendo a si son emitidos directamente a la atmósfera (primarios) o los que se forman como resultado de procesos químicos que ocurren en ella (secundarios). Entre estos contaminantes están los óxidos de azufre, los óxidos de nitrógeno, los hidrocarburos y las partículas en suspensión.

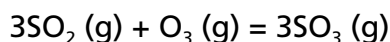
Óxidos de azufre y de nitrógeno

Un contaminante primario importante de la atmósfera es el dióxido de azufre, que proviene de la combustión de los combustibles



Las lluvias y las nieves ácidas. Un fenómeno destructor

El dióxido de azufre presente en el aire debido, fundamentalmente, a la erupción de los volcanes y la combustión de combustibles fósiles, puede reaccionar con el dioxígeno del aire y producir el trióxido de azufre. Esta reacción química es muy lenta, pero las partículas sólidas existentes en el aire le sirven de catalizador. Este gas de olor asfixiante también reacciona con el ozono formando el trióxido de azufre. Ambas reacciones pueden representarse como sigue:



Este SO_3 (g) reacciona con el vapor de agua presente en la atmósfera, formando gotitas de ácido sulfúrico que quedan en suspensión, lo cual disminuye el pH del agua y, más tarde, caen en forma de lluvia o de nieve con características ácidas. De igual manera ocurre con otros óxidos de azufre y de nitrógeno.



Recuerda que...

Las lluvias o nieves ácidas son el resultado de las reacciones químicas del agua de lluvia con los óxidos de azufre y de nitrógeno, en las que se forman disoluciones de los ácidos sulfuroso, sulfúrico y nítrico, respectivamente. Se considera lluvia o nieve ácida aquella que tiene un

pH por debajo de 5 hasta valores mínimos de 3 (pH del vinagre). La lluvia normal es ligeramente ácida (aproximadamente con $\text{pH} = 5,7$) debido a su interacción con el dióxido de carbono.

Por su elevado poder corrosivo, las lluvias y nieves ácidas no solamente destruyen objetos formados por diferentes sales y metales, sino también acidulan los ríos, lagos y mares, produciendo un desequilibrio ecológico, producto del cual mueren diferentes especies de peces y se afectan las zonas coralinas. De igual forma, destruyen la vegetación y disminuyen la presencia en los suelos de microorganismos que fijan el nitrógeno en las plantas.

El monóxido de carbono

Otro de los óxidos que puede provocar problemas medioambientales es el monóxido de carbono. Con fórmula química CO , esta sustancia es un gas a temperatura ambiente, incolora y muy tóxica, de tal manera que, si se inhala en concentraciones moderadas de 0,4 % en el aire, al cabo de una hora, puede provocar la muerte. Una de las principales fuentes de formación de esta sustancia es la combustión incompleta de algunas sustancias que poseen carbono, como queroseno, gasolina, carbón, tabaco y madera. Está presente en los gases que expulsan los motores de vehículos y fue utilizado como una vía de exterminio en las cámaras de gas en los campos de concentración nazi.



¿Sabías que...?

El nivel tóxico del monóxido de carbono está determinado por la capacidad que tiene de sustituir al oxígeno en la hemoglobina de la sangre. Su afinidad por el grupo *hemo* es mayor que la del oxígeno 200 veces. El producto formado, la proteína llamada carboxihemoglobina, no puede transportar el oxígeno a los tejidos.

Partículas en suspensión en la atmósfera

Entre los componentes de la contaminación atmosférica también se encuentran partículas de sustancias producidas por fenómenos naturales o por la interacción de los seres humanos con el medio. Entre las primeras, se encuentran los óxidos de hierro (Fe_2O_3), de titanio (TiO_2) y de fósforo (P_4H_{10}), partículas de hollín, provienen de la erupción de los volcanes, las minas, el polvo de los desiertos, sulfatos y nitratos de los suelos. También son el resultado de la interacción de los seres humanos con el medio ambiente como la combustión, diferentes industrias como las de hierro, níquel, acero, cemento. Estas partículas son nocivas para los humanos, producen enfisema pulmonar y bronquitis, aumentan la corrosión, generan suciedad y afectan el clima aumentando la nubosidad y niebla que alteran el equilibrio ecológico del planeta (figura 5.1).



Fig. 5.1 Chuquibambilla, una de las mayores minas a cielo abierto del mundo (arriba) y el estratovolcán más alto del planeta denominado Nevado Ojos del Salado, en la frontera entre Argentina y Chile

Los polvos del Sahara. Otro fenómeno atmosférico perjudicial

En el verano, la zona del Atlántico y el mar Caribe se ven afectados por los llamados polvos del Sahara.

**Recuerda que...**

El polvo del Sahara es un tipo de contaminación atmosférica formada por nubes de polvo muy seco y caliente, que se forman por la ocurrencia de las tormentas de arena y polvo de los desiertos de Sahara y de Sáhel en África, los cuales son llevados al Atlántico y el Caribe por los vientos alisios. Son portadores de muchas enfermedades de la piel, provocan alergias y afectan las vías respiratorias de los seres humanos, son transmisores de un hongo que destruye los arrecifes de coral y permiten el crecimiento de algas tóxicas, así como la destrucción de muchos cultivos por la existencia de plagas.

Estos vientos de Sahara no solo arrastran partículas de minerales de hierro, calcio, fósforo, silicio y mercurio, sino también virus, bacterias, hongos, ácaros patógenos, estafilococos y contaminantes orgánicos que provocan sequías y afectan los ecosistemas terrestres y marinos, así como la salud humana, especialmente en los niños y personas de la tercera edad.

**¿Sabías que...?**

Se calcula que caen anualmente una cantidad de más de 90 millones de toneladas de polvo de Sahara en esta zona del planeta. En los últimos 50 años este tipo de contaminación atmosférica se ha multiplicado en unas diez veces, como producto de los cambios en el clima que han provocado que la extensión de ese desierto sea 105 veces mayor que en el año 1920.

5.5 Define los conceptos siguientes: *contaminación atmosférica*, *efecto de invernadero*, *hueco de ozono*, *lluvias y nieves ácidas*, *partículas en suspensión* y *polvos de Sahara*.

5.7 Ejemplifica cómo la proporción en que se encuentran algunas sustancias en la atmósfera de la Tierra puede provocar beneficios o perjuicios al medio ambiente y la salud.

5.8 Investiga cuáles se consideran los principales contaminantes de la atmósfera de la Tierra y precisa, en cada uno de ellos: procedencia, efectos que provocan y las medidas que deben tomarse para evitar sus efectos perjudiciales en el medio ambiente y la salud.

Los suelos sedimentados que tienen las condiciones para el cultivo se dice que son fértiles. La fertilidad de estos suelos depende, en gran medida, de los componentes químicos (nutrientes) que posean, que propicien el crecimiento sostenido y adecuado de las plantas de utilidad para el ser humano, de su consistencia y estructura que permita trabajarlos adecuadamente, del agua que reciban y de su correcto drenaje.



Conoce un poco más

La contaminación del suelo o edáfica es aquella que se produce por la introducción de productos químicos que provoca su degradación. Estas sustancias químicas pueden ser sólidas, líquidas o gaseosas y pueden llegar al suelo por la acción de los seres humanos o por la naturaleza.

La degradación del suelo es el paso de un tipo de suelo a otro, generalmente esto representa la pérdida de los nutrientes necesarios para su buena fertilidad, cambios en la estructura del suelo, composición salina, variación de su acidez o basicidad (pH), efectos de los contaminantes tóxicos para los seres vivos que se encuentran en él, así como la capacidad de retención de su humedad.

5.3.1. Factores de origen químico que inciden en el beneficio y perjuicio de los suelos

Existen diferentes formas de degradación de los suelos en las que está presente la química, ya sea por la actividad humana o por la naturaleza. Tal es el caso de:

- la aplicación desmedida de fertilizantes para mejorar la fertilidad;
- el uso indebido de pesticidas para controlar plagas, insectos y malas hierbas;
- aplicación incorrecta de estiércol y purines;
- la salinización y sodificación del terreno;
- la pérdida de los nutrientes del suelo por sobreexplotación.

Los fertilizantes y los plaguicidas: ¿a favor o en contra?

Por ser Cuba un país eminentemente agrícola necesita de suelos de una alta calidad que sean cada día más productivos. Junto a ello se requiere adoptar las medidas necesarias para evitar la proliferación de plagas que perjudiquen las cosechas. En este proceso

Entre las sustancias que se incluyen en la fertilización y contaminación química de los suelos están los fertilizantes. Conocida es la importancia del uso de los fertilizantes para mantener o incrementar la presencia de nutrientes en el suelo o estimular el crecimiento de las plantas y con ello aumentar su calidad.



Los fertilizantes o abonos son sustancias inorgánicas u orgánicas, que contienen los nutrientes necesarios para mantener o elevar la fertilidad de los suelos. Una de sus principales características es que sean sustancias solubles en agua para que puedan ser asimilados por las raíces de las plantas. De acuerdo con su origen se clasifican en orgánicos e inorgánicos (minerales).

Las consecuencias negativas del uso de los fertilizantes se concentran en el riesgo sanitario que pueden provocar en los seres humanos y los daños al medio ambiente.

Los nutrientes del suelo, como, por ejemplo, el nitrógeno, el fósforo y el potasio, son devueltos al terreno en las proporciones debidas con el uso de los fertilizantes.

Sin embargo, el uso excesivo de estos productos puede ser muy perjudicial para el medio ambiente, los vegetales, los animales e incluso para la salud humana. Entre estas consecuencias negativas que pueden ocasionar estas sustancias están las siguientes:

- Toxicidad en los seres humanos por la presencia de nitratos en las aguas de beber y el desequilibrio que puede producir en el ciclo del elemento químico nitrógeno en la naturaleza.

- El control y la aplicación adecuada del uso de los plaguicidas garantizan una buena calidad de los productos y evita pérdidas económicas en la producción agrícola.



No siempre los plaguicidas son venenosos o perjudican el suelo. Se trata de que sean utilizados en las cantidades necesarias y bajo condiciones que no perjudiquen al ser humano o al área que le rodea. Las plagas pueden ser causadas por malas hierbas (malezas), virus, hongos y bacterias (elementos patógenos, enfermedades), por artrópodos, como los insectos y los ácaros, así como por mamíferos, aves y reptiles (vertebrados).

Otro tipo de material que es usado para obtener fertilizantes (abonos) son los *purines* (figura 5.2).



Fig. 5.2 Los purines son utilizados para obtener metano y como abonos

La *salinización* es otra forma de degradación de los suelos, la cual consiste en la acumulación en ellos de las sales que están disueltas en las aguas y del exceso de fertilizantes usados para su fertilización (figura 5.3). Debido al exceso de sales el suelo disminuye su fertilidad, trayendo como consecuencias la pérdida en los cultivos y el aumento progresivo de los suelos improductivos.

El aumento de la concentración de sales en los suelos puede ser de forma natural o producida por el ser humano. Las causas de la

primera pueden ser diversas, así, por ejemplo, puede ocurrir en suelos alcalinos ($\text{pH} > 9$) que son arcillosos con baja capacidad de infiltración o en terrenos bajos y planos que se inundan por las aguas de ríos o arroyos, en ambos casos, por evapotranspiración del agua quedan las sales en el terreno.



Salinidad de los suelos

Fig. 5.3 Existen diferentes formas de que los suelos adquieran un exceso de sales que los hacen infértiles

La evapotranspiración es la pérdida de la humedad de la superficie de un suelo como resultado de dos procesos que se producen conjuntamente, la evaporación directa del agua y la transpiración de la vegetación (ver glosario).

También existe la salinización de los suelos donde el nivel de las aguas subterráneas es poco profundo y el agua que asciende por capilaridad contiene sales disueltas. Mientras mayor sea la concentración de estas sales en el agua, mayor será el perjuicio.

En ocasiones, esto ocurre por la mezcla de agua de mar con el manto freático, debido a la extracción excesiva de agua del manto freático por el ser humano. Este proceso se conoce como instrucción salina.

La salinización causada por la acción de los humanos también puede producirse por deforestación o la sustitución de la vegetación natural, esto posibilita un aumento de la temperatura del terreno y, con ello, el aumento de la evapotranspiración, que crea una costra salina en su superficie.

De igual manera un uso de sistema de riego con aguas salobres o con un inadecuado drenaje puede ser otra vía de salinización del terreno. El uso excesivo de fertilizantes o de aguas contaminadas con subproductos industriales también puede producir este fenómeno en el suelo.

Al ser Cuba un archipiélago rodeado de agua salada, la atención a los manglares existentes en las costas es priorizada por el estado, dado que, además de reducir entre un 60 % y un 70 % el oleaje producido por los huracanes, evitan la contaminación de las aguas dulces con la de mar y, con ello, también la de los suelos, para lograr mantener la productividad de estos últimos.

En el estudio de la degradación de los suelos y de los fenómenos de contaminación medioambiental en general, representa un aspecto importante el análisis de los diferentes ciclos de los elementos químicos y de algunas sustancias que se producen en la naturaleza. Son denominados también ciclos biogeoquímicos. Los más frecuentes que están vinculados a la química medioambientalista son el del agua, el del carbono, el del oxígeno, el del nitrógeno, el del fósforo, el del azufre, el del mercurio y otros metales pesados, de ahí la importancia de su estudio en la enseñanza de la Química (figura 5.4).

CICLO

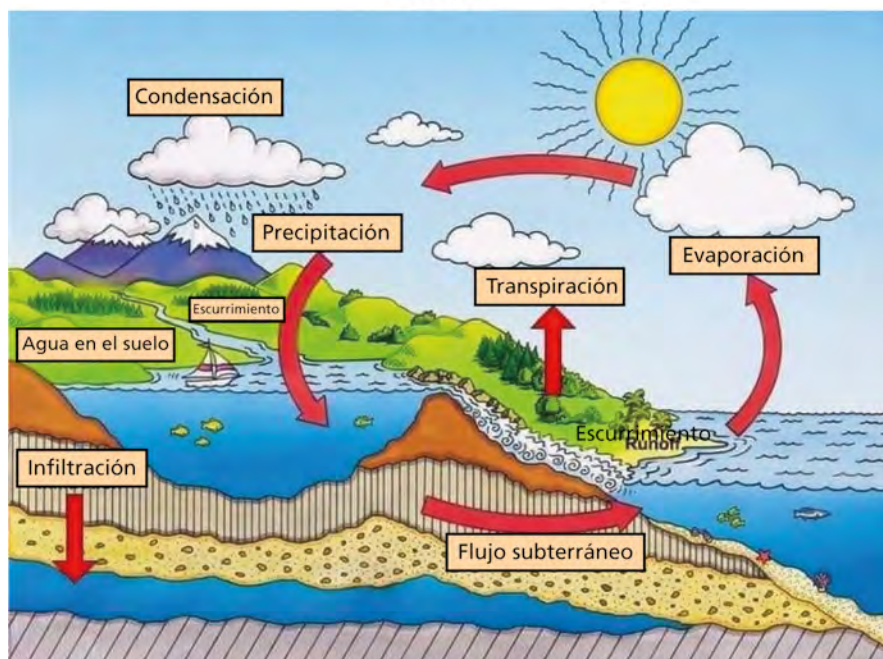


Fig. 5.4 Ciclos del agua y del elemento azufre en la naturaleza

Ambos ciclos muestran la manera natural de contaminación o purificación de diferentes sustancias y, por tanto, posibilitan la adopción de medidas de protección para la salud ambiental. En ellos se hace evidente la unidad material del mundo, revelando que todo está en constante movimiento y que la materia ni se crea ni se destruye, solo se transforma. No tener en cuenta este flujo natural de las sustancias en la naturaleza puede ser un agente contaminante del medio y de la muerte de los componentes vivos que en él se encuentran.

Contaminación hídrica o contaminación del agua

Este tipo de contaminación comprende el perjuicio de las aguas oceánicas y de los ríos, lagos, pozos y lagunas (aguas continentales), generalmente, por las actividades humanas (figura 5.5).

Contaminación hídrica



Fig. 5.5 Contaminación del agua de los océanos y los continentes

El término *desarrollo sostenible* está íntimamente relacionado con la lucha por satisfacer las necesidades de las actuales generaciones sin comprometer las posibilidades de desarrollo de la economía, el medio ambiente y las sociedades futuras. En este desarrollo sostenible el agua es una sustancia determinante, ya que los recursos hídricos y los servicios que ellos prestan a la sociedad guardan una estrecha relación con la eliminación de la pobreza, el desarrollo de la economía y el desarrollo sostenible medioambiental.

El desarrollo de la industria genera un gran consumo de agua y produce una gran cantidad de residuos que van a parar a las aguas. De igual manera, el transporte fluvial y marítimo trae como consecuencia la contaminación de las aguas. Esto provoca la muerte de muchas especies existentes en ellas (figura 5.6).



Fig. 5.6 Muerte de peces por contaminación de las aguas

Sin embargo, cada día es menor la reserva de agua potable en el planeta, dado el uso indiscriminado que se hace de ella, así como los problemas derivados del cambio climático que está provocando sequías nunca antes vistas. Se observan en la prensa noticias como las siguientes, que muestran el fenómeno en su extensión máxima:

"La Ciudad del Cabo, de cuatro millones de habitantes y capital legislativa de Sudáfrica, cuenta con menos de cien días de agua en sus embalses luego de tres años de una sequía nunca antes vista, informó que el llamado Día 0 ocurrirá el 21 de abril, según la capacidad actual del yacimiento y el consumo de agua diario. Ese día el suministro de agua se cortará en toda la ciudad, excepto en los hospitales y en los sectores más pobres. Los ciudadanos deberán recoger un tope de 25 litros de agua por día en 200 puntos repartidos en la ciudad y vigilados por guardias..."

El Estado cubano hace enormes esfuerzos por un aprovechamiento más racional del agua y busca alternativas para la obtención de agua potable. Desde los primeros años de la Revolución cubana se crearon en todo el país un considerable número de presas, que, si bien evitan inundaciones en el paso de huracanes, son una fuente de abastecimiento de agua para distintos usos, además de ser el hábitat de innumerables peces de agua dulce que sirven de alimentación sana a la población.

Otras medidas adoptadas para el abastecimiento de agua que pueda ser utilizada en el país, es la instalación y funcionamiento de plantas desalinizadoras del agua de mar. La desalinización es un proceso mediante el cual se eliminan las sales al agua de mar o salobre.

En muchas ocasiones el agua salada se obtiene directamente del mar, de lagos salados o de corrientes de agua existentes que se encuentran en los terrenos a poca profundidad. Un ejemplo de este último procedimiento es el que se utiliza en Cayo Largo del Sur, en el municipio especial Isla de la Juventud, en Cuba (figura 5.7), el cual abastece de agua potable hace más de 20 años a los centros turísticos y población cubana existentes en él.

En la actualidad se proyecta el funcionamiento de varias industrias desalinizadoras que creen condiciones más favorables para evitar la carencia de agua potable en todas las provincias del país en las etapas de fuertes sequías producto del cambio climático.

El agua salada proveniente de mares o lagos salados contiene una gran cantidad de sales minerales, las cuales la hacen no potable para los seres humanos. Si se toma en grandes cantidades, puede llegar a causar la muerte. La esencia del funcionamiento de las plantas desalinizadoras de agua de mar o salobre está en la aplicación de la llamada "ósmosis inversa". Para entender en qué consiste este

fenómeno, obsérvese primeramente las características fundamentales de lo que se considera ósmosis u ósmosis natural.



Planta desalinizadora



Cayo Largo del Sur

Fig. 5.7 El agua potable existente en este cayo cubano proviene de una industria desalinizadora

La *ósmosis natural* es un fenómeno físico relacionado con el movimiento de un disolvente a través de una membrana semipermeable (difusión simple), sin gasto de energía. En el caso de dos disoluciones acuosas de distinta concentración, separadas por una membrana semipermeable, las moléculas de agua pasan dicha membrana, de la disolución de menor concentración a la de mayor, hasta que se igualan sus concentraciones.

En este caso, la ósmosis ocurre bajo condiciones normales, en las que los dos lados de la membrana están a la misma presión y se genera por lo que se llama presión osmótica, que es la que hace pasar el disolvente presente en la disolución de menor concentración a la de mayor. Este fenómeno ocurre, por ejemplo, tanto en las células animales como vegetales de forma natural y existen en ellas los mecanismos que regulan sus consecuencias (figura 5.8).

Si se aumenta la presión a la disolución acuosa de mayor concentración, ocurre la ósmosis en sentido contrario (*ósmosis inversa*) y, con ello, se logra que el agua de la disolución más concentrada pase a la de menor, quedando en este lado el soluto (figura 5.9).

Fenómeno de la ósmosis

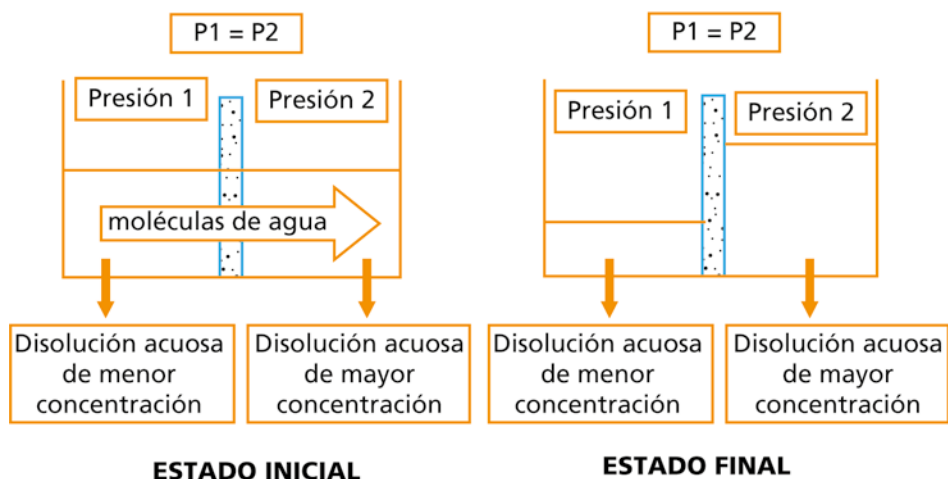


Fig. 5.8 Representación de la ósmosis natural

Fenómeno de la ósmosis inversa

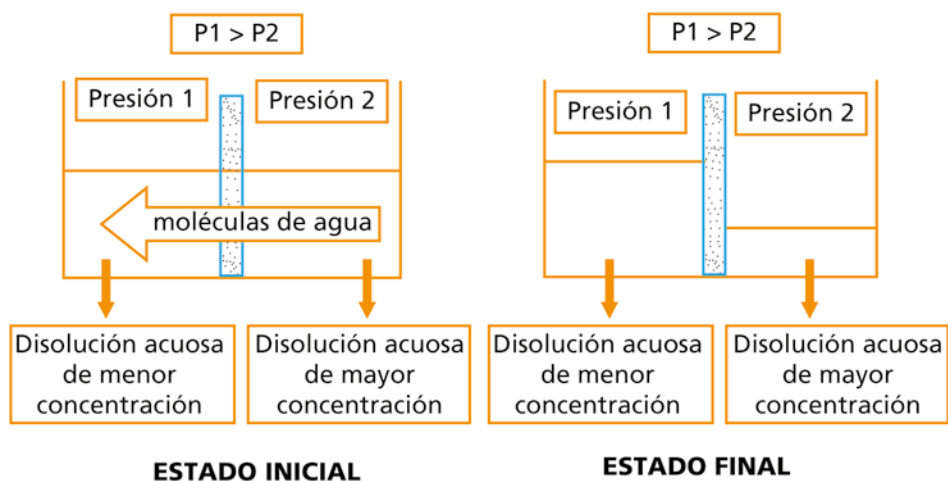


Fig. 5.9 Representación de la ósmosis inversa

En la planta desalinizadora la disolución más concentrada es agua de mar o de lagos salados, lográndose el paso del agua pura a la parte de menor concentración. El agua resultante llega a ser

potable cuando se le mezcla con volúmenes pequeños de agua más rica en minerales, la cual le resta agresividad y mejora su dureza y equilibrio iónico.

En la actualidad se continúan los estudios para reducir los inconvenientes que tiene esta importante industria, pues, además de ser muy costoso el proceso de desalinización, por el gasto elevado de consumo eléctrico, también producen desechos salinos y otras sustancias como la sílice neutra, compuestos de arsénico (As^{3+} y As^{5+}) y de boro que contaminan el medio ambiente.

Contaminación tóxica

La contaminación tóxica está relacionada con las sustancias naturales y artificiales presentes en muchos alimentos, en las aguas y el aire, así como las sustancias radiactivas producidas en procesos de obtención de fuentes de energías o investigaciones científicas que pueden perjudicar la salud ambiental. Está asociada a la denominada *carga tóxica o carga química corporal* determinada por la concentración de estas sustancias en un individuo o población determinada.

Se entiende por *contaminación tóxica* aquella pérdida de la calidad que es originada por la presencia de sustancias de riesgo tóxico que, en función de su cantidad, pueden afectar grave o duraderamente a los organismos vivos.

Muchas de estas sustancias, producidas en la industria química, pueden encontrarse en el agua, la tierra, el aire y en aquellos productos que consume el ser humano (alimentos, detergentes, ropa, cosméticos, entre otros muchos). Todas ellas pueden provocar serias consecuencias para la salud, entre las que están cáncer de colon, diabetes y la infertilidad, son sustancias que contienen minerales de elementos químicos pesados como mercurio, plomo, hierro, cobre, arsénico, zinc, entre otros (tabla 5.1).

Tabla 5.1 Daños a la salud que pueden provocar los excesos de elementos metálicos pesados en el organismo humano

Elementos metálicos	Daños	Enfermedades
mercurio	provoca	Temblores, gingivitis (inflamación y sangrado de la encía), alteraciones psicológicas y aborto espontáneo. Su forma más tóxica es el metil-mercurio
plomo	puede afectar	La síntesis de la hemoglobina, la función renal, las articulaciones, los intestinos y el sistema nervioso
cromo	provoca	Úlceras, irritación de la piel, trastornos hepáticos y renales, afectaciones en los sistemas nervioso y circulatorio
arsénico	puede producir	Envenenamiento, tanto por sus sustancias simples como por sus compuestos, por lo que llega a producir la muerte

Forma una parte importante de la contaminación tóxica la intoxicación alimentaria, que es la forma clínica de manifestarse la toxicidad mediante el consumo de alimentos, tanto sólidos como líquidos, que están contaminados con sustancias como venenos, elementos metálicos pesados, toxinas o agentes biológicos patógenos.

