

TEXTO DEL ESTUDIANTE

Química

2^o
Educación
Media

CRISTINA LAGOS SEPÚLVEDA

LICENCIADA EN EDUCACIÓN Y PROFESORA DE ESTADO DE QUÍMICA Y BIOLOGÍA
UNIVERSIDAD DE SANTIAGO DE CHILE

ÁNGEL ROCO VIDELA

LICENCIADO EN QUÍMICA
QUÍMICO INDUSTRIAL
PONTIFICIA UNIVERSIDAD CATÓLICA DE VALPARAÍSO
MAGÍSTER EN EDUCACIÓN AMBIENTAL
UNIVERSIDAD DE PLAYA ANCHA DE CIENCIAS DE LA EDUCACIÓN

SONIA VALDEBENITO CORDOVEZ

LICENCIADA EN EDUCACIÓN Y PROFESORA DE ESTADO DE QUÍMICA,
BIOLOGÍA Y CIENCIAS NATURALES
UNIVERSIDAD DE SANTIAGO DE CHILE



El Texto del Estudiante **Química 2.º**, para Segundo Año Medio de Educación Media, es una obra colectiva, creada y diseñada por el Departamento de Investigaciones Educativas de editorial Santillana, bajo la dirección general de
MANUEL JOSÉ ROJAS LEIVA

Coordinación de proyecto:

Eugenia Águila Garay

Coordinación área científica:

Marisol Flores Prado

Autores:

Cristina Lagos Sepúlveda
Ángel Roco Videla
Sonia Valdebenito Cordovez

Edición:

Sonia Valdebenito Cordovez

Revisión de especialista:

Marcela Díaz Espinoza
Simonet Torres Gálvez

Corrección de estilo:

Ana María Campillo Bastidas
Gabriela Precht Rojas
Isabel Spoerer Varela
Leonardo Aliaga Rovira

Documentación:

Paulina Novoa Venturino
Cristian Bustos Chavarría

La realización gráfica ha sido efectuada bajo la dirección de

Verónica Rojas Luna

Coordinación Gráfica:

Xenia Venegas Zevallos

Jefe de diseño área ciencias:

Sebastián Alvear Chahuán

Diseño y diagramación:

Rossana Allegro Valencia
Alejandro Ubilla Rosales

Ilustraciones:

Carlos Urquiza Moreno
Álvaro Veloso Ortiz

Fotografías:

Jorge Quito Soto
César Vargas Ulloa
Archivo editorial
Latinstock

Cubierta:

Sebastián Alvear Chahuán

Producción:

Germán Urrutia Garín

Fotografía de la portada:

Disolución química y modelo molecular
de un hidrocarburo

Quedan rigurosamente prohibidas, sin la autorización escrita de los titulares del "Copyright", bajo las sanciones establecidas en las leyes, la reproducción total o parcial de esta obra por cualquier medio o procedimiento, comprendidos la reprografía y el tratamiento informático, y la distribución en ejemplares de ella mediante alquiler o préstamo público.

© 2011, by Santillana del Pacífico S.A. de Ediciones
Dr. Aníbal Ariztía 1444, Providencia, Santiago (Chile)
Impreso en Chile por Worldcolor
ISBN: 978-956-15-1977-0
Inscripción N°: 210.603
Se terminó de imprimir esta 2ª edición de
219.300 ejemplares, en el mes de diciembre del año 2012.
www.santillana.cl

TEXTO DEL ESTUDIANTE



Química

2^o
Educación
Media

PRESENTACIÓN

El texto **Química 2.º** te invita a que continúes conociendo el mundo de la química y que aprendas a reconocer la importancia de esta ciencia en el desarrollo humano.

Los contenidos seleccionados te muestran una visión panorámica de las mezclas en nuestro entorno, y de la utilidad de las disoluciones. Conocerás también al elemento carbono, cuyas combinaciones con el hidrógeno y otros elementos generan millones de compuestos orgánicos con estructuras y propiedades muy variadas. La importancia del carbono te será más evidente cuando comprendas que todos los organismos vivos están constituidos por sustancias orgánicas a base de carbono.

En este texto te daremos a conocer situaciones reales, problemas de la vida cotidiana que puedes abordar y resolver desde la mirada de las ciencias químicas.

Nuestro propósito es que puedas adquirir una cultura científica, la cual te permita comprender el mundo que te rodea y te facilite una participación responsable en tu comunidad. Para lograrlo, es indispensable que aprecies el trabajo en equipo como una forma de acceder al conocimiento y de contribuir al bien común, al desarrollo social y al crecimiento personal.

Este libro pertenece a:

Nombre: _____

Curso: _____

Colegio: _____

Te lo ha hecho llegar gratuitamente el Ministerio de Educación a través del establecimiento educacional en el que estudias.

Es para tu uso personal tanto en tu colegio como en tu casa; cuidalo para que te sirva durante varios años.

Si te cambias de colegio lo debes llevar contigo y al finalizar el año, guardarlo en tu casa.

¡Que te vaya muy bien!

ORGANIZACIÓN DEL TEXTO DEL ESTUDIANTE - QUÍMICA 2.º EDUCACIÓN MEDIA

El texto **Química 2.º** se organiza en cuatro unidades, cuyos tipos de página presentan la estructura y características que se describen a continuación:

INICIO DE UNIDAD

Doble página, que incluye imágenes representativas de los principales temas que estudiarás en la unidad.

Introducción

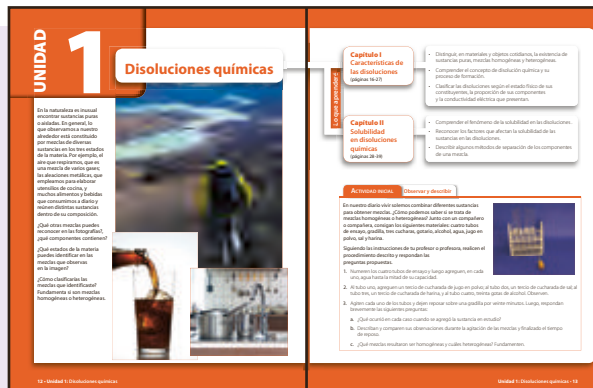
Breve texto que te aproxima a los contenidos abordados en la unidad.

Lo que aprenderé

Esquema que te presenta los objetivos de aprendizaje para cada capítulo de la unidad.

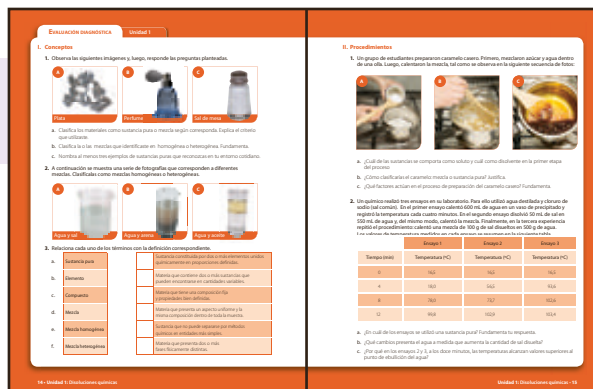
Actividad inicial

Actividad que te permitirá desarrollar, al comienzo de cada unidad, un trabajo experimental vinculado con los contenidos a estudiar en ella.



EVALUACIÓN DIAGNÓSTICA

Evaluación inicial destinada a medir los conocimientos previos necesarios para iniciar adecuadamente el estudio de la unidad.



CONEXIÓN CON...

Sección que relaciona los contenidos tratados en el texto con otras áreas del conocimiento.

CONCEPTOS CLAVE

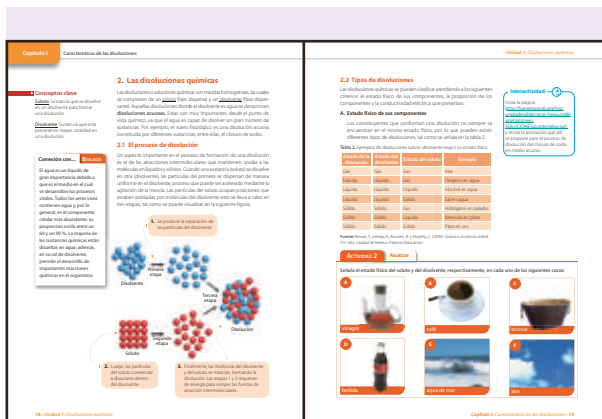
Significado de términos citados en el texto, cuya definición facilita tu lectura.

INTERACTIVIDAD

Vínculo con páginas webs relacionadas con algunos contenidos tratados.

ACTIVIDAD

Instancia a través de la cual podrás desarrollar diversas habilidades para consolidar el aprendizaje de los contenidos.



REFLEXIONEMOS

Tema relacionado con los contenidos, para que comentes y reflexiones con tus compañeros y compañeras.

Unidad 6 • Estructuras químicas

Gran parte de las disoluciones que utilizamos a diario consisten en agua como disolvente. Sin embargo, no todos los disolventes son líquidos en condiciones normales. Si lo que quieres hacer es trabajar con un disolvente de estado sólido, como el hielo, o con un disolvente gaseoso, como el alcohol, tendrás que recurrir a técnicas especiales para trabajar con ellos. En este capítulo se describe cómo preparar disoluciones en condiciones diferentes a las habituales, y cómo utilizarlas para estudiar los cambios de estado de la materia. En particular, se describe cómo preparar disoluciones en condiciones de alto y bajo punto de ebullición, y cómo utilizarlas para estudiar los cambios de estado de la materia.

El concepto de solubilidad es clave en la química de los líquidos. Una sustancia puede ser muy soluble, moderadamente soluble o insoluble en un disolvente en condiciones normales. Pero en el laboratorio se pueden utilizar condiciones de alta y baja temperatura para preparar disoluciones en condiciones diferentes a las habituales. En este capítulo se describe cómo preparar disoluciones en condiciones de alto y bajo punto de ebullición, y cómo utilizarlas para estudiar los cambios de estado de la materia.

Actividad 6.1.1.1.1 Estructuras químicas

El agua es una sustancia única porque puede existir en tres estados de agregación: sólido, líquido y gaseoso. Esto se debe a su estructura molecular y a su capacidad para formar enlaces de hidrógeno. En esta actividad se exploran algunas de las propiedades únicas del agua y cómo afectan a su comportamiento en los estados de agregación.

Objetivo: Comprender las propiedades físicas y químicas del agua y cómo afectan a su comportamiento en los estados de agregación.

Actividades:

1. ¿Qué características físicas y químicas del agua le permiten existir en tres estados de agregación?
2. ¿Cómo afectan las propiedades físicas y químicas del agua a su comportamiento en los estados de agregación?

Recursos: Agua, hielo, alcohol, alcoholómetro, termómetro, vasos de precipitados, vidrio de reloj.

Procedimiento:

1. Se prepara una disolución de alcohol en agua.
2. Se mide el volumen de la disolución y se registra.
3. Se calienta la disolución a ebullición y se mide el volumen de la disolución restante.
4. Se compara el volumen de la disolución antes y después de la ebullición.

Conclusiones:

El alcohol es más volátil que el agua, por lo que al calentar la disolución, el alcohol se evapora más fácilmente que el agua. Esto hace que el volumen de la disolución disminuya al calentarla. Este experimento demuestra que el alcohol tiene un punto de ebullición más bajo que el agua.

NOBEL DE QUÍMICA

Sección que da a conocer los ganadores de este importante galardón según el vínculo con los contenidos tratados.

Unidad 6 • Estructuras químicas

El premio Nobel de Química se otorga anualmente a uno o dos científicos en reconocimiento a sus contribuciones al campo de la química. Este premio es uno de los más prestigiosos del mundo y es considerado el más alto honor científico que se puede obtener.

Los laureados con el Premio Nobel de Química han realizado descubrimientos que han cambiado profundamente nuestra comprensión de la química y el mundo que nos rodea. Algunos de los laureados más destacados incluyen a:

- Robert Bunsen (1855): Descubridor del cesio y del rubidio.
- August Kekulé (1858): Descubridor de la estructura del benceno.
- William Ramsay (1894): Descubridor del kriptón, argón, neón y xenón.
- Frederick Soddy (1904): Descubridor del radio y del polonio.
- Frederick Soddy (1904): Descubridor del radio y del polonio.
- Frederick Soddy (1904): Descubridor del radio y del polonio.

Este premio es un reconocimiento a la excelencia en la investigación científica y es un honor que muchos científicos aspiran a obtener.

BIOGRAFÍA

Te invita a conocer antecedentes de la vida y obra de un destacado científico.

Unidad 6 • Estructuras químicas

Marie Curie es una de las científicas más importantes de la historia. Nació en Polonia en 1867 y se convirtió en una pionera en el campo de la física y la química. Su trabajo con el uranio y el polonio sentó las bases para la comprensión de la radioactividad.

Marie Curie fue la primera mujer en ganar el Premio Nobel de Física y el Premio Nobel de Química. Su descubrimiento de la radioactividad cambió la forma en que entendemos la materia y la energía.

Marie Curie fue una mujer fuerte y valiente que luchó por la igualdad de género en el mundo científico. Su legado es un recordatorio de que cualquier persona puede contribuir a la ciencia y hacer un gran impacto en el mundo.

RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS

Sección en la que se resuelve paso a paso un problema químico. Luego se proponen otros ejercicios similares para reforzar el procedimiento aprendido.

LECTURA CIENTÍFICA

Texto que expone un tema actual. A través de él podrás descubrir cómo algunos de los contenidos de la unidad se vinculan con la ciencia, la tecnología y la sociedad.

La tragedia del lago Nyos

El 11 de agosto de 1986, en el lago Nyos, Camerún, ocurrió una tragedia silenciosa pero devastadora. Un gas mortal se acumuló en la superficie del lago y se liberó de repente, causando la muerte de más de 1700 personas y el hacinamiento de más de 10000 animales. Este incidente se convirtió en uno de los más trágicos de la historia reciente.

La causa de esta tragedia fue la liberación de un gas mortal llamado dióxido de carbono. Este gas se acumula en la superficie del lago y se libera cuando el agua se agita. Este incidente demostró que la contaminación ambiental puede tener consecuencias devastadoras.

Este artículo nos recuerda la importancia de estudiar los cambios de estado de la materia y cómo afectan a la vida y la sociedad. La contaminación ambiental puede tener consecuencias devastadoras si no se controla adecuadamente.

TALLER DE CIENCIAS

Actividad que te permitirá comprender mejor los contenidos, desarrollando pequeñas investigaciones científicas.

Los electrolitos y la conductividad eléctrica

Objetivo: Comprender la conductividad eléctrica de las sustancias y cómo se relaciona con la presencia de electrolitos.

Actividades:

1. Preparar una disolución de agua salada.
2. Medir la resistencia eléctrica de la disolución.
3. Comparar la resistencia eléctrica de la disolución de agua salada con la de una disolución de agua destilada.
4. Interpretar los resultados y explicar las diferencias.

Conclusiones:

El agua salada es un buen conductor de la electricidad porque contiene iones que pueden moverse libremente. El agua destilada es un mal conductor porque no contiene iones.

SÍNTESIS Y EVALUACIÓN DE CAPÍTULO

Doble página que cierra cada capítulo. En ellas se integran y evalúan los principales contenidos tratados. Incluye la sección **Me evalúo**, mediante la cual podrás conocer tus logros.

LABORATORIO

Actividad experimental en la que trabajarás variados procedimientos que se deben desarrollar en el laboratorio del colegio.

Laboratorio 2 Preparando disoluciones

Objetivos:

1. Preparar una solución de un compuesto iónico. Preparar una solución de un compuesto covalente.
2. Preparar una solución de un compuesto iónico. Preparar una solución de un compuesto covalente.

Materiales:

- Agua destilada
- Agua salada
- Agua azucarada
- Agua de sodio cloruro
- Agua de azúcar
- Agua de alcohol
- Agua de azúcar y alcohol
- Agua de alcohol y alcohol
- Agua de alcohol y agua
- Agua de alcohol y agua y alcohol
- Agua de alcohol y agua y alcohol y agua

Análisis de resultados:

1. ¿Qué color tiene la solución de un compuesto iónico?
2. ¿Qué color tiene la solución de un compuesto covalente?
3. ¿Qué color tiene la solución de un compuesto iónico y covalente?
4. ¿Qué color tiene la solución de un compuesto iónico y covalente y alcohol?

SÍNTESIS

Resumen gráfico (infografía) de los principales contenidos abordados en la unidad.

GLOSARIO

Breve definición de los conceptos más relevantes tratados en la unidad.

EVALUACIÓN FINAL

Evaluación sumativa de la unidad, destinada a la verificación de los aprendizajes esperados que has logrado.

ACTUALIDAD

Sección que propone algún tipo de noticia o acontecimiento asociado a la unidad.

PÁGINAS WEBS Y BIBLIOGRAFÍA ADICIONAL

Aquí encontrarás direcciones electrónicas y libros para poder complementar el contenido, aclarar dudas, realizar trabajos de investigación, entre otras actividades.

Mapa conceptual: Clasifica al siguiente compuesto con los conceptos que corresponden.

Evaluación de proceso:

1. ¿Cuál de las siguientes propiedades y reflexiones la alternativa correcta?
 - A. El agua es un compuesto iónico. Se trata de un compuesto covalente.
 - B. El agua es un compuesto covalente. Se trata de un compuesto iónico.
 - C. El agua es un compuesto iónico. Se trata de un compuesto covalente.
 - D. El agua es un compuesto covalente. Se trata de un compuesto iónico.
2. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
 - A. El agua es un compuesto iónico.
 - B. El agua es un compuesto covalente.
 - C. El agua es un compuesto iónico.
 - D. El agua es un compuesto covalente.

Me evalúo:

Temas	Comprende	Aplica	Analiza	¿Qué dice tu profesor?
Disoluciones	10	10	10	De acuerdo con lo que he aprendido, puedo aplicar los conocimientos adquiridos.
Disoluciones	10	10	10	De acuerdo con lo que he aprendido, puedo aplicar los conocimientos adquiridos.
Disoluciones	10	10	10	De acuerdo con lo que he aprendido, puedo aplicar los conocimientos adquiridos.

Mapa conceptual: Clasifica al siguiente compuesto con los conceptos que corresponden.

Evaluación de proceso:

1. ¿Cuál de las siguientes propiedades y reflexiones la alternativa correcta?
 - A. El agua es un compuesto iónico. Se trata de un compuesto covalente.
 - B. El agua es un compuesto covalente. Se trata de un compuesto iónico.
 - C. El agua es un compuesto iónico. Se trata de un compuesto covalente.
 - D. El agua es un compuesto covalente. Se trata de un compuesto iónico.
2. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
 - A. El agua es un compuesto iónico.
 - B. El agua es un compuesto covalente.
 - C. El agua es un compuesto iónico.
 - D. El agua es un compuesto covalente.

Me evalúo:

Temas	Comprende	Aplica	Analiza	¿Qué dice tu profesor?
Disoluciones	10	10	10	De acuerdo con lo que he aprendido, puedo aplicar los conocimientos adquiridos.
Disoluciones	10	10	10	De acuerdo con lo que he aprendido, puedo aplicar los conocimientos adquiridos.
Disoluciones	10	10	10	De acuerdo con lo que he aprendido, puedo aplicar los conocimientos adquiridos.

Mapa conceptual: Clasifica al siguiente compuesto con los conceptos que corresponden.

Evaluación de proceso:

1. ¿Cuál de las siguientes propiedades y reflexiones la alternativa correcta?
 - A. El agua es un compuesto iónico. Se trata de un compuesto covalente.
 - B. El agua es un compuesto covalente. Se trata de un compuesto iónico.
 - C. El agua es un compuesto iónico. Se trata de un compuesto covalente.
 - D. El agua es un compuesto covalente. Se trata de un compuesto iónico.
2. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
 - A. El agua es un compuesto iónico.
 - B. El agua es un compuesto covalente.
 - C. El agua es un compuesto iónico.
 - D. El agua es un compuesto covalente.