Contaminación auditiva, acústica o sonora

Otro tipo de contaminación ambiental, en la que las sustancias y las reacciones químicas están presentes, es la llamada auditiva,

determinada por el sonido excesivo y molesto (ruido) producido en las actividades de los seres humanos y que altera las condiciones del medio ambiente.

El ruido que provocan las maquinarias y las explosiones en la extracción y procesamiento de los minerales es un ejemplo de ello, lo cual puede llegar hasta la perforación del tímpano u otros daños irreversibles en los seres humanos. De igual forma, el ruido de los motores de automóviles, aviones, industrias, la construcción de edificios, entre muchos otros, afecta la calidad de vida al producir efectos negativos sobre la salud auditiva, física y mental de los seres vivos.

En muchos países, a pesar de las normativas existentes para disminuir la contaminación auditiva, no se ha logrado lo esperado, pues en ello tiene un rol de extrema importancia, al igual que en los distintos tipos de contaminación, la concientización de los seres humanos para evitarla.

Contaminación visual

Este tipo de contaminación ambiental está asociada a todo lo que afecte o incida negativamente en la visualización de algún lugar o que rompa su estética. Tal es el caso de la ubicación de industrias químicas o almacenes de productos químicos en sitios que rompan la belleza del paisaje o que lo perjudiquen. En la práctica diaria, los efectos de esta contaminación se combinan con otros de los tipos estudiados, afectando la salud ambiental de los seres vivos o la zona en que se ubiquen.

No debe confundirse la contaminación visual con la contaminación que provoca daños anatómicos o fisiológicos en los órganos de la visión y que provoca disminución de su calidad. Esta puede estar asociada por la entrada o puesta en contacto de los órganos de la visión (ojos) con sustancias químicas que irritan, afectan, dañan la estructura del ojo o sus partes y que puede estar ocasionada por sustancias líquidas, sólidas o gaseosas originadas en un

5.4.1 Influencia de la química en las aguas continentales y oceánicas

¿Cómo influye la química en el tratamiento a la contaminación del agua?

Para el desarrollo de esta temática te invitamos a que compartas algunas de tus experiencias y consideraciones respecto a las causas que originan la contaminación del agua, los riesgos para la salud que esta tiene y las medidas que debieran adoptarse por los gobiernos para evitar y proteger ríos, mares y océanos.

A continuación, te ofrecemos algunas de las causas que en la actualidad se identifican y pudieras argumentar según tu experiencia:

- Drenajes deficientes
- Plantas de tratamiento ineficientes o sobrecargadas
- Residuos de botes y embarcaciones
- Residuos de personas y animales en la playa
- Arrastre de residuos por lluvias

Los riesgos para la salud que pueden ocasionar están directamente relacionados con la transmisión de enfermedades que ocurre fundamentalmente por el contacto directo del hombre con aguas contaminadas, al tragar o aspirar dosis de agua infectadas, con microbios o comer mariscos y pescados contaminados.

¿Sabías que...?

Mundialmente 6,4 millones de toneladas de basura contaminan el mar cada año y el 90 % de esta basura son residuos de plástico.

Cada año mueren aproximadamente un millón de aves y cerca de 100 000 animales marinos por consumir basura que desecha el ser humano. También afecta la salud humana y provoca efectos económicos negativos en destinos turísticos.

Dentro de las principales acciones para evitar y controlar la contaminación del agua se encuentran: la aplicación de normativas específicas (leyes) que cada país regula; la aplicación de programas permanentes de monitoreo por las autoridades competentes y la utilización de sistemas de alerta y áreas protegidas.

Ahora te invitamos a que propongamos algunas medidas para el cuidado y protección de las aguas continentales y oceánicas.

5.5 Influencia de la química en la salud y la medicina ambiental

Al tratar el tema de la química y el medio ambiente, no se puede pasar por alto el análisis de la influencia de esta ciencia en dos de los componentes medioambientalistas, que son la salud ambiental y la medicina ambiental. Para ello, debe iniciarse por la precisión de las definiciones de estos dos conceptos, para, más tarde, valorar su tratamiento en la enseñanza de la Química en el nivel medio.

Ya se ha visto que la química es la ciencia que tiene como objeto de estudio las sustancias y sus transformaciones. La *salud ambiental* es considerada por la Organización Mundial de la Salud (OMS) como la disciplina que estudia los factores del medio ambiente que afectan la salud de los seres humanos, los vegetales y los animales, y en los últimos años está incluyéndose también la salud relacionada con los minerales, todos ellos dirigidos a garantizar una mejor calidad de vida (física, mental y social) y de bienestar social. Influyen en esta, no solamente los factores medioambientales químicos, que aquí serán tratados, sino los físicos, biológicos, sociales y psicosociales.

El tratamiento de este vínculo entre la química y la salud ambiental implica la evaluación, corrección, control y prevención de los factores químicos que en el medio ambiente afectan o pueden

afectar la salud de las presentes y futuras generaciones. Se tratará, pues, la influencia positiva y negativa que la química tiene en la salud de los humanos, los vegetales y los animales, y no solamente la ausencia de afecciones o enfermedades.

La industria química se fundamenta en la transformación de las sustancias mediante diferentes procedimientos. Incluso, los procesos industriales que no son exactamente de la industria química y que pueden ser de producción de alimentos, de conformación mecánica de estructuras, etcétera, si tienen en el flujo productivo el tratamiento de diferentes sustancias químicas y se generan desechos. Todos estos desechos, todos esos procesos tecnológicos en los que se transforman sustancias, generan gases, líquidos o sólidos que pueden afectar la calidad del aire, del agua, del suelo o de los organismos vivos directamente, por lo que son contaminantes. Por ello, las personas que intervienen en estos procesos deben tener un alto sentido de la responsabilidad en la actividad que desarrollan, mostrar un comportamiento de solidaridad con las demás personas y el medio ambiente y ser portadores del amor a la naturaleza y la obra creada por la humanidad. Son estos los valores ambientales que debe poseer toda persona que se relacione con el uso de las sustancias químicas.

5.5.1 Áreas de influencias negativas y positivas de la salud de los seres humanos, los animales y las plantas

La medicina ambiental es una rama de la salud ambiental que centra su atención en los efectos del medio ambiente sobre esta, tanto desde el punto de vista curativo (terapéutica ambiental) como preventivo (prevención ambiental).

El ser humano, para el bien propio y el de los demás que le rodean, debe poseer una cultura general lo más completa posible sobre la salud ambiental, centrando la atención en la influencia

Varias son las áreas en las que la aplicación de las sustancias y las reacciones químicas influyen positiva o negativamente en el bienestar de la vida humana, animal y vegetal. Entre las áreas más importantes están: la existencia de los seres vivos, la protección o cura de enfermedades mediante los medicamentos, así como para evitar plagas y enfermedades en las plantas, la productividad de los suelos mediante el uso de los fertilizantes inorgánicos y orgánicos y la producción de nutrientes para la producción de vegetales y para animales racionales como no racionales (figura 5.8).



Fig. 5.10 Algunas áreas de influencia de la química en la salud ambiental

Una de las áreas de influencia más peligrosa de la química en la salud de los seres vivos, es la relacionada con el uso correcto de sustancias que, por sus características y el efecto que producen

en los seres humanos, son centro de atención priorizada de todos los países. Estas sustancias llamadas drogas mal utilizadas, generan la drogadicción y con ello serios trastornos de conducta, salud y hasta la muerte de los seres humanos, asimismo son caldo de cultivo para la creación de organizaciones criminales de control y tráfico de drogas ilícitas.

Las drogas: armas químicas de protección o destrucción física y moral de los seres humanos

Entre las sustancias utilizadas con fines curativos están las llamadas drogas. La bibliografía recoge diferentes definiciones de este concepto, así como variadas clasificaciones. En el campo de la medicina, la OMS plantea que una droga es toda sustancia con posibilidades de prevenir o curar una enfermedad. Sin embargo, asocian este término no solo a sus fines terapéuticos (fármaco), sino también a sus características psicoactivas, legales o ilegales y de poder ser autoadministrada con posibilidades de abuso o dependencia o para sentir placer.

Una definición más generalizadora del concepto droga, que evidencia sus posibilidades positivas o negativas para la vida, es la que plantea que es toda sustancia de origen natural (animal, vegetal, mineral y bacteriano) o sintético (productos químicos o de laboratorio), que producen cambios beneficiosos o perjudiciales en el organismo.

Los alcaloides son ejemplos de sustancias, consideradas, muchas de ellas, como drogas. Estas sustancias son compuestos químicos producto del metabolismo de los aminoácidos de las plantas, que tienen una acción fisiológica activa en los animales, al actuar sobre la mente y calmar los dolores, aun en pequeñas cantidades, por lo que se usan como medicamentos. Muchas de ellas crean hábito.

Dada la riqueza de la vegetación endémica cubana, desde hace varios años se realizan estudios investigativos sobre la extracción y aplicación con fines medicinales de los alcaloides que contienen estas plantas.

Sin embargo, no siempre las drogas son utilizadas para el bienestar humano, sino que su mal uso provoca afectaciones en la conducta y la salud humana, hasta llegar a la muerte. De ahí que muchas de ellas sean legales y otras no lo sean.

Drogas legales

Entre las drogas legales más consumidas en el mundo están el alcohol (etanol), la nicotina y la cafeína. Si bien en determinadas dosis son utilizadas con fines curativos, también provocan males como el alcoholismo.

Bebidas alcohólicas: alcoholismo

Las bebidas alcohólicas son aquellas que contienen en su constitución el etanol. Las hay que son obtenidas por la acción de algunos microorganismos sobre los azúcares en ausencia de dioxígeno

(fermentación alcohólica), entre las que se encuentran las cervezas, los vinos, la sidra, el sake, vinos espumosos, entre otros. Este tipo de bebida elaborada por fermentación alcohólica está entre 3,5 y 15 grados de etanol. Téngase en cuenta que, a cada grado de graduación alcohólica le corresponden una unidad de porcentaje de etanol en el volumen total, así, cuando se dice que la bebida tiene 15° (quince grados) de alcohol, significa que tiene un 15 % de alcohol, o sea 150 mL de etanol por cada litro.

Otras bebidas alcohólicas tienen mayor composición de etanol entre (15° y 45°) y se elaboran por destilación de productos obtenidos de un proceso de fermentación. Tal es el caso del ron, el whisky, el tequila, el vodka, el pisco, el mezcal, entre muchas otras.

La ingesta sistemática de las bebidas alcohólicas puede producir el alcoholismo, que consiste en una enfermedad crónica, progresiva e incurable, en la cual la persona siente una gran necesidad y ansiedad de ingerir etanol. Esta dependencia a este tipo de alcohol no solo afecta a la salud del alcohólico, sino también a sus familiares, amigos y personas que estén a su alrededor. Es la primera causa evitable de anomalías congénitas físicas y mentales. Anualmente, mueren en el mundo más de tres millones de personas a causa del consumo nocivo del alcohol. Se conoce, además, que es la causa de más de 200 enfermedades y trastornos.

Las enzimas presentes en el hígado transforman al etanol en acetaldehído, que deteriora la coordinación mental y física del individuo. Puede llegarse a acumular el acetaldehído en sangre y esto provoca vómitos, mareos, náusea, sudoración profunda, falta de aire y dolor de cabeza. Cuando la concentración de etanol presente en la sangre es mayor de 0,4 % la persona puede sufrir un estado de coma y hasta la muerte. La tabla 5.2 muestra los efectos que produce el etanol en las personas que lo toman, que van desde la alegría hasta la muerte, en correspondencia con las cantidades que consuma.

Tabla 5.2 Comportamientos característicos de una persona de 68 kg que consume etanol

Número de cervezas (335 mL) o copas de vino (148 mL) por hora	Nivel de alcohol en sangre (% m/V)	Comportamiento característico
1	0,025	Un poco mareado, parlanchín
2	0,05	Euforia, conversación y risas estridentes
4	0,10	Pérdida de inhibición, pérdida de coordinación, somnolencia, legalmente borracho en la mayo- ría de los estados de la Unión Americana
8	0,20	Intoxicado, presto a la ira, emociones exageradas
12	0,30	Inconsciente
16-30	0,40-0,50	Estado de coma y muerte

El mensaje que contiene esta tabla reafirma el planteado en el *spot* televisivo cubano de que “puede comenzar como una diversión, puede terminar con tu vida”.

La etapa de la adolescencia está considerada como vulnerable para iniciar la carrera de un futuro alcohólico. La convivencia con personas consumidoras de alcohol motiva a la ingesta de esta droga por parte de los jóvenes. De ahí la alta responsabilidad de los padres en el control de la actividad de sus hijos. Todos los componentes de la sociedad tienen que apoyar a la escuela, la familia y a la propia

sociedad en la lucha contra el alcoholismo, propiciando que los educandos ganen los conocimientos, valores, conductas, entre otros, necesarios para que adquieran conciencia del riesgo que representa la toma en exceso de bebidas alcohólicas y que lo traduzcan en su conducta diaria.

La nicotina y el tabaco

La nicotina es una sustancia que se encuentra en alta concentración en las hojas del tabaco. Debe su nombre a Jean Nicot, quien en 1560 introduce en Francia esta planta. Ha sido utilizado como un poderoso veneno (insecticida) y en pequeñas cantidades representa un estimulante, que aumenta el nivel de adrenalina en la sangre, asimismo es una de las mayores causantes de adicción en las personas.

Este alcaloide es la causa de que muera diariamente una de cada diez personas en el mundo. Mediante las diferentes formas de utilización del tabaco que existen, las moléculas de nicotina llegan rápidamente al cerebro humano.

La nicotina es una de las sustancias denominadas carcinógenas, las cuales tienen la posibilidad de incrementar el crecimiento descontrolado de las células del organismo, producto de su reacción con el ADN. Al resultado de este crecimiento indebido se le llama tumor. Más del 90 % de las personas que padecen de cáncer de pulmón son fumadores de cigarrillos.

Por su influencia negativa en la salud de las personas, existe una lucha mundial por la abstinencia de consumo del tabaco, destacar los riesgos que provoca en la salud y el logro de políticas eficaces para reducir su consumo.

El café y la cafeína

La cafeína es un estimulante metabólico y del sistema nervioso central. Puede provocar insomnio o nerviosismo. Reduce la fatiga

física y restaura el estado de alerta mental, logrando un flujo de pensamiento más rápido. Se encuentra en el café, las bebidas energéticas, los refrescos de cola, la hierba mate, la guaraná y el cacao, entre otros. En la actualidad es utilizada ampliamente por la población por diferentes vías, fundamentalmente el café (figura 5.11).



Fig. 5.11 El café, droga legal preferida por la población

Tiene el inconveniente de que, generalmente, la adicción a la cafeína está asociada a la de la nicotina contenida en el tabaco. El tabaquismo reduce considerablemente el tiempo de vida media de la cafeína en el cuerpo humano. La bibliografía sugiere la promoción en la población de la necesidad del control de la cafeína en pacientes psiquiátricos, ya que esta puede provocar un aumento de su sintomatología o el bloqueo de los efectos de los medicamentos.

En la actualidad, la industria cafetalera está reduciendo el porcentaje de cafeína presente en el café, mediante un procedimiento en el que se ponen en contacto los granos de café verde con una corriente de dióxido de carbono, a una temperatura de unos 90 °C

y a una presión de 160 atm a 220 atm. Cuando estas condiciones vuelven a su estado normal, la cafeína precipita reduciendo su concentración de 1,3 % de cafeína a 0,2 %. El producto se vende a la población como café descafeinado. La cafeína natural, extraída en el proceso de descafeinización, es utilizada en la obtención de las bebidas energéticas.

Drogas ilegales

Otras drogas son ilegales y constituyen atención priorizada de muchos países por los efectos negativos que provocan en los seres humanos. Activa los llamados centros de placer en el cerebro y con ellas pueden llegar a provocar cambios físicos y morales en los seres humanos, hasta llegar a la muerte, en correspondencia con las dosis adquiridas.

Variadas son las medidas e iniciativas adoptadas en la actualidad contra el uso indebido y el tráfico ilícito de drogas. Se aúnan esfuerzos entre los países para incrementar el control de medicamentos y la producción de drogas dirigida a garantizar que los niños, los jóvenes y las personas en general gocen de bienestar, felicidad y no su destrucción. La Organización de Naciones Unidas (ONU) decidió celebrar el 26 de junio como día internacional de "Lucha contra el uso indebido y el tráfico ilícito de drogas".

Cuba, desde el triunfo de la Revolución socialista, en el año 1959, ha adoptado medidas efectivas de control de la entrada, producción, compra-venta y utilización de las drogas ilícitas. El Ministerio del Interior, la Aduana General de la República, las Tropas Guardafronteras y los destacamentos *Mirando al mar*, son instituciones cubanas fieles veladoras del cumplimiento de estos objetivos. Como parte del proceso educativo, la enseñanza de la Química tiene que apoyar estos importantes y humanos esfuerzos, aprovechando el objeto de estudio de esta ciencia para hacer

5.11 Elabora un mapa conceptual evidenciando las relaciones entre los conceptos: *medio ambiente, química medioambientalista, salud ambiental, medicina ambiental, terapéutica ambiental y prevención ambiental*.

5.12 Plantea en un texto la influencia de la química en la salud de los seres humanos, los animales y los vegetales.

5.13 Busca en la bibliografía a tu alcance un ejemplo de la influencia de las sustancias o las reacciones químicas en la salud ambiental.

5.14 Argumenta la siguiente expresión:

Las drogas: armas químicas de protección o destrucción física y moral de los seres humanos.

Ejemplifica.

Resumen y ejercitación

a) La lámina siguiente (figura 5.12) presenta algunos alimentos que contienen el elemento químico cromo. Investiga en Wikipedia el uso de la sustancia simple y de los compuestos de este elemento químico en favor de la sociedad y las consecuencias negativas de su asimilación por el organismo humano en cantidades fuera de lo recomendado (50-200 $\mu\text{g}/\text{día}$).

Alimentos ricos en cromo

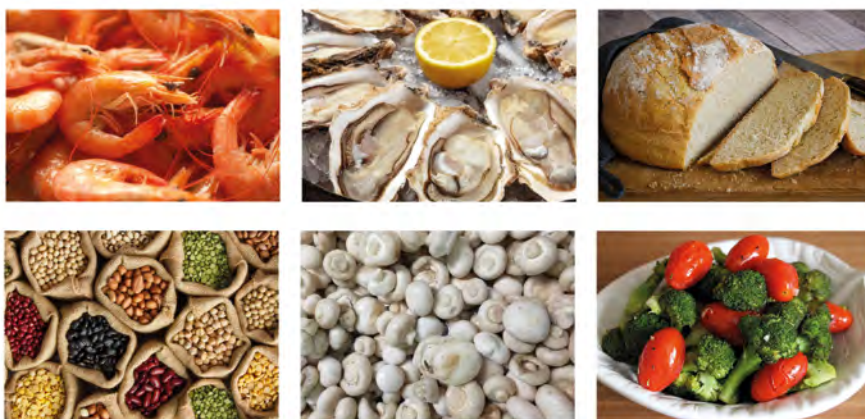


Fig. 5.12 Algunos alimentos que son ricos en cromo

5.15 ¿Qué medidas de protección para la salud humana plantearías después de haber consultado la tabla 5.1 de este libro y conocer el ciclo del mercurio en la naturaleza que a continuación te presentamos (figura 5.13)? Fundamentalas.

EN EL CICLO DEL MERCURIO (Hg) TODOS LOS CAMINOS CONDUCEN AL HOMBRE

El ciclo del mercurio es bioquímico, que involucra al metal mercurio, que es el único metal líquido a temperatura ambiente. Este se volatiliza fácilmente llegando a la atmósfera y de esta directamente al hombre que lo elimina por el sudor, las heces y la orina. Los volcanes y las minas son también fuentes de mercurio que pasan a las aguas.

Las bacterias presentes en las aguas lo absorben y lo transforman en metilmercurio, la forma más tóxica de este elemento químico.

El metilmercurio es tomado por el fitoplancton, el alimento de los peces pequeños, y estos de los grandes, viajando a través de la cadena alimenticia hasta alcanzar al ser humano, en donde aparecen las concentraciones más altas.

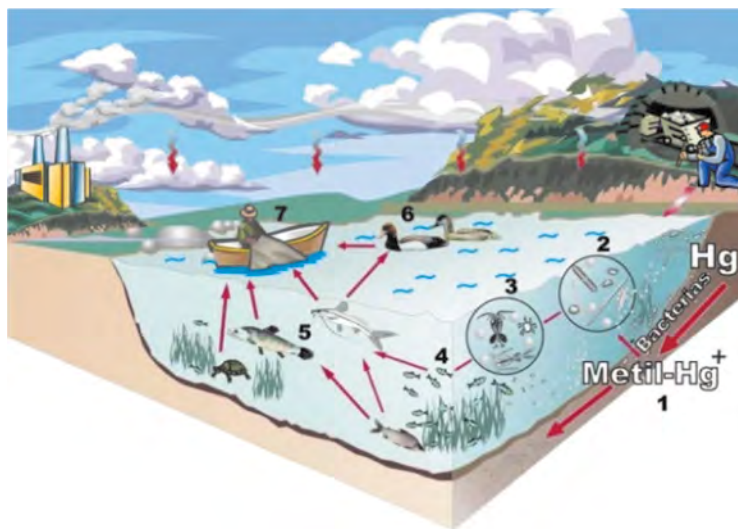


Fig. 5.13 Ciclo del mercurio en la naturaleza

5.16 Los relámpagos proporcionan la energía necesaria para que el dinitrógeno del aire reaccione con el dióxígeno y se formen distintos óxidos de nitrógeno que, al reaccionar con el agua de la atmósfera, producen ácido nítrico. Se considera que anualmente se producen 30 millones de toneladas de este ácido por esta vía y representa una forma de proporcionarle nitratos al suelo. Investiga y representa mediante sus ecuaciones químicas las distintas reacciones químicas que aquí se producen.

5.17 Analiza la información siguiente sobre los elementos químicos zinc y cadmio, y precisa cuántos tipos de contaminación química están presentes en ella.

"Aunque el zinc es un elemento esencial en cantidades de traza, el cadmio, que se le parece tanto, es un veneno. Una consecuencia del envenenamiento con cadmio es una enfermedad del esqueleto muy dolorosa denominada enfermedad de "itai-itai kyo" (en japonés itai significa lamento). Esta enfermedad se descubrió en una zona de Japón donde se mezclaban vertidos de una mina de zinc con el agua utilizada para regar los arrozales. Se encontró envenenamiento por cadmio en las personas que comían el arroz. El envenenamiento con cadmio también puede causar daños en el hígado y riñones y enfermedades pulmonares. El mecanismo del envenenamiento con cadmio puede incluir la sustitución en algunas enzimas del Zn (un elemento químico esencial) por Cd (un veneno). La preocupación por el envenenamiento con cadmio ha aumentado al comprobarse que casi siempre se encuentra algo de cadmio acompañando al zinc y sus compuestos, materiales que tienen importantes aplicaciones comerciales..."

5.18 Observa detenidamente la figura 5.14 y responde:



Fig. 5.14

- ¿Qué problemas reflejan estas fotografías?
- ¿Qué pie de figura pondrías en cada una de ellas?
- ¿Qué actitud debemos tener frente a cada uno de estos problemas?

5.19 ¿Qué reflexiones harías con tus compañeros al pedirles que analizaran la correspondencia entre las dos imágenes de la figura 5.15?



Fig. 5.15

5.20 Investiga sobre los efectos en la salud ambiental producidos en la llamada “Niebla tóxica de Donora”, ocurrida en Pensilvania, en 1948 y valora su impacto económico y medioambiental.

APÉNDICES

Apéndice 1 Los 20 aminoácidos presentes en las proteínas

Nombre	Símbolo	Abreviatura ¹	Estructura
la cadena lateral es H o un grupo alquilo (no polar)			
glicina	G	Gly	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{N}-\text{CH}-\text{COOH} \\ \\ \text{H} \end{array}$
alanina	A	Ala	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{N}-\text{CH}-\text{COOH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$
*valina	V	Val	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{N}-\text{CH}-\text{COOH} \\ \\ \text{CH}_3 \\ / \quad \backslash \\ \text{CH}_3 \quad \text{CH}_3 \end{array}$
*leucina	L	Leu	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{N}-\text{CH}-\text{COOH} \\ \\ \text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$
*isoleucina	I	Ile	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{N}-\text{CH}-\text{COOH} \\ \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2\text{CH}_3 \end{array}$

¹ La abreviatura es un código usado en vez del nombre para denotar al aminoácido, muy útil para describir las estructuras primarias de péptidos incluidas las proteínas.

Nombre	Símbolo	Abreviatura ¹	Estructura
*fenilalanina	F	Phe	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{N}-\text{CH}-\text{COOH} \\ \\ \text{CH}_2-\text{C}_6\text{H}_5 \end{array}$
prolina	P	Pro	$\begin{array}{c} \text{HN}-\text{CH}-\text{COOH} \\ / \quad \backslash \\ \text{H}_2\text{C} \quad \text{CH}_2 \\ \backslash \quad / \\ \text{CH}_2 \end{array}$
tirosina	Y	Tyr	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{N}-\text{CH}-\text{COOH} \\ \\ \text{CH}_2-\text{C}_6\text{H}_4-\text{OH} \end{array}$
la cadena lateral contiene azufre			
cisteína	C	Cys	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{N}-\text{CH}-\text{COOH} \\ \\ \text{CH}_2-\text{SH} \end{array}$
*metionina	M	Met	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{N}-\text{CH}-\text{COOH} \\ \\ \text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{S}-\text{CH}_3 \end{array}$
la cadena lateral contiene nitrógeno no básico			
asparagina	N	Asn	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{N}-\text{CH}-\text{COOH} \\ \\ \text{CH}_2-\text{C}-\text{NH}_2 \\ \\ \text{O} \end{array}$
glutamina	Q	Gln	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{N}-\text{CH}-\text{COOH} \\ \\ \text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{C}-\text{NH}_2 \\ \\ \text{O} \end{array}$

Nombre	Símbolo	Abreviatura ¹	Estructura
*triptofano	W	Trp	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{N}-\text{CH}-\text{COOH} \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{Indole ring} \end{array}$
la cadena lateral es ácida			
ácido aspártico	D	Asp	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{N}-\text{CH}-\text{COOH} \\ \\ \text{CH}_2-\text{COOH} \end{array}$
ácido glutámico	E	Glu	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{N}-\text{CH}-\text{COOH} \\ \\ \text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH} \end{array}$
la cadena lateral es básica			
*lisina	K	Lys	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{N}-\text{CH}-\text{COOH} \\ \\ \text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}_2 \end{array}$
*arginina	R	Arg	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{N}-\text{CH}-\text{COOH} \\ \\ \text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}-\text{C}-\text{NH}_2 \\ \quad \quad \quad \parallel \\ \quad \quad \quad \text{NH} \end{array}$

Ten en cuenta que los alfa aminoácidos representados se diferencian estructuralmente en el sustituyente (R) unido al carbono alfa, (llamada cadena lateral). Se puede observar también que en las estructuras todos los aminoácidos tienen un grupo amino primario y que solo la prolina tiene un grupo secundario incorporado a un anillo de 5 miembros.

La clasificación de aminoácidos en neutros, básicos o ácidos, está en dependencia de las características de la cadena lateral, cuya información aparece en la tabla anterior en rojo. Y, por tanto, tiene una valencia libre. Los nombres con asterisco son los aminoácidos esenciales.

Apéndice 2 Glosario de términos

Alcaloide: compuesto presente en la naturaleza con características básicas, muchos de ellos con profundos efectos fisiológicos

Aceite: triéster formado de ácidos grasos con la glicerina (triglicérido), que es un líquido a temperatura ambiente.

Aceites esenciales: aceites aromáticos (esencias) que se obtienen en forma concentrada a partir de las plantas.

Ácido graso: ácido carboxílico de cadena larga, es aislado de la hidrólisis de las grasas. La mayoría de los ácidos grasos naturales contienen números pares de átomos de carbono entre 10 y 20.

Agente oxidante: es la especie que se reduce en la reacción, capta electrones.

Agente reductor: especie que se reduce en la reacción, cede electrones.

Alcanos: hidrocarburos alifáticos que tienen solamente simples enlaces entre sus átomos de carbono y cumplen con la fórmula general, C_nH_{2n+2} .

Alquenos: Hidrocarburos alifáticos que tienen un doble enlace entre sus átomos de carbono y cumplen con la fórmula general. C_nH_{2n} .

Amina primaria: Amina que posee un grupo alquílico o arílico. Su fórmula química general es $R - NH_2$.

Amina secundaria: amina que posee dos grupos alquílicos o arílicos. Su fórmula química general es $R - NH - R'$, donde los grupos R, R', pueden ser iguales o diferentes.

Amina terciaria: amina que posee tres grupos alquílicos o arílicos. Su fórmula química general es R_3N , donde los grupos R, pueden ser iguales o diferentes.

Carbono terciario: un átomo de carbono que está enlazado a tres átomos de carbono.

Craqueo: proceso usado en la industria del petróleo para romper grandes moléculas de hidrocarburos obteniendo otras más pequeñas. Puede ser craqueo térmico (uso de calentamiento) o craqueo catalítico (uso de catalizadores).

Dipéptido: péptido formado por dos residuos de aminoácidos.

Disacárido: sacárido que por hidrólisis produce dos monosacáridos.

Doble enlace: enlace compuesto de cuatro electrones: dos electrones en un enlace sigma y dos electrones en un enlace pi.

Electroforesis: técnica para separar moléculas cargadas basada en sus diferentes movibilidades en un campo eléctrico que se aplica.

Enlace covalente: el tipo de enlace que resulta cuando los electrones de los átomos que participan en uno o más enlaces son compartidos.

Enlace pi (π): enlace débil, solapamiento lateral entre los orbitales p puros de ambos átomos enlazados.

Enlace sigma (σ): un simple enlace. Enlace donde al pasar un eje imaginario entre los núcleos de los átomos enlazados, también el eje contiene a los electrones que participan en el enlace.

Enlaces peptídicos: uniones amido entre residuos de aminoácidos.

Enzima: catalizador biológico que contiene a una proteína. Algunas enzimas contienen grupos prostéticos, constituyentes no proteínicos que son determinantes para el funcionamiento catalítico.

Esterificación: la síntesis de un éster, usualmente involucra las reacciones de ácidos carboxílicos o derivados de estos con los alcoholes.

Estructura de Kekulé: estructura donde los enlaces son representados por líneas.

Fase: porción de un sistema que mantiene las propiedades físicas y químicas en todas sus partes.

Flechas curvadas: indican la dirección del flujo de electrones en un mecanismo de reacción. Siempre se dirige desde la fuente de electrones hacia el lugar deficiente de electrones. Doble saeta se usa cuando la fuente es de un par de electrones, y para una fuente de un solo electrón se utiliza una media saeta. Nunca se usa para mostrar el movimiento de átomos.

Fórmula química global: fórmula que da la cantidad de átomos de cada tipo que hay en la molécula.

Fuerza dipolo-dipolo: interacción entre moléculas que tienen momentos dipolo permanentes

Fuerza ion-dipolo: Interacción de un ion con un dipolo permanente. Ejemplo la solvatación de un ion por un disolvente polar.

Fuerzas de dispersión (fuerzas de London): fuerzas débiles que actúan entre moléculas no polares o entre partes de la misma molécula. Son resultado de fluctuaciones en la distribución de los electrones que induce un dipolo en la otra molécula o zona.

Fuerzas intermoleculares (fuerzas de Van der Waals): fuerzas que actúan entre las moléculas debido a la distribución de electrones permanente o temporalmente. Pueden ser atractivas o repulsivas. Ejemplos de estas fuerzas son las fuerzas dipolo –dipolo (incluyendo las asociaciones por puente de hidrógeno) y las fuerzas de dispersión.

Fullerenos: moléculas aromáticas en forma de una esfera con geometría de un icosaedro truncado. Las estructuras están compuestas por un conjunto de hexágonos y pentágonos. La hibridación asignada a cada carbono es sp_2

Glicolípidos: residuos de sacáridos que están unidos a residuos de lípidos por enlaces glicosídicos.

Glicoproteínas: residuos de sacáridos que están unidos a residuos de proteínas por enlaces glicosídicos.

Grasa: un triglicerol. Triéster del glicerol con ácidos carboxílicos.

Grupo alquilo: fragmento de una molécula derivada de un alcano donde falta un átomo de hidrógeno y tiene una valencia libre.

Grupo arilo: fragmento de un anillo aromático, donde a la estructura de este le falta un átomo de hidrógeno y tiene una valencia libre.

Grupo funcional: grupo particular de átomos que determina primariamente cómo reacciona la molécula. Ejemplo el grupo carbonilo.

Grupo hidrofílico: un grupo polar que se orienta hacia un medio acuoso.

Grupo hidrofóbico: un grupo no polar que evita el medio acuoso y busca el medio apolar.

Hidrofílico: atraído por el agua.

Hidrofóbico: repelido por el agua. Generalmente es no polar y lipofílico soluble en aceites y disolventes no polares.

Hidrogenación: una reacción en la cual átomos de hidrógeno se adicionan a compuestos con dobles o triples enlaces, obteniéndose un producto saturado o con menor insaturación. Se utilizan catalizadores tales como Ni, Pd y Pt.

Homólogos: compuestos que solo difieren en un grupo $-CH_2-$.

Inhibidor de radicales: molécula o fragmento de una molécula que se añade al sistema para prevenir la reacción en cadenas, formando especies estables.

Intermediario: molécula o fragmento de una molécula que se forma en una reacción y que reacciona en los pasos siguientes del mecanismo.

Ion dipolar (molécula dipola o Zwitterion): estructura con carga total cero, pero que tiene una zona cargada positivamente y una zona cargada negativamente. La mayoría de los aminoácidos se encuentran en formas iónicas dipolares.

Isómeros: moléculas con estructuras diferentes, pero con la misma fórmula global.

Isótopos: átomos con el mismo número atómico pero diferente índice de masa.

Lípidos: sustancias de origen biológico que es soluble en disolventes no polares.

Mecanismo de reacción: descripción paso a paso de lo que ocurre a nivel atómico molecular durante la transformación de reaccionantes a productos en una reacción química. Incluye los intermediarios, estados de transición y flechas para mostrar el movimiento de los electrones. Deben coincidir con los datos experimentales.

Micelas: agrupamientos esféricos de moléculas de un jabón, fosfolípido o de otro agente emulsionante disperso en un disolvente generalmente agua. Donde las cabezas hidrofílicas (zona polar) están en contacto con el disolvente y las colas hidrofóbicas (zona apolar) de las moléculas están hacia el interior del agrupamiento.

Momento dipolo: propiedad física asociada a la molécula polar, que puede ser medida experimentalmente.

Monosacárido: el tipo de sacárido más sencillo. Se produce cuando un sacárido más complejo se hidroliza.

Orbitales degenerados: orbitales de igual energía; por ejemplo, los 3 orbitales p son degenerados.

Oxidación: cuando en una molécula o ion reacciona y átomos presentes ceden electrones, número de oxidación de esos átomos aumenta. Usualmente entre el reaccionante y el producto se observa un incremento de la cantidad de oxígeno y/o pérdida de átomos de hidrógenos.

Prostaglandinas: clases de reguladores bioquímicos que están formados por un ácido carboxílico de 20 átomos de carbono que contiene un anillo de ciclopentano y varios grupos funcionales.

Reacción de sustitución: una reacción en la cual un grupo o un átomo reemplaza a otro en una molécula formando otra molécula diferente.

Reacción vía radicales: una reacción que involucre radicales libres como intermediarios.

Ruptura heterolítica: ruptura de un enlace de forma que uno de los átomos retiene los dos electrones del enlace. Forma dos iones un catión y un anión.

Ruptura homolítica: ruptura de un enlace de forma que cada átomo retenga uno de los dos electrones del enlace.

Series homólogas: series de compuestos en la que cada miembro difiere del próximo en una unidad constante ($-\text{CH}_2-$)

Sistema IUPAC: (también llamada nomenclatura sistemática). Reglas e indicaciones aprobadas por la Unión Internacional de Química Pura y aplicada que permite que los nombres no sean ambiguos.

Sustituyentes geminales (gem-): sustituyentes que están sobre el mismo átomo de carbono.

Triple enlace: enlace donde está presente un enlace fuerte, σ y dos enlaces débiles, π .

Apéndice 3 Distribuciones electrónicas por la notación nl^x

H, $Z = 1$, $1s^1$

He, $Z = 2$, $1s^2$

Li, $Z = 3$, $1s^2 2s^1$

Be, $Z = 4$, $1s^2 2s^2$

B, $Z = 5$, $1s^2 2s^2 2p^1$

C, $Z = 6$, $1s^2 2s^2 2p^2$

N, $Z = 7$, $1s^2 2s^2 2p^3$

O, $Z = 8$, $1s^2 2s^2 2p^4$

F, $Z = 9$, $1s^2 2s^2 2p^5$

Ne, $Z = 10$, $1s^2 2s^2 2p^6$

Na, $Z = 11$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Mg, $Z = 12$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Al, $Z = 13$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

Si, $Z = 14$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

P, $Z = 15$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

S, $Z = 16$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

Cl, $Z = 17$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Ar, $Z = 18$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

K, $Z = 19$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

Ca, $Z = 20$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Sc, $Z = 21$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$

Ti, $Z = 22$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$

V, $Z = 23$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$

Cr, $Z = 24$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$

Mn, $Z = 25$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$

Fe, $Z = 26$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$

Co, $Z = 27$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$

Ni, $Z = 28$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$

Cu, $Z = 29$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$

Zn, $Z = 30$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$

Apéndice 4 Tabla periódica moderna

Grupo

1 IA

PERÍODO

1

1,008

H

HIDRÓGENO

2 IIA

3

6,94

Li

LITIO

4

9,01

Be

BERILIO

11

22,99

Na

SODIO

12

24,30

Mg

MAGNESIO

3 IIIB

4 IVB

5 VB

6 VIB

7 VII B

8

9

VIIIB

Grupo según la IUPAC

Número atómico

1

1,008

H

HIDRÓGENO

Grupo A o B

Masa atómica relativa

Símbolo del elemento

Nombre del elemento

19	39,098	20	40,08	21	44,96	22	47,867	23	50,94	24	51,996	25	54,94	26	55,85	27	58,93
K	POTASIO	Ca	CALCIO	Sc	ESCANDIO	Ti	TITANIO	V	VANADIO	Cr	CROMO	Mn	MANGANESO	Fe	HIERRO	Co	COBALTO
37	85,47	38	87,62	39	88,906	40	91,22	41	92,91	42	95,96	43	(96)	44	101,07	45	102,91
Rb	RUBIDIO	Sr	ESTRONCIO	Y	ITRIO	Zr	CIRCONIO	Nb	NIOBIO	Mo	MOLIBDENO	Tc	TECNECIO	Ru	RUTENIO	Rh	RODIO
55	132,91	56	137,33	57-71	57-71	72	178,49	73	180,95	74	183,84	75	186,2	76	190,2	77	192,2
Cs	CESIO	Ba	BARIO	La-Lu	LANTÁNIDOS	Hf	HAFNIO	Ta	TÁNTALO	W	WOLFRAMIO	Re	RENIO	Os	OSMIO	Ir	IRIDIO
87	(223)	88	(226)	89-103	89-103	104	(267)	105	(268)	106	(271)	107	(272)	108	(277)	109	(276)
Fr	FRANCIO	Ra	RADIO	Ac-Lr	ACTÍNIDOS	Rf	RUTHERFORDIO	Db	DUBNIO	Sg	SEABORGIO	Bh	BOHRIO	Hs	HASSIO	Mt	MEITNERIO

57	138,91	58	140,12	59	140,91	60	144,24	61	(145)	62	150,36
La	LANTANO	Ce	CERIO	Pr	PRASEODINIO	Nd	NEODINIO	Pm	PROMETIO	Sm	SAMARIO
89	(227)	90	232,04	91	231,04	92	238,03	93	(237)	94	(244)
Ac	ACTINIO	Th	TORIO	Pa	PROTACTINIO	U	URANIO	Np	NEPTUNIO	Pu	PLUTONIO

Leyenda

Elementos
no
metálicos

Elementos
alcalinos

Elementos
alcalinos
térreos

Elementos
metálicos

**Elementos
actínidos**

Apéndice 5 Orientaciones generales para el trabajo en el laboratorio

1. Debes prepararte bien, estudiando el contenido teórico del libro relacionado con la práctica.
2. Realizar las preguntas previas o tareas dadas sobre la práctica, así como el estudio de la técnica operatoria (procedimiento).
3. En el laboratorio, durante la realización de la actividad experimental, debes realizar tu actividad concentrado y preparado en lo individual, así como en el trabajo por parejas o equipos.
4. En tu puesto de trabajo debes tener siempre cuidado en la manipulación correcta de útiles y de las muestras o preparados que usarás.
5. Cuando tengas dudas sobre la manipulación o montaje de un aparato llama al profesor o técnico del laboratorio.
6. No se debe hablar en el laboratorio, ni realizar movimientos o desplazamientos bruscos.
7. Tu puesto debe quedar limpio y organizado, llama al técnico o profesor para su inspección.
8. Debes usar las batas de laboratorio, gafas y guantes durante los experimentos.
9. Consulta las *Medidas de seguridad para el trabajo* en el laboratorio, en las que se relacionan las sustancias con que trabajarás y sus códigos de riesgos y precauciones de seguridad que permitirán que se trabaje de forma segura y con el cuidado necesario. Además, aparecen también tablas con informaciones más detalladas.

Apéndice 6 Medidas de seguridad para el trabajo en el laboratorio

Códigos de riesgos y seguridad de las sustancias químicas a utilizar en las actividades experimentales

Compuestos, mezclas, disoluciones	Códigos de riesgos	Códigos de seguridad
hidróxido de sodio	R 336-38	S 26
ácido sulfúrico	R 35	S ₂₆ -30-45
etanol	R 11	S ₇ S ₁₆
anhídrido acético	R 10-35	S 23-26-45
hidróxido de calcio	no listado	
cloroformo	R 25-67	S 7-23-61-62
hexano	R 11-38-48/20-51/53-62-65-67	S 9-16-29-33-36/37-61-62
aceite de cocina	no listado	
clara de huevo desecada	no listado	

Códigos de riesgos particulares y sus significados

Códigos	Significados
8	Contacto con material combustible, puede causar fuego
10	Inflamable
11	Altamente inflamable
12	Extremadamente inflamable
19	Puede formar peróxidos explosivos
22	Dañino si se ingiere
25	Tóxico si se ingiere

Códigos	Significados
34	Causa quemaduras
35	Causa quemaduras severas
36	Irritante de los ojos
37	Irritante del sistema respiratorio
38	Irritante de la piel
65	Dañino: puede causar daños al pulmón si se ingiere
66	Exposición repetida puede causar ruptura o resequedad en la piel
67	Vapores, pueden causar somnolencia y mareos

Combinaciones de riesgos particulares

Códigos	Significados
20/21/22	Dañino por inhalación, contacto con la piel y por ingestión
36/37/38	Irritante de los ojos, sistema respiratorio y de la piel
50/53	Muy tóxico para organismos acuáticos, puede causar efectos a largo plazo para ambientes acuáticos

Códigos de seguridad requeridos y sus significados

Códigos	Significados
7	Mantenga el contenedor cerrado
9	Mantenga el contenedor en un lugar bien ventilado
16	Mantenga alejado de fuentes de ignición. No fume
22	No inhale el polvo
23	No inhale gases/humos/vapores/sprays
24	Evite contacto con la piel

26	En caso de contacto con los ojos, lave la zona afectada inmediatamente con abundante agua y consulte con un médico
28	En caso de contacto con la piel, lave la zona afectada inmediatamente con abundante agua
29	No deseche en el drenaje
33	Tome precaución para evitar descargas de electricidad estática
36	Use bata de laboratorio indicada
45	En caso de accidente o de sentirse mal, busque ayuda médica inmediatamente (muestre la etiqueta en caso de ser posible)
60	Este material y/o su contenedor de ser desechado como un desecho peligroso
61	Evite desecharlo al ambiente
62	En caso de ser ingerido, no induzca el vómito, busque ayuda médica inmediatamente y muestre el contenedor o la etiqueta

Combinaciones de precauciones de seguridad requeridas

Códigos	Significados
24/25	Evite contacto con la piel y los ojos
36/37	Utilice bata de laboratorio indicada y guantes
36/37/39	Utilice bata de laboratorio indicada, guantes y protección para los ojos y la cara
37/39	Utilice guantes y protección indicados para los ojos y la cara

Apéndice 7 Experimentos de clase

Experimento de clase 1 Propiedades generales de las sustancias orgánicas e inorgánicas. Comparación

Introducción

Los compuestos orgánicos poseen propiedades generales que los identifican de los compuestos inorgánicos, entre estas mencionamos a la solubilidad en disolventes polares y apolares, la combustibilidad y la fusibilidad.

1. ¿Por qué una sustancia orgánica como el eteno es soluble en benceno (apolar), pero no en agua?
2. Di el nombre de las fuerzas que mantienen unidas a las moléculas en cada muestra.
3. Representa un esquema de la combustión completa del etanol.

Reactivos y útiles para la demostración	Cantidad
Tubos de ensayo	15
Vasos de precipitado	2
Mechero u hornilla	2
Cápsula de porcelana	6
Varilla de vidrio maciza (agitador)	1
Fósforos o fosforera	
Disolvente apolar (según su dotación)	15 mL
Agua destilada	40 mL
Manteca	muestra dada
Parafina	muestra dada
Etanol	50 mL
Hexano	50 mL
Cloruro de sodio	12 g

Procedimientos

De acuerdo con las muestras entregadas en recipientes (5) por el profesor, realiza los siguientes ensayos:

■ Muestras

- muestra 1, hexano (cualquier otro hidrocarburo líquido)
- muestra 2, parafina (líquida o sólida)
- muestra 3, etanol
- muestra 4, papel de filtro
- muestra 5: manteca
- muestra 6 cloruro de sodio

Por cada muestra realiza las operaciones siguientes:

■ Solubilidad

- a)** En dos tubos de ensayo, vierte o añade en cada uno de ellos, aproximadamente un tercio de la muestra dada.
- b)** Añade a uno de los tubos de ensayos 5 mL de agua. Agita, observa y anota.
- c)** Al otro tubo de ensayo añade 5 mL del disolvente apolar dado. Agita, observa y anota.

■ Combustibilidad

- a)** Vierte o coloca en una cápsula de porcelana una pequeña cantidad de cada muestra.
- b)** Con ayuda de una fosforera o fósforo comprueba su combustibilidad acercándole el fósforo encendido.
- c)** Observa lo ocurrido y anota.

■ Fusibilidad

- a)** Coloca en dos vasos de precipitado muestras de parafina, cloruro de sodio y de manteca.
- b)** Calienta moderadamente los vasos de precipitado.
- c)** Observa lo ocurrido y anota.

Tarea 1 Realiza un cuadro con los resultados obtenidos.

Experimento de clase 2 Propiedades generales de los compuestos orgánicos

Introducción

Los compuestos orgánicos poseen propiedades generales características, entre estas mencionamos sus bajas densidades, bajas temperaturas de ebullición y su solubilidad frente a disolventes apolares.

1. ¿Por qué muchas sustancias orgánicas son solubles en disolventes apolares?
2. Di el nombre de las fuerzas que mantiene unidas a las moléculas orgánicas en cada muestra.

Reactivos y útiles para la demostración	Cantidad
Tubos de ensayo	15
Vasos de precipitado	3
Mechero u hornilla	2
Varilla de vidrio maciza (agitador)	1
Parafina líquida	15 mL
Etanol o 1-propanol (1 o 2)	10 mL
Hexano	15 mL
Propanona	10 mL
Ácido etanoico	10 mL
Cloroformo	20 mL
Agua	20 mL

Procedimientos

1. Coloca en tubos de ensayos rotulados (1, 2, 3, 4, 5) las muestras numeradas.
2. Añade a cada uno 1 mL de cloroformo, medido en una probeta de 5 mL o 10 mL. Agita.

3. Observa y anota.
4. Repite el paso 1.
5. Añade a cada uno 1 mL de agua. Agita.
6. Observa y anota.
7. Observa los tubos de ensayos 1 y 3.
8. Analizando las mezclas 1 y 3 con el agua, compara sus densidades con respecto a la del agua (1 g/mL^{-1}).
9. Coloca en 3 vasos de precipitados una cantidad dada por el profesor de la muestra; en un vaso, la muestra 2 (5 mL), en otro, la muestra 3 (5 mL) y en el último 5 mL de agua.
10. Colócalos en la hornilla y calienta moderadamente.

Observa y anota.

Tarea 2 Completa el siguiente cuadro.

Muestras	Solubilidad en agua	Solubilidad en disolvente orgánico	Densidad respecto a la del agua	Volatilidad respecto a la del agua
1				–
2			–	–
3			–	–
4			–	–
5			–	–

Experimento de clase 3 Obtención de la aspirina

Introducción

La aspirina (ácido acetilsalicílico) es un ácido carboxílico, el fármaco que más se ha empleado en la sociedad moderna.

Tiene acción analgésica, antipirética y antiinflamatoria sobre el organismo. Actúa inhibiendo la biosíntesis de prostanglandinas compuestos que induce el dolor, la fiebre y la inflamación. También se usa en la actualidad como anticoagulante en la prevención de infartos al miocardio y de ataques al corazón por formación de trombos.

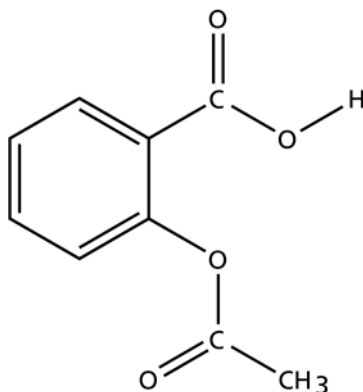


Fig. 1 Fórmula estructural de la aspirina

Para que sea fisiológicamente activa, debe estar en su forma básica. Al comparar la figura 1 con la figura 2, se observa que la forma ácida es la representación más conocida de la aspirina, pero su actividad fisiológica se realiza cuando está en su forma básica.

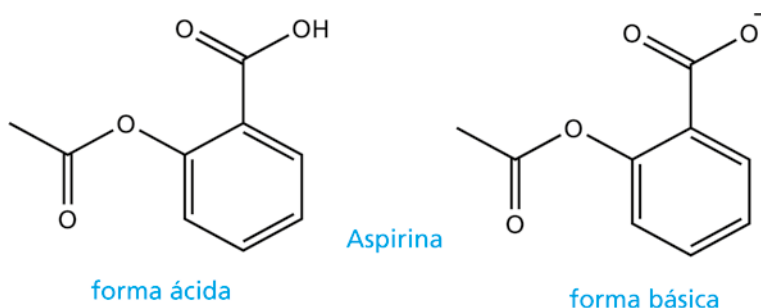


Fig. 2 Fórmula estructural de la aspirina en sus formas ácida y básica

La reacción de obtención es una esterificación; pero, en este caso, es la reacción de un ácido con un derivado de ácido (anhídrido etanoico) dando lugar a un éster y un ácido proveniente del anhídrido.