Me evalúo:

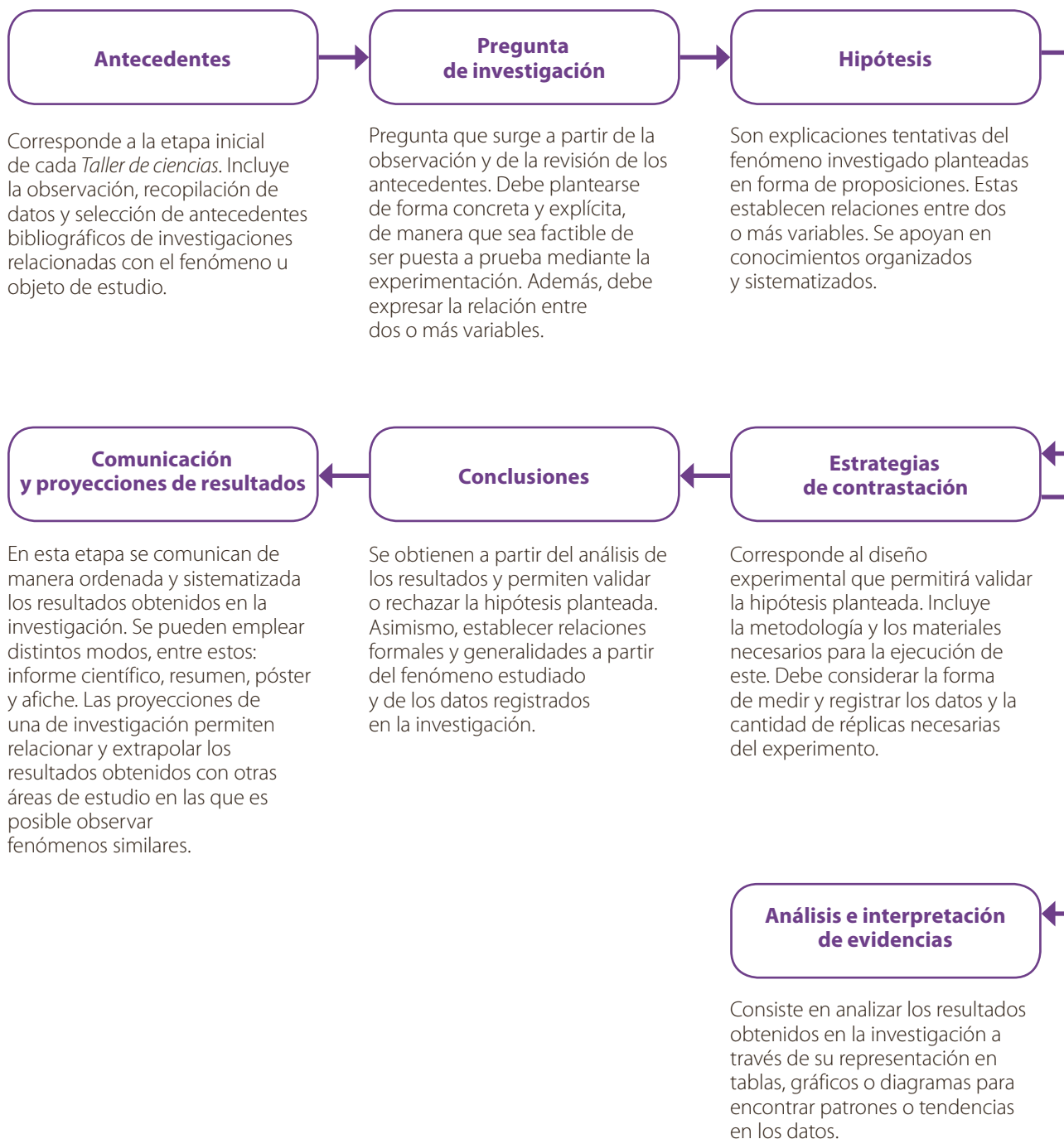
Temas	Comprende	Aplica	Analiza	¿Qué dice tu profesor?
Disoluciones	10	10	10	De acuerdo con lo que he aprendido, puedo aplicar los conocimientos adquiridos.
Disoluciones	10	10	10	De acuerdo con lo que he aprendido, puedo aplicar los conocimientos adquiridos.
Disoluciones	10	10	10	De acuerdo con lo que he aprendido, puedo aplicar los conocimientos adquiridos.

Las disoluciones fisiológicas y los beneficios a la salud

Vitaminas solubles en grasas y en agua

HABILIDADES PROCEDIMENTALES PARA TRABAJAR EN EL TALLER DE CIENCIAS

Las actividades de investigación científica presentes en el texto tienen como propósito promover habilidades y procedimientos científicos que intervienen en toda investigación. En cada **Taller de ciencias** se distinguen las siguientes etapas:





UNIDAD **1**

Disoluciones químicas

12



UNIDAD **2**

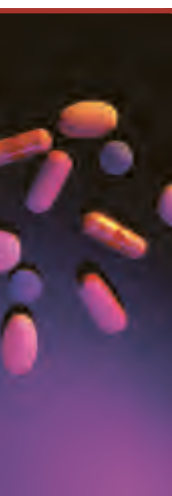
Propiedades de las disoluciones químicas

48

		CAPÍTULO	CONTENIDOS
EVALUACIÓN DIAGNÓSTICA	14	I. Características de las disoluciones 16	1. ¿Qué es una mezcla? 16 2. Las disoluciones químicas 18
		II. Solubilidad en disoluciones químicas 28	1. ¿Qué es la solubilidad? 28 2. Factores que afectan la solubilidad 30 3. Técnicas de separación de mezclas 34
EVALUACIÓN DIAGNÓSTICA	50	I. Unidades de concentración 52	1. Número de Avogadro: concepto de mol 52 2. Definición de concentración 54 3. Conversión de unidades de concentración 60 4. Unidades de concentración para disoluciones diluidas 62
		II. Preparación de disoluciones de concentración definida 68	1. Preparación de disoluciones molares 68 2. Efectos de la concentración sobre la actividad de una disolución 75
		III. Propiedades coligativas 80	1. ¿Qué son las propiedades coligativas? 80 2. Aplicaciones de las propiedades coligativas 85
		IV. Osmosis 92	1. ¿Qué es la osmosis? 92 2. La presión osmótica 94 3. Propiedades coligativas de disoluciones de electrolitos 98

Evaluación de síntesis 1

TALLER DE CIENCIAS		SÍNTESIS Y EVALUACIÓN	LABORATORIO			
	Los electrolitos y la conductividad eléctrica22	Capítulo I 24	Laboratorio 126 Laboratorio 2 27	SÍNTESIS	EVALUACIÓN FINAL	ACTUALIDAD
		Capítulo II 36	Laboratorio 338 Laboratorio 4 39			
	Preparación de suero fisiológico73	Capítulo I64	Laboratorio 166 Laboratorio 2 67	SÍNTESIS	EVALUACIÓN FINAL	ACTUALIDAD
		Capítulo II 76	Laboratorio 378 Laboratorio 4 79			
	Comprobando el descenso del punto de congelación del agua86	Capítulo III88	Laboratorio 590 Laboratorio 6 91	SÍNTESIS	EVALUACIÓN FINAL	ACTUALIDAD
		Capítulo IV100	Laboratorio 7 102 Laboratorio 8 103			
				112		



UNIDAD **3**

Química orgánica

114

EVALUACIÓN DIAGNÓSTICA

116

CAPÍTULO	CONTENIDOS
I. Importancia del átomo de carbono 118	1. ¿Qué es la Química orgánica? 118 2. Características del átomo de carbono 120 3. Los hidrocarburos 125 4. Nomenclatura de los hidrocarburos..... 128
II. Isomería en los compuestos orgánicos 138	1. ¿Qué son los isómeros? 138 2. Isómeros estructurales 140 3. Estereoisomería 142 4. La actividad óptica..... 144



UNIDAD **4**

Diversidad de compuestos orgánicos

164

EVALUACIÓN DIAGNÓSTICA

166

Evaluación de síntesis 2	
I. Compuestos orgánicos oxigenados 168	1. ¿Cuáles son los compuestos orgánicos oxigenados?..... 168 2. Características y aplicaciones de los alcoholes y éteres 170 3. Características y aplicaciones de aldehídos y cetonas..... 174 4. Características y aplicaciones de los ácidos carboxílicos y ésteres 176 5. Compuestos orgánicos oxigenados de importancia biológica 180
II. Compuestos orgánicos nitrogenados 188	1. ¿Cuáles son los compuestos orgánicos nitrogenados? 188 2. Características y aplicaciones de las aminas y amidas 190 3. Moléculas nitrogenadas de importancia biológica 194 4. Otros compuestos orgánicos nitrogenados 200

Evaluación de síntesis 3
Solucionario
Índice temático
Agradecimientos

TALLER DE CIENCIAS		SÍNTESIS Y EVALUACIÓN		LABORATORIO				
La estructura del benceno..... 127		Capítulo I 134		Laboratorio 1 136 Laboratorio 2 137		SÍNTESIS	EVALUACIÓN FINAL	ACTUALIDAD
Los enantiómeros y la actividad óptica..... 148		Capítulo II 150		Laboratorio 3 152 Laboratorio 4 153				
						162		
		Capítulo I 184		Laboratorio 1 186 Laboratorio 2 187		SÍNTESIS	EVALUACIÓN FINAL	ACTUALIDAD
Descubrimiento de los aminoácidos esenciales 198		Capítulo II 202		Laboratorio 3 204 Laboratorio 4 205				
						214		
						224		
						238		
						240		

Disoluciones químicas

En la naturaleza es inusual encontrar sustancias puras o aisladas. En general, lo que observamos a nuestro alrededor está constituido por mezclas de diversas sustancias en los tres estados de la materia. Por ejemplo, el aire que respiramos, que es una mezcla de varios gases; las aleaciones metálicas, que empleamos para elaborar utensilios de cocina, y muchos alimentos y bebidas que consumimos a diario y reúnen distintas sustancias dentro de su composición.

¿Qué otras mezclas puedes reconocer en las fotografías?, ¿qué componentes contienen?

¿Qué estados de la materia puedes identificar en las mezclas que observas en la imagen?

¿Cómo clasificarías las mezclas que identificaste? Fundamenta si son mezclas homogéneas o heterogéneas.



Capítulo I Características de las disoluciones

(páginas 16-27)

- Distinguir, en materiales y objetos cotidianos, la existencia de sustancias puras, mezclas homogéneas y heterogéneas.
- Comprender el concepto de disolución química y su proceso de formación.
- Clasificar las disoluciones según el estado físico de sus constituyentes, la proporción de sus componentes y la conductividad eléctrica que presentan.

Capítulo II Solubilidad en disoluciones químicas

(páginas 28-39)

- Comprender el fenómeno de la solubilidad en las disoluciones.
- Reconocer los factores que afectan la solubilidad de las sustancias en las disoluciones.
- Describir algunos métodos de separación de los componentes de una mezcla.

ACTIVIDAD INICIAL

Observar y describir

En nuestro diario vivir solemos combinar diferentes sustancias para obtener mezclas. ¿Cómo podemos saber si se trata de mezclas homogéneas o heterogéneas? Junto con un compañero o compañera, consigan los siguientes materiales: cuatro tubos de ensayo, gradilla, tres cucharas, gotario, alcohol, agua, jugo en polvo, sal y harina.

Siguiendo las instrucciones de tu profesor o profesora, realicen el procedimiento descrito y respondan las preguntas propuestas.

1. Numeren los cuatro tubos de ensayo y luego agreguen, en cada uno, agua hasta la mitad de su capacidad.
2. Al tubo uno, agreguen un tercio de cucharada de jugo en polvo; al tubo dos, un tercio de cucharada de sal; al tubo tres, un tercio de cucharada de harina, y al tubo cuatro, treinta gotas de alcohol. Observen.
3. Agiten cada uno de los tubos y dejen reposar sobre una gradilla por veinte minutos. Luego, respondan brevemente las siguientes preguntas:
 - a. ¿Qué ocurrió en cada caso cuando se agregó la sustancia en estudio?
 - b. Describan y comparen sus observaciones durante la agitación de las mezclas y finalizado el tiempo de reposo.
 - c. ¿Qué mezclas resultaron ser homogéneas y cuáles heterogéneas? Fundamenten.

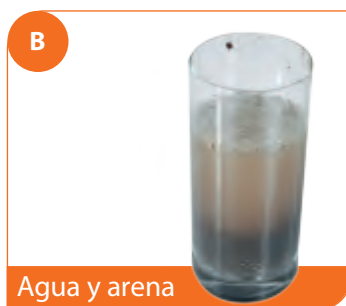
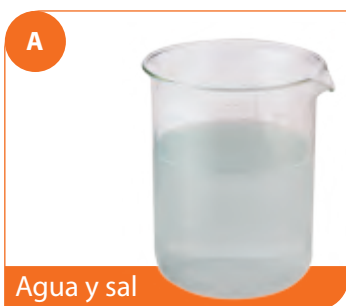


I. Conceptos

1. Observa las siguientes imágenes y, luego, responde las preguntas planteadas.



- Clasifica los materiales como sustancia pura o mezcla según corresponda. Explica el criterio que utilizaste.
 - Clasifica la o las mezclas que identificaste en homogénea o heterogénea. Fundamenta.
 - Nombra al menos tres ejemplos de sustancias puras que reconozcas en tu entorno cotidiano.
2. A continuación se muestra una serie de fotografías que corresponden a diferentes mezclas. Clasifícalas como mezclas homogéneas o heterogéneas.



3. Relaciona cada uno de los términos con la definición correspondiente.

a.	Sustancia pura	Sustancia constituida por dos o más elementos unidos químicamente en proporciones definidas.
b.	Elemento	Materia que contiene dos o más sustancias que pueden encontrarse en cantidades variables.
c.	Compuesto	Materia que tiene una composición fija y propiedades bien definidas.
d.	Mezcla	Materia que presenta un aspecto uniforme y la misma composición dentro de toda la muestra.
e.	Mezcla homogénea	Sustancia que no puede separarse por métodos químicos en entidades más simples.
f.	Mezcla heterogénea	Materia que presenta dos o más fases físicamente distintas.

II. Procedimientos

1. Un grupo de estudiantes prepararon caramelo casero. Primero, mezclaron azúcar y agua dentro de una olla. Luego, calentaron la mezcla, tal como se observa en la siguiente secuencia de fotos:



- a. ¿Cuál de las sustancias se comporta como soluto y cuál como disolvente en la primera etapa del proceso?
 - b. ¿Cómo clasificarías el caramelo: mezcla o sustancia pura? Justifica.
 - c. ¿Cuál es el principal factor que actúa en el proceso de preparación del caramelo? Fundamenta.
2. Un químico realizó tres ensayos en su laboratorio. Para ello utilizó agua destilada y cloruro de sodio (sal común). En el primer ensayo calentó 600 mL de agua en un vaso de precipitado y registró la temperatura cada cuatro minutos. En el segundo ensayo disolvió 50 g de sal en 550 mL de agua y, del mismo modo, calentó la mezcla. Finalmente, en la tercera experiencia repitió el procedimiento: calentó una mezcla de 100 g de sal disueltos en 500 mL de agua. Los valores de temperatura medidos en cada ensayo se resumen en la siguiente tabla.

	Ensayo 1	Ensayo 2	Ensayo 3
Tiempo (min)	Temperatura (°C)	Temperatura (°C)	Temperatura (°C)
0	16,5	16,5	16,5
4	18,0	56,5	93,6
8	78,0	73,7	102,6
12	99,8	102,9	103,4

- a. ¿En cuál de los ensayos se utilizó una sustancia pura? Fundamenta tu respuesta.
- b. ¿Qué cambios presenta el agua a medida que aumenta la cantidad de sal disuelta?
- c. ¿Por qué en los ensayos 2 y 3, a los doce minutos, las temperaturas alcanzan valores superiores al punto de ebullición del agua?

Capítulo

Toda muestra de materia se clasifica como sustancia pura o como mezcla. El jugo de naranja envasado es una mezcla que contiene agua, fibras de pulpa y diversas sustancias químicas naturales, así como aditivos químicos, según el proceso de fabricación. En este capítulo describiremos en qué consisten las mezclas; en particular, abordaremos las mezclas homogéneas conocidas como disoluciones.



Características de las disoluciones

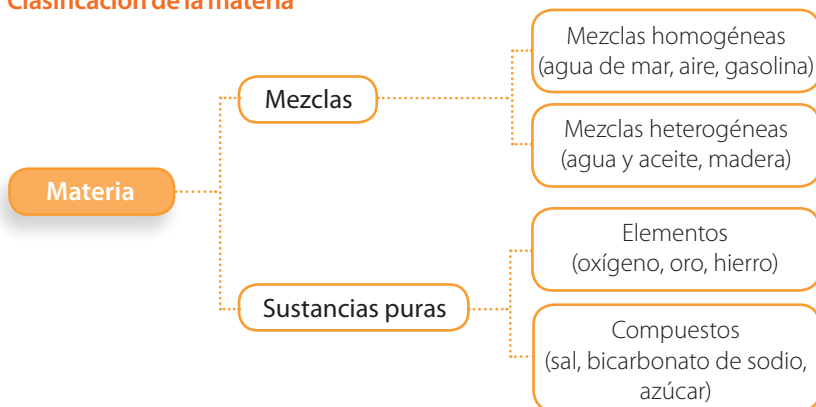
1. ¿Qué es una mezcla?

Cuando se juntan dos o más sustancias diferentes, ya sean elementos o compuestos, en cantidades variables y que no se combinan químicamente, hablamos de **mezclas**. La materia que nos rodea, en su gran mayoría, corresponde a mezclas de diferentes sustancias, como por ejemplo, el agua de mar, la tierra y el aire. Las mezclas están formadas por una sustancia que se encuentra en mayor proporción llamada **fase dispersante**; y otra u otras, en menor proporción denominada **fase dispersa**.

1.1 Tipos de mezclas

Las mezclas no tienen siempre la misma composición, propiedades o apariencia debido a que la distribución de sus componentes varía dentro de la misma. De acuerdo con el tamaño de las partículas de la fase dispersa, las mezclas pueden ser clasificadas como **homogéneas** o **heterogéneas**. En las mezclas homogéneas, sus componentes se encuentran mezclados uniformemente, formando una sola fase; en cambio, en las mezclas heterogéneas, los componentes no están mezclados uniformemente, formando varias fases. El siguiente esquema resume la clasificación de la materia desde el punto de vista químico:

Clasificación de la materia



ACTIVIDAD 1

Clasificar

Clasifica las siguientes sustancias como mezcla homogénea, elemento o compuesto según corresponda.

- Alcohol de quemar
- Aluminio
- Glucosa
- Suero fisiológico
- Helio e hidrógeno

Como pudiste constatar en el esquema anterior, existen dos tipos de mezclas: las heterogéneas y las homogéneas. Entre las mezclas heterogéneas existen las llamadas **suspensiones**, y como un estado intermedio entre las mezclas heterogéneas y homogéneas, debemos incluir a los **coloides**.

- **Suspensiones:** Mezclas heterogéneas cuya fase dispersa es un sólido, y su fase dispersante, un líquido. El diámetro de las partículas sólidas en una suspensión es mayor a $1 \cdot 10^{-5}$ cm. En estas mezclas, la fuerza de gravedad domina sobre las interacciones entre las partículas, provocando la sedimentación de estas y observándose claramente dos fases.
- **Coloides:** A diferencia de las suspensiones, su fase dispersa puede estar constituida por partículas en estado sólido, líquido o gaseoso, con diámetros entre $1 \cdot 10^{-5}$ y $1 \cdot 10^{-7}$ cm, por lo que no son apreciables a simple vista, y no sedimentan bajo condiciones normales; esto se puede lograr si se usa una centrífuga para generar fuerza adicional. Los coloides abundan en la naturaleza: la sangre, la leche, las nubes y materiales sintéticos como pinturas y tintas son algunos ejemplos. Estas mezclas presentan una propiedad óptica conocida como el efecto Tyndall, que hace que las partículas de la fase dispersante sean visibles al atravesar la luz; esto se puede apreciar, por ejemplo, cuando los rayos del sol pasan a través de las partículas de polvo suspendidas en el aire.

En esta unidad estudiaremos las mezclas homogéneas, conocidas comúnmente como **disoluciones químicas**. Las partículas de las disoluciones son muy pequeñas; por ello se observa una sola fase física. El diámetro de las partículas en una disolución es aproximadamente $1 \cdot 10^{-8}$ cm. La siguiente figura nos permite comparar el tamaño que tienen las partículas en las disoluciones, coloides y suspensiones.

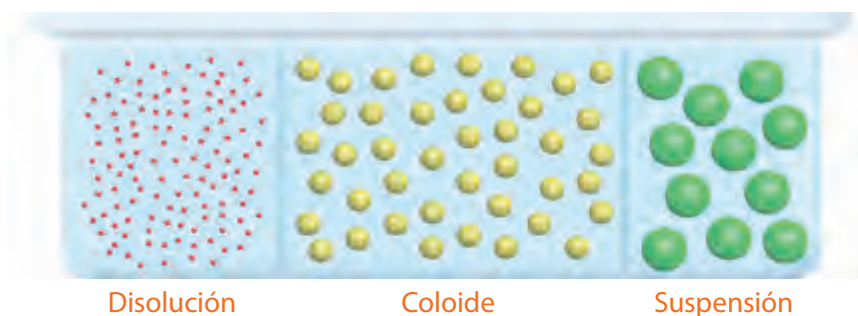
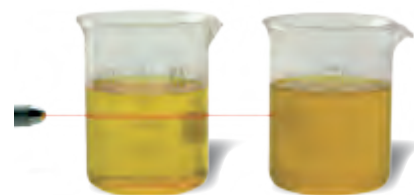


Tabla 1. Propiedades de coloides y suspensiones

Propiedad	Coloides	Suspensiones
Diámetro de la partícula	$1 \cdot 10^{-5} - 1 \cdot 10^{-7}$ cm	Mayor a $1 \cdot 10^{-5}$ cm
Homogeneidad	En el límite	Heterogénea
Acción de la gravedad	Puede sedimentar	Sedimenta
Técnica de separación	Extracción	Filtración
Ejemplos	Albúmina, fibrinógeno	Glóbulos rojos, glóbulos blancos



▲ Las partículas suspendidas en una mezcla, ya sea coloide o suspensión, dispersan la luz. Las disoluciones, en cambio, no dispersan la luz: son transparentes.