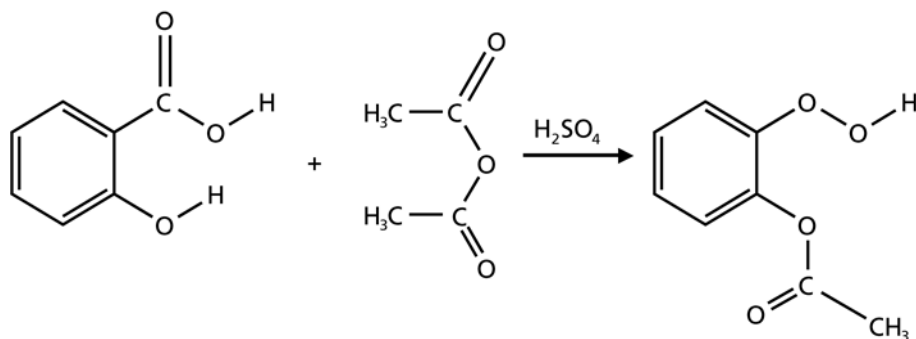


Fig. 3 Reacción de obtención

Reactivos y útiles para la demostración	Cantidad
Matraz de fondo redondo	1
Trocitos de porcelana	2 o 3
Termómetro	1
Probeta de 10 mL y de 25 mL	1 c/u
Gotero o frasco gotero	1
Balanza analítica	1
Cucharilla con espátula	1
Papel de filtro	2
Cristalizadora	1
Tubo refrigerante(condensador)	1
Soporte universal (varilla y base)	1
Pinzas	1
Hornilla	1
Muestra de ácido salicílico	3 g (para masar 2,5 g)
Anhídrido acético	10 mL (para medir 5 mL)
Ácido sulfúrico concentrado	5 mL para utilizar 3 o 4 gotas

Procedimientos

1. Masa, en la balanza analítica, 2,5 g de ácido salicílico.
2. Mide, en una probeta, 5 mL de anhídrido acético.
3. En un matraz de fondo redondo de 100 mL, echa el sólido molido, añade el anhídrido acético y luego vierte de 4 a 5 gotas de ácido sulfúrico concentrado. Añade, además, unos trocitos de porcelana.
4. Monta un aparato como el que aparece en la figura 4.

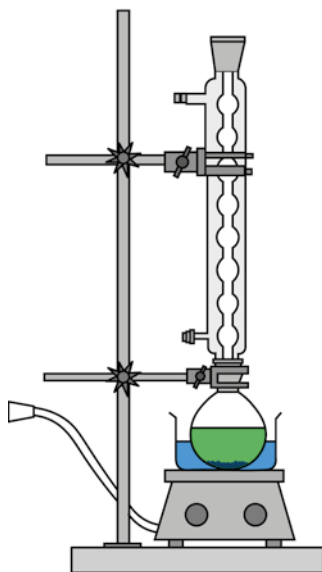


Fig. 4 Aparato de reflujo

5. Durante 10 min calienta a reflujo, manteniendo la temperatura del baño entre 60 °C y 70 °C. Comprueba la temperatura con un termómetro.
6. Transcurridos los 10 min, detén el proceso y deja enfriar el matraz. Se puede colocar el recipiente en agua y observa la formación de un sólido blanco.

- ## Tarea

1. Determina el rendimiento obtenido.
2. ¿Por qué se utilizan los trocitos de porcelana?
3. ¿Por qué hay que filtrar el producto?
4. ¿Por qué es necesario controlar la temperatura?
5. ¿Cómo se coloca la entrada y salida de agua en el refrigerante? ¿Por qué?
6. ¿Qué función realiza el ácido sulfúrico?

Apéndice 8 Prácticas de laboratorio

Práctica de laboratorio 1 Determinación cualitativa de carbono, hidrógeno, nitrógeno y cloro en compuestos orgánicos

Introducción

La presencia de carbono e hidrógeno en las sustancias orgánicas líquidas y sólidas se puede determinar por su oxidación debido al óxido de cobre II y comprobando la presencia de agua y dióxido de carbono que se produce.

La presencia de cloro se puede comprobar por el calentamiento de la sustancia orgánica que lo contiene, con cobre.

El cloro forma sales volátiles con el cobre, las cuales colorean de verde la llama de un mechero. El nitrógeno puede determinarse por calentamiento de la sustancia orgánica que lo contiene, con cal sodada ($\text{CaO} + \text{NaOH}$) y comprobando la formación de amoníaco gaseoso.



Fig. 1 Calentamiento de la sustancia

Preguntas previas

1. ¿Qué tipo de agente es el óxido de cobre II, oxidante o reductor? Argumenta.

2. Menciona varios compuestos que sirvan para esta investigación.

Reactivos y útiles para la demostración	Cantidad
Óxido de cobre II	3 g (para masar 2 g)
Muestra	0,5 g
Alambre de cobre	1
Cal sodada	muestra dada
Sulfato de cobre II	muestra dada
Disolución de hidróxido de calcio saturada y filtrada	muestra dada
Cal sodada	muestra dada
Muestra de huevo	muestra dada

Procedimientos

Parte I: Investigación de carbono e hidrógeno

1. Masa 2 g de óxido de cobre II en la balanza de triple brazo.
2. Colócalo en un tubo de ensayo.
3. Caliéntalo, flameándolo para eliminar la humedad, debe estar seco.
4. Espera a que el tubo se enfríe y añádele 0,5 g (ya está masada) de la muestra a investigar (ejemplo: parafina). Si usas una sustancia líquida, el óxido debe quedar cubierto por el líquido.
5. Monta un aparato como se indica en la figura 1. Si es necesario, solicita ayuda del técnico o del profesor.
6. Coloca en la parte superior del tubo de ensayo, cercano al tapón que usarás, sulfato de cobre II anhidro. Tapa el tubo con el tapón.
7. El vaso de precipitados contiene una disolución de hidróxido de calcio saturada. Calienta suavemente el tubo de ensayo.
8. Observa:
 - a) lo que ocurre en las paredes del tubo de ensayo y las paredes del vaso; anota.
 - b) lo que sucede en el sulfato de cobre II y en la disolución de hidróxido de calcio; anota.

Parte II: Investigación del cloro

1. Haz una espiral con el alambre de cobre, de forma que pueda sostenerse por uno de los extremos.
2. Ponlo en la llama del quemador (o mechero) hasta que se coloree fuertemente.
3. Introduce la espiral de cobre en la sustancia orgánica que se investiga (ejemplo: cloroformo) y colócalo en la llama nuevamente. Observa y anota.

Parte III: Investigación del nitrógeno

1. Calienta en un tubo de ensayos una muestra de clara de huevo desecada y cal sodada, que te entregará tu profesor.
2. Huele ligeramente el gas que se desprende (observa la figura 2) y aproxima a la boca del tubo de ensayos un papel de tornasol rosado previamente humedecido. Observa y anota.



Fig. 2 Forma correcta de oler un gas

Preguntas de salida

1. ¿En qué se transformó el óxido de cobre II en esta reacción con la sustancia orgánica?
2. ¿Qué nos indica la coloración verde intensa en la superficie de la espiral de cobre, una vez que se impregna en la sustancia investigada?

Práctica de laboratorio 3 Obtención de jabón

Introducción

El jabón es un agente limpiador que se obtiene a partir de la reacción química entre un álcali, generalmente NaOH o KOH y alguna grasa animal o vegetal, mediante un proceso llamado *saponificación*. Es decir, es la sal de sodio o potasio de un ácido graso que se forma por la reacción de las grasas con un álcali.

La ecuación química siguiente ilustra un ejemplo de saponificación (figura 3):

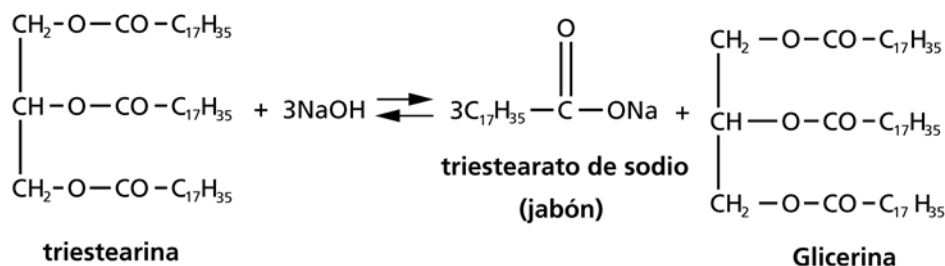


Fig. 3 Saponificación

Preguntas previas

1. ¿Qué precauciones debes adoptar para desarrollar esta actividad práctica?
2. ¿Identifica la reacción de obtención de jabón como una esterificación o una hidrólisis? Fundamenta.
3. ¿Por qué el jabón tiene efectos limpiantes?

Reactivos y útiles para la demostración	Cantidad
Vaso de precipitado de 100 mL	1
Probeta graduada de 25 mL o de 50 mL	1
Probeta de 10 mL	1
Agitador de vidrio	1
Hornilla	1
Lana de vidrio o material poroso	1
Molde de cartulina de dimensiones adecuadas, puede ser una caja de fósforos	1
Recipiente con la grasa (aceite ricino, manteca, aceites de la cocina, en general)	
Recipiente con hidróxido de sodio al 30 %	
Recipiente con agua fría	
Disolución saturada de cloruro de sodio (salmuera)	20 mL

Procedimientos

1. Vierte 25 mL de aceite vegetal (u otra grasa) en un vaso de precipitado.
2. Añade a la grasa contenida en el vaso de precipitado, lentamente y agitando, 10 mL de hidróxido de sodio al 30 %, mientras calienta suavemente.
3. Continúa calentando hasta que se observe la formación de una pasta de cierta consistencia.

- ### Preguntas de salida

- 329

Apéndice 9 Útiles de uso más frecuente en el laboratorio de química

Los útiles de laboratorio se pueden clasificar en:

- I) Recipientes de medición
- II) Recipientes de usos varios
- III) Utensilios de usos varios y de usos especializados
- IV) Materiales de metal
- V) Equipos

A continuación, se ofrecen los nombres y las características de estos.

I) Recipientes de medición

Bureta: tubo cilíndrico con una llave de paso en su extremo inferior para controlar la salida del líquido (figura 1). Está graduada en mililitros y en décimas de mililitros. Se emplea para verter con exactitud volúmenes variables de un líquido. En las buretas de llave esmerilada, el macho de la llave (de forma cónica truncada) se ajusta a una arandela, una liga u otro dispositivo adecuado. Este tipo de bureta se usa para líquidos o disoluciones ácidas, y casi nunca para disoluciones alcalinas, pues el álcali suele trabar la

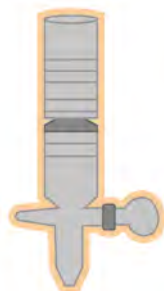


Fig. 1 Bureta

junta esmerilada de la llave de vidrio, por la formación de carbonato, al reaccionar el dióxido de carbono de la atmósfera con la disolución alcalina.

Cuentagotas o gotero: por lo general es un tubo de vidrio con un tramo más estrecho en un extremo y cerrado por el otro con un dedil de goma. Se utiliza cuando es necesario añadir un líquido gota a gota, sin considerar con precisión su volumen. En esta operación puede emplearse también un frasco cuentagotas, que es un frasco de boca estrecha, cuya tapa, de rosca o esmerilada, tiene un gotero (fig. 2).

Matraz aforado: recipiente volumétrico, de fondo plano y con un cuello largo y estrecho (angosto) donde se encuentra la marca de enrase que indica el volumen de líquido que debe contener. El cuello es angosto para que un pequeño cambio en el volumen del líquido provoque una considerable diferencia en la altura del menisco y el error que se cometa al llevar este hasta el enrase sea, en consecuencia, muy pequeño. Está provisto de un tapón de vidrio o de plástico. Se usa para preparar con exactitud disoluciones de concentración conocida. Es un error medir el volumen de un líquido a una temperatura diferente a la que está aforado el matraz (generalmente 20 °C) (fig. 3).

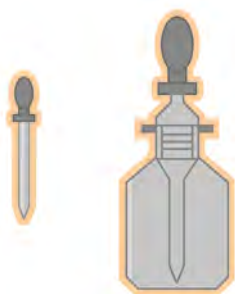


Fig. 2 Cuentagotas o gotero



Fig. 3 Matraz aforado

Pipeta: tubo de vidrio cilíndrico y hueco que se utiliza para medir con precisión un volumen determinado de líquido, que se llena por succión y se deja vaciar después. Las pipetas aforadas tienen un ensanchamiento en su mitad, una punta en su extremo inferior y una señal o marca de enrase circular en la parte estrecha superior, la que permite medir siempre el mismo volumen. Las pipetas graduadas generalmente no tienen el abultamiento central y con ellas se pueden medir distintos volúmenes de un líquido (fig. 4).

Probeta: recipiente cilíndrico abierto por el extremo superior y cerrado por el otro, de fondo plano. Se emplea para medir líquidos, por lo que tiene una escala graduada en milímetros. Cada raya o división puede corresponder a 1 mL o fracción, o a 2 mL, o a 5 mL, etc., según su tamaño. Las probetas pueden ser plásticas o de vidrio (debido a su transparencia dejan ver mejor el nivel del líquido). Es un recipiente menos exacto que la pipeta y la bureta (fig. 5).



Fig. 4 Pipeta

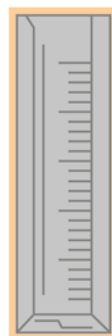


Fig. 5 Probeta

II) Recipientes de usos varios

Balón: recipiente de vidrio resistente, de fondo redondo y cuello variable (largo y estrecho, largo y ancho, corto y estrecho, corto y ancho). Se

utiliza en los montajes de aparatos, para calentar líquidos y sólidos que han de reaccionar en frío o en caliente. Se calienta por medio de una tela metálica amiantada, de un baño de maría o de un baño de arena, seco y sostenido por el cuello, con una pinza de extensión, a un soporte universal. Existen balones de diferente capacidad y tamaño (fig. 6).

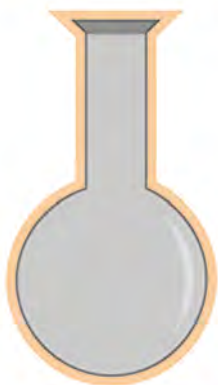


Fig. 6 Balón

Balón de destilación: recipiente de vidrio resistente, de fondo redondo, generalmente de cuello largo y estrecho, y con tubuladura lateral descendente, la cual permite la salida de los vapores. Se emplea para destilar disoluciones. El calentamiento se realiza de la misma forma descrita para el balón (fig. 7).



Fig. 7 Balón de destilación

Cápsula de porcelana: vasija de poca altura y gran superficie. Se emplea con varios fines, sobre todo para la vaporización de líquidos con calentamiento. Se puede calentar directamente al fuego (por estar fabricada de porcelana). Hay cápsulas de diversa capacidad (fig. 8).



Fig. 8 Cápsula de porcelana

Cristalizadora: recipiente circular de poca altura. Se usa para obtener cristales por la vaporización, al aire y a la temperatura ambiente, del disolvente que contiene el sólido disuelto (sustancia cristizable). Hay cristalizadoras de distintas capacidad y tamaño (fig. 9).

Crisol: recipiente en forma de cono truncado invertido y con tapa. Se utiliza para calcinar sustancias para otras operaciones que requieren elevadas temperaturas. Los crisoles se fabrican de cuarzo, de porcelana o de metal, por lo que pueden someterse a la acción directa de la llama. Los hay de diferente capacidad (fig. 10).



Fig. 9 Cristalizadora



Fig. 10 Crisol

Cuba hidroneumática: recipiente de gran superficie y fondo plano de forma cilíndrica o rectangular. Se emplea para recoger gases prácticamente insolubles en agua por desplazamiento de esta. Suele

tener un aditamento conocido como puente, sobre el cual se coloca el frasco colector del gas. Se fabrica de vidrio u otro material (fig. 11).

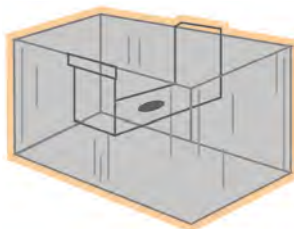


Fig. 11 Cuba hidroneumática

Embudo de separación: en su parte superior tiene una abertura (boca del embudo), por donde se llena el recipiente, y una tapa. En su parte inferior posee una llave de vidrio esmerilada para controlar la salida del líquido más denso. El macho de la llave, de forma cónica truncada, se ajusta con una arandela de goma, una liga u otro dispositivo adecuado. Se utiliza para separar líquidos no miscibles (prácticamente insolubles) entre sí y también para contener líquidos corrosivos, como el dibromo, si se desea verterlos gota a gota. Estos embudos se fabrican de diferentes tamaños, capacidad y forma (cilindros, cónicos y esféricos) (fig. 12).



Fig. 12 Embudo de separación

Erlenmeyer: recipiente de forma cónica, cuya base es ancha y plana, y su abertura más estrecha que la del vaso de precipitados. Por esa razón se usa, fundamentalmente, para calentar líquidos

o disoluciones, sin que ocurra gran pérdida por vaporización. También se emplea para recoger destilados. Se fabrica de una sustancia resistente al calor y de diferente capacidad y forma (boca ancha y boca estrecha) (fig. 13).



Fig. 13 Erlenmeyer

Frasco: recipiente de boca ancha o estrecha, de vidrio u otra sustancia, que sirve para contener sólidos, líquidos y en ocasiones gases. Posee una tapa esmerilada o de rosca. Se fabrica de diferente tamaño y color. Los líquidos se guardan en frascos de boca estrecha, los sólidos en los de boca ancha, las sustancias sensibles a la luz en los de color ámbar, las sustancias corrosivas en los que tienen tapón y capuchón esmerilados y las disoluciones (como las de sosa y potasa) que sueldan fácilmente los tapones esmerilados en los de tapón de caucho. Todos los frascos con sustancias deben tener su etiqueta (fig. 14).



Fig. 14 Frasco

Frasco lavador: se emplea para contener el líquido (agua, alcohol, etc.) con el cual se lavará el precipitado. Por lo general se fabrica de plástico y de distinto tamaño (fig. 15).



Fig. 15 Frasco lavador

Matraz: es un balón de fondo plano y se usa para los mismos fines que el balón y en las mismas condiciones (fig. 16).



Fig. 16 Matraz

Mortero: recipiente en forma de copa o de cápsula, fabricado de vidrio, porcelana, hierro, etc. Consta, además de una pieza auxiliar llamada pistilo o mano de mortero, que se fabrica de la misma sustancia que el mortero. El pistilo tiene forma de barra y uno de sus extremos es redondo. El mortero se emplea para triturar o pulverizar sustancias sólidas, lo cual se hace con la ayuda del pistilo. No debe ser

sometido a grandes cambios de temperatura, pues sus paredes son muy gruesas (fig. 17).



Fig. 17 Mortero

Tubo de ensayos: es un tubo de forma cilíndrica, cerrado por un extremo y abierto por el otro. Se utiliza para diferentes ensayos, cuando se emplean pequeñas cantidades. Estos tubos se fabrican de diferente longitud y diámetro. Son de vidrio corriente (para realizar ensayos a temperatura ambiente) o de vidrio resistente al calor (para llevar a cabo ensayos con calentamiento directo a la llama, totalmente secos para que no se rompan, o en los que se desprende gran cantidad de energía mediante calor). Los hay con tubuladura lateral (fig. 18).

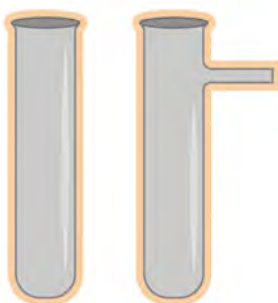


Fig. 18 Tubo de ensayos

Vaso de precipitados: recipiente cilíndrico en forma de vaso y provisto de un pico para verter líquidos. Se emplea para decantar, recoger filtrados, realizar reacciones químicas (fundamentalmente, en las que se forman precipitados), disolver sólidos o líquidos en líquidos, y calentar líquidos o disoluciones. Los vasos de precipitados por lo general se fabrican de vidrio resistente al calor. Se calientan colocando una tela metálica amiantada entre el vaso y la fuente de calor y al hacerlo deben estar completamente secos por fuera. Son de diferente capacidad y forma (baja y alta) (fig. 19).



Fig. 19 Vaso de precipitados

Vidrio reloj: llamado así por su forma (casquete esférico de vidrio, de poca curvatura). Se usa para cubrir los vasos de precipitados, vaporizar a temperatura ambiente pequeños volúmenes de un líquido volátil y pesar sustancias sólidas sin dañar los platillos de la balanza. Los vidrios reloj se fabrican de diferente diámetro (fig. 20).



Fig. 20 Vidrio reloj

III) Utensilios de usos varios y de usos especializados

Entre los utensilios de usos varios están los siguientes:

Agitador: es una varilla de vidrio macizo con un extremo de forma roma. Se usa para agitar líquidos, decantarlos, ayudar a verterlos sobre un filtro o un recipiente, disolver un sólido en un líquido, etcétera (fig. 21).



Fig. 21 Agitador

Cucharilla espátula: uno de sus extremos tiene la forma de una cuchara pequeña y el extremo opuesto es plano en forma de paleta. Si los dos extremos terminan en forma de paleta se nombra espátula doble y si tiene la forma de un cuchillo de mesa se llama simplemente espátula. Se usan para mezclar sustancias finamente divididas y extraer sólidos de los frascos. Se fabrican de porcelana, de plástico, de metal, etcétera (fig. 22).

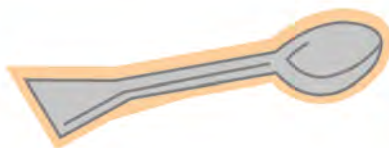


Fig. 22 Cucharilla espátula

Embudo: es un utensilio hueco, de forma cónica, ancho por su parte superior, estrecho por su parte inferior y su perfil forma un ángulo de 60° . La parte estrecha o vástago puede ser corto o largo, estrecha o ancha, de acuerdo con el uso. Se utiliza para traspasar sólidos o líquidos y para filtrar, regularmente con un papel de filtro. Los embudos se fabrican de vidrio, de porcelana, de metal, etc., y de diferentes tamaños (fig. 23).



Fig. 23 Embudo

Gradilla: es un soporte que puede ser de madera, de metal, etcétera, y que se utiliza para mantener los tubos de ensayos en posición vertical. Se fabrican gradillas de diversos tamaños (fig. 24).

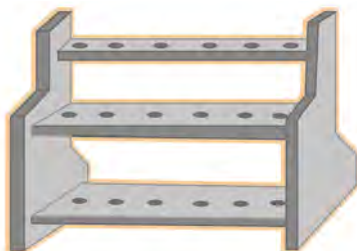


Fig. 24 Gradilla

Tapón de goma o de corcho: pueden ser macizos (si no poseen ninguna perforación), monohoradados (si tienen un orificio) y bihoradados (si tienen dos orificios). Los dos últimos se utilizan para ajustar tubos de vidrio o algunos utensilios. Son necesarios en

muchos aparatos para establecer la comunicación entre sus partes (fig. 25).



Fig. 25 Tapón de goma o de corcho

Tubo de goma: se usa para empatar tubos de vidrio o conducir el servicio de gas o de agua (fig. 26).

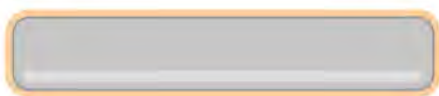


Fig. 26 Tubo de goma

Tubo de vidrio fusible: al calentarse gradualmente puede doblarse en la forma que se desee y enfriarse poco a poco a temperatura ambiente sin que se quiebre. Se emplea doblado (con un ángulo dado) o recto, para conexiones en el montaje de aparatos (fig. 27).



Fig. 27 Tubo de vidrio fusible

Entre los utensilios de usos especializados se encuentran los siguientes:

Condensador o refrigerante: presenta dos tubuladuras laterales pequeñas: una en la parte inferior para la entrada del agua fría y otra en la parte superior para la salida del agua caliente.

Consta, además, de dos tubos concéntricos independientes. Por el tubo interior (que puede tener diferentes formas, recto, de bolas o en serpentín) circulan los gases que han de enfriarse y por el tubo exterior el agua. Se emplea para condensar o refrigerar los vapores desprendidos en una destilación, mediante la circulación del agua fría en sentido contrario al desplazamiento de los vapores (fig. 28).

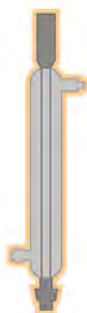


Fig. 28 Condensador o refrigerante

Kitasato: erlenmeyer con tubuladora lateral. Tiene paredes gruesas que resisten diferencias de presiones con el exterior, aunque en él no se pueden calentar sustancias. Existen de varios tamaños, pero por lo regular se usan de 250 y 500 mL.



Fig. 29 Kitasato

Tubo capilar: es un tubo de vidrio cuyo diámetro interior es muy pequeño, generalmente menor de 1 mm. Los tubos capilares se utilizan para determinar temperaturas de fusión de sustancias,

evitar que un líquido hierva a saltos, etcétera. Pueden hacerse en el laboratorio con tubos fusibles de 6-7 mm de diámetro (fig. 30).



Fig. 30 Tubo capilar

Tubo de combustión: es un tubo de vidrio, de porcelana o de otra sustancia resistente al calor, abierto en los dos extremos. En su interior se coloca la sustancia que debe quemarse por la acción de una corriente de gas. La sustancia puede colocarse dentro del tubo de combustión o en un recipiente de porcelana, que por su forma se conoce como bote de combustión. Este bote presenta un orificio en uno de sus bordes por el que se introduce o se extrae del tubo de combustión (fig. 31).



Fig. 31 Tubo de combustión

Tubo de seguridad: se conocen tres tipos de tubos de seguridad, pero todos constan de dos partes: la copilla y el tubo. La diferencia radica en la forma del tubo, el cual puede ser recto, con una vuelta y con válvula (además de tener la vuelta posee uno o dos bulbos o ensanchamientos que hacen la función de válvula). Se emplean como válvula de escape en los aparatos destinados a obtener gases, para impedir una explosión por presión excesiva o para evitar la reabsorción por vacío parcial. Se utilizan

también como embudos para verter líquidos dentro de los recipientes sin necesidad de destaparlos. Si se usa el tubo recto es necesario que el extremo quede por debajo del nivel del líquido contenido en el recipiente. Si se emplean los otros tubos no hay que introducirlos en el líquido del recipiente, pues el pequeño volumen del líquido que queda retenido en el tubo acodado o en los bulbos impide la salida del gas, además de que, si obstruye la salida, con este tubo de seguridad puede evitarse cualquier peligro de explosión (fig. 32).

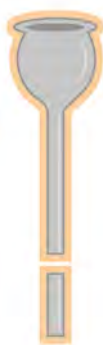


Fig. 32 Tubo de seguridad

Triángulo de arcilla: es un triángulo formado por tres alambres metálicos recubiertos de tubos de porcelana, cuarzo o arcilla. Se coloca en el aro o anilla para sostener el crisol con la sustancia que se desea calentar a fuego directo (fig. 33).

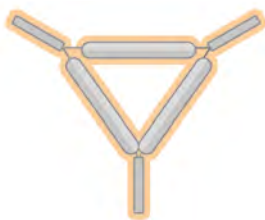


Fig. 33 Triángulo de arcilla

IV) Materiales de metal

Aro o anilla: utensilio de metal compuesto de dos partes. Una parte tiene la forma de un aro que puede ser de diferentes diámetros. La otra parte es un tubo macizo y recto, con mordaza o sin ella. En este último caso se requiere de una mordaza para fijar el aro al soporte universal. Se usa para colocar el embudo de separación cuando se va a decantar dos líquidos inmiscibles entre sí, otro embudo cuando se desea filtrar, o la tela metálica amiantada, sobre la cual se pone un recipiente o una sustancia que sea necesario calentar (fig. 34)

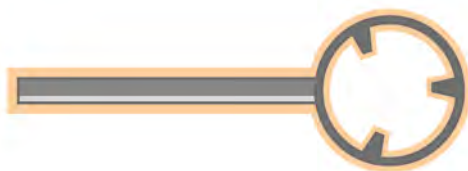


Fig. 34 Aro o anilla

Cucharilla de combustión: presenta un mango largo y en su extremo tiene una cavidad en forma de copilla, en la cual se deposita la sustancia que se desea calentar. Se emplea para el ensayo de la combustión de varias sustancias sólidas en atmósfera de ciertos gases, por ejemplo, de dioxígeno. Por lo general es de hierro (fig. 35).



Fig. 35 Cucharilla de combustión

Nuez o mordaza: pieza de metal que tiene dos aberturas de diámetro fijo, con un tornillo en cada una de ellas. Uno de los tornillos se utiliza para fijar la nuez o mordaza a un soporte universal, y el otro para sostener una pinza de extensión por un tubo macizo y recto o un aro (fig. 36).



Fig. 36 Nuez o mordaza

Pinza de extensión: instrumento de metal constituido por dos partes. Una parte tiene forma de V y mediante ella se sujeta un recipiente, regulando su diámetro de abertura por medio de un tornillo. La otra parte la compone un tubo macizo y recto. Para fijarla a un soporte universal es necesario disponer de una nuez o mordaza. También se fabrican pinzas de extensión con mordaza (fig. 37).

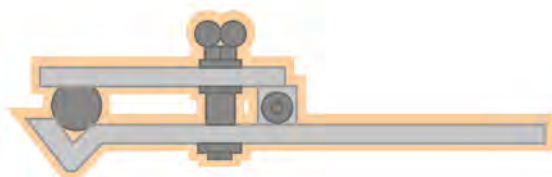


Fig. 37 Pinza de extensión

Pinza para bureta: instrumento de metal o de plástico que se emplea para sostener una o dos buretas mediante la presión de un muelle o de un tornillo (fig. 38).

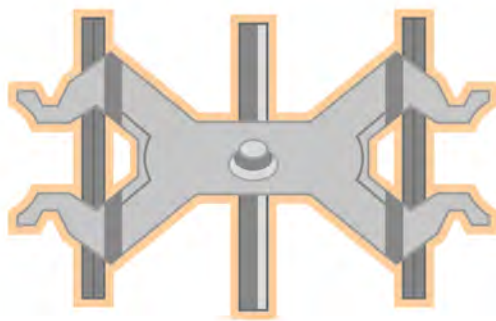


Fig. 38 Pinza para bureta

Pinza para crisol: Instrumento de metal en forma de X con el cual se puede agarrar un crisol o una cápsula de porcelana caliente (fig. 39).



Fig. 39 Pinza para crisol

Pinza para tubo de ensayos: Instrumento de metal o de madera. Se usa para sujetar un tubo de ensayos que esté caliente, que contenga una o más sustancias que sea necesario calentarlas para que reaccionen o en el que se vaya a verter una sustancia sólida o líquida (fig. 40).

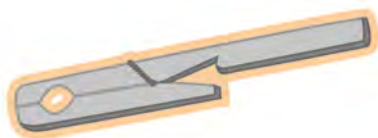


Fig. 40 Pinza para tubo de ensayos

Pinza para vaso de precipitados: Instrumento de metal que se usa para agarrar un vaso de precipitados entre los extremos opuestos al mango (fig. 41).



Fig. 41 Pinza para vaso de precipitados

Soporte universal: está formado por una barra metálica vertical y una base o plataforma, la cual puede tener diferentes formas. Su función es sostener los equipos, utensilios, etcétera, necesarios para el montaje de los distintos aparatos (fig. 42).



Fig. 42 Soporte universal

Tela metálica amiantada: rejilla cuadrada de hierro o de cobre, con amianto. Se coloca sobre el aro o el trípode cuando se

desea calentar una sustancia. Se utiliza para que el calor del mechero de alcohol o del quemador de gas se extienda por toda su superficie y se logre un calentamiento homogéneo (fig.43).

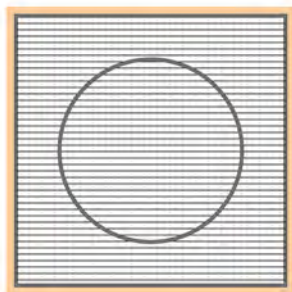


Fig. 43 Tela metálica amiantada

Trípode: aro sostenido por tres partes, todo de metal, en el que se coloca el recipiente con la sustancia que se calentará (fig. 44).



Fig. 44 Trípode

V) Equipos

Balanza: existen diferentes modelos con distintos grados de precisión y de sensibilidad. Se utiliza para determinar la masa de sustancias. La más usada en el laboratorio escolar es la balanza de tres brazos. Cada brazo graduado está provisto de masas deslizantes (fig. 45).

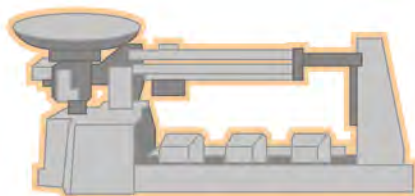


Fig. 45 Balanza

Mechero de alcohol: consta de tres partes: una base o recipiente que se utiliza como depósito de combustible (etanol o alcohol etílico) y que termina en una boquilla de menor diámetro, un tapón con aditamento para la mecha y una tapa o casquete para cubrir la mecha y apagar la llama. Es la fuente de calor más comúnmente empleada en el laboratorio escolar. Puede ser de vidrio, de metal o plástico (fig. 46).



Fig. 46 Mechero de alcohol

Con el fin de evitar un incendio u otro tipo de accidente, al trabajar con el mechero de alcohol deben cumplirse las medidas siguientes:

1. Manipula el mechero con cuidado para evitar que se derrame el alcohol.
2. Enciende el mechero con un fósforo y no con otro mechero encendido.
3. No añadas alcohol al mechero cuando está encendido.

4. Apaga el mechero cubriendo la llama con la tapa y no soplándola.
5. Mantén cubierta la mecha con la tapa cuando no se esté utilizando el mechero.
6. Para calentar sustancias utiliza la cápsula de porcelana, el crisol, el tubo de combustión o los recipientes de vidrio siguientes: tubo de ensayo (resistente al calor), vaso de precipitados, erlenmeyer, balón, balón de destilación y matraz.
7. Al calentar una sustancia contenida en un recipiente, coloca este en la zona o tercio superior de la llama, pues es la que posee una temperatura más elevada. Si el recipiente es un tubo de ensayos, evita que su fondo toque la mecha, ya que pudiera rajarse.
8. En caso de incendio cubre las llamas con un paño, con agua o con arena.

Termómetro: se usa para medir temperaturas. Consta de un pequeño recipiente lleno de líquido (mercurio o alcohol), prolongado por un tubo capilar en el cual se ha practicado el vacío. Las variaciones de temperatura provocan en esa masa de líquido una dilatación o una contracción que hacen variar su volumen. El nivel que alcanza dicho líquido indica en la escala dispuesta a lo largo del tubo, la temperatura a la que funde o hierve una sustancia, que tienen las sustancias formadas en una reacción química, etcétera (fig. 47).

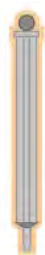


Fig. 47 Termómetro

Aclaración necesaria

Con el ánimo de brindar a nuestros estudiantes las oportunidades de adentrarse más en el conocimiento de esta fascinante disciplina, se han añadido a este libro de Química 12.º grado algunos anexos que, esperamos, te ayuden a encontrar las bellezas de esta ciencia y la explicación a algunos fenómenos de la vida que nos rodea, relacionados con los contenidos recibidos a lo largo de estos años de preuniversitario.

Son el producto del trabajo de un equipo de profesores, encabezados por el Licenciado en Química y Profesor asistente en la Universidad de Ciencias Informáticas (UCI) Ariel Luis Pérez y el Colectivo de profesores de la disciplina Química en la carrera de Ingeniero en Bioinformática de la UCI.

Si logramos motivarte y que desees continuar profundizando en esta ciencia, nos sentiremos satisfechos.

*Colectivo de autores
del libro de texto Química 12.º grado*

ANEXOS

Masas molares de algunas sustancias

Sustancias simples

Metales y no metales

Metales	$M(X)/\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$	No metales	$M(X)/\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$
Ag	108	As	75
Al	27	At ₂	420
Ba	137	B	11
Ca	40	Br ₂	160
Co	59	C	12
Cr	52	Cl ₂	71
Cu	64	F ₂	138
Fe	56	H ₂	2
K	39	I ₂	254
Li	7	N ₂	28
Mg	24	O ₂	32
Na	23	P ₄	124
Ni	59	S ₈	256
Pb	207	Se	79
Sn	119	Si	28
Zn	65	Te	128

Sustancias compuestas

Óxidos

Óxidos metálicos	$M(X)/\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$	Óxidos no metálicos	$M(X)/\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$
Ag ₂ O	232	CO	28
Al ₂ O ₃	102	CO ₂	44
BaO	153	Cl ₂ O	87
CaO	56	Cl ₂ O ₇	183
Cr ₂ O ₃	152	I ₂ O ₅	334

Óxidos metálicos	$M(X)/\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$	Óxidos no metálicos	$M(X)/\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$
Cu_2O	144	NO	30
CuO	80	NO_2	46
FeO	72	N_2O_6	108
Fe_2O_3	160	P_2O_5	142
HgO	217	SO_2	64
K_2O	94	SO_3	80
Li_2O	30	SiO_2	60
MgO	40		
Na_2O	62		
NiO	75		
Ni_2O_3	166		
PbO	223		
ZnO	81		

Hidróxidos

Hidróxidos metálicos	$M(X)/\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$	Hidróxidos no metálicos	$M(X)/\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$
AgOH	125	H_3BO_3	62
$\text{Al}(\text{OH})_3$	78	H_2CO_3	62
$\text{Ba}(\text{OH})_2$	171	HClO_4	100,5
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	74	HNO_2	47
CuOH	81	HNO_3	63
$\text{Cu}(\text{OH})_2$	98	H_3PO_3	82
$\text{Cr}(\text{OH})_3$	103	H_3PO_4	98
$\text{Fe}(\text{OH})_2$	90	H_2SO_3	82
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	107	H_2SO_4	98
KOH	56	Compuestos binarios hidrogenados	$M(X)/\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$
LiOH	24	H_2O	18

Mg(OH) ₂	58	HBr	81
NaOH	40	HCl	36,5
Ni(OH) ₂	93	HI	128
Ni(OH) ₃	110	H ₂ S	34
Zn(OH) ₂	99	NH ₃	17
Pb(OH) ₂	241	PH ₃	34

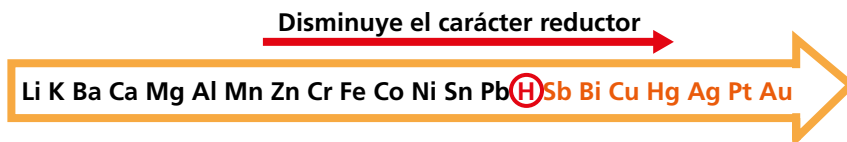
Sales

Sales binarias	<i>M(X)/g·mol⁻¹</i>	Oxisales	<i>M(X)/g·mol⁻¹</i>
AgCl	143,5	AgNO ₃	170
Ag ₂ S	248	AlPO ₄	122
AlBr ₃	267	Al ₂ (SO ₄) ₃	342
AlCl ₃	133,5	BaCO ₃	197
AlI ₃	408	BaSO ₄	233
Al ₂ S ₃	150	CaCO ₃	100
BaCl ₂	208	Ca(HClO ₂)	145
CaC ₂	64	Ca(HCO ₃) ₂	162
CaBr ₂	200	Ca(NO ₃) ₂	164
CaCl ₂	111	CaSO ₄	136
CaS	72	CuCO ₃	123
CuCl ₂	135	CuSO ₄	160
CuS	96	FeCO ₃	116
FeCl ₂	127	FeSO ₄	152
FeCl ₃	162,5	Fe ₂ (SO ₄) ₃	400
FeS	88	K ₂ CO ₃	138
KBr	119	K ₂ CrO ₄	194
KCl	74,5	KNO ₃	101

Sales binarias	$M(X)/g \cdot mol^{-1}$	Oxisales	$M(X)/g \cdot mol^{-1}$
KI	166	K ₂ SO ₃	158
K ₂ S	71	K ₂ SO ₄	174
MgBr ₂	184	MgCO ₃	84
MgCl ₂	95	Mg(NO ₃) ₂	148
MgI ₂	278	MgSO ₄	120
MgS	56	NaClO	74,5
MnCl ₂	126	Na ₂ CO ₃	106
NaBr	103	NaHCO ₃	84
NaCl	58,5	NaHSO ₄	120
NaI	150	NaNO ₃	85
Na ₂ S	78	Na ₂ SO ₃	126
NiCl ₂	130	Na ₂ SO ₄	142
NiS	91	Na ₂ SiO ₃	122
PbCl ₂	278	NH ₄ Cl	53,5
PbS	239	NH ₄ NO ₃	80
ZnBr ₂	225	(NH ₄) ₂ SO ₄	132
ZnCl ₂	136	Pb(NO ₃) ₂	331
ZnI ₂	319	Zn(NO ₃) ₂	189
ZnS	97	ZnSO ₄	161

Serie de actividad de los metales

Consideraciones:



- Los metales que se encuentran a la “izquierda” del hidrógeno (metales activos y muy activos) en la serie de actividad de los metales reaccionan con los hidrácidos para producir la sal binaria correspondiente y dihidrógeno (H_2).
- Los metales muy activos (Li, K, Ba, Ca y Na) reaccionan con el agua para producir el hidróxido metálico correspondiente y dihidrógeno (H_2). El resto de los metales activos, cuando reaccionan, forman óxidos.
- Los óxidos de los metales que se encuentran a la “derecha” del hidrógeno (metales poco activos) en la serie de actividad de los metales reaccionan con el dihidrógeno para producir el metal correspondiente y agua.

Tabla de solubilidad

Iones	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Pb ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺	Ni ²⁺
OH ⁻	S	S	S	—	S	P	I	I	I	I	I	I	I	I
Cl ⁻	S	S	S	I	S	S	S	S	S	P	S	S	S	S
I ⁻	S	S	S	I	S	S	S	S	S	I	S	—	S	S
S ²⁻	S	S	S	I	I	—	—	I	I	I	I	I	—	I
NO ₃ ⁻	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S
SO ₃ ²⁻	S	S	S	P	P	P	P	P	—	I	P	—	—	—
SO ₄ ²⁻	S	S	S	P	I	P	S	S	S	P	S	S	S	S
CO ₃ ²⁻	S	S	S	P	P	I	P	—	—	I	I	—	—	—
SiO ₃ ²⁻	S	S	S	P	I	P	—	I	—	I	I	—	—	I
PO ₄ ³⁻	S	S	S	P	I	I	I	I	—	P	I	P	I	I

Leyenda:

S: sustancia soluble.

P: sustancia poco soluble.

I: sustancia prácticamente insoluble.

—: sustancia que se descompone por la acción del agua.

Aniones poliatómicos más comunes

Grupo de la tabla	Símbolo de los elementos químicos	Fórmulas químicas de los aniones	Nombres de los aniones
IVA (14)	C	CO_3^{2-}	carbonato
		HCO_3^-	hidrógenocarbonato
	Si	SiO_3^{2-}	silicato
VA (15)	N	NO_2^-	nitrito
		NO_3^-	nitrato
	P	PO_3^{3-}	fosfito
		PO_4^{3-}	fosfato
	As	AsO_3^{3-}	arsenito
		AsO_4^{3-}	arseniato
	Sb	SbO_3^{3-}	antimonito
		SbO_4^{3-}	antimoniato
VIA (16)	S	SO_3^{2-}	sulfito
		SO_4^{2-}	sulfato
		HSO_4^-	hidrógenosulfato
	Se	SeO_3^{2-}	selenito
		SeO_4^{2-}	seleniato
	Te	TeO_3^{2-}	telurito
		TeO_4^{2-}	telurato
VIIA (17)	Cl	ClO^-	hipoclorito
		ClO_2^-	clorito
		ClO_3^-	clorato
		ClO_4^-	perclorato
	Br	BrO^-	hipobromito
		BrO_2^-	bromito
		BrO_3^-	bromato
		BrO_4^-	perbromato
	I	IO^-	hipoyodito
		IO_2^-	yodito
		IO_3^-	yodato
		IO_4^-	peryodato

Entalpía de formación molar de algunas sustancias compuestas en condiciones estándar (100 kPa) y a temperatura 25 °C

Sustancia	$\Delta H_f^0/\text{kJ/mol}$	Sustancia	$\Delta H_f^0/\text{kJ/mol}$	Sustancia	$\Delta H_f^0/\text{kJ/mol}$
AgCl(s)	-127,0	CuO(s)	-155,3	K ₂ SO ₄ (s)	-1433,7
AgNO ₃ (s)	-123,1	Cu(OH) ₂	-791,9	MgCl ₂ (s)	-644,5
Al ₂ O ₃ (s)	-1670,3	CuSO ₄ (s)	-769,8	MgCO ₃ (s)	-1112,9
Al ₂ S ₃ (s)	-508,9	FeO(s)	-265,6	MgO(s)	-602,0
BaCl ₂ (s)	-860,4	Fe ₂ O ₃ (s)	-822,2	Mg(OH) ₂ (s)	-924,7
BaO(s)	-1216,7	Fe(OH) ₃ (s)	-824,5	NaCl(s)	-411,0
BaSO ₄ (s)	-1465,6	FeS(s)	-96,2	Na ₂ O(s)	-416,0
CH ₄ (g)	-74,9	HBr(g)	-36,2	NaOH(s)	-427,0
C ₂ H ₂ (g)	+226,8	HCl(g)	-92,3	NaNO ₃ (s)	-466,9
C ₂ H ₄ (g)	+52,3	HF(g)	-268,6	Na ₂ SO ₄ (s)	-1384,5
C ₂ H ₆ (g)	-84,7	HI(g)	+25,9	NH ₃ (g)	-46,2
C ₃ H ₈ (g)	-103,9	H ₂ O(g)	-241,9	NH ₄ Cl(s)	-315,4
C ₄ H ₁₀ (g)	-146,2	H ₂ O(l)	-285,9	NO(g)	+90,4
CO(g)	-110,6	HNO ₃ (l)	-174,1	NO ₂ (g)	+33,9
CO ₂ (g)	-393,6	H ₂ S(g)	-20,6	PH ₃ (g)	+23,0
CaCl ₂ (s)	-795,2	H ₂ SO ₄ (l)	-811,3	P ₂ O ₅ (l)	-1531,0
CaCO ₃ (s)	-1207,0	HgO(s)	-90,1	PbO(s)	-217,3
CaO(s)	-635,5	KCl(s)	-436,0	PbSO ₄ (s)	-919,9
Ca(OH) ₂ (s)	-986,6	K ₂ O(s)	-361,6	SO ₂ (g)	-296,2
CaSO ₄ (s)	-1432,7	KOH(s)	-425,8	SO ₃ (g)	-395,3

¿De qué está hecho un ser humano?

Siempre ha sido una preocupación del hombre conocer cuál es su constitución, esta puede ser una explicación...

La canción de Steeleye Span, *The making of a man*, ofrece una receta poética, aunque no del todo exacta:

Hierro suficiente para hacer un clavo,
Cal suficiente para pintar una pared,
Agua suficiente para ahogar a un perro,
Azufre suficiente para detener las pulgas,
Potasa suficiente para lavar una camisa,
Oro suficiente para comprar un frijol,
Plata suficiente para recubrir un alfiler,
Plomo suficiente para lastrar a un pájaro,
Fósforo suficiente para iluminar la ciudad,
Veneno suficiente para matar a una vaca,
Pero eso no es suficiente para hacerte un hombre.
Un hombre tiene fuerza suficiente para construir una casa.
Y tiempo suficiente para sostener a un niño.
Y amar lo suficiente para romper un corazón.

En la complejidad del ser humano, la química juega un papel fundamental, revelando la sorprendente composición de nuestro cuerpo más allá de lo obvio. Esta canción, *The making of a man*, nos ofrece una metáfora sobre los elementos básicos que nos forman, aludiendo a componentes químicos que encontramos en nuestro organismo.

Desde un punto de vista químico, nuestro cuerpo está constituido principalmente por agua, un compuesto vital que representa alrededor del 60 % de nuestro peso. Esta molécula es esencial para la vida, facilitando procesos como la digestión y el transporte de nutrientes. Además, elementos como el carbono, hidrógeno,

El hierro, que en pequeñas cantidades forma parte de nuestras hemoglobinas, es crucial para el transporte de oxígeno en la sangre. El azufre juega un papel importante en la formación de ciertos aminoácidos, mientras que el fósforo es clave en la producción de energía y en la formación de nuestro ADN. Elementos como el oro y la plata, aunque presentes en cantidades mínimas, nos recuerdan lo valioso y precioso que es nuestro ser, no solo en términos materiales, sino en la riqueza de nuestras experiencias y emociones.

Es fascinante pensar que nuestra existencia no se define únicamente por la química que nos compone, sino también por la capacidad de nuestros corazones y mentes de amar, crear y construir. Cada elemento en nuestro cuerpo, desde el más sencillo hasta el más complejo, se une para formar algo extraordinario: un ser humano.

A medida que exploramos la química detrás de la vida, recordemos que somos más que la suma de nuestros componentes. La fuerza que tenemos para construir, el tiempo que dedicamos a quienes amamos y la capacidad de romper corazones son aspectos que trascienden lo químico. En este viaje de descubrimiento, les invito a ver la química no solo como una ciencia, sino como una fuente de inspiración para entender la belleza de lo que significa ser humano.

Un lamentable hecho que desentrañó un misterio

El desastre de la talidomida

Imagina descubrir un medicamento que calma el sueño y las náuseas, que parece sencillo y seguro, y que en poco tiempo se convierte en una tragedia de alcance internacional. Esa es la historia de la talidomida: un fármaco lanzado en la década de 1950 que, durante años, fue recetado como sedante y como solución contra las náuseas del embarazo. Al principio, la noticia pareció buena: mujeres que antes sufrían intensamente encontraron alivio. Pero pronto se observó un patrón devastador: nacían bebés con malformaciones de las extremidades y otros problemas congénitos. Las estimaciones sugieren que entre 10 000 y 20 000 niños en todo el mundo pudieron verse afectados por estos daños, y la magnitud humana del suceso impulsó cambios profundos en la ciencia y la regulación sanitaria.

¿Por qué ocurrió algo así desde el punto de vista químico? Aquí es donde entra una de las lecciones más fascinantes y a la vez inquietantes de la talidomida: la importancia de la estereoquímica (existencia de moléculas con la misma fórmula molecular, pero con una disposición diferente de los átomos en el espacio, isómeros). Muchas moléculas –y la talidomida es un ejemplo clásico– existen en dos formas especulares llamadas enantiómeros, como nuestras manos izquierda y derecha. Aunque comparten la misma fórmula, su “orientación” en el espacio difiere, y en biología eso puede cambiarlo todo. Durante años se dijo que un enantiómero (el llamado R) aliviaba las náuseas, mientras que el otro (el S) causaba las malformaciones. Sin embargo, la realidad química resultó ser todavía más compleja: en el cuerpo la talidomida puede racemizar, es decir, los enantiómeros pueden convertirse uno en el otro, de modo que administrar solo uno no evitaba el riesgo. Además, las proteínas

y las enzimas del organismo son estructuras quirales –es decir, “prefieren” una mano sobre la otra– y por eso la interacción entre una molécula y su diana biológica puede ser totalmente distinta según su estereoquímica.

Con los avances de la biología molecular se ha profundizado aún más en los mecanismos: la talidomida se une a una proteína llamada cereblón, que forma parte de un sistema celular encargado de marcar otras proteínas para su degradación. Al alterar este sistema en etapas críticas del desarrollo embrionario, la talidomida interfiere con procesos fundamentales, como la formación de vasos sanguíneos y la regulación de genes esenciales para la formación de miembros y órganos. Es decir, una molécula pequeña puede desencadenar una cascada de efectos que afectan al crecimiento y la estructura del embrión.

El desastre de la talidomida también dejó lecciones organizativas y éticas. A comienzos de los años sesenta se produjeron reformas regulatorias importantes en muchos países. En Estados Unidos, por ejemplo, la Ley Kefauver-Harris de 1962 reforzó los requisitos de eficacia y seguridad para los medicamentos y fortaleció los ensayos clínicos controlados. Desde entonces la evaluación de fármacos se ha vuelto más rigurosa: pruebas en modelos celulares y animales, ensayos clínicos en fases, evaluación de riesgos, consentimiento informado y sistemas de farmacovigilancia que detectan efectos adversos una vez el fármaco está en el mercado. Hoy, para medicamentos con riesgos teratogénicos como la talidomida, existen programas muy estrictos de control que incluyen pruebas de embarazo, medidas anticonceptivas y seguimientos continuos para evitar exposiciones durante la gestación.