◀ **Tamaño de las partículas de la fase dispersa**

La ilustración nos permite comparar el tamaño que tienen las partículas en las disoluciones, coloides y suspensiones.

► **Conceptos clave**

Soluto: Sustancia que se disuelve en un disolvente para formar una disolución.

Disolvente: Sustancia que está presente en mayor cantidad en una disolución.

Conexión con...

BIOLOGÍA

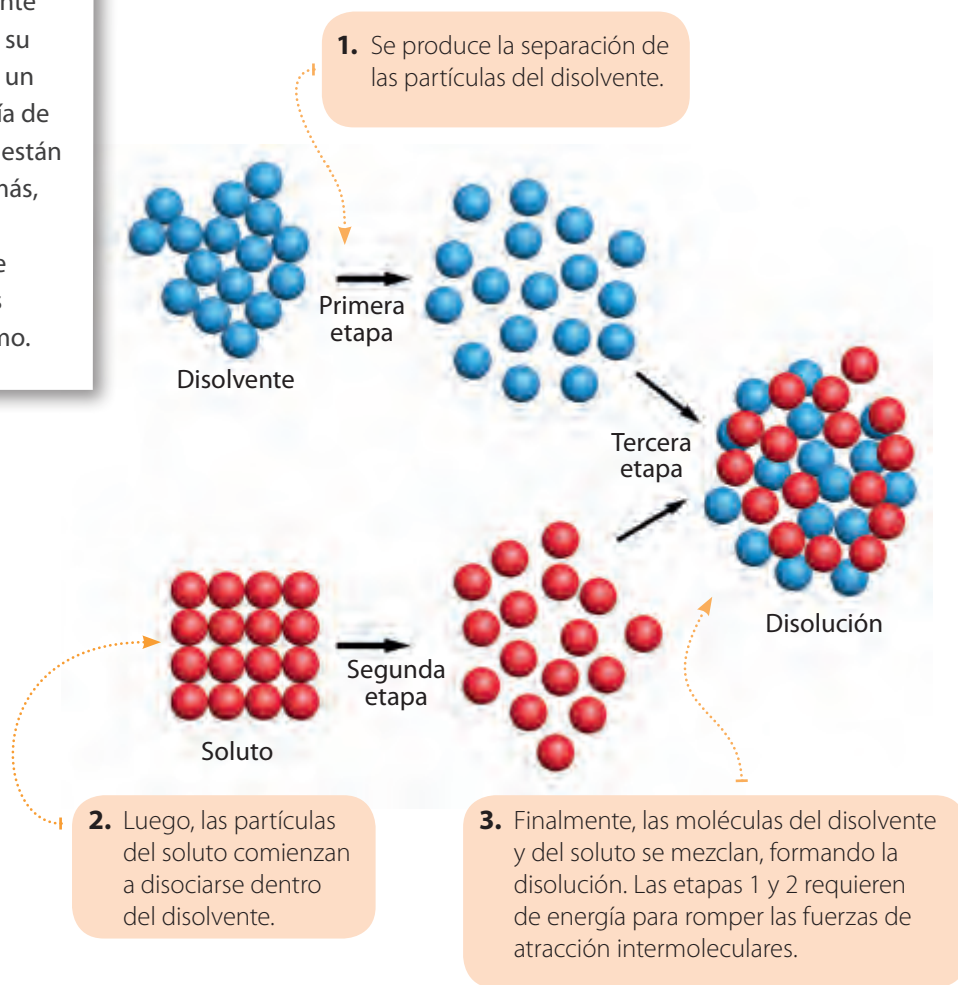
El agua es un líquido de gran importancia debido a que es el medio en el cual se desarrollan los procesos vitales. Todos los seres vivos contienen agua y, por lo general, es el componente celular más abundante; su proporción oscila entre un 60 y un 90 %. La mayoría de las sustancias químicas están disueltas en agua; además, en su rol de disolvente, permite el desarrollo de importantes reacciones químicas en el organismo.

2. Las disoluciones químicas

Las disoluciones o soluciones químicas son mezclas homogéneas, las cuales se componen de un soluto (fase dispersa) y un disolvente (fase dispersante). Aquellas disoluciones donde el disolvente es agua se denominan **disoluciones acuosas**. Estas son muy importantes desde el punto de vista químico, ya que el agua es capaz de disolver un gran número de sustancias. Por ejemplo, el suero fisiológico es una disolución acuosa constituida por diferentes sustancias; entre ellas, el cloruro de sodio.

2.1 El proceso de disolución

Un aspecto importante en el proceso de formación de una disolución es el de las atracciones intermoleculares que mantienen unidas a las moléculas en líquidos y sólidos. Cuando una sustancia (soluto) se disuelve en otra (disolvente), las partículas del primero se dispersan de manera uniforme en el disolvente, proceso que puede ser acelerado mediante la agitación de la mezcla. Las partículas del soluto ocupan posiciones que estaban pobladas por moléculas del disolvente; esto se lleva a cabo en tres etapas, tal como se puede visualizar en la siguiente figura:



2.2 Tipos de disoluciones

Las disoluciones químicas se pueden clasificar atendiendo a los siguientes criterios: el estado físico de sus componentes, la proporción de los componentes y la conductividad eléctrica que presentan.

A. Estado físico de sus componentes

Los constituyentes que conforman una disolución no siempre se encuentran en el mismo estado físico, por lo que pueden existir diferentes tipos de disoluciones, tal como se señala en la tabla 2.

Tabla 2. Ejemplos de disoluciones soluto-disolvente según su estado físico

Estado de la disolución	Estado del disolvente	Estado del soluto	Ejemplo
Gas	Gas	Gas	Aire
Líquido	Líquido	Gas	Oxígeno en agua
Líquido	Líquido	Líquido	Alcohol en agua
Líquido	Líquido	Sólido	Sal en agua
Sólido	Sólido	Gas	Hidrógeno en paladio
Sólido	Sólido	Líquido	Mercurio en plata
Sólido	Sólido	Sólido	Plata en oro

Fuente: Brown, T., Lemay, H., Bursten, B. y Murphy, C. (2009). *Química, la ciencia central*. (11.ª ed.). Ciudad de México: Pearson Educación.

Interactividad

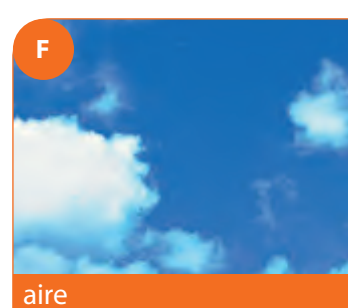


Visita la página <http://fuentejuncal.org/fyq/unidadesdidacticas/3esounid8/animaciones/SOLUCIONES2contenidos.swf> y revisa la animación que allí se propone para el proceso de disolución del cloruro de sodio en medio acuoso.

ACTIVIDAD 2




Analizar

Señala el estado físico del soluto y del disolvente, respectivamente, en cada uno de los siguientes casos:



B. Proporción de los componentes

Las disoluciones también se pueden clasificar, según la cantidad de soluto que contienen, en: insaturadas, saturadas o concentradas y sobresaturadas.

Disoluciones insaturadas	Disoluciones saturadas o concentradas	Disoluciones sobresaturadas
		
Disoluciones en que la cantidad de soluto disuelto es menor que el necesario para alcanzar el <u>punto de saturación</u> , a una temperatura determinada.	Disoluciones en las cuales se disuelve la máxima cantidad de soluto a cierta temperatura.	Disoluciones que se producen cuando la cantidad de soluto sobrepasa la capacidad del disolvente para disolver, a una temperatura dada.

BIOGRAFÍA

Michael Faraday
(1791–1867)

Físico y químico británico, conocido por sus aportes en el campo del electromagnetismo y la electroquímica. Descubrió el benceno y las primeras reacciones de sustitución entre moléculas orgánicas.

► Conceptos clave

Ion: Átomo o agrupación de átomos que, por pérdida o ganancia de uno o más electrones, adquiere carga eléctrica.

Punto de saturación: Se alcanza cuando una determinada masa del disolvente contiene disuelta la masa máxima del soluto, a una temperatura dada.

C. Conductividad eléctrica

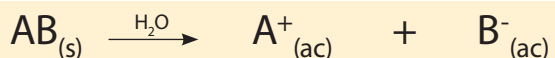
Durante el siglo XIX, el británico Michael Faraday descubrió que las disoluciones acuosas de ciertos solutos tenían la propiedad de conducir la electricidad, mientras que otras, con solutos de diferente naturaleza química, no lo hacían.

Aquellas sustancias (solutos) que en disolución acuosa son conductoras de la electricidad se denominan **electrolitos**, y sus disoluciones, **disoluciones electrolíticas**. Un electrolito es una sustancia que se disocia inmediatamente en medio acuoso en partículas con cargas eléctricas llamadas iones. Dependiendo del grado de disociación, los electrolitos se clasifican como **electrolitos fuertes** (disociación completa) y **electrolitos débiles** (disociación parcial). En la tabla 3 puedes revisar algunos ejemplos de sustancias clasificadas como electrolitos fuertes y débiles en medio acuoso.

Tabla 3. Algunos electrolitos fuertes y débiles en medio acuoso

Electrolitos	
Fuertes	Débiles
Cloruro de sodio (NaCl)	Ácido carbónico (H ₂ CO ₃)
Ácido sulfúrico (H ₂ SO ₄)	Ácido acético (CH ₃ COOH)
Hidróxido de sodio (NaOH)	Ácido sulfhídrico (H ₂ S)

Una explicación más detallada sobre el fenómeno de la conductividad eléctrica la formuló el químico sueco Svante Arrhenius, a través de la **teoría de la disociación electrolítica**. Él propuso que ciertas sustancias, frente al contacto con el agua, forman iones positivos y negativos que conducen la corriente eléctrica. En el caso de un electrolito fuerte hipotético **AB**, en medio acuoso, experimentaría la siguiente disociación:



No obstante, la adición de un electrolito al agua no garantiza la conductividad eléctrica de la disolución, ya que esta dependerá de la cantidad de electrolito utilizado.

Aquellos solutos que en disolución acuosa no son conductores de la electricidad se denominan **no electrolitos**, y a sus disoluciones, **disoluciones no electrolíticas**. Por ejemplo, la glucosa, la sacarosa y la sucralosa (edulcorante) son compuestos covalentes que en disolución acuosa no conducen la electricidad. En la tabla 4 se comparan las principales características entre las disoluciones electrolíticas y las no electrolíticas.

Tabla 4. Características de las disoluciones electrolíticas y no electrolíticas

Disoluciones	
Electrolíticas	No electrolíticas
Disoluciones de compuestos iónicos	Disoluciones de compuestos covalentes
Los solutos se disocian completamente en sus iones	No se disocian, solo se dispersan
Conductoras de la electricidad	No conducen la electricidad

ACTIVIDAD 3 Clasificar y aplicar

1. Clasifica las siguientes sustancias como electrolitos y no electrolitos. Justifica tus respuestas.

- a. O_2 (oxígeno molecular): _____
- b. CH_3OH (metanol): _____
- c. $NaNO_3$ (nitrato de sodio): _____

2. Completa las siguientes disociaciones iónicas:

- a. $KNO_3 \rightarrow$ _____ $+$ NO_3^-
- b. _____ \rightarrow Ca^{2+} $+$ SO_4^{2-}
- c. $Mg_3(PO_4)_2 \rightarrow$ $3 Mg^{2+}$ $+$ _____

NOBEL DE QUÍMICA

En el año 1903, el químico sueco **Svante August Arrhenius** recibió esta importante distinción gracias a su teoría de la disociación electrolítica, la cual explicaba la capacidad de ciertos compuestos para conducir la electricidad.

Taller de ciencias

Trabajo en equipo

Los electrolitos y la conductividad eléctrica

Antecedentes

En 1800 se inventó la pila eléctrica, y su uso permitió descubrir años después que algunas sustancias, como los ácidos, las bases y las sales, disueltas en agua, eran capaces de conducir la corriente eléctrica. En 1884, el químico sueco Svante Arrhenius, inspirado en los experimentos de Michael Faraday, propuso una teoría para explicar el comportamiento de estas sustancias en medio acuoso, las que denominó electrolitos.

Problema de investigación

Lee y analiza las siguientes preguntas:

- ¿Cuáles son los requisitos que debe cumplir una sustancia química para clasificarse como electrolito?
- ¿Qué propiedades del agua favorecen la conductividad eléctrica en una disolución acuosa?
- ¿De qué factores dependerá la conductividad en una disolución acuosa?

Considerando las preguntas anteriores, te proponemos el siguiente problema de investigación: ¿Dependerá la conductividad eléctrica de una disolución del tipo de sustancia disuelta en medio acuoso?

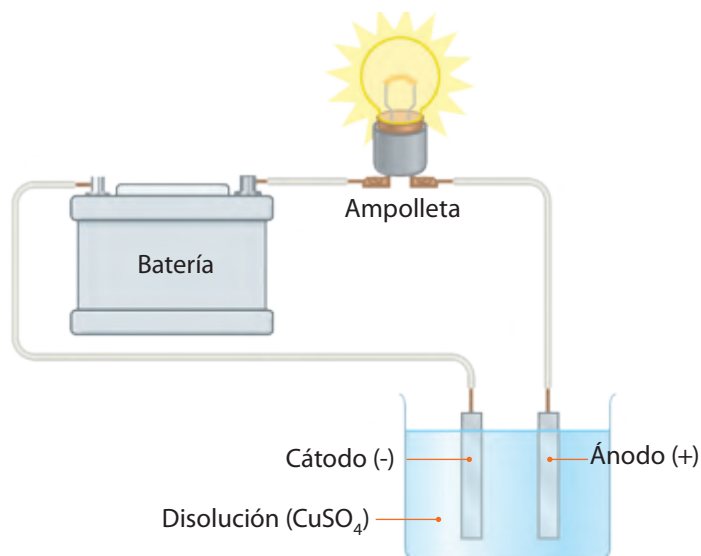
Hipótesis

Formulen una hipótesis que les permita explicar la relación entre la conductividad eléctrica y los electrolitos. Consideren los antecedentes entregados al inicio y las preguntas indicadas en el punto anterior.

Estrategias de contrastación

Svante Arrhenius, estudiando el comportamiento de algunas sustancias en agua, descubrió que estas se disocian completamente, generando iones positivos y negativos. Esta observación forma parte de su teoría de la disociación electrolítica, la cual propuso respaldado por el siguiente experimento.

1. Preparó una disolución acuosa de sulfato de cobre (II) (CuSO_4) con gelatina.
2. Armó un montaje (celda), constituido por dos electrodos de platino (cátodo y ánodo), una pila, una ampolleta y una disolución de electrolito (sulfato de cobre).
3. Conectó el sistema con una pila, produciendo el paso de corriente eléctrica dentro de la celda.



▲ Montaje realizado por Svante Arrhenius

Resultados

Luego de su experiencia, Arrhenius obtuvo los siguientes resultados:

1. A medida que pasa la corriente eléctrica a través de la disolución de sulfato de cobre (II), los iones cúpricos (Cu^{2+}) se trasladan desde la disolución hacia el cátodo (polo negativo) y se depositan en forma de cobre metálico en la superficie de este.
2. El paso de la corriente eléctrica al interior de la celda produce el desplazamiento de los iones sulfato (SO_4^{2-}) hacia el ánodo (polo positivo), produciéndose burbujas que corresponden a oxígeno gaseoso.
- d. Entre las sustancias clasificadas como electrolitos se encuentran los ácidos y las bases. Reproduzcan el diseño propuesto en el punto anterior utilizando como electrolitos el ácido clorhídrico (HCl) y, luego, el ácido acético (componente del vinagre comercial). ¿Qué diferencias notaron al utilizar ambas sustancias en el montaje?, ¿cuál de estos ácidos corresponderá a un electrolito fuerte y cuál a un electrolito débil?, ¿qué criterios emplearon para la clasificación anterior? Averigüen las ecuaciones correspondientes a las disociaciones iónicas de ambas sustancias en agua.

Análisis e interpretación de evidencias

Lean y analicen las preguntas propuestas en torno a la investigación realizada por Arrhenius.

- a. Escriban la ecuación correspondiente a la disociación iónica del sulfato de cobre (II) en medio acuoso. ¿Cuál es el número de cargas positivas y negativas en disolución?, ¿se cumple el equilibrio de cargas en este caso?
- b. ¿Por qué los iones son atraídos hacia los electrodos?, ¿cuál es la función de la pila en el montaje realizado por Arrhenius?
- c. Propongan un diseño experimental a modo de reproducir la experiencia desarrollada por Arrhenius, utilizando cloruro de sodio (NaCl), agua destilada, una pila y una ampollita, ambos de 1,5 V, cables conectores y un clip. Repitan la experiencia, pero utilizando una disolución de sacarosa (azúcar común). ¿Existe alguna relación entre el tipo de sustancia en disolución y la conductividad eléctrica?

Conclusiones

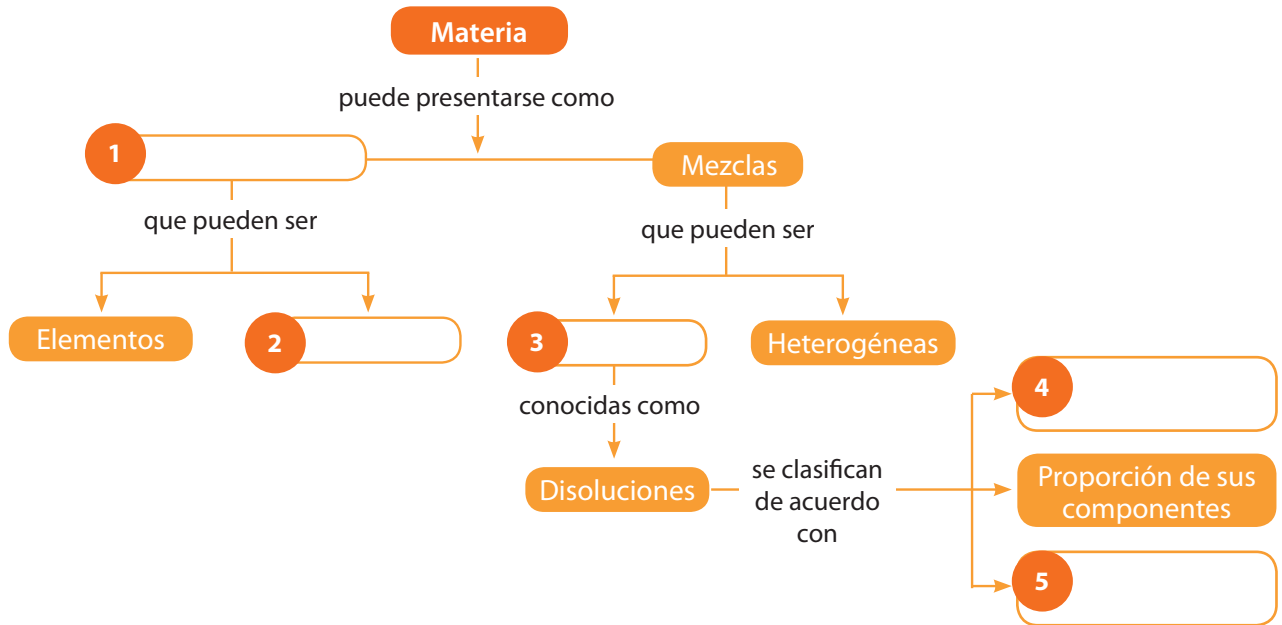
Considerando los resultados obtenidos por Arrhenius a través de su experimentación con sulfato de cobre (II), ¿la conductividad eléctrica depende del tipo de electrolito en disolución? Justifiquen.

Comunicación científica

Confeccionen un informe científico sobre la actividad realizada en este *Taller de ciencias*, según la pauta propuesta en el texto en la página 222.

Mapa conceptual

Completa el siguiente esquema con los conceptos que correspondan.



Evaluación de proceso

I. Lee las siguientes preguntas y selecciona la alternativa correcta.

1. Según su composición química, la materia se clasifica en sustancias puras y mezclas.

Son ejemplos de sustancias puras:

- I. cobre.
- II. aire.
- III. oxígeno.
- IV. sal.

- A. Solo I y II.
- B. Solo I y III.
- C. Solo II y III.
- D. Solo I, III y IV.
- E. I, II, III y IV.

2. En la naturaleza, la materia se presenta mayoritariamente en forma de mezclas.

Son ejemplos de mezclas homogéneas:

- I. agua potable.
- II. suelo.
- III. suero fisiológico.
- IV. bebida gaseosa.

- A. Solo I y II
- B. Solo I y III
- C. Solo I, III y IV
- D. Solo I, II y III
- E. I, II, III y IV

3. ¿A qué tipo de disoluciones corresponden las siguientes mezclas, respectivamente?

- I. Aire.
- II. Bebida gaseosa.
- III. Bebida alcohólica.
- A. I: gas-gas; II: gas-líquido; III: líquido-líquido.
- B. I: gas-líquido; II: gas-líquido; III: líquido-líquido.
- C. I: gas-gas; II: gas-líquido; III: gas-líquido.
- D. I: gas-gas; II: líquido-líquido; III: gas-líquido.
- E. I: gas-gas; II: líquido-líquido; III: líquido-líquido.

4. ¿Cuál de las siguientes aseveraciones es falsa?

- A. Las disoluciones son mezclas homogéneas.
- B. El disolvente es el componente mayoritario en una disolución.
- C. El soluto es el único participante en una disolución.
- D. Las disoluciones son las mezclas más abundantes en la naturaleza.
- E. Los componentes que conforman una disolución no siempre están en el mismo estado físico.

- 5. Con relación al componente definido como disolvente en una disolución, se puede afirmar que:**
- corresponde a la fase dispersante de la disolución.
 - es el componente mayoritario dentro de la disolución.
 - siempre se encontrará en estado líquido.
- A. Solo I
B. Solo II
C. Solo III
D. Solo I y II
E. Solo II y III

- 6. Con respecto a la conductividad eléctrica, ¿cuál o cuáles de las siguientes afirmaciones es o son falsas?**
- La conductividad eléctrica no depende de la cantidad de electrolito.
 - La presencia de iones permite la conductividad eléctrica.
 - Un soluto que no permite la conductividad eléctrica se denomina no electrolito.
- A. Solo I
B. Solo II
C. Solo III
D. Solo I y II
E. Solo II y III

II. Responde las siguientes preguntas:

- 1.** Una bebida para deportistas está constituida por los siguientes ingredientes:

- agua (H_2O)
- jarabe de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$)
- citrate de sodio ($Na_3C_6H_5O_7$)
- sucralosa ($C_{12}H_{19}Cl_3O_8$)

Clasifica cada uno de los componentes detallados como electrolito o no electrolito.

Justifica tus respuestas.

- 2.** El latón de cartuchería, que se utiliza principalmente para la elaboración de municiones, artículos de ferretería e instrumentos musicales, es una aleación metálica constituida por 70 % de cobre y 30 % de cinc.
- Identifica el soluto, el disolvente, y el estado físico de los componentes del latón.
 - El latón es considerado una mezcla homogénea. Justifica tu respuesta.

Me evalúo

Completa la siguiente tabla, siguiendo las instrucciones de tu profesor o profesora.

Debería	Ítem/ pregunta	Puntaje		¿Qué debo hacer?
		Total	Obtenido	
Distinguir en materiales y objetos cotidianos la existencia de sustancias puras, mezclas homogéneas y heterogéneas.	I (1, 2, 3)	3		De acuerdo con los puntajes obtenidos, realiza las actividades que te indicará tu profesor o profesora.
Comprender el concepto de disolución química y su proceso de formación.	I (4, 5)	2		
Clasificar las disoluciones según el estado físico de sus constituyentes, la proporción de sus componentes y la conductividad eléctrica que presentan.	I (6) II (1, 2)	7		

Antecedentes

La principal diferencia entre una disolución y un coloide es el tamaño de las partículas de soluto disueltas. En las disoluciones, el soluto está constituido de partículas muy pequeñas, imposibles de filtrar o separar por alguna técnica física. En tanto, en los coloides, el tamaño de las partículas de soluto es tal que estas se encuentran suspendidas entre las del disolvente, generando una turbidez en la mezcla.

Para diferenciar ambos tipos de mezclas recurriremos al efecto Tyndall, propiedad óptica característica de los coloides.

Reactivos

- cloruro de sodio (NaCl)
- azúcar o sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$)
- agua destilada

Materiales

- cinco vasos de precipitado de 250 mL
- talco
- gel para el cabello
- gelatina recién preparada, en disolución
- linterna o apuntador láser
- cuchara pequeña

Experimento**Procedimiento**

1. Disuelvan una cucharada de sal en uno de los vasos de precipitado que contenga 250 mL de agua.
2. Repitan el paso anterior con el azúcar, el talco, el gel para el cabello y la gelatina. Rotulen los vasos con el nombre de la sustancia que contiene.
3. Monten el sistema al interior de una habitación con baja o escasa luminosidad, tal como se señala en la fotografía.
4. Con la ayuda de la linterna o apuntador láser, iluminen cada vaso (como muestra la fotografía). Registren sus observaciones.

Análisis de resultados

- a. ¿En qué mezclas se puede observar la trayectoria de la luz y en cuáles no?
- b. ¿Por qué no lograron observar la trayectoria del apuntador láser en todas las mezclas? Fundamenten su respuesta.
- c. Averigüen, usando distintas fuentes de información, las principales diferencias entre los coloides y las emulsiones. ¿Qué coloides y emulsiones utilizamos en la vida diaria? Mencionen tres ejemplos de cada uno.



Antecedentes

Una mezcla se define como la unión física de dos o más sustancias. Dependiendo de la distribución de los componentes dentro de una mezcla, estas se clasifican como mezclas heterogéneas o mezclas homogéneas, también conocidas como disoluciones.

Reactivos

- etanol (C_2H_5OH)
- aceite comestible
- vinagre casero
- sulfato de cobre (II) ($CuSO_4$)
- Agua destilada

Materiales

- siete tubos de ensayo
- gradilla
- cuatro pipetas de 5 mL
- espátula
- balanza

**Experimento****Procedimiento**

1. Tomen siete tubos de ensayo y numérenlos. Preparen en cada uno las mezclas, según la siguiente tabla:

Tubo	Componente 1	Componente 2
1	2 mL de etanol	5 mL de agua
2	3 mL de aceite comestible	5 mL de vinagre casero
3	3 mL de aceite comestible	5 mL de agua
4	2 mL de vinagre casero	5 mL de etanol
5	2 mL de vinagre casero	5 mL de agua
6	1 g de cristales de sulfato de cobre (II)	5 mL de agua
7	1 g de cristales de sulfato de cobre (II)	5 mL de etanol

2. Observen cada una de las mezclas preparadas y registren sus principales características. Luego, agiten vigorosamente.

Análisis de resultados

- a. Completen una tabla como la siguiente, indicando si las mezclas resultantes son homogéneas o heterogéneas y las principales observaciones realizadas durante este *Laboratorio*:

Tubo	Tipo de mezcla	Observaciones
1		
2		
3		
4		
5		
6		
7		

- b. ¿Qué características presentaron las mezclas homogéneas o disoluciones?
- c. ¿En qué casos pudieron observar la formación de dos fases? Especifiquen.
- d. ¿Qué cambios identificaron al momento de agitar las mezclas? ¿La agitación favorece o no el proceso de disolución? Expliquen.

Capítulo



Solubilidad en disoluciones químicas

Fácilmente podemos observar que no es posible agregar más y más soluto a un disolvente y esperar que se disuelva todo. Sin lugar a dudas, existe una cantidad límite de soluto que puede disolverse en una determinada cantidad de disolvente. Esta relación, denominada solubilidad, es el tema que revisaremos en este capítulo.



1. ¿Qué es la solubilidad?

Cuando preparamos una disolución acuosa, lo que hacemos comúnmente es agregar un soluto en agua y luego agitar para homogeneizar la mezcla. No obstante, ¿cuánto soluto se podrá agregar a un disolvente para no sobresaturar la disolución? La **solubilidad** se define como la máxima cantidad de soluto que se puede disolver en una cantidad determinada de disolvente, a una temperatura específica.

Cuando agregamos paulatinamente azúcar al agua, a temperatura constante y agitando continuamente, llegará un momento en que el agua no podrá disolver más azúcar. Se dice que ha alcanzado su **punto de saturación** o que es una disolución saturada, en la que cualquier cantidad adicional de soluto que se agregue precipitará al fondo del vaso o cristalizará.

ACTIVIDAD 4

Experimentar y analizar

Reúnanse en grupos de tres o cuatro integrantes y recolecten los siguientes materiales: tres vasos de precipitado de 100 mL, mechero, trípode, rejilla, tres cucharas, sal, bicarbonato de sodio, café en polvo instantáneo y agua. Luego, realicen el procedimiento descrito y respondan las preguntas propuestas al finalizar la actividad.

1. Rotulen los vasos con el nombre de los solutos (sal, bicarbonato de sodio y café) y adicione agua en cada uno hasta la mitad de su capacidad.
2. Agreguen a cada vaso media cucharada de soluto, sin agitar las mezclas, y observen.
3. Utilizando las respectivas cucharas, agiten las mezclas preparadas.
4. Completen la siguiente tabla con sus resultados, indicando si la sustancia es soluble, medianamente soluble o insoluble en agua:

Soluto	Sin agitación	Con agitación
Sal		
Bicarbonato de sodio		
Café		

5. Repitan el procedimiento descrito, pero esta vez utilizando agua caliente. ¿Qué cambios observan en la solubilidad de cada soluto cuando se disuelven en agua caliente? Expliquen.

Gran parte de las disoluciones que utilizamos a diario contienen agua como disolvente. Sin embargo, no todas las sustancias son solubles en este medio. Es por este motivo que la regla básica en la cual se basa la solubilidad es "lo semejante, disuelve lo semejante". Por ejemplo, el agua, que es una molécula polar (ver figura a la derecha), disolverá compuestos polares (azúcar) o compuestos iónicos (sal común), mientras que un compuesto apolar, como el aceite, será insoluble en un medio acuoso.

Al desarrollar la *Actividad 4* pudiste constatar que algunos de los solutos utilizados se disuelven más rápido que otros en medio acuoso. Sin embargo, se requieren ciertas condiciones para acelerar el proceso de disolución, las que describiremos más adelante.

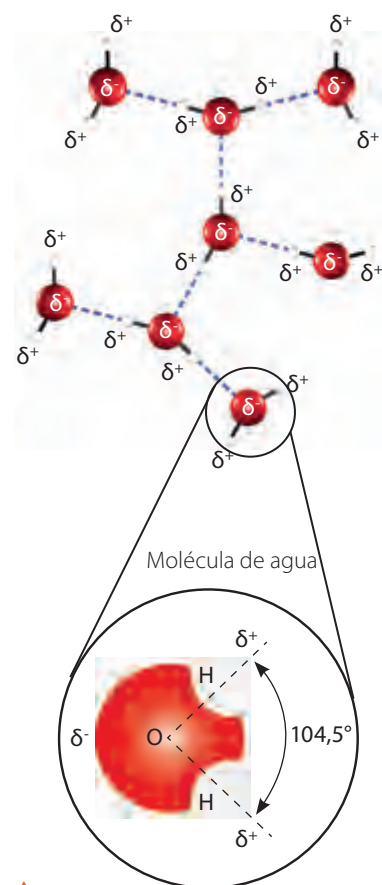
El concepto de solubilidad se utiliza con frecuencia de modo relativo. Una sustancia puede ser muy soluble, moderadamente soluble o insoluble. Aunque estos términos no indican cuánto soluto se disuelve, se emplean para describir cualitativamente la solubilidad. Pero en el caso de los líquidos, se recurre a términos más específicos: **miscible** e **inmiscible**. Aquellos líquidos que pueden mezclarse y formar una disolución acuosa son sustancias miscibles (agua y alcohol), y los líquidos que no forman disoluciones o son insolubles entre sí se denominan inmiscibles (agua y aceite).



▲ La mezcla de agua con alcohol es miscible.



▲ La mezcla de agua con aceite es inmiscible.



▲ **Molécula de agua.** Los átomos de hidrógeno están unidos al átomo de oxígeno mediante enlaces covalentes. Los símbolos δ^+ y δ^- indican las cargas parciales positiva y negativa en los átomos respectivos.

Reflexionemos

Diversos productos químicos identificados en la composición de las aguas subterráneas provienen tanto de las actividades urbanas como industriales. Los principales contaminantes corresponden a derivados del petróleo, como los disolventes de uso industrial y los hidrocarburos aromáticos, que representan el mayor riesgo por los efectos que provocan en el medioambiente y en la salud de la población.

Varios de los problemas de contaminación provienen de las fugas, los derrames y la deposición de los líquidos inmiscibles sobre la superficie del agua. Estos fluidos inmiscibles pueden clasificarse en dos categorías: aquellos cuya densidad es mayor que la del agua, como los disolventes percloroetileno y algunos plaguicidas, y aquellos menos densos que el agua, como el benceno, tolueno y xileno.

¿Qué sabes sobre la contaminación de las aguas subterráneas? ¿Qué propondrías para evitar que los líquidos contaminantes lleguen a las aguas? Conversa con tu profesor o profesora de Biología con respecto a la alteración del equilibrio natural en las aguas.

2. Factores que afectan la solubilidad

En la *Actividad 4* también pudiste verificar que la solubilidad de los solutos varía al aumentar la temperatura del agua. La solubilidad de una sustancia en un determinado disolvente depende de los siguientes factores: la **naturaleza química del soluto y del disolvente**, la **temperatura** y la **presión**.

2.1 La naturaleza del soluto y del disolvente

La solubilidad es mayor entre sustancias cuyas moléculas son análogas, eléctrica y estructuralmente. Cuando existe semejanza en las propiedades eléctricas del soluto y disolvente, las fuerzas intermoleculares son fuertes, favoreciendo la disolución de una en otra.

Debido a que el agua es una molécula polar, disuelve solutos polares, como el alcohol (alcohol etílico), la acetona (propanona) y las sales inorgánicas (por ejemplo, cloruro de sodio). Por la misma razón, la gasolina, debido al carácter apolar de sus moléculas, es un buen disolvente de solutos apolares, como, por ejemplo, el aceite, el benceno y el tetracloruro de carbono.

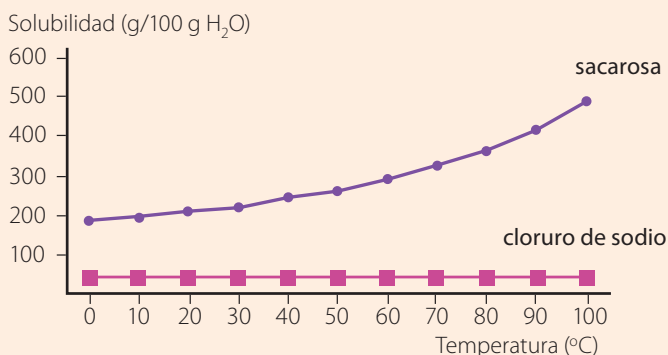
2.2 La temperatura

A. Solubilidad de los sólidos y la temperatura

Al aumentar la temperatura se facilita el proceso de disolución de un soluto en el disolvente. Por ejemplo, si intentas disolver sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) en agua, esta será más soluble en caliente que en frío. Sin embargo, hay otras sustancias, como la sal común (NaCl), en que la solubilidad apenas varía con la temperatura (gráfico 1), y otras, como el carbonato de litio (Li_2CO_3), que son menos solubles al incrementar la temperatura.

La solubilidad de los sólidos en medio acuoso se expresa de acuerdo con los gramos de sólido disueltos en 100 mL de agua (g/100 mL H_2O), o bien los gramos de sólido disueltos en 100 g de agua (g/100 g H_2O).

Gráfico 1. Solubilidad NaCl y $C_{12}H_{22}O_{11}$ vs. temperatura



La sacarosa es considerablemente más soluble que el cloruro de sodio a medida que aumenta la temperatura. ►

Fuente: Lide, D.R. (Ed.). (2003). *Handbook of Chemistry and Physics*. (84.^a ed.). Boca Ratón, FL: CRC Press.

B. Solubilidad de los gases y la temperatura

A diferencia de lo que sucede con los sólidos, la solubilidad de los gases en agua suele disminuir al aumentar la temperatura de la disolución, pues las moléculas del gas, al poseer mayor energía cinética, tienden a volatilizarse.

Los siguientes gráficos muestran la disminución de la solubilidad del oxígeno (O_2) y dióxido de carbono (CO_2) en agua.

Gráfico 2. Solubilidad O_2 vs. temperatura

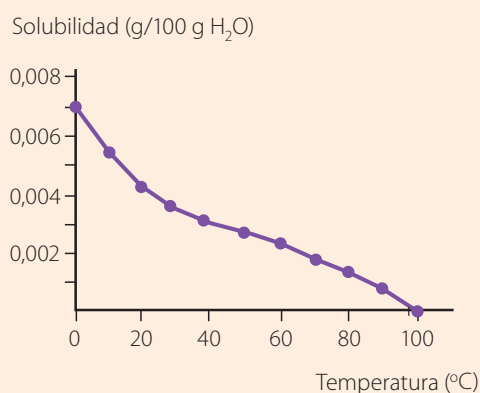
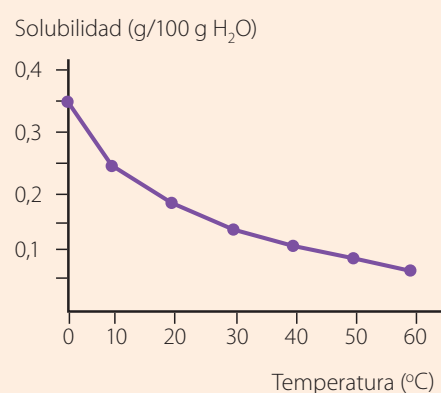


Gráfico 3. Solubilidad CO_2 vs. temperatura



Fuente: Lide, D.R. (Ed.). (2003). *Handbook of Chemistry and Physics*. (84.^a ed.). Boca Ratón, FL: CRC Press.

ACTIVIDAD 5

Analizar e interpretar

El salitre es un mineral constituido principalmente por nitrato de sodio ($NaNO_3$). Los yacimientos de salitre más importantes se encuentran en la II Región de Antofagasta, en el desierto de Atacama.

A continuación se observa la solubilidad del nitrato de sodio en agua a diferentes temperaturas:

Tabla 5. Solubilidad del nitrato de sodio ($NaNO_3$) a diferentes temperaturas

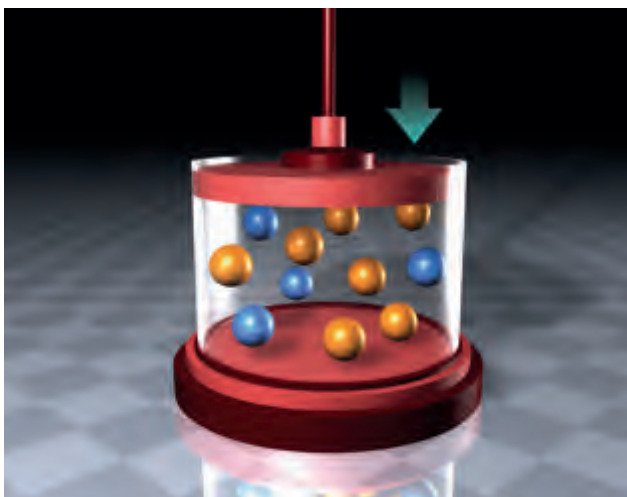
Temperatura (°C)	0	20	40	60	80	100
Solubilidad (g/100 g H ₂ O)	73	88	104	124	148	180

Fuente: Lide, D.R. (Ed.). (2003). *Handbook of Chemistry and Physics*. (84.^a ed.). Boca Ratón, FL: CRC Press.

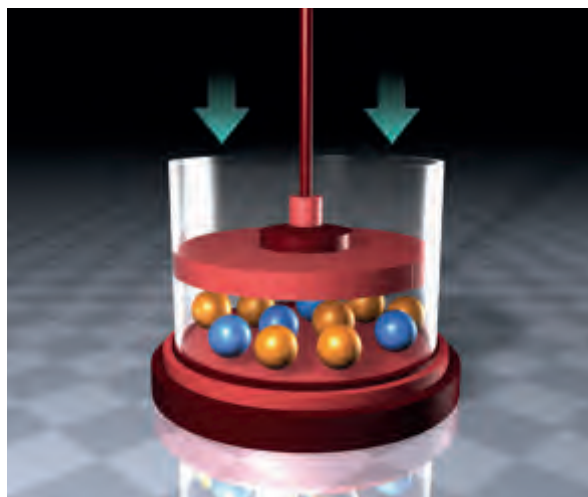
- Construye un gráfico solubilidad vs. temperatura a partir de los datos anteriores. ¿Cómo varía la solubilidad del nitrato de sodio a medida que aumenta la temperatura?
- ¿Cuántos gramos de $NaNO_3$ se pueden disolver a 50 °C?
- ¿Cómo será la solubilidad del $NaNO_3$ si la temperatura superara los 100 °C? Fundamenta tu respuesta.

2.3 La presión

La presión no afecta notablemente la solubilidad de los solutos sólidos y líquidos, pero sí la de los solutos gaseosos. Al aumentar la presión en una disolución cuyo soluto es un gas, se produce un incremento en la solubilidad del gas en el disolvente. Al respecto, analicemos las siguientes figuras:



▲ Las partículas de soluto gaseoso se encuentran en movimiento y dispersas dentro del recipiente que las contiene.



▲ Cuando la presión parcial de las partículas de soluto gaseoso aumenta, la solubilidad también aumenta.

BIOGRAFÍA

William Henry
(1775-1836)

Químico inglés. Realizó diversas investigaciones sobre el análisis de los hidrocarburos y sobre el comportamiento de los gases en general. Su principal contribución fue el descubrimiento de la ley que describe la solubilidad de los gases y que lleva su nombre.

En las zonas de alta montaña, donde la presión atmosférica es menor que a nivel del mar, la solubilidad del oxígeno en la sangre disminuye. Por esto, en ocasiones, los alpinistas necesitan utilizar bombas que le suministren oxígeno a la presión requerida por el organismo.