Curiosamente, la historia no terminó con la retirada masiva del fármaco. Investigaciones posteriores demostraron que la talidomida tiene propiedades inmunomoduladoras y antiangiogénicas que pueden ser útiles en enfermedades concretas. Bajo protocolos

Para terminar, no se trata solo de recordar una tragedia, sino de comprender qué nos enseña. La talidomida nos muestra que la química no actúa en un vacío: las moléculas interactúan con sistemas biológicos complejos y la más mínima diferencia estructural puede tener consecuencias enormes. También nos recuerda la responsabilidad colectiva: investigadores, médicos, reguladores y la sociedad deben exigir y aplicar el rigor científico y la prudencia ética. Si te interesa la ciencia —sea química, biología, farmacia o cualquier otra disciplina— encontrarás en esta historia un llamado a combinar curiosidad con responsabilidad. Aprender a pensar críticamente, a diseñar experimentos sólidos y a valorar el impacto humano de tus decisiones es tan importante como dominar fórmulas y mecanismos. Las herramientas que hoy estudiáis en el laboratorio pueden mejorar vidas, pero siempre requerirán del juicio y la ética de quienes las usan.

¿Recuerdas? Medioambiente, capa de ozono...

Clorofluorocarbonos (CFC): pequeñas moléculas, gran agujero

En la década de 1930, los clorofluorocarbonos (CFC) aparecieron en escena como una solución innovadora para refrigerantes y aerosol. Estos compuestos se promocionaban como seguros, estables y no inflamables, convirtiéndolos en el remedio ideal para diversas aplicaciones industriales y domésticas. Sin embargo, esta aparente perfección se desmoronó cuando se descubrió que su destino final podría ser mucho más problemático de lo que se imaginaba.

Una vez que los CFC alcanzan la estratosfera, donde la contaminación es menos densa, la energía de la radiación ultravioleta (UV) actúa de manera destructiva. Este tipo de radiación es capaz de romper los enlaces C-Cl en las moléculas de CFC, liberando átomos de cloro. Estos átomos son altamente reactivos y se convierten en catalizadores en una cadena de reacciones que pueden destruir miles de moléculas de ozono.

La disminución del ozono en la estratosfera se traduce en un aumento de la radiación UV que llega a la superficie de la Tierra. Este fenómeno tiene consecuencias devastadoras tanto para la salud humana, con un incremento en la tasa de cáncer de piel, como para los ecosistemas, que dependen del equilibrio del ozono para protegerse de la radiación dañina.

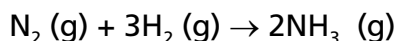
El descubrimiento del papel perjudicial de los CFC llevó a la comunidad internacional al Protocolo de Montreal en 1987, un acuerdo significativo para eliminar el uso de estas sustancias peligrosas. Este caso subraya una enseñanza valiosa desde el punto de vista químico: la estabilidad de un compuesto en la troposfera no garantiza que sea inocuo. La persistencia y el comportamiento atmosférico de una molécula son factores cruciales para evaluar su impacto ambiental.

Para aquellos que estudian química, esta experiencia es un recordatorio poderoso de que conocer las rutas de degradación y la reactividad de los compuestos en diferentes entornos, así como sus efectos a gran escala, es tan importante como la síntesis de nuevos compuestos. La responsabilidad moderna de un químico no se limita a la creación de moléculas útiles; también incluye prever el “viaje” de esos compuestos desde el laboratorio hasta el planeta. En un mundo que enfrenta desafíos ambientales cada vez más complejos, esta consideración es esencial para guiar la investigación y desarrollo hacia un futuro más sostenible.

Haber-Bosch: la molécula que alimentó al mundo

A comienzos del siglo xx, la pregunta no era sólo de laboratorio: era una cuestión de supervivencia. El planeta tenía más bocas que antes y los suelos agrícolas no daban abasto. Durante siglos, los agricultores habían recurrido a abonos naturales (estiércol, guano de aves marinas, depósitos de nitrato en Chile) para aportar nitrógeno, un nutriente esencial para el crecimiento de las plantas. Pero esas fuentes eran limitadas y, además, políticamente sensibles: en tiempos de guerra el acceso a guano y salitre se podía cortar. ¿Había manera de tomar el nitrógeno inerte del aire –que constituye casi cuatro quintas partes de nuestra atmósfera– y transformarlo en algo útil para las plantas?

La solución vino en dos etapas y con dos protagonistas: Fritz Haber, que en el laboratorio demostró en 1909 que era posible convertir N_2 y H_2 en NH_3 bajo las condiciones adecuadas, y Carl Bosch, que llevó ese descubrimiento al mundo real construyendo los enormes reactores industriales necesarios alrededor de 1913. El proceso que desarrollaron se resume en la ecuación conocida por todos los estudiantes:



Pero detrás de esa fórmula hay retos químicos y de ingeniería considerables. La molécula de dinitrógeno (N_2) posee un enlace triple $N \equiv N$ extraordinariamente fuerte –romperlo requiere gran cantidad de energía– y además la reacción es reversible y exotérmica (libera energía). Dos ideas claves explican por qué la receta de Haber-Bosch funciona:

- **Equilibrio y temperatura:** como la formación de amoníaco libera energía, temperaturas bajas favorecen la formación de NH_3 según el principio de Le Châtelier. Sin embargo, a temperaturas demasiado bajas la reacción es muy lenta. La solución práctica fue

encontrar un compromiso: se opera a temperaturas moderadamente altas (alrededor de 400 °C–500 °C) para obtener una velocidad razonable, aceptando una conversión por paso moderada.

- Presión y leyes de los gases: la reacción consume cuatro moles de gas ($\text{N}_2 + 3\text{H}_2$) y produce dos moles (2NH_3). Aumentar la presión desplaza el equilibrio hacia el lado con menos moles (es decir, hacia el amoníaco). Por eso el proceso industrial utiliza presiones elevadas (decenas o cientos de atmósferas; típicamente 150 atm–300 atm) para favorecer la producción.

Aun así, las condiciones de temperatura y presión no bastan: hacía falta un buen catalizador. En la superficie del catalizador de hierro (mejorado con pequeñas cantidades de óxidos que actúan como “promotores”) las moléculas de N_2 se adsorben y el enlace triple puede “romperse” mediante un proceso llamado disociación adsorbtiva. Desde esa superficie los átomos de nitrógeno se van hidrogenando paso a paso hasta formar NH_3 , que se libera. En términos sencillos: el catalizador ofrece un andamio donde la molécula de N_2 se acomoda lo suficiente como para ceder sus átomos de nitrógeno y formar compuestos útiles, pero sin consumirse en la reacción. Haber estableció el principio químico; Bosch resolvió el problema de ingeniería: aleaciones de acero capaces de resistir alta presión y temperatura, grandes compresores, diseño de lechos catalíticos, recirculación del gas no convertido... todo eso convirtió la idea de laboratorio en producción masiva.

Impacto social y global

El efecto fue enorme. El amoníaco sintetizado se transformó en fertilizantes nitrogenados (urea, nitrato amónico, etc.) que incrementaron dramáticamente las cosechas. Se atribuye al proceso Haber-Bosch la capacidad de sostener a buena parte de la población humana del siglo xx y xxi: sin estos fertilizantes, habría sido

imposible soportar el crecimiento demográfico tal y como ocurrió. En cifras aproximadas, se estima que una proporción muy elevada –cifras comunes rondan el 40 %-50 %- de la producción de alimentos moderna depende, directa o indirectamente, del nitrógeno fijado industrialmente.

No obstante, como suele ocurrir con grandes innovaciones tecnológicas, hubo consecuencias no previstas y complejas. Entre ellas:

- Efectos ambientales por exceso de nitrógeno: parte de los fertilizantes aplicados no es asimilado por las plantas y se moviliza por el suelo hacia ríos, lagos y costas, provocando eutrofización: proliferación de algas que, al descomponerse, consumen dióxigeno y generan “zonas muertas” donde apenas sobrevive la vida acuática (un ejemplo conocido es la gran zona hipóxica en el Golfo de México).
- Contaminación de aguas subterráneas: el nitrato (NO_3^-) es muy soluble y puede llegar a acuíferos, con riesgos para la salud humana (por ejemplo, la metahemoglobinemia infantil).
- Gases de efecto invernadero y ozono: procesos microbianos del suelo transforman nitrógeno reactivo en óxidos de nitrógeno y, especialmente, en óxido nitroso (N_2O), un gas de efecto invernadero muy potente y además destructor del ozono estratosférico en determinadas reacciones. Además, la fabricación convencional de hidrógeno para el proceso (vía reformado de gas natural) libera CO_2 .
- Dependencia energética: el proceso consume mucha energía; a escala global, la producción de amoníaco representa una fracción relevante del consumo energético mundial (orden de 1 %-2 % según diversas estimaciones), ligada hoy en gran parte a combustibles fósiles.

Un punto moral e histórico que no puede obviarse es que el propio Fritz Haber protagonizó una figura compleja: además de sus

La química ingeniosa que abrió preguntas nuevas

Hoy ese desafío se ha transformado: ya no se trata sólo de producir grandes cantidades de amoníaco, sino de hacerlo de forma que no comprometa el clima ni los ecosistemas. Por eso la investigación actual trabaja en varias direcciones:

- 373

¿Qué podemos aprender como estudiantes y ciudadanos?

La historia del Haber-Bosch es una lección en varias capas. Muestra cómo una cuestión práctica –alimentar más bocas– puede impulsarnos a resolver problemas fundamentales en química. Al mismo tiempo, enseña que las soluciones técnicas, por brillantes que sean, pueden generar efectos en sistemas amplios y complejos (ecosistemas, clima, salud pública) que hay que prever y gestionar. La química no es sólo fórmulas: es una herramienta poderosa que transforma el mundo. Esa potencia exige conocimiento, imaginación y también responsabilidad.

Si en el futuro os interesa la ciencia o simplemente queréis ser ciudadanos informados, recordad dos ideas: primero, entender la naturaleza molecular de los problemas ayuda a proponer soluciones; segundo, pensar en el ciclo completo –cómo se produce y usa una sustancia y qué hace al final de su vida– es imprescindible. El reto contemporáneo es tomar el ingenio de Haber y Bosch y reconvertirlo hacia la sostenibilidad: producir nitrógeno útil para nuestras cosechas sin empobrecer los recursos naturales ni el clima que todos compartimos.

Fuegos artificiales: color, energía y claves espectrales

Imagina la noche en que el cielo explota en colores: rojos profundos, verdes vivos, azules eléctricos, destellos blancos como estrellas. Detrás de ese espectáculo hay mucha más química de la que parece: cada tono, cada chispa y cada duración son el resultado de decisiones químicas y de ingeniería diseñadas para manipular átomos, moléculas y energía. Aquí explicamos por qué se producen esos colores desde un punto de vista químico —con ejemplos y conceptos que conectan con lo que estudiaste— y qué factores controlan la pureza y el brillo de cada matiz.

1. ¿De dónde sale el color? — Emisión atómica y molecular

Los colores de los fuegos artificiales suelen deberse, fundamentalmente, a átomos de metales que han sido calentados hasta vaporizarse y excitarse. Cuando un átomo absorbe energía, uno de sus electrones salta a un nivel energético superior. Al volver al nivel original (estado fundamental) emite esa energía en forma de fotón: luz. Cada elemento tiene un conjunto característico de niveles electrónicos, por eso emite colores “propios” y actúa como una firma: la espectroscopía de emisión.

- Ejemplos conocidos: el sodio da un amarillo intenso y muy característico (las famosas líneas D del sodio); el estroncio produce rojos; el bario, verdes; el cobre, azules/turquesas y el calcio, tonos anaranjados.
- No solo átomos: radicales y moléculas que aparecen en las llamas (como CH^* , CN^* , C_2^*) también emiten bandas coloreadas y contribuyen a la “textura” espectral de la combustión.

2. Vaporizar al metal: por qué se usan sales y haluros

Para que un metal emita luz atómica eficazmente debe estar en fase gaseosa o formar especies volátiles. La mayoría de los metales puros son poco volátiles; por eso en pirotecnia se emplean

sales (cloruros, nitratos, carbonatos, etc.) y, especialmente, haluros (por ejemplo, SrCl_2 , BaCl_2). Los haluros suelen formar compuestos volátiles que liberan átomos o moléculas emisoras en la parte caliente de la llama, lo que potencia un color más puro y brillante.

3. Temperatura de la llama y equilibrio entre espectros

La temperatura de la combustión es decisiva:

- Aumenta la volatilización y la excitación de átomos (más átomos en estado excitado → más emisión atómica).
- Pero si la temperatura es demasiado alta puede ionizar los átomos o descomponer demasiado las especies que favorecen un color limpio; además, el continuo térmico (una emisión de tipo cuerpo negro), generado por partículas incandescentes, puede “blanquear” o enmascarar colores atómicos finos.
- Por el contrario, temperaturas más bajas favorecen las emisiones moleculares (bandas) y la formación de partículas sólidas incandescentes que producen los característicos amarillos y naranjas de las chispas.

4. Oxidantes, combustibles y donantes de cloro: la receta química

Un montaje pirotécnico contiene: oxidante (suministra oxígeno), combustible (genera calor y gases), agente colorante (sales metálicas) y a menudo un “donante de cloro” (compuestos que facilitan la formación de haluros volátiles). Oxidantes comunes son el nitrato de potasio (KNO_3), el perclorato de potasio (KClO_4) o el clorato (aunque los cloratos pueden ser peligrosos y hoy se evitan). El combustible puede ser carbón, azufre, o metales en polvo (aluminio, magnesio) que aumentan el brillo o producen chispas.

El donante de cloro (o directamente el uso de sales halogenadas) es clave para colores puros: sin cloro, muchos metales forman

óxidos poco volátiles que no emiten eficazmente; con cloro se forman haluros volátiles que llegan al “plato” caliente donde emiten su luz característica.

5. Chispas y “efectos metálicos”

No todo color surge de emisiones atómicas. Las chispas doradas o plateadas se deben a partículas metálicas incandescentes (hierro, aluminio, titanio). El tamaño de las partículas controla la duración y el color: partículas grandes brillan más tiempo y se ven anaranjadas; partículas muy finas producen destellos blancos intensos porque alcanzan temperaturas elevadas rápidamente.

6. Pureza del color y contaminantes

Un problema práctico: pequeñas impurezas, sobre todo sodio, pueden dominar el color porque las líneas del sodio son extremadamente intensas y saturan la visión. Para demostrar esto en el laboratorio basta con colocar una lámina de vidrio de cobalto (filtro azul) frente a una llama con sodio: el amarillo se atenúa y otros colores aparecen más puros. Por eso en pirotecnia profesional se cuida mucho la calidad de las materias primas y se añaden inhibidores para evitar que impurezas enmascaren los tonos deseados.

7. Seguridad, impacto y alternativas

Desde el punto de vista químico y ambiental, la pirotecnia plantea retos: uso de percloratos, liberación de metales pesados (bario, cobre, estroncio en ciertas formas no ideales) y partículas que contaminan el aire y el agua. Por eso hay investigación hacia formulaciones más limpias (reductores de percloratos, sustitución de componentes tóxicos), así como alternativas tecnológicas como espectáculos con drones LED que reproducen colores sin combustión.

8. De la llama al laboratorio: espectroscopía como puerta de entrada

Los fuegos artificiales son una invitación perfecta a la espectroscopía práctica. Un experimento escolar sencillo es la “prueba de llama”: depositar una pequeña cantidad de una sal metálica en la llama de un mechero y observar el color, o mejor aún, mirar el espectro con un espectroscopio didáctico. Verás líneas discretas (huellas atómicas) o bandas (moleculares): entenderás que cada elemento “tiene su color” por razones cuánticas, y que la química aplicada puede convertir esas líneas en arte visual.

Conclusión

Los fuegos artificiales combinan termodinámica, cinética, química de materiales y espectroscopía en un mismo espectáculo. Aprender por qué un metal colorea una llama es, al fin y al cabo, aprender cómo la energía excita la materia y cómo esa energía puede ser transformada en información visual. Ese conocimiento no solo alimenta la curiosidad: es la base para diseñar colores más puros, efectos más seguros y, cada vez más, soluciones que tengan en cuenta la protección del medio ambiente.

La Ley periódica: ¿una utopía?

Uno de los rasgos más admirables —y hoy casi poéticos— del trabajo de Dimitri Mendeleiev fue su valentía para admitir la ignorancia. Cuando, al ordenar los elementos conocidos por sus propiedades, advertía que faltaba un eslabón, no lo tapaba con trucos: dejaba un hueco en la tabla. Aquel gesto sencillo —dibujar un espacio en blanco donde la intuición decía que debía estar algo todavía desconocido— fue la semilla de algunas de las predicciones científicas más espectacularmente acertadas del siglo XIX.

Cuando Mendeleiev se detuvo ante el lugar situado justo debajo del silicio, lo llamó ekasilicio —“eka” viene del sánscrito y significa “uno”, la forma elegante en la que él señalaba «el elemento que está una posición más abajo». Usó el silicio y el estaño, dos vecinos con quimismos muy diferentes (el primero más tipo no metal, el segundo con comportamiento metálico) como referencia para dibujar las fronteras de lo posible: ¿qué masa atómica tendría?, ¿cuál sería su densidad aproximada?, ¿qué óxidos formaría?, ¿cuántos enlaces tendería a hacer? y ¿cómo reaccionaría con el oxígeno o con los ácidos? No eran simples conjeturas: Mendeleiev combinaba observación, patrones y una intuición matemática que, a ojos de entonces, parecía casi alquimia racional.

La pregunta “¿dónde está el ekasilicio?” quedó rondando en laboratorios y gabinetes químicos. La respuesta llegó tiempo después y con su propia anécdota: en 1886, Clemens Winkler, químico alemán, examinando un mineral procedente de una mina en Freiberg, encontró un conjunto de propiedades que no encajaban con ningún elemento conocido. Tras separar meticulosamente impurezas y analizar los productos, aisló un nuevo elemento: lo llamó germanio por su país de origen. Fue la confirmación experimental de una predicción teórica hecha diecisiete años antes. En otras palabras,

Mendeleiev había escrito en su tabla el contorno de una figura que otros, con paciencia experimental, colorearon años más tarde.

¿Por qué costó tanto encontrarlo? Desde el punto de vista práctico y geológico hay varias razones. El elemento resultó ser relativamente escaso en la corteza terrestre y no aparece en pepitas puras: está “escondido” en minerales, mezclado con otros metales y distribuido en cantidades diminutas. Además, sus propiedades químicas lo hacen similar a otros elementos del mismo grupo —la columna que comparte con el carbono, el silicio y el estaño— lo que complica su separación química con los métodos de la época. En suma, para los químicos del siglo XIX era como buscar una aguja escasa en montañas de paja parecida.

Desde la química molecular hay una lección preciosa detrás de este episodio. Los elementos de una misma columna de la tabla periódica comparten el mismo número de electrones de valencia: en el caso del grupo 14 (VIA) (carbono, silicio, germanio, estaño, plomo) son cuatro. Esos cuatro electrones dictan las tendencias de valencia (la capacidad de formar hasta cuatro enlaces), los tipos de enlaces que predominan (covalentes o metálicos) y, con ello, las propiedades macroscópicas: dureza, conductividad eléctrica, comportamiento frente al oxígeno y más. Pero hay matices. A medida que bajamos en la columna, los átomos se vuelven más grandes, los electrones de la capa externa están menos fuertemente ligados al núcleo por efecto de apantallamiento y cambian las energías relativas de los orbitales: el resultado es que el comportamiento químico va transformándose gradualmente, en una escala continua que Mendeleiev supo leer.

El germanio, por ejemplo, se ubica entre el silicio y el estaño: comparte con el silicio la tendencia a formar redes covalentes y, con el estaño, ciertas características metálicas. A nivel molecular esto se traduce en que el germanio puede comportarse como semiconductor: sus electrones ocupan bandas de energía con una separación

(band gap) que le permite conducir electricidad cuando se dopan con pequeñas cantidades de impurezas o cuando se calienta. Esa propiedad lo convirtió, a principios del siglo xx, en protagonista de la primera generación de transistores y radios, hasta que el silicio, por su abundancia y porque forma una capa de óxido estable y útil (SiO_2), terminó desplazándolo en la industria electrónica. Es una curiosa historia de cómo una propiedad electrónica a escala atómica se traduce en revolución tecnológica.

También hay una moraleja metodológica que merece subrayarse: la tabla de Mendeleiev no solo ordenó lo que se sabía, sino que dejó huecos para lo que debía ser descubierto. Predijo, además, que algunos de esos huecos corresponderían a elementos con propiedades intermedias, no idénticas a las de sus vecinos y que su existencia podría explicar anomalías en patrones observados. Cuando los químicos buscamos patrones —en reactividad, en masas atómicas, en energías de enlace— estamos practicando la misma habilidad que llevó a Mendeleiev a dibujar aquellas casillas vacías: mirar lo que es repetitivo y atreverse a imaginar lo que todavía no aparece en la mesa.

Para un estudiante de bachillerato hay dos enseñanzas prácticas y una invitación. La primera: la ciencia no es solo acumulación de datos; es también la capacidad de ver orden en esa acumulación y usar ese orden para predecir. La segunda: la teoría y la experimentación son socios inseparables; a veces la teoría guía la búsqueda experimental y otras veces la observación sorprende a la teoría y la obliga a mejorar. La invitación, finalmente, es a cultivar la paciencia y la curiosidad, detrás de un hueco en una tabla puede haber una historia de décadas, de días laboriosos en el laboratorio y de un descubrimiento que cambia tecnologías y comprensiones. Mendeleiev dejó espacios; su legado nos enseña a no temer a los vacíos, sino a verlos como oportunidades para pensar y buscar.

¡Las estrellas nos hablan en código químico!

¿Qué es esa misteriosa «huella dactilar química» en la luz de las estrellas?

Imagina que cada estrella en el vasto universo es como un gigantesco laboratorio cósmico y la luz que emite es su mensaje cifrado. Pues bien, los astrónomos y químicos descubrieron hace tiempo que en esa luz hay una especie de “huella dactilar química”. Piensa en ella como un código secreto que cada elemento químico escribe en el lenguaje de la luz. ¡Y este código es vital para que los astrónomos puedan descifrar los misterios del cosmos!

La magia de desbloquear el código: Bunsen y Kirchhoff

A mediados del siglo xix, dos mentes brillantes, Robert Bunsen y Gustav Kirchhoff, se propusieron entender este código. Bunsen, conocido por su famoso quemador, tenía un talento especial para trabajar con llamas y la química de los elementos. Kirchhoff, por su parte, era un físico con una mente analítica brillante. Juntos, realizaron un experimento que cambiaría para siempre nuestra comprensión del universo.

Bunsen descubrió que, al calentar diferentes elementos en una llama, cada uno producía un color único y característico, como si cada elemento tuviera su propio “show de fuegos artificiales” en el espectro de la luz. Lo más asombroso fue cuando Kirchhoff se dio cuenta de que este “show de luces” no era solo de emisión, sino que también de absorción.

El experimento revelador con sodio y luz solar

Kirchhoff tomó una llama con sodio, que emitía esa característica luz amarilla intensa. Luego, hizo algo realmente ingenioso: colocó esa llama con sodio en el camino de un rayo de luz solar que pasaba por un prisma (que descompone la luz en sus colores constituyentes, creando un espectro).

¿Qué observó? ¡Algo asombroso! En el espectro de la luz solar, donde antes había un brillo amarillo continuo, ahora aparecieron dos líneas oscuras, finas y perfectamente definidas, justo en la posición exacta donde la llama de sodio emitía su luz amarilla (como si fueran marcas negras en un arcoíris).

¿Qué significaba esto?

Parecía que el gas de sodio, al estar en la llama, estaba absorbiendo energía de la luz solar de manera muy específica. Absorbió la luz solar, precisamente en las mismas “frecuencias” (o colores) que él mismo era capaz de emitir. Era como si el sodio dijera: “¡Esta luz es mía, la devuelvo a mi estado original!”.

Este descubrimiento fue revolucionario

- Para la Química: demostró que cada elemento tiene una firma espectral única, tanto de emisión como de absorción, como una huella dactilar atómica. ¡Esto permitió identificar la composición química de sustancias desconocidas con una precisión asombrosa! Bunsen, usando este conocimiento, descubrió nuevos elementos como el cesio y el rubidio.
- Para la Física: ayudó a entender la naturaleza de la luz y la materia a nivel atómico, sentando las bases para la mecánica cuántica.
- Para la Astronomía: ¡abrió las puertas a leer la composición química de estrellas y galaxias lejanas sin tener que ir hasta ellas! Al analizar la luz que llega de estrellas a millones de años luz, los astrónomos pueden saber de qué elementos están hechas, su temperatura e incluso su movimiento.

Anécdota curiosa: imagina a Kirchhoff, un poco desconcertado al principio, pensó que tal vez el gas de sodio estaba absorbiendo más energía de la que podía emitir. ¡Y tenía razón! Era la prueba irrefutable de que los átomos solo pueden absorber y emitir luz en cantidades discretas de energía, como si fueran peldaños específicos en una escalera, nunca entre peldaños.

Reflexión para ti, estudiante

Este experimento de Bunsen y Kirchhoff nos enseña algo muy poderoso: que incluso las cosas que parecen invisibles o lejanas como la luz de una estrella o el interior de un átomo, guardan información detallada si sabemos cómo “leerla”. La curiosidad, la observación meticulosa y la conexión entre diferentes campos del saber (la química de las llamas de Bunsen y la física de los espectros de Kirchhoff) nos permiten descifrar secretos asombrosos del universo. Así que, la próxima vez que veas a las estrellas piensa en todos los secretos acerca de los elementos químicos que nos pueden develar.

Una anécdota química: el poder de un azúcar

Imagina la glucosa, el azúcar más simple y fundamental para tu cuerpo. La glucosa es un carbohidrato con la fórmula $C_6H_{12}O_6$. Cuando tu cuerpo la “quema” (oxida) en un proceso controlado, los enlaces C – H, C – C y C – O se rompen y se reorganizan para formar dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O). Cada gramo de glucosa (o de un carbohidrato similar) libera aproximadamente 4 kilocalorías de energía. Esa energía liberada es la que tus células usan para realizar sus funciones. Es como si cada molécula de glucosa fuera un pequeño motor que, al “quemarse”, te diera el combustible para seguir adelante.

Te invitamos a que busques la “Tabla de entalpía de combustión de alimentos”, en el libro *Físicoquímica*, de R. A. Aristegui, publicado por la Editorial Santillana, en 2001 y que puedes encontrar en Google.

En esta tabla encuentras una maravilla de la química. Es como un encontrar una lista de “combustibles para tu cuerpo, pero en lugar de gasolina, tienes carbohidratos, grasas y proteínas. La entalpía de combustión es la cantidad de calor liberado cuando una sustancia se quema completamente en presencia de oxígeno. Los químicos miden esta energía liberada (generalmente en kJ/mol o kcal/g) para cada tipo de nutriente.

Piensa en la tabla como un “menú energético” que te dice cuántas kilocalorías (y, por ende, cuánta energía térmica) tu cuerpo puede extraer de 100 gramos de ese alimento. Por ejemplo, la tabla te dirá que:

- Los carbohidratos (como la glucosa) y las proteínas aportan aproximadamente 4 kcal/g.
- Las grasas, que son moléculas más densas en energía química y tienen más enlaces C–H y C–C, aportan unas 9 kcal/g. ¡Por eso son una fuente de energía más concentrada!

Esta información no es solo para dietistas; es fundamental para entender la termodinámica de la nutrición, cómo la energía química se transforma en energía útil para tu cuerpo y cómo el exceso o la deficiencia de esta energía impacta en tu salud.

Reflexión para ti, estudiante

Cada vez que comes, estás interactuando con un mundo fascinante de química a nivel molecular. Los alimentos no son solo “sustancia”, son verdaderas fábricas de energía química que tu cuerpo, a través de reacciones controladas, transforma para que puedas aprender, correr, pensar y soñar. Entender las calorías es entender la química de tu propio cuerpo, el motor más increíble que haya existido.

El frasco naranja: ¡un guardián químico para tus medicinas!

¿Alguna vez te has preguntado por qué tantos frascos de medicamentos tienen un color naranja o ámbar, casi como si fueran botellas de cerveza o algún refresco especial? No es solo por estética, ¡es un secreto químico que protege tu salud! Estos frascos opacos son en realidad pequeños escudos diseñados para una misión muy importante: mantener intacta la potencia de tus medicinas.

El enemigo invisible: la luz ultravioleta (UV)

Resulta que existe una radiación invisible que emana del Sol, llamada luz ultravioleta (UV). Aunque no podamos verla, esta radiación es como un guerrero invisible con una energía considerable. Para muchos compuestos químicos, especialmente aquellos que componen los medicamentos, la leche o incluso la cerveza, la exposición prolongada a la luz UV puede ser devastadora.

A nivel molecular, la luz UV tiene suficiente energía para excitar los electrones de las moléculas. Piensa en los electrones como si fueran pequeñas cargas eléctricas que orbitan alrededor de los átomos. Cuando la luz UV los golpea, les da un “empujón” de energía. Si este empujón es muy fuerte, los electrones pueden saltar a niveles de energía más altos, o peor aún, los enlaces químicos que mantienen unidas a las moléculas pueden romperse.

Cuando esto sucede en un medicamento, se desencadenan reacciones fotoquímicas. Estas reacciones pueden alterar la estructura de las moléculas del medicamento, descomponerlas en compuestos diferentes y, lo más importante, reducir su efectividad o incluso volverlas inútiles. Imagina que la pastilla pierde su “fuerza” poco a poco cada vez que le da el sol.

Un viaje a través de la Historia: de vidrio transparente a ámbar protector

Hace mucho tiempo, cuando el plástico aún no era el material omnipresente que es hoy, la industria farmacéutica utilizaba,

Incluso nuestra propia piel reacciona a la luz solar, volviéndose más oscura por la producción de melanina. La luz es un agente de cambio poderoso que acelera o inicia muchas reacciones químicas.

La próxima vez que tengas una medicina en tus manos, tómate un segundo para apreciar el frasco naranja. No es solo un envase, es un guardián químico diseñado con ciencia. Entender por qué las cosas se degradan y cómo podemos protegerlas nos da una perspectiva fascinante de cómo funciona el mundo a nivel molecular. Desde la luz solar hasta el calor, estos factores afectan la composición química de todo lo que nos rodea, y la química nos da las herramientas para comprender y controlar estos cambios, ¡asegurando que las medicinas lleguen a nosotros en perfectas condiciones para cuidar de nuestra salud! La química está protegiendo tu bienestar, ¡incluso desde el estante de tu botiquín!

¿Alguna vez te has preguntado por qué esos jarabes medicinales son tan espesos, dulces y, a veces, vienen en polvo para mezclar? Detrás de cada cucharada de jarabe se esconde un mundo fascinante de química, diseñado para que la medicina funcione mejor y sepa un poco más agradable. ¡Es como tener un pequeño laboratorio en tu botella!

El protagonista principal de muchos jarabes es el azúcar. ¡Pero no pienses solo en el azúcar que le pones al café! En química, el azúcar es un tipo de carbohidrato y en los jarabes medicinales, juega varios roles esenciales, como si fuera un químico multiusos:

- El dulce sabor: su función más obvia es ser un edulcorante. Agrega un sabor dulce que hace que tomar el medicamento sea mucho más tolerable, especialmente para los niños, que, a menudo, son los que más lo necesitan. A nivel molecular, el azúcar (como la sacarosa o la glucosa) tiene una estructura con muchos grupos hidroxilo ($-OH$) que interactúan con los receptores de sabor de nuestra lengua, enviando esa señal de “dulce” a nuestro cerebro.
- El poder de la viscosidad: ¿has notado lo espesos que son algunos jarabes? El azúcar, al disolverse en agua, forma una solución viscosa. Esto ocurre porque las moléculas de azúcar, al ser grandes y tener muchos grupos hidroxilo, pueden formar puentes de hidrógeno con las moléculas de agua y entre sí. Imagina que las moléculas de azúcar se “enganchan” unas a otras y al agua, creando una red más densa y lenta. Esta alta viscosidad tiene beneficios clave.
- Retarda la sedimentación: ayuda a mantener los ingredientes medicinales (que a veces son partículas sólidas suspendidas) distribuidos uniformemente en el líquido, evitando que se

asienten rápidamente en el fondo. ¡Así, cada dosis tiene la cantidad correcta de medicina!

- **Mejora la estabilidad:** La alta concentración de azúcar puede actuar como un agente estabilizador, protegiendo las moléculas del principio activo de la degradación. A veces, el azúcar ayuda a “proteger” a las moléculas de la medicina del agua y de la oxidación, como un pequeño escudo.
- **Un conservante discreto:** además, una alta concentración de azúcar puede actuar como un conservante. Las bacterias y otros microorganismos necesitan agua para vivir y reproducirse. En una solución tan concentrada de azúcar, hay muy poca agua “libre” disponible para estos microbios, lo que dificulta su crecimiento y ayuda a preservar el jarabe por más tiempo. ¡Es como un desierto químico para las bacterias!

Suspensiones y el arte de mezclar: ¡a batir antes de usar!

Muchos jarabes medicinales son, en realidad, suspensiones. Esto significa que el principio activo (la medicina) no está completamente disuelto en el líquido espeso, sino que son partículas sólidas muy finas suspendidas en él. Piensa en un jugo de naranja con pulpa, ¿pero con medicina!

Por eso, es importante agitar el frasco antes de cada dosis. Al agitar, mueves esas partículas de medicina que podrían haberse asentado, distribuyéndolas uniformemente por todo el jarabe. Si no agitas, podrías tomar una dosis demasiado concentrada o, peor aún, casi nada de medicina.

Anécdota química: la penicilina en polvo, ¡una estrategia de estabilidad!

¿Sabías que uno de los antibióticos más famosos, la penicilina, se solía vender en polvo y se mezclaba con agua justo antes de usar? ¡Esto tiene una explicación química muy inteligente!

Reflexión para ti, estudiante

La próxima vez que tomes un jarabe, detente un momento a pensar en la química que hay detrás. Ese sabor dulce, esa textura espesa, incluso la necesidad de agitarlo, son todas ingeniosas soluciones químicas para hacer que la medicina sea efectiva, segura y tolerable. El azúcar no es solo un ingrediente para hacer las cosas ricas; es un pilar fundamental en la formulación farmacéutica, un verdadero químico multifacético. Y la penicilina en polvo es un recordatorio de cómo los científicos manipulan la materia a nivel molecular para optimizar la vida útil y la eficacia de los medicamentos. La química está trabajando para tu salud en cada gota y en cada palabra de la etiqueta de tu medicina. ¡Es ciencia en acción para cuidarte!

¡El color del delito! Cómo un cambio químico detecta al conductor ebrio

¿Alguna vez te has preguntado cómo la policía sabe si alguien ha bebido demasiado para conducir? No, no es magia ni adivinanza. Es pura química, y la herramienta se llama alcoholímetro. Y lo más sorprendente es que esta prueba se basa en algo tan común como tu propio aliento ¡y en un cambio de color muy revelador!

El aliento habla un lenguaje químico secreto

El alcohol que consumimos, principalmente el etanol, entra en nuestro torrente sanguíneo. Pero no se queda solo allí. Una pequeña parte de este alcohol viaja hasta nuestros pulmones y se mezcla con el aire que exhalamos. ¡Sí, tu aliento puede ser un pequeño laboratorio de química en movimiento! Los científicos han descubierto que la cantidad de alcohol en tu aliento está directamente relacionada con la cantidad de alcohol en tu sangre. Es como si tu aliento fuera un espejo que refleja el nivel de alcohol en tu cuerpo.

El “químico” del alcoholímetro: un cambio de color explosivo

Cuando un conductor es sometido a la prueba del alcoholímetro, el aire exhalado pasa a través de un dispositivo que contiene una sustancia química especial: una disolución ácida de dicromato de potasio. Esta sustancia, con ese nombre tan imponente, tiene un color característico, entre amarillo y naranja intenso.

Ahora, aquí viene la parte interesante. Cuando el etanol de tu aliento entra en contacto con esta disolución, ocurre una reacción química dramática, una verdadera transformación de colores:

1. El alcohol se transforma: el etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$), el tipo de alcohol que bebemos, actúa como un agente reductor en esta reacción. Piensa en él como un dador de electrones. En presencia

QUÍMICA

- QUÍMICA**

QUÍMICA

QUÍMICA

QUÍMICA

QUÍMICA

Reflexión para ti, estudiante

396

El color que salva vidas: ¡el mágico cambio de color que detecta el azúcar!

¿Alguna vez te has preguntado cómo los científicos y hoy en día las personas con diabetes, saben si hay azúcar en la orina? No es adivinación, ¡es un truco de química ingenioso que utiliza un cambio de color como señal de alerta! Y todo gracias a dos brillantes químicos, Hermann von Fehling y el Dr. Stanley Benedict, quienes descubrieron reacciones que son como “detectives moleculares” de azúcares.

El dilema del azúcar y el descubrimiento de Fehling

Allá por 1849, un químico alemán llamado Hermann von Fehling se enfrentaba a un desafío: cómo identificar la presencia de azúcares reductores, como la glucosa, en una mezcla. Los azúcares reductores tienen una propiedad química especial: son agentes reductores, es decir, pueden donar electrones a otras moléculas. Esta capacidad de “donar electrones” es clave para una reacción que cambia de color.

Fehling ideó una solución azul brillante que contenía iones de cobre con carga +2 (Cu^{2+}). Cuando esta solución azul se mezclaba con un azúcar reductor (como la glucosa) y se calentaba suavemente, ¡ocurría la magia! El azúcar reductor, en una reacción química, se oxidaba (perdían electrones y se transformaban en ácido acético, por ejemplo) y, al hacerlo, donaba electrones a los iones de cobre (Cu^{2+}). Estos iones de cobre, al recibir electrones, se reducían y cambiaban a un estado de oxidación menor, formando iones de cobre(I) (Cu^+).

¡Y aquí viene la pista visual! Los iones de cobre(I) no son azules; forman un compuesto llamado óxido de cobre(I) (Cu_2O), que precipita como unas diminutas partículas de color rojo ladrillo. ¡Así, de un azul transparente a un rojo ladrillo turbio, Fehling tenía una señal inequívoca de la presencia de azúcares reductores!

La diabetes y la búsqueda de una prueba sencilla

En el siglo xx, la diabetes se convirtió en una enfermedad muy extendida. Las personas con diabetes necesitan monitorear sus niveles de glucosa en sangre constantemente. Imagina la necesidad de una prueba casera, rápida y visual.

Ahí es donde entra Stanley Benedict, otro químico ingenioso. Similar a Fehling, buscó una reacción que utilizara cobre para detectar azúcares reductores. Desarrolló una solución que, aunque funcionaba bajo principios similares, tenía una ligera ventaja: era más estable en el tiempo y se podía calentar a una temperatura más alta, lo que hacía la reacción más rápida y robusta. ¡La solución de Benedict se convirtió en la favorita para las pruebas caseras de glucosa en orina!

El mecanismo químico: oxidación y reducción en acción

Profundicemos un poco en lo que sucede a nivel molecular:

- El agente oxidante: en ambas reacciones (Fehling y Benedict), el ion cobre (II) (Cu^{2+}) es el agente oxidante. Esto significa que su propósito principal es “robar” electrones de otra sustancia. El cobre en estado +2 tiene una “afinidad” por los electrones.
- El agente reductor: la glucosa, como otros azúcares reductores, tiene un grupo aldehído ($-\text{CHO}$) en su estructura (o puede ciclarse para exponer un grupo aldehído o cetona que se comporta como tal). Este grupo aldehído tiene un átomo de carbono con un doble enlace a un oxígeno ($\text{C}=\text{O}$) y es esta parte de la molécula la que es susceptible de ser oxidada. La glucosa, al donar electrones a los iones Cu^{2+} , se oxida a un ácido (ácido glucónico, en este caso), comportándose como agente reductor.

El intercambio electrónico: esencialmente, la glucosa “apaga” el poder oxidante del cobre. En el proceso, el ión cobre II (que recordamos, es azul) gana electrones y se transforma en ión cobre I (que se manifiesta como el precipitado rojo ladrillo). Piensa en ello como un

intercambio: la glucosa se “despoja” de algo (electrones) y el cobre “se hace con ellos”. Esta transferencia de electrones es la chispa que enciende el espectáculo de colores.

Un toque histórico: la rivalidad amistosa de la Química

Aunque tanto Fehling como Benedict buscaban detectar azúcares reductores con cobre, sus soluciones no son exactamente idénticas. La solución original de Fehling suele venir en dos partes (una con sulfato de cobre y otra con tartrato de sodio e hidróxido de sodio) que se mezclan justo antes de su uso. Esto se debe a que el ion tartrato es crucial para mantener los iones de cobre disueltos en la solución alcalina. Sin el tartrato, el cobre tendería a precipitarse como hidróxido de cobre, volviendo la solución inútil para la prueba.

Por otro lado, la solución de Benedict, desarrollada más tarde, utiliza citrato de sodio en lugar de tartrato. El citrato también cumple la función de quelante, es decir, “abrazo” al ion cobre y lo mantiene estable. Sin embargo, la formulación de Benedict es generalmente considerada más estable a largo plazo y soporta temperaturas de ebullición más altas sin descomponerse, lo que la hacía ideal para las pruebas más rápidas y controladas que se buscaban en la práctica clínica.

Imagínate a estos químicos, trabajando en sus laboratorios a siglos de distancia, con el mismo objetivo en mente: desentrañar los secretos de estas moléculas dulces. Fehling, con su elegante (aunque quizás, un poco menos estable) solución azul, sentó las bases. Benedict, con su versión mejorada y más robusta, la llevó a la práctica, haciendo posible que miles de personas pudieran vigilar su salud de forma sencilla. Es una bella historia de cómo la ciencia avanza, construyendo sobre los descubrimientos de quienes vinieron antes.

¿Y qué pasa con los azúcares no reductores?

Aquí viene un detalle interesante: la reacción de Fehling y Benedict es específica para azúcares reductores. ¿Qué significa eso? Azúcares como

la sacarosa (el azúcar de mesa común) o el almidón, no reaccionarán directamente con estas soluciones. ¿Por qué? Porque en su estructura, no tienen ese grupo aldehído (o cetona, que se pueda exponer fácilmente) libre para actuar como agente reductor.

Sin embargo, ¡la química tiene formas de lidiar con todo! Si quisiéramos detectar sacarosa, podríamos realizar un paso previo: calentarla en una solución ácida para hidrolizarla, es decir, romperla en sus componentes más simples: glucosa y fructosa. ¡Y sorpresa! Tanto la glucosa como la fructosa son azúcares reductores y sí reaccionarían con las soluciones de Fehling o Benedict.

Más allá de la diabetes: otras aplicaciones

Si bien la detección de glucosa en orina es su uso más conocido, estas reacciones tienen aplicaciones en otros campos:

- Industria alimentaria: se utilizan para determinar la cantidad de azúcares reductores en alimentos y bebidas, como miel, jugos de frutas o productos de panadería.
- Farmacia: para controlar la calidad y pureza de productos farmacéuticos que contienen azúcares.
- Investigación bioquímica: como una herramienta básica para identificar y cuantificar azúcares en diversas muestras biológicas.

En resumen: un cambio de color con gran significado

Las soluciones de Fehling y Benedict son un ejemplo maravilloso de cómo la química, la curiosidad científica y la comprensión de las reacciones a nivel atómico y molecular pueden traducirse en herramientas prácticas que salvan vidas y mejoran nuestra comprensión del mundo. Nos muestran que un simple cambio de color puede ser una señal de alerta vital, un indicio de lo que está sucediendo dentro de nuestro propio cuerpo. ¡La próxima vez que veas un frasco de medicina, recuerda que la química está trabajando en secreto para ti!

¡Comer para vivir! La fascinante química de la energía que nos mueve

¿Alguna vez te has preguntado de dónde saca tu cuerpo la energía para correr, pensar, aprender o incluso para simplemente respirar? ¡La respuesta está en tu plato! Cada vez que sientes hambre, es tu cuerpo enviándote una señal: «¡Necesito combustible!». Y ese combustible viene en forma de alimentos, que son verdaderas «baterías químicas» esperando ser descargadas.

El gran químico Lavoisier y su curiosidad sobre el calor

Hace mucho tiempo, un científico francés llamado Antoine Lavoisier (a menudo llamado el “padre de la química moderna”) se hizo una pregunta fundamental: ¿De dónde viene el calor cuando quemamos algo, como la madera o el carbón? ¡Era un misterio que lo intrigaba profundamente!

Lavoisier era un observador increíblemente curioso. Pensó que la respuesta debía estar en la combustión, en la reacción que ocurre cuando algo “arde”. Se dio cuenta de que los materiales que arden, como el carbón o el aceite, son ricos en carbono. Y cuando arden, se unen al dióxigeno (O_2) del aire para formar dióxido de carbono (CO_2) ¡El carbono se oxida!

La chispa de la inspiración: el cuerpo humano como un motor de combustión lenta

Fue entonces cuando a Lavoisier se le ocurrió una idea brillante, casi revolucionaria: ¿Y si nosotros, los seres vivos, funcionamos de manera similar a una llama? Pensó que, si al quemar combustible se libera calor y CO_2 y si nuestro cuerpo también consume oxígeno y produce dióxido de carbono (¡lo que hacemos al respirar!), entonces quizás nosotros también obtenemos nuestra energía de una especie de “combustión lenta” de los alimentos.

*El experimento con su "colega" conejillo de Indias humano:
¡Séquin y las mediciones precisas!*

Para probar su asombrosa hipótesis, Lavoisier necesitó ayuda. ¿Y quién mejor que su amigo y colega Armand Séguin para ser su “co-baya” científica? ¡Sí, un ser humano realizando experimentos sobre sí mismo y sobre sus amigos para entender la vida!

Lavoisier y Séguin montaron un experimento ingenioso. Séguin se sentaba en una cámara especial, respirando dioxígeno (O_2) a través de un tubo, mientras Lavoisier medía cuidadosamente cuánto dioxígeno consumía y cuánto dióxido de carbono (CO_2) producía. ¡La clave era ver cómo cambiaba esto según lo que hacía Séguin!

- Descanso vs. trabajo: primero, Séguin descansaba. Lavoisier medía el consumo de O_2 .
- Comer para recuperar energía: luego, Séguin comía una comida sustanciosa. Lavoisier volvía a medir.
- ¡Movimiento y combustión!: y, para poner a prueba la hipótesis de la "combustión", Séguin realizaba ejercicio físico.

Los fascinantes descubrimientos de Lavoisier

Los resultados fueron claros y contundentes:

- Comer aumenta el consumo de dioxígeno: cuando Séguin comía, su cuerpo consumía más dioxígeno que cuando estaba en ayunas. ¡Esto tenía sentido! El cuerpo necesitaba ese dioxígeno para “quemar” la comida y liberar la energía almacenada en ella.
- El ejercicio acelera la combustión: y aún más interesante, cuando Séguin trabajaba o se ejercitaba, su consumo de dioxígeno

Lavoisier concluyó triunfalmente: “Nosotros y las demás criaturas obtenemos energía por la lenta combustión del alimento”. ¡Había descubierto la base química de cómo obtenemos energía de la comida!

A nivel atómico: la danza de los electrones y los enlaces

¿Qué ocurre exactamente cuando tu cuerpo “quema” la comida?

1. Las moléculas de alimento: los alimentos están hechos de moléculas grandes y complejas como carbohidratos (azúcares, almidones), grasas (lípidos) y proteínas. Estas moléculas están compuestas principalmente por átomos de carbono (C), hidrógeno (H) y oxígeno (O), unidos por enlaces covalentes.
2. Respiración celular: la combustión controlada, cuando comes, estas moléculas llegan a tus células. En un proceso llamado respiración celular, tu cuerpo utiliza el dioxígeno (O_2) que respiras como un oxidante. Este dioxígeno reacciona con los componentes de los alimentos.
3. Rompimiento de enlaces y liberación de energía: en las reacciones de respiración celular, los enlaces en las moléculas de alimento (especialmente los enlaces C – H y C – C) se rompen. La energía que mantenía unidos a esos átomos se libera. Es como “abrir” esas pequeñas baterías químicas.
4. Formación de productos finales: el carbono de los alimentos reacciona con el dioxígeno para formar dióxido de carbono (CO_2), que luego exhalas. El hidrógeno reacciona con el oxígeno para formar agua (H_2O).
5. El combustible para la vida: la energía liberada durante estas reacciones de oxidación no se libera de golpe como en una

explosión, sino de forma controlada. Esta energía se almacena temporalmente en moléculas especiales, como el ATP (adenosín trifosfato), que es como la “moneda energética” de la célula. Tu cuerpo utiliza el ATP para realizar todas sus funciones: mover músculos, pensar, reparar células, ¡todo!

Reflexión para ti, estudiante

El trabajo de Lavoisier nos enseña que la vida misma es un proceso químico increíble. El simple acto de comer es una compleja operación química que transforma la materia y la energía. Tu cuerpo es un laboratorio extraordinario que realiza miles de reacciones por segundo para mantenerte vivo. Así que la próxima vez que comas, piensa en la energía química que estás ingiriendo y en la maravillosa “combustión lenta” que ocurre dentro de ti. ¡Eres una máquina química viviente, y la comida es tu combustible! Entender esto no solo te ayuda a comprender tu cuerpo, sino también a apreciar la química que está presente en cada aspecto de tu vida, ¡desde el aire que respiras hasta la energía que te impulsa!

El misterio de la cirrosis: cuando el hígado se rinde

Pero, ¿qué pasa si exiges demasiado a tu hígado? El hígado realiza el metabolismo del alcohol en dos pasos principales, ambos mediados por enzimas.

1. Primer acto: ¡de etanol a acetaldehído! La primera y crucial transformación la realiza una enzima llamada alcohol deshidrogenasa (ADH), que se encuentra en las células hepáticas (y también, en menor medida, en el estómago). En presencia de cofactores (moléculas que ayudan a la enzima a hacer su trabajo, como el NAD^+), el etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) se oxida y se convierte en acetaldehído (CH_3CHO).
 - Curiosidad química: el acetaldehído, el villano intermedio. El acetaldehído es una molécula mucho más tóxica que el propio etanol. Es altamente reactiva y puede dañar el ADN y las proteínas. En un hígado sano, este acetaldehído se procesa rápidamente.
 - Diferencias biológicas: hombres vs. Mujeres. Curiosamente, las mujeres tienden a tener niveles más bajos de la enzima alcohol deshidrogenasa en el estómago que los hombres. Esto significa que una mayor proporción de alcohol puede llegar al torrente sanguíneo sin ser metabolizada inicialmente, lo que contribuye a que las mujeres puedan alcanzar concentraciones de alcohol en sangre más altas con la misma cantidad de bebida.
2. Segundo acto: del acetaldehído a un compuesto inofensivo. El acetaldehído producido es rápidamente transformado por otra enzima, la acetaldehído deshidrogenasa (ALDH), en ácido acético (CH_3COOH), que es un compuesto mucho menos tóxico y que el cuerpo puede metabolizar fácilmente (incluso se usa como fuente de energía).

Si consumes alcohol en exceso y de forma crónica, el hígado se ve sobrepasado. El proceso de transformar el etanol en acetaldehído y luego en ácido acético se puede alterar o dañar.

- **Acumulación de acetaldehído:** si la ALDH no puede procesar al acetaldehído tan rápido como se produce, este compuesto toxico se acumula en el hígado. El acetaldehído puede unirse a ADN y otros componentes celulares, dañándolos y produciendo inflamación crónica.
- **Estrés oxidativo:** el metabolismo del alcohol puede generar otros compuestos que son causantes del daño de las células hepáticas.
- **Formación de tejido cicatricial:** con el tiempo la inflamación crónica puede llevar a la formación de tejido conectivo fibroso sano, este proceso se conoce como fibrosis, que avanza y puede convertirse en cirrosis hepática. En esta el hígado se endurece y pierde su capacidad de funcionar, lo cual es irreversible y mortal.