En 1803, el químico británico William Henry estableció una ley que relaciona la cantidad de gas que se puede disolver en un líquido con la presión que ejerce el gas que está en contacto con el líquido. La ley de Henry se expresa así:

$$S_g = k \cdot P_g$$

S_g = solubilidad del gas en disolución (mol L⁻¹).

k = constante de la ley de Henry (es diferente para cada par soluto-disolvente y depende de la temperatura).

P_g = presión parcial del gas sobre la disolución (atm).

Conexión con...

MEDICINA

La cámara hiperbárica es un equipo que hace uso de oxígeno a una presión superior a la atmosférica. Una de sus principales aplicaciones en medicina, es en la recuperación de heridas y lesiones. Al tener una mayor presión de oxígeno, se mejora la oxigenación de los tejidos y se acelera la recuperación de la zona dañada.

Resolución de problemas 1

Determinando la solubilidad de un gas

I. Situación problema

Un químico debe analizar los principales componentes de una bebida gaseosa: dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O). La mezcla está embotellada a una presión parcial de CO_2 de 4,0 atm sobre el líquido a 25 °C. ¿Cuál es la solubilidad del CO_2 en la bebida? (La constante de la ley de Henry para el CO_2 es $k = 3,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \text{ atm}^{-1}$ a 25 °C).

II. Desarrollo

1. Analizar

Primero, debemos leer nuevamente el problema y extraer los datos que este nos proporciona. La situación problema nos entrega los siguientes datos: la presión parcial del CO_2 (P_{g}), la temperatura (°C) y la constante de la ley de Henry (k), y lo que necesita calcular el químico es la solubilidad del CO_2 dentro de la bebida gaseosa.

2. Aplicar

Luego, utilizamos la expresión matemática correspondiente a la ley de Henry y reemplazamos los datos ya identificados:

$$S_{\text{CO}_2} = k \cdot P_{\text{CO}_2} = (3,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \text{ atm}^{-1}) \cdot (4,0 \text{ atm})$$

3. Resolver

Finalmente, determinamos el valor de la solubilidad del CO_2 aplicando la operatoria matemática correspondiente.

$$S_{\text{CO}_2} = k \cdot P_{\text{CO}_2} = (3,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \text{ atm}^{-1}) \cdot (4,0 \text{ atm}) = 0,12 \text{ mol L}^{-1}$$

III. Resultado

La solubilidad del CO_2 dentro de la bebida gaseosa es 0,12 mol L⁻¹ a 25 °C.

Ahora tú

Reproduciendo cada uno de los pasos del ejemplo anterior, desarrolla los siguientes problemas:

1. Calcula la solubilidad del CO_2 de una bebida gaseosa después de que se abre la botella y se equilibra a 25 °C bajo una presión parcial del CO_2 de $3,0 \cdot 10^{-4} \text{ atm}$.
2. La constante de la ley de Henry para el gas helio (He) en agua a 30 °C es $3,7 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \text{ atm}^{-1}$ y la constante para el nitrógeno (N_2) a la misma temperatura es $6,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \text{ atm}^{-1}$. Si los dos gases se encuentran a una presión parcial de 1,5 atm, ¿cuál es la solubilidad del gas?

Interactividad



Ingresa al sitio <http://www.ucm.es/info/diciex/programas/quimica/pelis/barramezclas.html> y revisa cómo se realiza la separación de los componentes de una mezcla a través de la cromatografía.

3. Técnicas de separación de mezclas

Los componentes de una mezcla se pueden separar, sin alterar sus propiedades físicas y químicas, a través de técnicas de laboratorio. A continuación describiremos las técnicas más utilizadas para este propósito.

Filtración



Separación de los componentes sólidos y líquidos a través de un material poroso filtrante que permite el paso del líquido, reteniendo el sólido.

Tamizado



Consiste en el paso de una mezcla de sólidos de distinto tamaño a través de una malla o tela muy fina denominada tamiz, la cual retiene los sólidos más grandes.

Destilación



Consiste en la aplicación de calor a una mezcla de líquidos miscibles o un sólido disuelto en un líquido, según los diferentes puntos de ebullición de los componentes.

Cromatografía



Se basa en las diferentes velocidades con que se desplazan los componentes de una mezcla a través de un medio adsorbente o fase estacionaria, al ser arrastrados por una fase móvil.

Cristalización



Permite separar los componentes de una disolución debido a los cambios de temperatura. Si esta disminuye, la solubilidad de alguno de los constituyentes también disminuye, formándose cristales de soluto.

Decantación



Es aplicable en mezclas constituidas por dos líquidos inmiscibles entre sí. Se utiliza para aislar sustancias provenientes de fuentes naturales o desde mezclas de una reacción.



La tragedia del lago Nyon

El 21 de agosto de 1986, el lago Nyon, en Camerún, de manera repentina, arrojó una densa nube de dióxido de carbono (CO_2), la cual se propagó rápidamente a un pueblo cercano, donde causó la muerte por asfixia de alrededor de 1700 habitantes y un gran número de animales.

Nyon es un lago cuyas aguas son muy tranquilas debido a que se encuentra ubicado en una zona de gran estabilidad térmica y protegido de los vientos.

El fondo del lago es de origen volcánico, por lo que se liberan grandes cantidades de CO_2 y otros gases que luego se disuelven en el agua del lago, hasta la saturación. El exceso de gas fluye lentamente hacia la superficie y desde ahí hacia la atmósfera. Debido a la quietud del lago y a la presión que ejerce la propia masa acuosa, aumenta la cantidad de CO_2 en las zonas más profundas del lago, generándose incluso bolsas de gas.

Una de las teorías que explican lo ocurrido señala que se produjo un aumento anormal en la temperatura interior del lago, lo que disminuyó la

solubilidad del CO_2 , de acuerdo con la ley de Henry. Esto habría desencadenado la violenta salida del CO_2 desde el fondo del lago hacia la superficie, generando así una explosión que dispersó este gas hacia el ambiente. Esto habría provocado la asfixia en la población y en la fauna, como consecuencia del desplazamiento del oxígeno atmosférico.

Una medida tomada para evitar nuevamente esta tragedia ha sido la instalación de cañerías desde la superficie hasta el fondo del lago para controlar la salida en forma gradual del CO_2 acumulado en esa zona, disminuyendo así la presión existente y, de esta forma, prevenir un nuevo accidente de esta magnitud. ☒

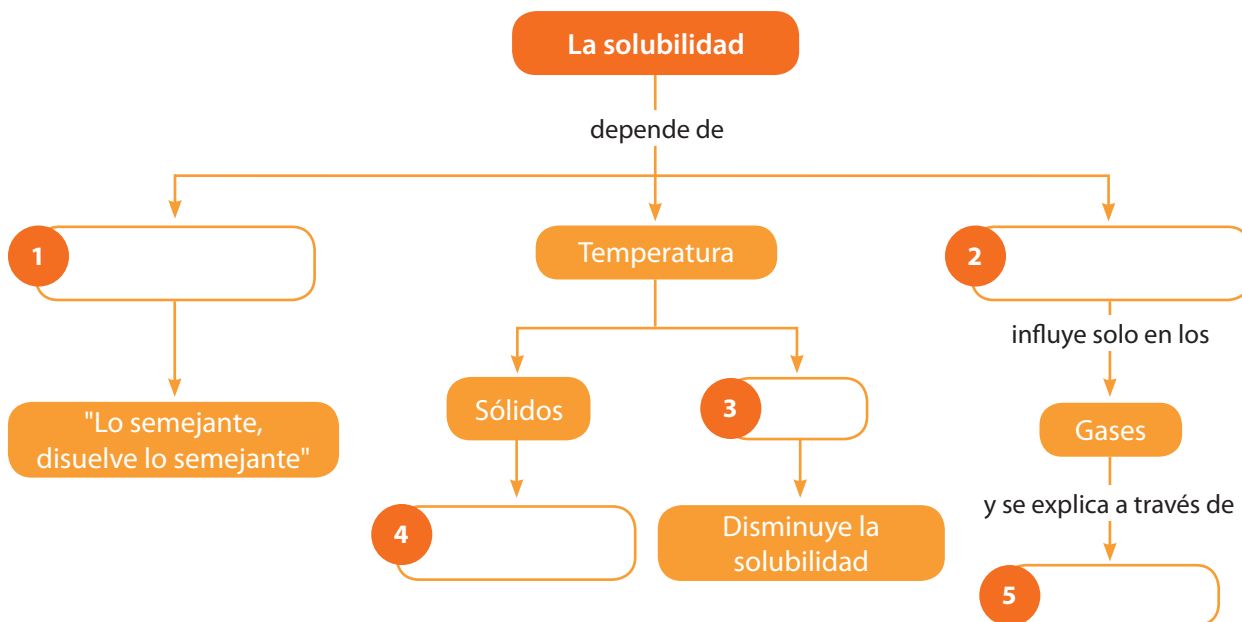
Fuente: Chang, R. (2002). *Química*. (7.ª ed.). Ciudad de México: McGraw-Hill. (Adaptación).

Trabajemos con la información

1. ¿Por qué el lago Nyon presenta una alta concentración de dióxido de carbono?
2. ¿Cuál es el origen de la tragedia según la teoría descrita en el texto?
3. ¿Consideras que las medidas tomadas para prevenir futuros desastres son las apropiadas? Justifica.
4. Reúnete junto con tus compañeros y compañeras e investiguen en profundidad sobre esta tragedia y construyan un póster científico según la pauta señalada en la página 223 del texto.

Mapa conceptual

Completa el siguiente esquema con los conceptos que correspondan.



Evaluación de proceso

I. Lee las siguientes preguntas y selecciona la alternativa correcta.

1. A partir de la regla básica en la cual se basa la solubilidad: "lo semejante, disuelve lo semejante", se puede deducir que:
 - A. el agua es capaz de disolver todo tipo de solutos.
 - B. un disolvente polar disuelve compuestos polares.
 - C. un disolvente apolar disuelve compuestos iónicos.
 - D. un disolvente polar disuelve compuestos apolares.
 - E. un disolvente apolar disuelve compuestos polares.
2. De las siguientes sustancias, ¿cuál es insoluble en medio acuoso?
 - A. Bicarbonato de sodio.
 - B. Sulfato de cobre (II).
 - C. Cloruro de sodio.
 - D. Margarina.
 - E. Sacarosa (azúcar común).
3. ¿Cuál de los siguientes enunciados es correcto con respecto a la solubilidad?
 - A. La temperatura facilita el proceso de disolución de todos los solutos.
 - B. La presión afecta la solubilidad de los solutos sólidos y líquidos.
 - C. La solubilidad de los gases disminuye al aumentar la temperatura.
 - D. La sacarosa es solo soluble en agua caliente.
 - E. La gasolina forma una mezcla miscible con el agua.
4. ¿Qué se debe realizar para aumentar la solubilidad de un gas en agua?
 - A. Disminuir la presión.
 - B. Aumentar la temperatura.
 - C. Disminuir la temperatura y la presión.
 - D. Aumentar la presión y la temperatura.
 - E. Aumentar la presión y disminuir la temperatura.

5. ¿En cuál de las siguientes mezclas sus componentes pueden separarse por destilación?

- A. Agua–arena.
- B. NaCl–agua.
- C. Alcohol–agua.
- D. Sacarosa–agua.
- E. Harina–agua.

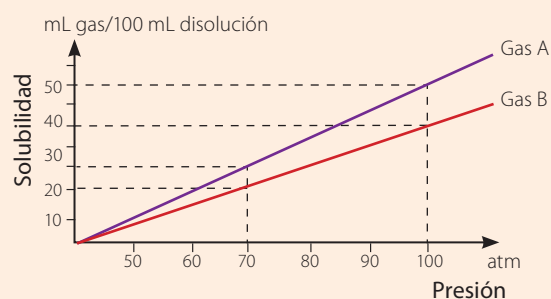
6. El tamizado es una técnica indicada para la separación de:

- A. sustancias sólidas que se encuentran dispersas en un líquido.
- B. sólidos mezclados con líquidos.
- C. sustancias sólidas de diferentes tamaños.
- D. líquidos con diferentes puntos de ebullición.
- E. líquidos con distintas densidades.

II. Responde las siguientes preguntas:

1. El gráfico 4 representa la solubilidad de dos gases (A y B) en medio acuoso en función de la presión.
 - a. ¿Cómo es la solubilidad de ambos gases a medida que aumenta la presión?, ¿cuál de ellos es más soluble a 70 atm de presión?
 - b. ¿Cuántos mL del gas A se pueden solubilizar, aproximadamente, a una presión de 55 atm?

Gráfico 4. Solubilidad de dos gases (A y B) vs. presión



Fuente: Archivo editorial.

Me evalúo

Completa la tabla. Para estimar tu puntaje, sigue las indicaciones que te señalará tu profesor o profesora.

Debería	Ítem/ pregunta	Puntaje		¿Qué debo hacer?
		Total	Obtenido	
Comprender el fenómeno de la solubilidad en las disoluciones.	I (1, 2)	2		De acuerdo con los puntajes obtenidos, realiza las actividades que te indicará tu profesor o profesora.
Reconocer los factores que afectan la solubilidad de las sustancias en las disoluciones.	I (3, 4) II	4		
Describir algunos métodos de separación de los componentes de una mezcla.	I (5, 6)	2		

Antecedentes

Una de las principales propiedades del agua es su capacidad para disolver una amplia variedad de sustancias; por este motivo, se la considera el disolvente universal.

Reactivos

- alcohol etílico (C_2H_5OH)
- permanganato de potasio ($KMnO_4$)
- sulfato de cobre (II) ($CuSO_4$)
- tetracloruro de carbono (CCl_4)
- cristales de yodo (I)
- agua destilada (H_2O)

Materiales

- dos vasos de precipitado de 250 mL
- pipeta de 10 mL
- siete tubos de ensayo
- gradilla
- mechero, trípode y rejilla
- mortero
- espátula
- balanza
- tapón de caucho

**Experimento****Procedimiento**

1. Adicionen 10 mL de agua destilada a dos tubos de ensayo y rotúlenlos. Al tubo 1 agreguen 1 g de sulfato de cobre (II) en cristales. Paralelamente, pesen otro gramo de cristales de sulfato de cobre (II) y, con ayuda de un mortero, trituren la muestra y adiciónenla al tubo 2. Dejen reposar ambos tubos sobre una gradilla por unos cinco minutos. Registren sus observaciones.
2. Adicionen 2 mL de agua a dos tubos de ensayo y, luego, agreguen tres cristales de sulfato de cobre (II). Tapen uno de los tubos con un tapón de caucho y agiten vigorosamente. Dejen el otro tubo reposando en la gradilla. Observen.
3. Viertan 50 mL de agua destilada en dos vasos de precipitado y agreguen en ambos cinco cristales de permanganato de potasio. Calienten uno de los vasos con ayuda de un mechero y conserven el otro a temperatura ambiente. Comparen.
4. Rotulen tres tubos de ensayo como A, B y C. Adicionen 3 mL de agua destilada al tubo A; 3 mL de alcohol al tubo B y 3 mL de tetracloruro de carbono al tubo C. Luego, adicionen 0,5 g de cristales de yodo a cada tubo, tápenlos y agiten vigorosamente. Registren sus observaciones.

Análisis de resultados

- a. ¿Cuáles fueron los factores que determinaron la solubilidad de las sustancias estudiadas en esta práctica de laboratorio? Fundamenten.
- b. ¿Cómo influye el tamaño de las partículas en el proceso de disolución? Expliquen.
- c. ¿En qué casos la agitación favoreció el proceso de disolución? Justifiquen.
- d. ¿Por qué la solubilidad del yodo dependerá de la naturaleza del disolvente?

Antecedentes

La combinación de dos o más sustancias en proporciones variables sin la alteración de las propiedades químicas de los componentes individuales se denomina mezcla. La gran mayoría de las sustancias que encontramos en la naturaleza son mezclas.

Reactivos

- tetracloruro de carbono (CCl_4)
- agua destilada

Materiales

- dos vasos de precipitado de 250 mL y dos de 100 mL
- matraz Erlenmeyer de 250 mL con tapón de caucho
- embudo de decantación de 250 mL
- varilla de agitación
- soporte universal, aro metálico y nuez
- balanza
- gravilla, harina, aceite comestible y colorante
- colador de cocina, trozo de media panty y hojas de papel

**Experimento A • Separación de una mezcla por tamizado****Procedimiento**

1. Con ayuda de una espátula, depositen en un vaso de precipitado 10 g de gravilla y 10 g de harina. Mezclen los componentes entre sí usando la varilla de agitación.
2. Coloquen el colador sobre otro vaso de precipitado y adicione la mezcla anterior. Registren sus observaciones.
3. Tomen la muestra que traspasó la rejilla del colador e introdúzcanla en un trozo de panty. Agítenla sobre las hojas de papel. Observen.

Experimento B • Separación de una mezcla por decantación**Procedimiento**

4. Depositen dentro de un matraz Erlenmeyer 30 mL de agua destilada, 30 mL de aceite comestible, 30 mL de tetracloruro de carbono y dos gotas de colorante. Tapen el matraz con un tapón de caucho y agiten vigorosamente.
5. Viertan la mezcla resultante en un embudo de decantación y dejen en reposo durante cinco minutos, aproximadamente. Registren sus observaciones.
6. Abran la llave del embudo (ver fotografía) y separen las fases formadas dentro de dos vasos de precipitado.

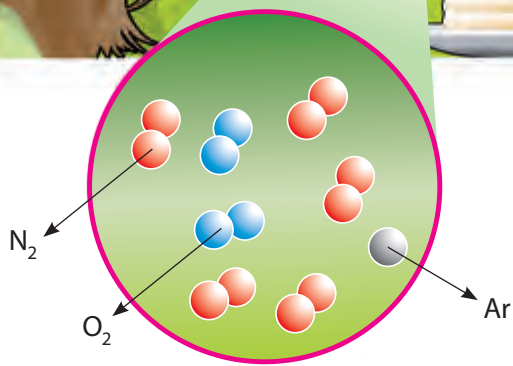
Análisis de resultados

- a. ¿Cómo afecta el tamaño de la malla los resultados de un tamizado?
- b. ¿En qué propiedad de la materia se fundamenta el proceso de decantación?
- c. ¿Para qué tipo de mezclas se utiliza el tamizado como método de separación de sus componentes?
- d. ¿Para qué tipo de mezclas se emplea la decantación como método de separación de sus componentes?

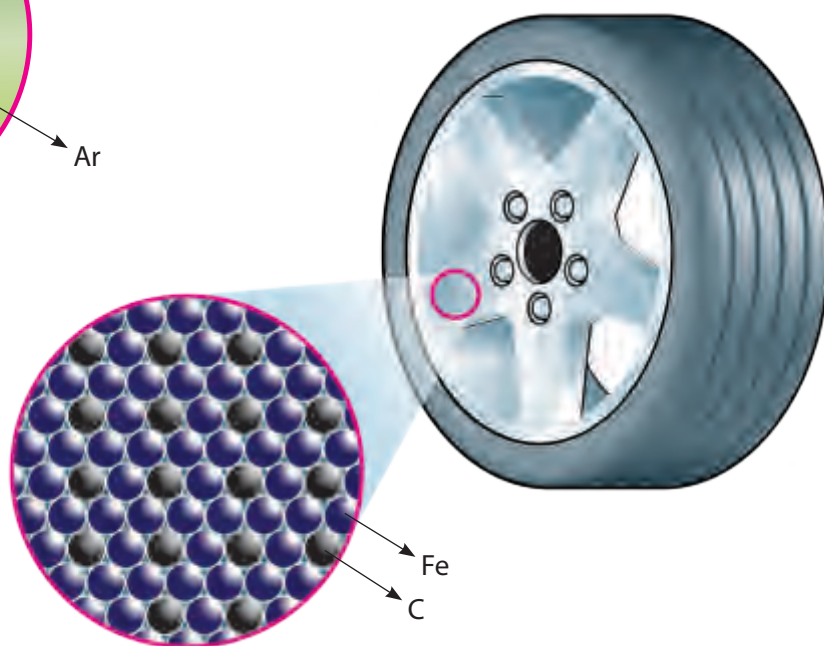
Observa y analiza las siguientes infografías que te ayudarán a sintetizar y reforzar los contenidos de la unidad.



1 El aire es una mezcla homogénea constituida por varios gases; entre ellos, el nitrógeno (N_2), el oxígeno (O_2) y el argón (Ar).



2 Muchas de las aleaciones que constituyen los materiales son mezclas homogéneas del tipo sólido-sólido, formadas por dos o más sustancias.



GLOSARIO

Coloides: Mezclas en que la fase dispersante es insoluble en la fase dispersa; las partículas dispersas presentan diámetros entre los 10^{-5} y 10^{-7} cm.

Compuesto químico: Sustancia pura que consta de dos o más elementos combinados en una proporción definida.

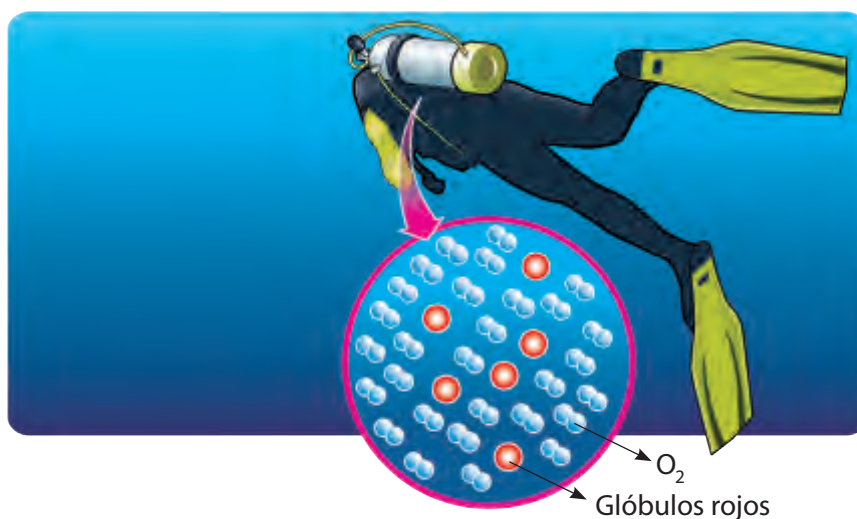
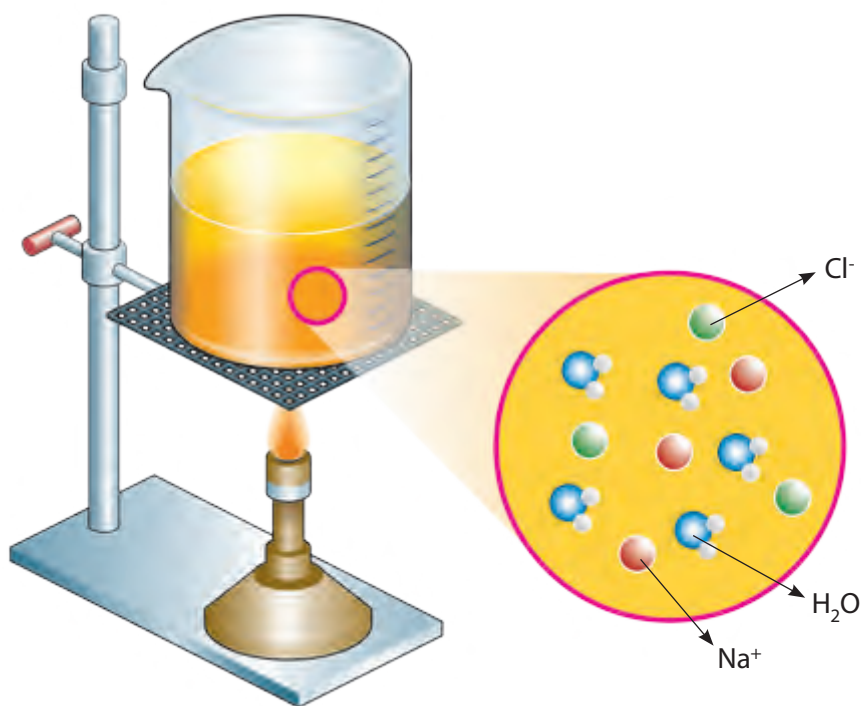
Disolución: Mezcla homogénea formada por un disolvente y uno o más solutos; el diámetro de las partículas en disolución es del orden de los 10^{-8} cm.

Disolvente: Sustancia que está presente en mayor cantidad en una disolución y que cumple la función de disolver al soluto.

Electrolito: Sustancia que al disolverse en agua se disocia completamente, permitiendo la conductividad eléctrica de la disolución.

Elemento químico: Sustancia que no se puede separar por métodos químicos en entidades más simples.

- 3 Las disoluciones son mezclas homogéneas en las cuales una sustancia llamada soluto se disuelve en una sustancia en exceso denominada disolvente. Un aumento de la temperatura mejora la solubilidad de los líquidos y disminuye la de los gases.



- 4 La ley de Henry establece que a temperatura constante, la masa de gas disuelto en un líquido es directamente proporcional a la presión parcial que ejerce ese gas sobre el líquido.

Mezcla: Combinación de dos o más sustancias que no reaccionan químicamente entre sí, pudiendo conservar cada una de ellas sus propiedades características.

Mezcla heterogénea: Tipo de mezcla en la cual sus componentes no están distribuidos uniformemente.

Mezcla homogénea: Tipo de mezcla en la cual sus componentes están distribuidos uniformemente; también se llama disolución química.

Miscible: Líquido que es capaz de mezclarse con otro y formar una disolución.

Saturación: Punto que se alcanza cuando una disolución contiene la mayor concentración de soluto posible en un determinado volumen de disolvente a cierta temperatura.

Solubilidad: Cantidad de soluto que se puede disolver en una determinada cantidad de disolvente.

Soluto: Sustancia que se disuelve en un disolvente para formar una disolución.

Suspensiones: Mezclas heterogéneas cuya fase dispersa es un sólido y su fase dispersante es un líquido; las partículas dispersas presentan diámetros mayores a 10^{-5} cm.

Sustancia pura: Materia que tiene una composición fija y propiedades bien definidas.

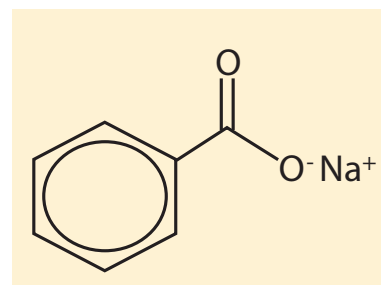
I. Conocimiento. Selecciona la alternativa correcta para cada enunciado.

- ¿Cuál o cuáles de los siguientes ejemplos es o son sustancias puras?
 - Gasolina.
 - Plata.
 - Sulfato de cobre (II).
 - Solo I
 - Solo II
 - Solo III
 - Solo II y III
 - I, II y III
- ¿Cuál o cuáles de las siguientes mezclas pueden considerarse como disolución?
 - Amalgama.
 - Bronce.
 - Agua oxigenada.
 - Solo I
 - Solo II
 - Solo I y II
 - Solo I y III
 - I, II y III
- ¿Cuál de los siguientes ejemplos corresponde a una disolución sólido-sólido?
 - La Tierra.
 - El bronce.
 - El oro.
 - El plomo.
 - La gelatina.
- Un ejemplo de disolución gas-líquido es:
 - la bebida gaseosa.
 - el latón.
 - el azúcar en agua.
 - la neblina.
 - el aire.
- ¿Qué tipo de enlaces químicos forman los átomos que constituyen el agua (H_2O) y el cloruro de calcio (CaCl_2) en una disolución, respectivamente?
 - Iónico y iónico.
 - Covalente y covalente.
 - Iónico y metálico.
 - Covalente y iónico.
 - Covalente y metálico.
- Si tuvieras que preparar una disolución acuosa conductora de la electricidad, ¿qué soluto seleccionarías para este propósito?
 - Sacarosa.
 - Cloruro de sodio.
 - Nitrógeno.
 - Hidrógeno.
 - Oxígeno.
- ¿Cuál de las siguientes sustancias actúa como electrolito débil en medio acuoso?
 - Ácido clorhídrico (HCl).
 - Cloruro de sodio (NaCl).
 - Ácido sulfúrico (H_2SO_4).
 - Hidróxido de sodio (NaOH).
 - Ácido acético (CH_3COOH).

8. ¿Cuál de los siguientes enunciados es correcto, con respecto a los factores que intervienen en la solubilidad de un soluto en un determinado disolvente?
- A. Al aumentar la temperatura, se incrementa la solubilidad de un sólido en un líquido.
 - B. Al aumentar la presión, se incrementa la solubilidad de un sólido en un líquido.
 - C. Al elevar la temperatura, siempre va a disminuir la solubilidad de un sólido en un líquido.
 - D. Al disminuir la presión, aumenta la solubilidad de un gas en un líquido.
 - E. Al reducir la temperatura y aumentar la presión, disminuye la solubilidad de un gas en un líquido.
9. Se disponen tres vasos de precipitado (A, B y C) con el mismo volumen de agua y a la misma temperatura. En el vaso A se agregó azúcar flor (en polvo); en el B, azúcar de mesa (en cristales), y en el vaso C, azúcar en panes (en terrones). Según lo descrito, es correcto afirmar que:
- A. la solubilidad de los tres tipos de azúcar es distinta en medio acuoso.
 - B. el azúcar flor es la más soluble en agua.
 - C. solo el azúcar en panes es soluble en agua.
 - D. la solubilidad de las tres es igual; solo varía la rapidez del proceso de disolución.
 - E. la disolución contenida en el vaso A queda insaturada.
10. La cera de vela se funde a baja temperatura, no es conductora de la electricidad, es insoluble en agua y parcialmente soluble en disolventes no polares, como la gasolina. ¿Qué tipo de enlaces están presentes en la cera de vela?
- A. Electrostáticos.
 - B. Polares.
 - C. Iónicos.
 - D. Puentes de hidrógeno.
 - E. Apolares.
11. ¿Cuál de las siguientes descripciones es correcta con respecto a la ley de Henry?
- A. A mayor temperatura, aumenta la solubilidad de los gases en los líquidos.
 - B. A menor temperatura, aumenta la solubilidad de los gases en los líquidos.
 - C. A menor presión, aumenta la solubilidad de los gases en los líquidos.
 - D. A mayor presión, aumenta la solubilidad de los gases en los líquidos.
 - E. A menor presión, aumenta la solubilidad de los gases en medio gaseoso.
12. ¿Qué técnica de separación de mezclas se fundamenta en la diferencia de los puntos de ebullición de sus componentes?
- A. Filtración.
 - B. Destilación.
 - C. Centrifugación.
 - D. Sedimentación.
 - E. Decantación.

II. Análisis. Desarrolla las siguientes preguntas:

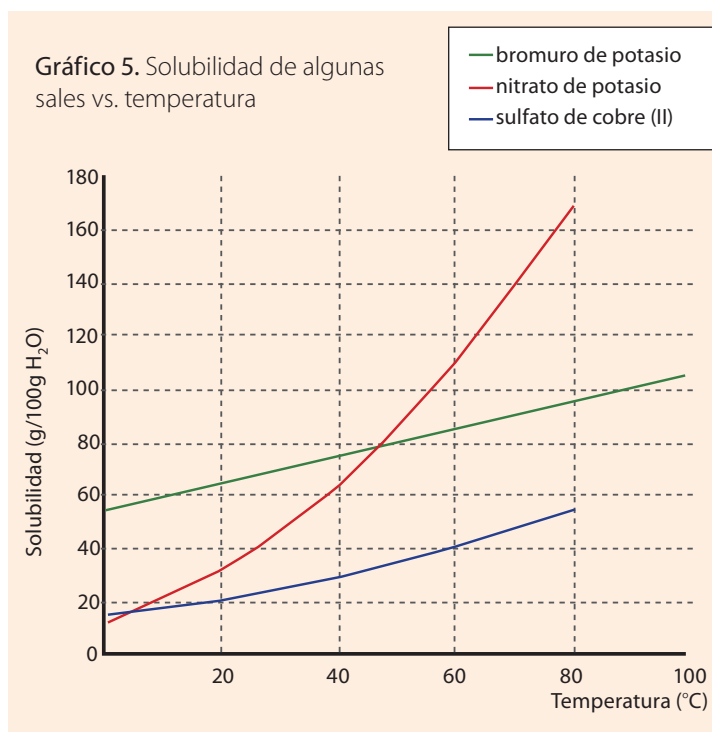
- El benzoato de sodio es una sal utilizada como preservante de alimentos para inhibir el crecimiento de mohos, levaduras y algunas bacterias en productos tales como mermeladas, jugos de frutas, aderezos y salsas.
 - Según la estructura química del benzoato de sodio, ¿en qué tipo de disolventes será soluble: polares o apolares?
 - ¿Esta molécula será soluble en agua? Justifica tu respuesta.



Benzoato de sodio

- El siguiente gráfico ilustra la solubilidad en agua de tres sales: bromuro de potasio (KBr), nitrato de potasio (KNO_3) y sulfato de cobre (II) (CuSO_4), a diferentes temperaturas.

- ¿Qué efectos produce el aumento de la temperatura sobre la solubilidad de las sustancias mostradas en el gráfico? Explica.
- ¿Cuál es la sal más soluble a los 20°C y la menos soluble a los 60°C ?
- Ordena en forma creciente las solubilidades de las sales analizadas en el gráfico 5, a 40°C .



Fuente: Lide, D.R. (Ed.). (2003). *Handbook of Chemistry and Physics*. (84.^a ed.). Boca Ratón, FL: CRC Press.

- Las bebidas carbonatadas, conocidas comúnmente como bebidas gaseosas, son mezclas homogéneas que contienen principalmente agua y dióxido de carbono.
 - ¿Por qué las bebidas gaseosas se deben almacenar en recipientes sellados? Fundamenta tu respuesta.
 - ¿Por qué una bebida gaseosa, abierta que se vuelve a refrigerar conserva mejor su sabor?

III. Aplicación. Desarrolla las siguientes preguntas:

1. Un químico necesita preparar una disolución acuosa saturada de iones cloruro a 60 °C. Para tal efecto, debe seleccionar entre dos solutos: cloruro de potasio (KCl) y cloruro de litio (LiCl). Las solubilidades de ambas sales a diferentes temperaturas, en medio acuoso, se indican en la siguiente tabla:

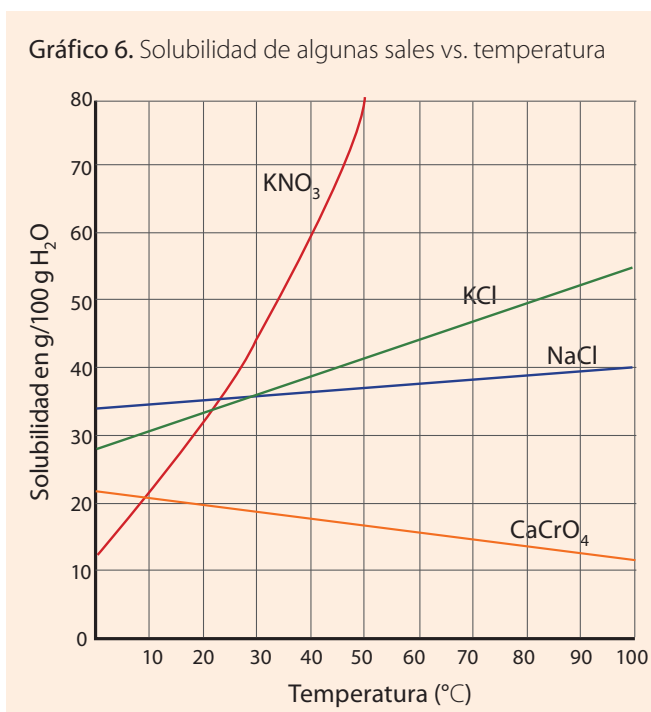
Tabla 6. Solubilidad de dos sales cloruro a diferentes temperaturas

Temperatura (°C)	0	20	40	60
Solubilidad (g/ 100 g H ₂ O) KCl	27,6	34,0	40	45,5
Solubilidad (g/ 100 g H ₂ O) LiCl	67,0	78,5	90,5	103,0

Fuente: Lide, D.R. (Ed.). (2003). *Handbook of Chemistry and Physics*. (84.ª ed.). Boca Ratón, FL: CRC Press.

- a. ¿Cuál de los dos solutos es el apropiado? Justifica tu respuesta.
 - b. ¿Qué sucedería si la temperatura de la disolución disminuyera a 20 °C?
 - c. ¿Cuántos gramos de sal precipitarán a los 0 °C?
2. El siguiente gráfico muestra la solubilidad de cuatro sales: nitrato de potasio (KNO₃), cloruro de potasio (KCl), cloruro de sodio (NaCl) y cromato de calcio (CaCrO₄).

- a. Determina la solubilidad aproximada del cloruro de potasio en agua a 25 °C.
- b. ¿A qué temperatura las solubilidades del cloruro de potasio y el nitrato de potasio son iguales?
- c. ¿Cuál es la máxima cantidad de NaCl que se puede disolver en 40 g de agua?
- d. Señala la solubilidad del CaCrO₄ a una temperatura de 50 °C y de 100 °C.



Fuente: Lide, D.R. (Ed.). (2003). *Handbook of Chemistry and Physics*. (84.ª ed.). Boca Ratón, FL: CRC Press.

3. ¿Cuál es la solubilidad del oxígeno gaseoso (O₂) disuelto en agua a 25 °C, bajo una presión de 0,22 atm? (La constante de la ley de Henry para el O₂ es $k = 5,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \text{ atm}^{-1}$).

Química



Las disoluciones fisiológicas y los beneficios a la salud

Las disoluciones o soluciones fisiológicas nasales son un poderoso aliado para conseguir inhalaciones profundas y refrescantes sin poner en riesgo nuestra salud. Las ciudades contaminadas, un medioambiente seco o falta de humedad y las bajas temperaturas son factores que propician de manera importante la resequead nasal y las enfermedades al sistema respiratorio.

Un estudio publicado recientemente por el Dr. Bruce Rubin, de la Universidad Wake Forest, en Carolina del Norte (EE.UU.), dio a conocer las complicaciones que pueden presentar los niños menores de dos años al untarles bálsamos mentolados bajo la nariz para facilitar la respiración.

Dicho estudio refiere que contrario a lo que se piensa, untar bajo la nariz bálsamos mentolados para respirar mejor puede aumentar la secreción de moco hasta en un 14 %, acumulándose en la tráquea y bloqueando el paso del aire.

Esto es especialmente difícil para los pequeños, ya que sus conductos respiratorios son mucho más estrechos que los de un adulto. Por tal motivo y específicamente para estos casos, los expertos sugieren el uso de soluciones fisiológicas que disuelven las mucosidades nasales y además arrastran las sustancias que atacan la mucosa nasal para prevenir el paso de microorganismos dañinos.

La nariz, en su interior, está recubierta por la mucosa nasal, que es un tejido liso, cubierto por vellosidades y una capa ligeramente espesa que conocemos como

moco. La producción normal de mucosidad es de aproximadamente un litro al día. Cuando existe un desequilibrio, ya sea provocado por agentes externos del medioambiente, como la contaminación, el tabaco o la falta de humedad, así como por la introducción de agentes infecciosos, la producción de moco aumenta, dificultando la respiración.

Con estos antecedentes, los expertos sugieren el uso de soluciones fisiológicas que disuelven las mucosidades nasales y, además, arrastran las sustancias que atacan la mucosa nasal para prevenir el paso de microorganismos dañinos. Las soluciones fisiológicas son sustancias compatibles con nuestro organismo; por ello, los expertos aseguran que no causan efectos secundarios en ningún grupo de la población. Normalmente, estas disoluciones están compuestas de agua y electrolitos, combinadas en ocasiones con distintos elementos para mayor efectividad.

Fuente: Soluciones fisiológicas y el beneficio a la salud. (2009, 23 de enero). En elporvenir.mx. Recuperado el 11 de abril de 2011 de: www.elporvenir.mx/notas.asp?nota_id=280684.

Vitaminas solubles en grasas y en agua

Las vitaminas tienen estructuras químicas únicas que determinan su solubilidad en diferentes tejidos del organismo. Por ejemplo, las vitaminas B y C son solubles en el agua de la sangre, mientras que las vitaminas A, D, E y K son solubles en disolventes apolares y en el tejido graso del cuerpo. Debido a su solubilidad en agua, las vitaminas B y C no se almacenan considerablemente en el organismo; por ello, es

necesario incluir en nuestra dieta diaria aquellos alimentos que contienen estas vitaminas. En contraste, las vitaminas solubles en grasas se almacenan en cantidades suficientes para evitar enfermedades asociadas a una deficiencia de vitaminas.

Fuente: Brown, T., Lemay, H., Bursten, B. y Murphy, C. (2009). *Química, la ciencia central*. (11.ª ed.). Ciudad de México: Pearson Educación. (Adaptación).

PÁGINAS WEBS SUGERIDAS

1. www.ucm.es/info/diciex/programas/quimica/html/mezcla.htm
Sitio en el cual se profundizan aspectos sobre la clasificación de la materia.
2. http://medicina.usac.edu.gt/quimica/coloides/Coloides_1.htm
Página que expone las principales diferencias entre las disoluciones, coloides y suspensiones a través de ejemplos y aplicaciones.
3. http://platea.pntic.mec.es/pmarti1/educacion/3_eso_materiales/b_ii/conceptos/conceptos_bloque_2_3.htm
Página que resume, a través de ejemplos, las principales características de las mezclas químicas.
4. www.educared.org/global/anavegar4/comunes/premiados/D/627/solubilidad/index_solub.htm
Sitio donde podrás encontrar material de apoyo con respecto a las curvas de solubilidad de diversas sustancias en medio acuoso.
5. <http://web.educastur.princast.es/ies/stabarla/paginas/disoluciones/JQuiz.htm>
Página donde podrás evaluar en línea tus conocimientos sobre la solubilidad.
6. http://platea.pntic.mec.es/pmarti1/educacion/3_eso_materiales/b_ii/ejercicios/bl_2_ap_3_04.htm
Página que te permitirá evaluar en línea tus conocimientos con respecto a los contenidos desarrollados en la unidad.