Mitos relacionados con el consumo de alcohol

Por los pasillos de la historia y la cultura popular circulan infinidad de mitos sobre el consumo de alcohol, muchos de los cuales han sobrevivido a generaciones de estudiantes, reuniones familiares y noches de fiesta. ¿Quién no ha oído alguna vez que “comer antes de beber te salva de la borrachera”, que “el café te despeja después de unas copas” o que “un poco de ejercicio te ayuda a eliminar el alcohol más rápido”? Sin embargo, la química nos cuenta una historia diferente, mucho más fascinante y, a veces, sorprendente.

¿Comer antes de beber ayuda a no emborracharse?

Imagina una mesa llena de entremeses y comida, risas y vasos que tintinean. Alguien, convencido, afirma: “Si comes bien antes de

El café: ¿antídoto milagroso?

¿El ejercicio quema el alcohol más rápido?

408

En resumen, la ciencia desmitifica muchas de las creencias populares sobre el alcohol, demostrando que, aunque algunas prácticas puedan tener un efecto placebo o retrasar momentáneamente la sensación de embriaguez, no existen atajos ni soluciones milagrosas para evitar o acelerar la eliminación del alcohol del organismo. La moderación y el tiempo son los únicos aliados verdaderos.

Mitos relacionados con el consumo de alcohol

¿Realmente funcionan los “trucos” para evitar la borrachera?

En cada fiesta, reunión familiar o salida con amigos, siempre aparece algún “experto” en remedios caseros para combatir los efectos del alcohol. Seguramente has oído frases como: “Bebe agua y se te pasará la borrachera”, “Si vomitas, eliminas el alcohol más rápido” o “Mastica chicle, así no te pillan en el control de alcoholemia”. Pero, ¿qué hay de cierto en estos consejos? La química tiene mucho que decir al respecto.

¿Beber agua le quita la borrachera?

Imagina a tu amigo después de varias copas, convencido de que un par de vasos de agua lo devolverán a la sobriedad. La realidad es que beber agua puede ayudar a combatir la deshidratación asociada al consumo de alcohol, pero no acelera el proceso de eliminación del etanol en el organismo. El alcohol (etanol, para ser precisos), una vez absorbido en el estómago e intestino delgado, se distribuye rápidamente por todo el cuerpo a través del torrente sanguíneo. Es un proceso fascinante pero peligroso: el etanol interactúa con las membranas celulares y, lo más importante, con los receptores del sistema nervioso central, provocando sus efectos sedantes y de desinhibición.

Solo hay un órgano capaz de metabolizar el alcohol: el hígado. Aquí, una enzima llamada alcohol deshidrogenasa (ADH) transforma el etanol en acetaldehído, una sustancia tóxica que luego es procesada por otra enzima, la aldehído deshidrogenasa (ALDH), convirtiéndola en acetato, que finalmente se descompone en dióxido de carbono y agua. Este proceso es metabólicamente lento. Se estima que el hígado puede procesar, en promedio, unos 0,1 g de alcohol por litro de sangre por hora.

Así que, aunque te conviertas en un “borracho sin sed”, el agua no diluye el alcohol en el torrente sanguíneo ni acelera su eliminación.

Lo que sí hace es reponer los líquidos que el alcohol, como diurético, te hace perder, ayudando a mitigar los síntomas de la deshidratación, como el dolor de cabeza o la sequedad de boca al día siguiente (la famosa resaca), pero no te hará sobrio antes.

¿Vomitara elimina el alcohol del cuerpo?

Otra escena típica: alguien, sintiéndose mareado, intenta “vaciar el estómago” para librarse de la borrachera. Sin embargo, como hemos dicho, la absorción del alcohol es muy rápida. Para cuando una persona se siente lo suficientemente mal como para vomitar, la mayor parte del alcohol ya ha pasado del estómago al intestino delgado, donde la absorción es mucho más eficiente. En ese momento, solo queda en el estómago un pequeño porcentaje (alrededor del 2 %) del alcohol consumido.

Por lo tanto, vomitar solo expulsa el contenido gástrico y ese minúsculo residuo de alcohol, pero el 98 % restante ya está circulando por tu cuerpo, afectando a tu cerebro, hígado y demás órganos. Es como intentar vaciar una piscina tirando de un tapón cuando el agua ya se ha desbordado por completo. Además, el vómito, especialmente provocado, puede ser peligroso por sí mismo, aumentando el riesgo de aspiración (que el contenido del estómago pase a los pulmones).

¿Masticar chicle ayuda a pasar el control de alcoholemia?

Quizá hayas escuchado que mascar chicle o caramelos puede “engañar” al alcoholímetro. La idea detrás de este mito es que la menta u otros sabores fuertes podrían enmascarar el olor a alcohol en el aliento, o que el chicle en sí podría absorber parte del etanol que se libera en la boca. La realidad química es mucho más tozuda.

Los controles de alcoholemia, ya sean los tradicionales mediante un soplo en un dispositivo o los más modernos que miden la concentración de alcohol en el aire espirado, se basan en detectar el etanol que el cuerpo exhala. Una vez metabolizado por el

Es fundamental entender que los mitos alrededor del consumo de alcohol no solo son erróneos, sino que pueden ser peligrosos. La cultura del “trago” a menudo minimiza los riesgos asociados con el consumo excesivo de alcohol, y los “trucos” para evitar la borrachera pueden dar una falsa sensación de seguridad. La química detrás del alcohol y su efecto en nuestro cuerpo es clara: una vez que consumes alcohol, no hay atajos para reducir su efecto.

La mejor manera de disfrutar de una bebida es hacerlo con moderación y responsabilidad. Conocer cómo funciona el alcohol en nuestro organismo nos permite tomar decisiones informadas y cuidar nuestra salud. Al final del día, el verdadero “truco” para evitar la borrachera es saber cuándo parar y optar por alternativas más saludables. Así que, la próxima vez que estés en una reunión social, recuerda que la diversión no tiene que ir acompañada de excesos; disfrutar de un buen momento puede ser igualmente satisfactorio sin necesidad de perder el control.

¡El alcohol y la ciencia detrás de los mitos!

¿Alguna vez te has preguntado si esas escenas de películas en las que un chorro de agua helada milagrosamente “despierta” a un personaje ebrio son reales? ¿O si untarte de aceite es la clave para convertirte en un campeón de la resistencia alcohólica? En este anexo, vamos a desmantelar algunos de estos mitos populares sobre el consumo de alcohol, no solo con humor, sino también desvelando la fascinante química que se esconde detrás de cada uno. Prepárate para ver el alcohol con otros ojos, ¡y sin mojarte ni engrasarte innecesariamente!

Mito 1 La ducha fría: ¿el despertador mágico o un peligro congelante?

El relato: imagina la escena típica de película. Nuestro protagonista ha bebido un poco (o bastante) más de la cuenta en una fiesta. De repente, sus amigos, preocupados, pero con una solución “infalible”, lo arrastran al baño. Un grifo abierto, un chapuzón de agua fría y, ¡voilà!, el personaje sale como nuevo, listo para seguir la fiesta o conducir a casa (¡ejem!). Suena tentador, ¿verdad? Como si la temperatura del agua pudiera borrar los efectos de unas cuantas copas.

La química al descubierto: lamentablemente, esta escena de película es tan irreal como un unicornio conduciendo un coche. La estrella de esta historia es el etanol, el tipo de alcohol que encontramos en las bebidas alcohólicas. Cuando ingieres etanol, tu cuerpo empieza un proceso complejo para metabolizarlo, principalmente en el hígado. El hígado utiliza enzimas, como la alcohol deshidrogenasa (ADH), para convertir el etanol en acetaldehído, una sustancia tóxica. Luego, otra enzima, la aldehído deshidrogenasa (ALDH), transforma el acetaldehído en acetato, que es mucho menos dañino y se descompone en dióxido de carbono y agua.

¿Y la ducha fría? El agua fría es un estímulo para tu sistema nervioso. Provoca una vasoconstricción periférica (los vasos sanguíneos se estrechan en la piel) y una mayor liberación de adrenalina. Esto puede hacer que te sientas temporalmente más alerta y despierto, como si

La anécdota: piensa en la adrenalina. Es como si tu cuerpo apretara el acelerador para “despertarte” externamente, pero el motor principal (tu hígado) sigue funcionando a su propio ritmo, sin importar cuánta cafeína o cuánta agua fría le lances. Un borracho mojado y temblando de frío solo se suma el malestar físico a la intoxicación, y el falso sentido de lucidez puede llevar a decisiones aún más imprudentes.

Reflexión para ti: la química nos enseña que los procesos biológicos, como el metabolismo del alcohol, son complejos y requieren tiempo. Los “atajos” o soluciones rápidas que vemos en la ficción rara vez se traducen en la realidad. En lugar de buscar remedios milagrosos, es crucial entender que el único camino para eliminar el alcohol del organismo es darle tiempo a tu hígado para que haga su trabajo. ¡Y la seguridad siempre debe ser la prioridad número uno!

Mito 2 El aceite vegetal: ¿tu escudo protector o un deslizamiento peligroso?

El relato: ha llegado la fiesta del año y tu objetivo es simple: disfrutar, pero sin perder el control. De repente, un viejo amigo te susurra un secreto ancestral: “Antes de empezar, tómate dos cucharadas de aceite vegetal. Te dejará beber el doble sin problemas”. Con una sonrisa pícar, te imaginas como un héroe invencible, capeando las copas como si fueran gotas de lluvia.

La química al descubierto: aquí, el protagonista es el etanol nuevamente, pero esta vez entra en escena un elemento adicional: el aceite vegetal. La idea detrás de este mito es que el aceite recubre el estómago y, al hacerlo, ralentiza la absorción del alcohol en el torrente sanguíneo. Sin embargo, la realidad es muy diferente.

Cuando consumes alcohol, este se absorbe principalmente en el estómago y el intestino delgado. El etanol entra rápidamente en el torrente sanguíneo, y aunque el aceite podría crear una barrera temporal, no detiene la absorción del etanol de manera significativa. De hecho, al combinar alcohol con grasas, podrías incluso aumentar la tasa de absorción del etanol, ya que las grasas pueden facilitar el paso del alcohol a través de las membranas celulares.

La anécdota: imagina que estás en una carrera de obstáculos. El aceite puede parecer un escudo que te protege de los peligros (en este caso, el alcohol), pero en realidad, solo te está dando una falsa sensación de seguridad. En lugar de ser un escudo, actúa más como un resbalón, facilitando que el etanol se deslice más rápido a tu sistema. Así que, en lugar de convertirte en un campeón de la resistencia alcohólica, podrías terminar más intoxicado sin darte cuenta.

Reflexión para ti: este mito resalta la importancia de conocer cómo funcionan realmente las sustancias que consumimos. La química del alcohol y su interacción con otros compuestos nos enseña que no hay atajos seguros. La mejor estrategia sigue siendo la moderación y la responsabilidad. Así que, antes de confiar en remedios caseros, recuerda que tu salud es lo primero.

Mito 3 Beber café: el despertador eficaz

El relato: después de una noche de fiesta, te despiertas con resaca y la única solución parece ser una taza humeante de café. El aroma del café te envuelve y piensas: "Esto me pondrá en marcha". Imaginas que el café te devolverá la lucidez y eliminará los efectos del alcohol como por arte de magia.

La química al descubierto: aquí es donde entra la cafeína, un estimulante que actúa sobre el sistema nervioso central. Al igual que con la ducha fría, el café puede hacerte sentir más alerta temporalmente. Sin embargo, no elimina el alcohol de tu sistema ni contrarresta sus efectos. La cafeína puede engañar a tu cerebro haciéndote sentir más despierto, pero no afecta al nivel de etanol en tu sangre.

De hecho, mezclar alcohol con cafeína puede ser peligroso. La combinación puede llevar a un estado de “desinhibición” donde sientes que puedes hacer más de lo que realmente puedes, aumentando el riesgo de tomar decisiones imprudentes o incluso poner en peligro tu salud.

La anécdota: piensa en un coche con dos motores: uno es el etanol y el otro es la cafeína. Aunque ambos motores funcionan, no se comunican entre sí. El etanol sigue causando efectos sedantes mientras que la cafeína intenta acelerar tu percepción. Al final, puedes terminar en un choque de realidades, sintiéndote alerta pero aún bajo los efectos del alcohol.

Reflexión para ti

Este mito nos recuerda que las soluciones rápidas no siempre son efectivas y pueden ser engañosas. La química detrás del alcohol y la cafeína nos muestra que cada sustancia tiene su propio efecto en nuestro cuerpo. Es esencial ser consciente de cómo interactúan estas sustancias y tomar decisiones informadas para proteger nuestra salud.

Conclusión final

A través de estos relatos y reflexiones, hemos desmantelado algunos mitos comunes sobre el consumo de alcohol. La química es una herramienta poderosa que nos ayuda a entender cómo funcionan realmente las cosas en nuestro cuerpo. Al final del día, lo más importante es tomar decisiones informadas y responsables. Recuerda siempre que la seguridad y la salud deben estar por encima de cualquier mito o creencia popular.

Así que la próxima vez que estés en una fiesta o en una reunión social, piensa en lo que hemos aprendido aquí. La diversión no tiene por qué ir acompañada de excesos; disfrutar con moderación es la clave para vivir momentos memorables sin comprometer tu bienestar. ¡Salud y ciencia!

La química de la borrachera: desmontando mitos sobre el alcohol

¿Alguna vez has escuchado la frase «el que bebe mucho no se emborracha tanto»? O tal vez, ¿mezclar el alcohol con un refresco te hace beber menos o te protege de los efectos más desagradables? Estas ideas son tan comunes como persistentes, pero, ¿qué dice la ciencia, y en particular la química, sobre ellas? Acompáñanos en este viaje molecular para dismantelar algunos de los mitos más extendidos sobre el consumo de alcohol.

Mito 1 “Quien está más acostumbrado a beber, se emborracha menos”

La fantasía de la “resistencia” y la dura realidad molecular

Esta creencia es quizás una de las más peligrosas. La idea de que el cuerpo se “acostumbra” al alcohol y, por lo tanto, sus efectos se minimizan, es una ilusión peligrosa. Lo que en realidad ocurre no es que la embriaguez desaparezca, sino que el cuerpo y el cerebro se adaptan a procesar y a enmascarar los efectos del etanol, la molécula responsable de la embriaguez.

A nivel químico: tolerancia y adaptación cerebral

El etanol es un depresor del sistema nervioso central. Su principal modo de acción es interactuar con los receptores de neurotransmisores en el cerebro, especialmente con los receptores GABA (ácido gamma-aminobutírico). El GABA es el principal neurotransmisor inhibitorio del cerebro, y el etanol potencia su efecto. Esto significa que el cerebro se vuelve menos activo, lo que se traduce en los efectos típicos de la intoxicación: habla arrastrada, pérdida de coordinación, lentitud en los reflejos y deterioro del juicio.

Cuando una persona bebe alcohol de forma regular, su cerebro comienza a adaptarse a la presencia constante del etanol. El cerebro puede:

- Reducir la sensibilidad de los receptores GABA: El cerebro “apaga” un poco la respuesta a la señal del GABA para intentar mantener un equilibrio.
- Aumentar la producción de neurotransmisores excitadores: Para contrarrestar la inhibición generalizada, el cerebro puede intentar aumentar la actividad de neurotransmisores como el glutamato.
- Cambiar la forma en que las membranas celulares responden: Las membranas de las neuronas, que son estructuras lipídicas, pueden volverse más fluidas o rígidas en respuesta a la presencia crónica de alcohol.

El resultado de estas adaptaciones es lo que llamamos tolerancia. La persona necesita consumir más alcohol para alcanzar el mismo nivel de intoxicación que antes. Sin embargo, esto no significa que esté menos “borracha” a nivel bioquímico. Simplemente, los signos externos de la embriaguez son menos evidentes. El etanol sigue actuando en su cerebro, afectando sus funciones cognitivas y motoras. La apatía, la pérdida de coordinación y la disminución de reflejos siguen presentes, solo que la persona puede ser menos consciente de ellos o ser capaz de disimularlos mejor.

Una anécdota oscura: el “alcohólico anónimo” que dejó de serlo

Imagina a Juan, un estudiante que empezó a beber socialmente y pronto notó que podía aguantar más que sus amigos. Con el tiempo, su consumo aumentó y su tolerancia creció. Ya no sentía la euforia inicial, ni la torpeza evidente. Sus amigos decían “Juan tiene aguante”. Pero la realidad era que Juan estaba desarrollando una dependencia. Sus adaptaciones cerebrales significaban que su cerebro funcionaba “normalmente” solo en presencia de alcohol. Cuando no bebía, podía experimentar síntomas de abstinencia. El mito de la “resistencia” lo había llevado a una adicción, donde la dependencia física y psicológica eclipsaba la ilusión de

control. No era un “alcohólico anónimo” en el sentido de que su problema era invisible, sino que su problema se había vuelto tan intrínseco a su funcionamiento que resultaba difícil de identificar externamente.

Reflexión para el estudiante

La tolerancia al alcohol no es un signo de fortaleza, sino una señal de que el cuerpo está sufriendo cambios perjudiciales. Es crucial entender que, aunque puedas sentirte capaz de manejar más alcohol, los efectos nocivos siguen acumulándose y pueden tener consecuencias serias para tu salud a largo plazo. La química del alcohol es compleja y, a menudo, engañosa; ser consciente de ello es el primer paso hacia un consumo responsable.

Mito 2 Comer antes de beber previene la resaca

La creencia del “escudo” alimenticio

Es común escuchar que comer antes de beber puede prevenir la resaca o incluso disminuir los efectos del alcohol. La idea es que un estómago lleno actúa como una barrera, ralentizando la absorción del etanol en el torrente sanguíneo. Pero, ¿es esto realmente cierto?

La realidad química: absorción y metabolismo del alcohol

Cuando consumes alcohol, este se absorbe principalmente en el estómago y el intestino delgado. Si bien es cierto que tener comida en el estómago puede ralentizar la absorción inicial del alcohol, no significa que evites sus efectos. De hecho, la presencia de alimentos puede influir en cómo se metaboliza el etanol.

Los alimentos, especialmente aquellos ricos en grasas y proteínas, pueden ralentizar el vaciamiento gástrico. Esto significa que

La cafeína es un estimulante que actúa sobre el sistema nervioso central, mientras que el etanol es un depresor. Cuando mezclas ambos, puedes sentirte más alerta debido a los efectos de la cafeína, pero esto no significa que el alcohol haya desaparecido de tu sistema. La cafeína no acelera el metabolismo del alcohol ni elimina sus efectos; simplemente puede ocultar temporalmente la sensación de embriaguez.

Además, mezclar cafeína con alcohol puede ser peligroso. Puede llevar a una falsa sensación de sobriedad, lo que aumenta el riesgo de tomar decisiones imprudentes o de consumir más alcohol del que realmente puedes manejar.

Una anécdota energizante: la fiesta universitaria

Imagina a un grupo de estudiantes universitarios después de una fiesta. Algunos deciden preparar café para “despertarse” antes de continuar la noche. Se sienten más alertas y creen que están listos para seguir bebiendo. Sin embargo, esa combinación los lleva a perder la noción de su estado real. Al final de la noche, algunos terminan con una mezcla peligrosa de excitación y embriaguez, lo que resulta en decisiones riesgosas.

Mitos sobre el consumo de alcohol y la conducción

– ¡la Química nos pone en guardia!

Todos hemos oído alguna vez ese comentario: “Si me espero una hora después del último trago, ya puedo conducir sin problemas”. ¿Suena familiar? A menudo, esta frase se dice con la ligereza de quien cree tener la situación bajo control, como si el alcohol desapareciera mágicamente de nuestro sistema al marcar un reloj. Pero, amigos míos, la química, esa ciencia que a veces parece tan lejana, nos grita desde las entrañas de nuestro propio cuerpo que esta idea es, en el mejor de los casos, un espejismo peligroso.

El engaño del “tiempo de gracia”: ¿qué pasa realmente ahí dentro?

Cuando bebemos, el alcohol (etanol, para ser exactos, C_2H_5OH) no se queda esperando pacientemente a que pase el tiempo. Entra en acción en nuestro organismo casi de inmediato. Una parte se absorbe directamente en la boca y el esófago, pero la gran mayoría se dirige al estómago y, sobre todo, al intestino delgado. Allí, se absorbe rápidamente en el torrente sanguíneo. Y una vez que el alcohol está en la sangre, es como un invitado insistente que llega a todas las habitaciones de la casa: llega al cerebro, al hígado, a los riñones, a todas partes.

La cuestión clave aquí es la metabolización. Nuestro cuerpo es una fábrica química increíblemente eficiente, y tiene un “plan maestro” para deshacerse de las sustancias extrañas, incluido el alcohol. El hígado es el principal protagonista de esta tarea. Aquí, unas enzimas especiales, principalmente la alcohol deshidrogenasa (ADH), entran en juego. Imaginen a estas enzimas como pequeños “robots químicos” que actúan sobre el etanol.

La reacción química en acción

La ADH, en presencia de una molécula llamada NAD^+ (nicotinamida adenina dinucleótido), transforma el etanol en acetaldehído.

El acetato, que es básicamente vinagre diluido, es mucho menos perjudicial y puede ser descompuesto posteriormente en dióxido de carbono y agua, que nuestro cuerpo puede eliminar sin problemas.

Aquí es donde entra la matemática y, por ende, la química. La velocidad a la que nuestro hígado puede realizar estas transformaciones es limitada. Los “robots químicos” tienen una capacidad de trabajo finita. El texto original nos da una cifra clave: el cuerpo humano es capaz de metabolizar aproximadamente 100 mg de alcohol por kilogramo de peso corporal por hora.

Supongamos que una persona pesa 70 kg. Según esa cifra, su hígado podría metabolizar 7 gramos de alcohol por hora.

Ahora, pensemos en una cerveza típica de tercio (330 mL) con una graduación del 5 % de alcohol por volumen. ¿Cuántos gramos de alcohol contiene?

- Por lo tanto, si una persona de 70 kg consume una cerveza de 330 mL con un 5 % de alcohol, su hígado tardaría aproximadamente 1 h en metabolizar completamente ese alcohol. Esto significa que, si

Ahora que hemos desmitificado algunas creencias comunes sobre el consumo de alcohol y su metabolización, es esencial recordar que la química detrás del etanol no solo afecta cómo nos sentimos, sino también nuestras decisiones. La combinación de alcohol y conducción es una mezcla peligrosa, y entender cómo funciona nuestro cuerpo puede ayudarnos a tomar decisiones más seguras.

La próxima vez que te encuentres en una situación donde consideres beber y conducir, recuerda la química que está en juego. No solo se trata de esperar un tiempo; se trata de conocer tus límites y ser responsable. La vida es demasiado valiosa como para arriesgarla por un momento de imprudencia.



BIBLIOGRAFÍA

- BLANCO, J. y J. PEREIRA: *Química Inorgánica I*, t. I y II, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 2001.
- CEDRÓN, M. H. y otros: *Química general*, Ed. Félix Varela, La Habana, 2012.
- CHANG, R.: *Química*, McGraw-Hill Interamericana Editores S.A., México, 2002.
- Colectivo de autores: *Química General*, 10.^a edición, McGraw-Hill Interamericana Editores S.A., México, 2010.
- Colectivo de autores: *Química. Octavo grado*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1986.
- Colectivo de autores: *Química. Noveno grado*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1979.
- Colectivo de autores: *Química. Secundaria Básica*, Parte 1, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1991.
- Colectivo de autores: *Química. Secundaria Básica*, Parte 2, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1991.
- Colectivo de autores: *Química. Décimo grado*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1989.
- Colectivo de autores: *Química. Décimo grado*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1992.
- Colectivo de autores: *Química. Onceno grado*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1979.
- Colectivo de autores: *Química. Onceno grado*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1990.

- 426

- LUDER, W. F. y otros: *Química general*, Ed. Alambra S.A., Madrid, 1997.
- MESA, G. F.: *La creatividad en las actividades prácticas*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1986.
- MESA, G. F. y otros: *Química oncenso grado*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1990.
- MINCHENKOV, E. E.: *Algunas cuestiones sobre la metodología de la enseñanza de la Química*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1983.
- MINED: *Software educativo Redox*. Col. Futuro, soporte digital, 2005.
- NEKRASOV, B. V.: *Química general*, Ed. Mir, Moscú, 1988.
- NÚÑEZ, J. S.: *Química para explicar la vida*, soporte digital, La Habana, 2008.
- PÉREZ, S. F.: *La Química: un universo a tu alcance*, Ed. Científico-Técnica, La Habana, 1984.
- PETRIANOV, I. V.: *La sustancia más extraordinaria en el mundo*, Ed. Mir, Moscú, 1985.
- PICHS, P. G.: *Técnicas de seguridad*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1988.
- PONJUAN, A.: *Química inorgánica*, t. I y II, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1986.
- Resolución ministerial No. 335. "Listas de sustancias consideradas de efecto similar a las drogas estupefacientes y sicotrópicas sometidas a control nacional." Ministerio de Salud Pública, 2005.
- RIVERA, I. y otros: *Algo que los docentes deben saber sobre las adicciones*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 2016.
- SALGADO, L. R.: *Manual de actividades experimentales de Química*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 2016.
- SEMISHIN, V.: *Prácticas de química general*, Ed. Mir, Moscú, 1977.
- SOLOMON, G.: *Organic Chemistry*, 11.ª edición, Ed. Wiley, 2014.

- TIMBERLAKE, K.: *Química general, orgánica y biológica. Estructuras de la vida*, 4.ª edición, Pearson Educación de México S.A. de C.V., México, 2013.
- URÍA, A. M. y otros: *Química 12.º grado*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1979.
- VASILIEVA, Z. G.: *Trabajos de laboratorio de química general e inorgánica*, Ed. Mir, Moscú, 1989.
- WADE, L. G. Jr.: *Química Orgánica*, 10.ª edición, Pearson Educación de México S.A. de C.V., México, 2004.
- YURKANIS, P.: *Organic Chemistry*, 7.ª edición, Pearson Educación de México S.A. de C.V., México, 2014.

Estructura del diamante