BIBLIOGRAFÍA ADICIONAL

1. Brown, T., Lemay, H., Bursten, B. y Murphy, C. (2009). Capítulos 4 y 13. *Química, la ciencia central*. (11.ª ed.). Ciudad de México: Pearson Educación.
2. Chang, R. (2007). Capítulos 4 y 13. *Química*. (9.ª ed.). Ciudad de México: McGraw-Hill.
3. Hein, M. (1992). Capítulo 15. *Química*. Ciudad de México: Editorial Iberoamericana.
4. Petrucci, R., Harwood, W. y Herring, F. (2003). Capítulos 5 y 14. *Química general*. (8.ª ed.). Madrid: Prentice Hall.
5. Whitten, K., Davis, R., Peck, M. y Stanley, G. (2008). Capítulo 14. *Química*. (8.ª ed.). Ciudad de México: Cengage Learning editores S.A.

UNIDAD 2

Propiedades de las disoluciones químicas

Diferentes productos de uso diario, como los artículos de limpieza, y algunos alimentos y medicamentos, son aplicaciones que resultan de la investigación de las propiedades fisicoquímicas de las disoluciones. Así, nos beneficiamos con productos que nos sirven, por ejemplo, para mantenernos hidratados si estamos enfermos, o para evitar el congelamiento del agua en los motores de los vehículos durante el invierno.

¿Por qué es importante conocer la proporción de los componentes de una disolución química?

¿Qué será más conveniente cuando calentamos agua para la cocción de algún alimento: adicionar la sal antes o después que esta hierva?



Capítulo I Unidades de concentración

(páginas 52-67)

- Reconocer las variables que definen las unidades de concentración.
- Interpretar los valores correspondientes a diferentes unidades de concentración.
- Calcular las concentraciones de diversas disoluciones acuosas, a través de su unidad correspondiente.

Capítulo II Preparación de disoluciones de concentración definida

(páginas 68-79)

- Identificar el procedimiento que debe seguirse para la preparación de una disolución de concentración definida.
- Realizar los cálculos necesarios para cuantificar la cantidad de soluto o disolvente en una disolución de concentración definida.

Capítulo III Propiedades coligativas

(páginas 80-91)

- Conocer y calcular las propiedades coligativas de las disoluciones relacionadas con la presión de vapor.
- Relacionar las propiedades coligativas de las disoluciones con situaciones de la vida cotidiana.

Capítulo IV Osmosis

(páginas 92-103)

- Conocer y describir el fenómeno de la osmosis y cómo afecta a las disoluciones químicas.
- Calcular y reconocer la importancia de la presión osmótica para el desarrollo de los seres vivos y algunos procesos industriales.

ACTIVIDAD INICIAL

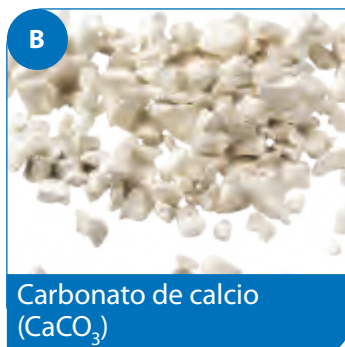
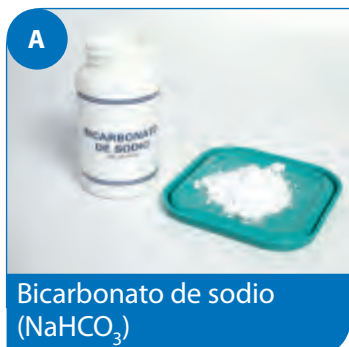
Experimentar, analizar e interpretar resultados

Junto con un compañero o compañera, recolecten los siguientes materiales: tres vasos de precipitado de 150 mL, probeta de 100 mL, pipeta, termómetro, varilla de agitación, mechero, trípode, rejilla, guante acolchado, pinzas metálicas, etilenglicol 1 M, tinta y agua destilada.

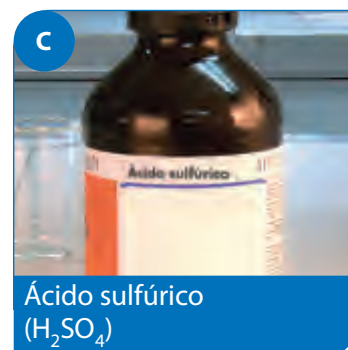
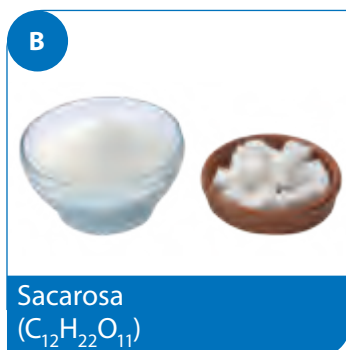
1. Tomen uno de los vasos de precipitado y adicione, en el siguiente orden: 30 mL de agua destilada, 70 mL de etilenglicol y 3 mL de tinta. Luego, agiten la mezcla resultante.
2. Calienten a ebullición 100 mL de agua destilada en un vaso de precipitado (**A**). Luego, usando un guante acolchado o de asbesto, trasvasien la mitad del volumen de agua a otro vaso (**B**). Midan la temperatura del agua contenida en el vaso **A** y registren su medición.
3. Con la pipeta, agreguen al vaso **B** 10 mL de la mezcla preparada en el paso 1, agiten y midan la temperatura de la disolución. Respondan brevemente las siguientes preguntas:
 - a. ¿En cuál de los dos vasos se registró la temperatura más baja?
 - b. ¿Por qué descendió la temperatura del agua? Expliquen.
 - c. Investiguen sobre las principales aplicaciones de los anticongelantes.

I. Conceptos

1. Las siguientes fotografías corresponden a tres solutos diferentes. Con ayuda de la tabla periódica, calcula la masa correspondiente a un mol de cada sustancia.



2. Clasifica los siguientes solutos como electrolitos o no electrolitos.



3. El dicromato de potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) es una sal de color anaranjado y muy soluble en agua. La imagen inferior muestra tres disoluciones acuosas preparadas con dicromato de potasio.

- Identifica el soluto y el disolvente en los tres casos.
- Clasifica las disoluciones en saturada, sobresaturada o insaturada.
- ¿En cuál de las tres disoluciones se empleó una menor cantidad de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$?



II. Procedimientos

1. La densidad es una propiedad de la materia que se utiliza para identificar distintas sustancias. Se calcula de forma directa midiendo, independientemente, la masa y el volumen de una muestra. Analiza la siguiente tabla y responde las preguntas.

Tabla 1. Densidades de algunas sustancias a 25 °C

Sustancia	Densidad (g mL ⁻¹)
Agua (H ₂ O)	1,00
Cloruro de sodio (NaCl)	2,16
Etanol (C ₂ H ₅ OH)	0,79
Etilenglicol (C ₂ H ₆ O ₂)	1,14
Hierro (Fe)	7,85
Oro (Au)	19,30
Tolueno (C ₇ H ₈)	0,86

Fuente: *Handbook of Chemistry and Physics*. (84.^a ed.). (2003-2004).

- a. Un químico desea identificar una sustancia de naturaleza desconocida. Para ello, vierte en una probeta 45 mL de la sustancia; luego mide la masa en una balanza y obtiene un valor de 38,5 g. Según los valores indicados en la tabla, ¿a cuál sustancia debiera corresponder?
 - b. Si un experimento requiere de 45,0 g de etilenglicol, ¿cuántos mL de dicha sustancia se deben medir?
 - c. Una pieza cúbica de metal mide 5 cm por lado. Si el metal es oro, ¿cuál es la masa del metal?
2. La leche es uno de los productos de origen animal que más consume la población mundial. La siguiente tabla muestra la composición por cada 100 g de leche para diferentes especies animales.

Tabla 2. Composición de la leche de vaca, búfalo y ser humano (por cada 100 g de leche)

Nutriente (g)	Vaca	Búfalo	Humano
Agua	88,0	84,0	87,5
Proteína	3,2	3,7	1,0
Grasa	3,4	6,9	4,4
Lactosa	4,7	5,2	6,9
Minerales	0,72	0,79	0,20

Fuente: Wattiaux, M. A. (s.f). Composición de la leche y valor nutricional. En Instituto Babcock para la Investigación y Desarrollo Internacional de la Industria Lechera. Recuperado el 1 de abril de 2011 de: babcock.wisc.edu/sites/default/files/de/es/de_19.es.pdf.

- a. Si tuvieras que seleccionar una leche con bajo contenido en lactosa, ¿cuál sería tu elección?
- b. ¿Cuál de las tres leches presenta un mayor contenido de grasa? ¿Cuántos gramos de grasa contendrá un kilogramo de esta leche?
- c. Indica el porcentaje de agua presente en cada una de las leches analizadas.

Capítulo

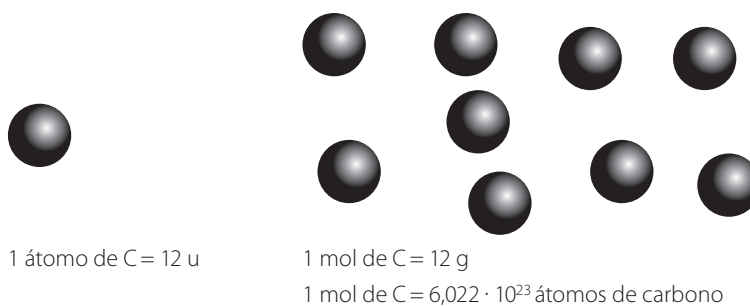
Unidades de concentración

De acuerdo con la cantidad de soluto presente en una disolución, se pueden distinguir disoluciones diluidas y concentradas o insaturadas, saturadas y sobresaturadas. Si bien es posible diferenciar a simple vista una disolución concentrada de una diluida, no se puede determinar exactamente qué tan concentrada o diluida está. En este capítulo revisaremos el concepto de concentración, es decir, la forma en que se cuantifica la cantidad de soluto y de disolvente en una disolución.

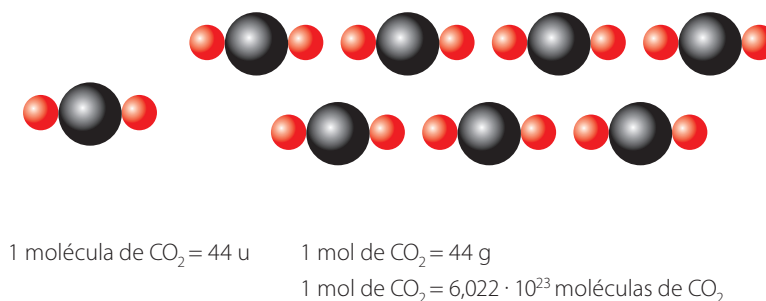


1. Número de Avogadro: concepto de mol

Cuando tomamos una muestra pequeña de alguna sustancia y medimos su masa en una balanza corriente, estamos manipulando un número enorme de átomos individuales debido a que la masa de un átomo es sumamente pequeña. Para evitar este dilema, se introduce la unidad de medida conocida como **mol**. De acuerdo con el Sistema Internacional de Unidades, un mol es la cantidad de sustancia que contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ entidades elementales, ya sean átomos, moléculas o iones.



▲ Figura 1. El átomo de carbono



▲ Figura 2. La molécula de dióxido de carbono (CO₂)

En un elemento químico, por ejemplo el carbono (figura 1), la cantidad de entidades elementales tendrá una masa que es equivalente a la masa atómica pero expresada en gramos. En el caso de una molécula como el dióxido de carbono (figura 2), la masa de un mol es idéntica a su masa molar expresada en gramos.

Al valor $6,022 \cdot 10^{23}$ se le conoce como número de Avogadro (N_A) en honor al químico italiano Amadeo Avogadro, quien descubrió que volúmenes iguales de gases diferentes, bajo las mismas condiciones de presión y temperatura, contenían igual número de moléculas (ley de Avogadro).

La primera aproximación de esta constante fue realizada en 1865 por el austriaco Johann Josef Loschmidt, sin embargo, el número $6,022 \cdot 10^{23}$ fue determinado posteriormente por el francés Jean Baptiste Perrin, quien propuso la denominación de número de Avogadro.

1.1 ¿Cómo calcular la cantidad de sustancia ?

Para determinar cuántos moles de moléculas o de átomos se encuentran en una sustancia dada, aplicamos la siguiente expresión:

El diagrama muestra la fórmula $n = \frac{m}{M}$ en un recuadro amarillo. Una flecha apunta desde el texto 'cantidad de la sustancia (mol)' hacia el símbolo 'n'. Otra flecha apunta desde el símbolo 'm' hacia el texto 'masa de la sustancia (g)'. Una tercera flecha apunta desde el símbolo 'M' hacia el texto 'masa molar de la sustancia (g mol⁻¹)'.

A continuación calcularemos la cantidad de sustancia a través de un ejemplo concreto:

¿Cuántos moles de cloruro de sodio (NaCl) hay en 50 g de este compuesto? ($M_{\text{NaCl}} = 58,5 \text{ g mol}^{-1}$).

La masa de la muestra es 50 g y la masa molar, $58,5 \text{ g mol}^{-1}$. Reemplazamos estos datos en la expresión:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{50 \text{ g}}{58,5 \text{ g mol}^{-1}} = 0,85 \text{ mol}$$

Entonces, en 50 g de NaCl existen 0,85 moles.

BIOGRAFÍAS

Amadeo Avogadro (1776-1856)

Químico y físico italiano. Se dedicó al estudio de la física atómica y química molecular. Definió conceptos como átomo y molécula. Estableció la ley que lleva su nombre.

Johann Josef Loschmidt (1821-1895)

Químico y físico austriaco. Inició los estudios sobre la valencia atómica y el tamaño molecular. Sus principales obras se centran en la teoría cinética de los gases y la termodinámica. Obtuvo los primeros valores del número de Avogadro.

Jean Baptiste Perrin (1870-1942)

Físico francés. Demostró que los rayos catódicos estaban constituidos por partículas con carga negativa. Se concentró en el estudio del movimiento browniano de partículas en medio acuoso, mediante lo que validó la existencia del átomo.

ACTIVIDAD 1

Aplicar y resolver

- Calcula la masa molar de un antibiótico conocido como penicilina G si su fórmula molecular es $C_{16}H_{18}N_2O_4S$.
- La fórmula molecular del aspartame, un edulcorante que se comercializa bajo el nombre de NutraSweet®, es $C_{14}H_{18}N_2O_5$.
 - ¿Cuál es la masa molar del aspartame?
 - ¿Cuántos moles de este edulcorante habrá en 2,0 mg de este mismo producto?



▲ La composición de varios productos comunes se expresa en términos de su concentración en masa. El hipoclorito de sodio presente en el cloro de uso doméstico tiene una concentración al 5,25 %.

2. Definición de concentración

La concentración de una disolución define la cantidad de soluto presente en una cantidad determinada de disolvente o de disolución. En términos cuantitativos, la concentración es la relación o proporción matemática entre las cantidades de soluto y de disolvente o bien entre las del soluto y la disolución. Para determinar la concentración de las disoluciones químicas se emplean dos tipos de unidades: las **físicas** y las **químicas**.

2.1 Unidades físicas de concentración

Las unidades físicas para expresar la concentración se basan en el uso de valores porcentuales, lo que facilita el estudio cuantitativo de los componentes en una disolución, particularmente si se desea hacer comparaciones. Las unidades de concentración físicas más comunes son: tanto por ciento en masa (también llamado tanto por ciento en peso), tanto por ciento masa/volumen y tanto por ciento en volumen.

Unidad física de concentración	Aplicación
<p>A. Tanto por ciento en masa (% m/m o % p/p) Es la relación en masa entre las cantidades de soluto y de una disolución.</p> $\% \text{ m/m (\% p/p)} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de disolución}} \cdot 100$ <p>masa de disolución = masa de soluto + masa de disolvente La masa del soluto y del disolvente se deben expresar en gramos, y como la relación corresponde a un porcentaje, esta no tendrá unidades.</p> <p>El tanto por ciento en masa se usa con frecuencia para rotular la concentración de reactivos acuosos comerciales. Por ejemplo, el ácido nítrico (HNO₃) se vende al 70 % p/p, lo que significa que el reactivo contiene 70 g de HNO₃ por cada 100 g de disolución.</p>	<p>¿Cuál es la concentración % m/m de hidróxido de sodio (NaOH) para una disolución que se preparó disolviendo 8,0 g de NaOH en 50,0 g de agua?</p> $\% \text{ m/m} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{m_{\text{NaOH}} + m_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot 100$ $\% \text{ m/m} = \frac{8,0 \text{ g}}{58,0 \text{ g}} \cdot 100 = 13,8 \%$ <p>En 100 g de la disolución acuosa de NaOH hay contenidos 13,8 g de soluto.</p>

Conexión con... AGRICULTURA

Los fertilizantes son sustancias o mezclas químicas de origen natural o sintético. Su principal función es enriquecer los suelos y favorecer el crecimiento vegetal. Para expresar la concentración de un fertilizante se emplea el concepto de riqueza, el cual se define como el porcentaje en masa del elemento nutritivo.

Entre los fertilizantes más utilizados en la agricultura se encuentran los nitrogenados, los fosfatados y los potásicos. Por ejemplo, un fertilizante nitrogenado como el nitrosulfato amónico (NSA) presenta una riqueza del 26 %, es decir, 100 g de este fertilizante aportan 26 g de nitrógeno.

Unidad física de concentración	Aplicación
<p>B. Tanto por ciento masa/volumen (% m/v o % p/v) Es la relación entre la masa del soluto y el volumen de la disolución.</p> $\% \text{ m/v (\% p/v)} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen de disolución}} \cdot 100$ <p>La masa de soluto se mide en gramos y el volumen de la disolución en mililitros.</p> <p>El % m/v se emplea para indicar la composición de disoluciones acuosas constituidas por solutos sólidos. Por ejemplo, una disolución de nitrato de plata (AgNO_3) al 5 % p/v fue preparada al disolver 5 g de AgNO_3 en 100 mL de disolución.</p>	<p>Un jarabe antialérgico contiene como principio activo una sustancia llamada difenhidramina ($\text{C}_{17}\text{H}_{21}\text{NO}$). ¿Cuál será su concentración % m/v en 1000 mL de este medicamento si contiene 2,5 g de $\text{C}_{17}\text{H}_{21}\text{NO}$?</p> $\% \text{ m/v (\% p/v)} = \frac{m_{\text{difenhidramina}}}{V_{\text{jarabe}}} \cdot 100$ $\% \text{ m/v} = \frac{2,5 \text{ g}}{1000 \text{ mL}} \cdot 100 = 0,25 \%$ <p>En 100 mL de jarabe antialérgico, están contenidos 0,25 g de difenhidramina.</p>
<p>C. Tanto por ciento en volumen (% v/v). Es la relación entre el volumen de soluto y el volumen de la disolución.</p> $\% \text{ v/v} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de disolución}} \cdot 100$ <p>Tanto el volumen de soluto como el de la disolución deben expresarse en mililitros.</p> <p>El % v/v es utilizado para especificar la concentración de una disolución preparada al diluir un soluto líquido puro con otro líquido. Por ejemplo, una disolución acuosa de metanol (alcohol metílico) al 5 % v/v fue preparada al diluir 5 mL de metanol puro con agua, hasta alcanzar un volumen de 100 mL de disolución.</p>	<p>¿Cuál será la concentración % v/v de una disolución acuosa de metanol (CH_3OH) si se disuelven 10 mL de CH_3OH en agua hasta completar un volumen de 50 mL?</p> $\% \text{ v/v} = \frac{V_{\text{CH}_3\text{OH}}}{V_{\text{disolución}}} \cdot 100$ $\% \text{ v/v} = \frac{10 \text{ mL}}{50 \text{ mL}} \cdot 100 = 20 \%$ <p>En 100 mL de disolución se disolvieron 20 mL de metanol puro.</p>

ACTIVIDAD 2
Analizar y aplicar

1. El suero fisiológico es una disolución que se emplea para inyecciones intravenosas; tiene una concentración 0,9 % m/m de cloruro de sodio (NaCl). ¿Qué masa de NaCl se requiere para preparar 500 g de esta disolución?
2. ¿Qué volumen de etanol (alcohol etílico) se necesita para preparar 250 mL de disolución acuosa al 70 % v/v?
3. El nitrato de amonio (NH_4NO_3) es un importante abono para los suelos. ¿Cómo prepararías 1 L de disolución acuosa de NH_4NO_3 al 12 % m/v?

Interactividad



Ingresa a la página <http://www.rena.edu.ve/cuartaEtapa/quimica/swf/int/T3Int1.swf>, allí podrás resolver en línea un problema propuesto utilizando la concentración molar de una disolución.

2.2 Unidades químicas de concentración

Las unidades de concentración descritas anteriormente no representan ninguna magnitud de origen químico. En cambio, aquellas que consideran la cantidad de sustancia (mol) de los componentes en una disolución, se denominan unidades químicas de concentración. Dentro de este grupo, las más frecuentes son: la **molaridad** (concentración molar), la **molalidad** (concentración molar), la **normalidad** (concentración normal) y la **fracción molar**.

Unidades químicas de concentración	Aplicación
<p>Molaridad (M). La concentración molar es la relación entre la cantidad de sustancia de soluto (mol) disueltos por litro de disolución.</p> $M = \frac{\text{cantidad de sustancia de soluto}}{1 \text{ L de disolución}} = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}}$ <p>donde: n es la cantidad de sustancia de soluto expresada en mol. V es el volumen de la disolución medido en litros.</p> <p>La molaridad se mide en unidades mol/L o mol L⁻¹. Se simboliza a través de una M.</p>	<p>¿Cuál será la molaridad de una disolución acuosa de sulfato de cobre (II) que contiene 10 gramos de soluto en 350 mL de disolución? (Dato: $M_{\text{CuSO}_4} = 159,5 \text{ g mol}^{-1}$).</p> <ul style="list-style-type: none"> Calculamos cuántos moles de sulfato de cobre están contenidos en 10 g: $n_{\text{CuSO}_4} = \frac{10 \text{ g}}{159,5 \text{ g mol}^{-1}} = 0,063 \text{ mol}$ <ul style="list-style-type: none"> Luego, aplicamos la expresión correspondiente al cálculo de la molaridad: $M = \frac{0,063 \text{ mol}}{0,35 \text{ L}} = 0,18 \text{ mol L}^{-1} = 0,18 \text{ M}$ <p>En un litro de disolución acuosa de CuSO₄ hay contenidos 0,18 moles de esta sal.</p>
<p>Molalidad (m_v). La concentración molal es la relación entre la cantidad de sustancia de soluto (mol) por kilogramo de disolvente.</p> $m_v = \frac{\text{cantidad de sustancia de soluto}}{1 \text{ Kg de disolvente}} = \frac{n_{\text{soluto}}}{m_{\text{disolvente}}}$ <p>donde: n es la cantidad de sustancia de soluto expresada en mol. m es la masa de disolvente medida en kg.</p> <p>La molalidad se mide en unidades mol/ kg o mol kg⁻¹. Se simboliza a través de una m_v.</p>	<p>¿Cuál es la molalidad de una disolución de glucosa (C₆H₁₂O₆) si se disuelven 108 g de este azúcar en 0,5 L de agua?</p> <ul style="list-style-type: none"> Calculamos cuántos moles de glucosa están contenidos en 108 g. $n_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = \frac{108 \text{ g}}{180 \text{ g mol}^{-1}} = 0,6 \text{ mol}$ <ul style="list-style-type: none"> Como la densidad del agua es igual a 1 g mL⁻¹, la masa presente en la disolución será de 0,5 kg. $m_v = \frac{0,6 \text{ mol}}{0,5 \text{ kg}} = 1,2 \text{ mol kg}^{-1} = 1,2 \text{ m}_v$ <p>En un kilogramo de disolución hay contenidos 1,2 gramos de glucosa.</p>

Unidades químicas de concentración

Normalidad (N). La concentración normal es la relación entre el número de equivalentes-gramo o equivalentes químicos de soluto presentes en un litro de disolución.

$$N = \frac{\text{n}^\circ \text{ de equivalentes - gramo de soluto}}{\text{volumen de disolución}} = \frac{\text{n}^\circ \text{ eq - } g_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}}$$

Un equivalente-gramo es la masa de sustancia (ácido o base) capaz de producir un mol de iones hidrógeno (H^+) o hidroxilo (OH^-), o el número de electrones transferidos en la disociación de una sal en medio acuoso.

$$\text{n}^\circ \text{ eq - g} = \frac{m_{\text{soluto}}}{P_{\text{eq soluto}}} \text{ y } P_{\text{eq}} = \frac{\mathcal{M}_{\text{soluto}}}{f}$$

donde:

$\text{n}^\circ \text{ eq-g}$ es el número de equivalentes-gramo de soluto.

m es la masa de soluto en gramos.

P_{eq} es el peso equivalente-gramo de soluto.

\mathcal{M} es la masa molar de soluto en g mol^{-1} .

f es el número de iones H^+ , OH^- o M^+ en disolución.

Al integrar las expresiones anteriores, la normalidad puede enunciarse como:

$$N = \frac{m_{\text{soluto}} \mathcal{M}_{\text{soluto}} \cdot f}{V_{\text{disolución}}}$$

Fracción molar (X_i). Es la relación entre el número de moles de un componente y el número de moles total de la disolución.

$$X_s = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles de soluto} + \text{moles de disolvente}} = \frac{n_s}{n_s + n_d}$$

$$X_d = \frac{\text{moles de disolvente}}{\text{moles de soluto} + \text{moles de disolvente}} = \frac{n_d}{n_s + n_d}$$

La fracción no tiene unidades y la suma de las fracciones molares de todos los componentes de la disolución es igual a 1.

$$X_{\text{soluto}} + X_{\text{disolvente}} = 1$$

Aplicación

¿Cuál será la normalidad de una disolución de hidróxido de sodio (NaOH) que contiene 8 g de esta sustancia en 200 mL de disolución?

(Dato: $\mathcal{M}_{\text{NaOH}} = 40,0 \text{ g mol}^{-1}$).

- Primero, determinamos el P_{eq} para el NaOH :

$$P_{\text{eq}} = \frac{40 \text{ g mol}^{-1}}{\text{OH}^-} = 40 \text{ g}$$

- Como se tienen 8 g de NaOH en disolución, el número de equivalentes-gramo presentes será:

$$\text{n}^\circ \text{ eq - g} = \frac{8 \text{ g}}{40 \text{ g}} = 0,20$$

- Finalmente, calculamos la concentración normal de la disolución expresando el volumen en litros:

$$N = \frac{0,2 \text{ eq - g}}{0,2 \text{ L}} = 1 \text{ N}$$

La concentración de la disolución de NaOH es 1 N.

Una disolución contiene 5,8 g de NaCl y 100 g de H_2O . Determina la fracción molar de los componentes en disolución.

(Datos: $\mathcal{M}_{\text{NaCl}} = 58,5 \text{ g mol}^{-1}$ y $\mathcal{M}_{\text{agua}} = 18 \text{ g mol}^{-1}$).

- Calculamos el número de moles de NaCl y H_2O :

$$n_{\text{NaCl}} = \frac{5,8 \text{ g}}{58,5 \text{ g mol}^{-1}} = 0,099 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{100 \text{ g}}{18 \text{ g mol}^{-1}} = 5,56 \text{ mol}$$

- Determinamos la fracción molar de cada componente:

$$X_{\text{NaCl}} = \frac{0,099 \text{ mol}}{0,099 \text{ mol} + 5,56 \text{ mol}} = 0,017$$

$$X_{\text{H}_2\text{O}} = 1 - 0,017 = 0,983$$

La fracción molar del NaCl es 0,017 y la fracción molar del H_2O es 0,983.

Resolución de problemas 1

Cómo expresar la concentración de una disolución en diferentes unidades

I. Situación problema

Un químico debe informar la concentración de una disolución de hidróxido de sodio (NaOH) cuyo volumen es de 500 mL. Esta se preparó disolviendo 6,0 g de NaOH en 500 g de agua. Con estos antecedentes, el profesional debe calcular la concentración de la disolución expresándola en las siguientes unidades:

- a. Tanto por ciento en masa (% m/m); b. tanto por ciento en volumen (% v/v); c. tanto por ciento en masa/volumen (% m/v); d. molaridad (M); e. molalidad (m) y f. normalidad (N).

(Datos: $M_{\text{NaOH}} = 40,0 \text{ g mol}^{-1}$; $d_{\text{H}_2\text{O}} = 1,00 \text{ g mL}^{-1}$; $d_{\text{NaOH}} = 2,1 \text{ g mL}^{-1}$).

II. Desarrollo

1. Analizar

Primero, revisamos los datos que proporciona la situación problema:

Masa de soluto (NaOH) = 6,0 g

Masa de disolvente (H₂O) = 500 g

Volumen de disolución = 500 mL (0,5 L)

2. Asociar

Anotamos las expresiones matemáticas necesarias para el cálculo de la concentración de la disolución en las unidades solicitadas.

a. $\% \text{ m/m} = \frac{m_{\text{solutos}}}{m_{\text{disolución(g)}}} \cdot 100$	d. $M = \frac{n_{\text{solutos}}}{V_{\text{disolución}}}$
b. $\% \text{ v/v} = \frac{V_{\text{solutos}}}{V_{\text{disolución(mL)}}} \cdot 100$	e. $m = \frac{n_{\text{solutos}}}{m_{\text{disolvente}}}$
c. $\% \text{ m/v} = \frac{m_{\text{solutos}}}{V_{\text{disolución (mL)}}} \cdot 100$	f. $N = \frac{n^{\circ} \text{ eq} - g_{\text{solutos}}}{V_{\text{disolución}}}$

3. Resolver

Comenzamos por calcular la concentración de la disolución acuosa de NaOH aplicando la expresión a. Para ello, reemplazamos directamente los datos proporcionados en el enunciado:

$$\text{a. } \% \text{ m/m} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{m_{\text{NaOH}} + m_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot 100 = \frac{6,0 \text{ g}}{6,0 \text{ g} + 500 \text{ g}} \cdot 100 = 1,19 \%$$



▲ En lo cotidiano, el hidróxido de sodio se llama soda cáustica, un sólido blanco, corrosivo y que absorbe la humedad ambiental.

- Luego, para calcular la concentración % v/v, expresamos la masa de NaOH en unidad de volumen, utilizando su densidad:

$$V_{\text{NaOH}} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{d_{\text{NaOH}}} = \frac{6,0 \text{ g}}{2,1 \text{ g mL}^{-1}} = 2,9 \text{ mL}$$

Determinado el volumen de NaOH, reemplazamos los datos en la expresión **b**:

$$\text{b. } \% \text{ v/v} = \frac{2,9 \text{ mL}}{500 \text{ mL}} \cdot 100 = 0,58 \%$$

- Para calcular % m/v, reemplazamos:

$$\text{c. } \% \text{ m/v} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{V_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \frac{6,0 \text{ g}}{500 \text{ mL}} \cdot 100 = 1,2 \%$$

- A continuación, calculamos la concentración molar de la disolución acuosa de NaOH. Para ello, aplicamos las expresiones **d** y **e**:

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{M_{\text{NaOH}}} = \frac{6,0 \text{ g}}{40 \text{ g mol}^{-1}} = 0,15 \text{ mol}$$

$$\text{d. } M = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{0,15 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,3 \text{ mol L}^{-1} = 0,3 \text{ M} \quad \text{e. } m_v = \frac{0,15 \text{ mol}}{0,5 \text{ kg}} = 0,3 \text{ mol kg}^{-1} = 0,3 m_v$$

- Finalmente, para la normalidad, calculamos el peso equivalente-gramo de NaOH y luego el número de equivalentes-gramo de soluto en disolución:

$$P_{\text{eq}} = \frac{M_{\text{NaOH}}}{f} = \frac{40 \text{ g mol}^{-1}}{\text{OH}^-} = 40 \text{ g} \quad \text{y} \quad n^{\circ} \text{ eq-g} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{P_{\text{eqNaOH}}} = \frac{6,0 \text{ g}}{40 \text{ g}} = 0,15 \text{ eq-g}$$

Obtenido el número de equivalentes-gramo de NaOH, sustituimos este valor en la expresión **f**:

$$\text{f. } N = \frac{n^{\circ} \text{ eq-g}_{\text{NaOH}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{0,15 \text{ eq-g}}{0,5 \text{ L}} = 0,3 \text{ eq-g L}^{-1} = 0,3 \text{ N}$$

III. Resultado e interpretación

- 1,19 % m/m. Por cada 100 g de disolución hay 1,19 g de NaOH.
- 0,58 % v/v. Por cada 100 mL de disolución hay 0,58 mL de NaOH.
- 1,2 % m/v. Por cada 100 mL de disolución hay 1,2 g de NaOH.
- 0,3 M. Por cada litro de disolución hay 0,3 moles de NaOH.
- 0,3 m_v. Por cada kilogramo de disolvente hay 0,3 moles de NaOH.
- 0,3 N. Por cada litro de disolución hay 0,3 eq-g de NaOH.

Ahora tú

Reproduciendo cada una de las etapas señaladas en el problema anterior, calcula la concentración (% m/m, % v/v, % m/v, M, m_v y N) de una disolución acuosa de KOH preparada a partir de 5 g de soluto y 250 g de agua. (Datos: $M_{\text{KOH}} = 56 \text{ g mol}^{-1}$; $d_{\text{KOH}} = 2,04 \text{ g mL}^{-1}$).

3. Conversión de unidades de concentración

Interactividad



Ingresa al sitio <http://www.iescarrus.com/quimica/concentracion.swf> y resuelve los problemas propuestos con respecto al cálculo de las concentraciones de diversas disoluciones.

Si bien cada unidad de concentración tiene una aplicación específica, en algunos casos es necesario realizar ciertas conversiones entre estas. Para cumplir este propósito se pueden considerar algunas propiedades del soluto y de la disolución, como por ejemplo la densidad (d) y la masa molar (\mathcal{M}). A continuación, desarrollaremos las conversiones entre las unidades de concentración más frecuentes para el estudio cuantitativo de las disoluciones.

Tanto por ciento en masa (% m/m) a tanto por ciento volumen (% m/v)	
<ul style="list-style-type: none"> Consideramos la ecuación que mide la concentración de las disoluciones según su % m/v (ecuación 1). 	$\% \text{ m/v} = \frac{m_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \cdot 100 \quad (\text{ecuación 1})$
<ul style="list-style-type: none"> Utilizamos la relación correspondiente a la densidad (ecuación 2) y despejamos con respecto al volumen de la disolución. 	$V_{\text{disolución}} = \frac{m_{\text{disolución}}}{d_{\text{disolución}}} \quad (\text{ecuación 2})$
<ul style="list-style-type: none"> Reemplazamos la ecuación 2 en la ecuación 1 y obtenemos. 	$\% \text{ m/v} = \frac{m_{\text{soluto}}}{\frac{m_{\text{disolución}}}{d_{\text{disolución}}}} \cdot 100$
<ul style="list-style-type: none"> Reordenamos la expresión para lograr la unidad de concentración %m/v. 	$\% \text{ m/v} = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100 \cdot d_{\text{disolución}}$ $\% \text{ m/v} = \% \text{ m/m} \cdot d_{\text{disolución}}$

Tanto por ciento en masa (% m/m) a molaridad (M)

<ul style="list-style-type: none"> Analicemos la ecuación que mide la concentración de las disoluciones según su % m/m. 	$\% \text{ m/m} = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100$	(ecuación 1)
<ul style="list-style-type: none"> Recordemos que la masa de soluto depende de la cantidad de sustancia (mol) y su masa molar (ecuación 2). 	$m_{\text{soluto}} = n_{\text{soluto}} \cdot \mathcal{M}_{\text{soluto}}$	(ecuación 2)
<ul style="list-style-type: none"> Expresamos la masa de la disolución según su dependencia con la densidad y el volumen (ecuación 3). 	$m_{\text{disolución}} = d_{\text{disolución}} \cdot V_{\text{disolución}}$	(ecuación 3)
<ul style="list-style-type: none"> Luego reemplazamos las ecuaciones 2 y 3 en la ecuación 1. Como la densidad se mide en g mL, el volumen corresponderá a 1000 mL, es decir, a un litro de disolución. 	$\% \text{ m/m} = \% \text{ m/v} = \frac{n_{\text{soluto}} \cdot \mathcal{M}_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}} \cdot d_{\text{disolución}}} \cdot 100$ <p style="text-align: center;">↓ M</p>	
<ul style="list-style-type: none"> Finalmente, reordenamos la expresión para lograr la molaridad (M). 	$M = \frac{\% \text{ m/m} \cdot d_{\text{disolución}} \cdot 100}{\mathcal{M}_{\text{soluto}}}$	

Molaridad (M) a normalidad (N)

<ul style="list-style-type: none"> Observamos la expresión correspondiente a la normalidad (ecuación 1). Consignamos que el numerador corresponde a la cantidad de sustancia (mol), ya que es la relación entre la masa y masa molar de soluto. 	$N = \frac{m_{\text{soluto}} / \mathcal{M}_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \cdot f$	(ecuación 1)
<ul style="list-style-type: none"> Expresamos la relación entre cantidad de sustancia y volumen de la disolución (en ecuación 2) como M y obtenemos la unidad de normalidad. 	$N = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \cdot f$ $N = M \cdot f$	(ecuación 2)

ACTIVIDAD 3
Asociar y aplicar

Se tomaron 30 gramos de sulfato de sodio anhidro (Na_2SO_4 , $\mathcal{M} = 142 \text{ g mol}^{-1}$) y se disolvieron en agua hasta obtener 150 mL de disolución cuya densidad es de $1,25 \text{ g mL}^{-1}$.

- ¿Cuál es la concentración en masa y masa-volumen de la disolución?
- ¿Cuántos moles de soluto presenta la disolución?
- Calcula la molaridad y normalidad de la disolución.

4. Unidades de concentración para disoluciones diluidas

Hasta el momento, solo hemos revisado unidades de concentración que reportan la cantidad de soluto disuelto en disoluciones concentradas o medianamente diluidas. Pero en aquellos casos donde las disoluciones son muy diluidas, se utilizan dos unidades específicas para expresar la concentración: las **partes por millón** (ppm) y las **partes por billón** (ppb).

Partes por millón (ppm). Es la relación entre las partes de soluto en un millón (10^6) de partes de disolución. Como la densidad del agua es 1 g mL^{-1} , las ppm para disoluciones líquidas pueden expresarse en mg L^{-1} y para las disoluciones sólidas mg kg^{-1} .

$$\text{ppm}_{\text{solute}} = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{solute}} + m_{\text{solvente}}} \cdot 10^6$$

¿Cuál será la concentración en ppm de una muestra de 350 mL de disolución de fluoruro de sodio (NaF) en agua que contiene 0,00070 g de esta sal?

$$\text{ppm}_{\text{solute}} = \frac{7 \cdot 10^{-4} \text{ g}}{7 \cdot 10^{-4} \text{ g} + 350 \text{ g}} \cdot 10^6 = 2 \text{ ppm}$$

Partes por billón (ppb). Es la relación entre las partes de soluto en un billón (10^9) de partes de disolución. Las ppb se pueden expresar en $\mu\text{g L}^{-1}$ o $\mu\text{g kg}^{-1}$, dependiendo de si la disolución es líquida o sólida.

$$\text{ppb}_{\text{solute}} = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 10^9$$

Se produjo un derrame de una sustancia tóxica al curso de un río. Al tomar una muestra de 250 mL se determinó que esta contenía 5,03 mg del contaminante. ¿Cuál es la concentración de la sustancia en ppb?

$$\text{ppb}_{\text{tóxico}} = \frac{0,00503 \text{ g}}{250 \text{ g}} \cdot 10^9 = 20 \text{ 120 ppb}$$

Los contaminantes presentes en el aire y en el agua, los medicamentos (o las drogas) contenidos en el organismo humano y los residuos de pesticidas son algunos ejemplos de sustancias cuya concentración se mide, generalmente, en partes por millón.

Reflexionemos

Según datos de la Organización Mundial de la Salud (OMS), las caries dentales afectan a más del 90 % de la población. Los dientes están protegidos por una delgada capa de esmalte formada por hidroxiapatita, que por acción de la saliva se disuelve, lo que provoca la desmineralización de los dientes. La presencia del ion fluoruro en el agua potable (1 ppm), a través de la sal fluoruro de sodio (NaF), aumenta la resistencia del esmalte frente al ataque de los ácidos que se liberan en la boca debido a la degradación de los alimentos y a la acción de la saliva.

¿Cómo actúa el flúor en el proceso de formación de las caries? Averigua. ¿Qué importancia tiene para el país la fluoración del agua potable? Sugiere algunas medidas que podrían ayudar a mejorar la salud bucal en tu establecimiento educacional.



La importancia del calcio en la niñez


El calcio es un mineral fundamental para la formación y mantención de huesos y dientes. En el organismo, un 99 % se almacena en el sistema óseo y el 1 % restante se concentra en los líquidos extracelulares, las membranas celulares y a nivel intracelular. El calcio es esencial para la conducción nerviosa, la contracción muscular, la permeabilidad de las membranas y el desarrollo de la masa ósea durante el crecimiento y el mantenimiento de esta.



Debido a que el 99 % del calcio corporal se encuentra en los huesos, los requerimientos de este mineral en el organismo dependerán principalmente de las necesidades del esqueleto. Durante el período inicial de la infancia y la adolescencia, son evidentes los beneficios de una adecuada ingesta de calcio para la adquisición de masa ósea, la mineralización de los huesos y la estatura final del individuo.

Desde el nacimiento hasta los seis meses de edad, el lactante requiere en promedio unos 400 mg de calcio al día. Entre los seis y los doce meses de vida necesita entre 400 mg y 700 mg de calcio por día. A partir del año de vida hasta los seis años, los

especialistas recomiendan una ingesta de 600 mg por día, y luego, hasta los diez años, 1000 mg por día. Durante la adolescencia, el organismo debe ingerir en promedio unos 1200 mg al día.

El aporte más recomendado de calcio es a través de los alimentos. Entre un 60 y 75 % del calcio de la dieta proviene de la leche y sus derivados. Un vaso de 100 mL de leche contiene aproximadamente unos 130 mg de calcio; una porción de yogur (100 g), unos 150 mg de calcio, y un trozo de queso (100 g), alrededor de 1200 mg .

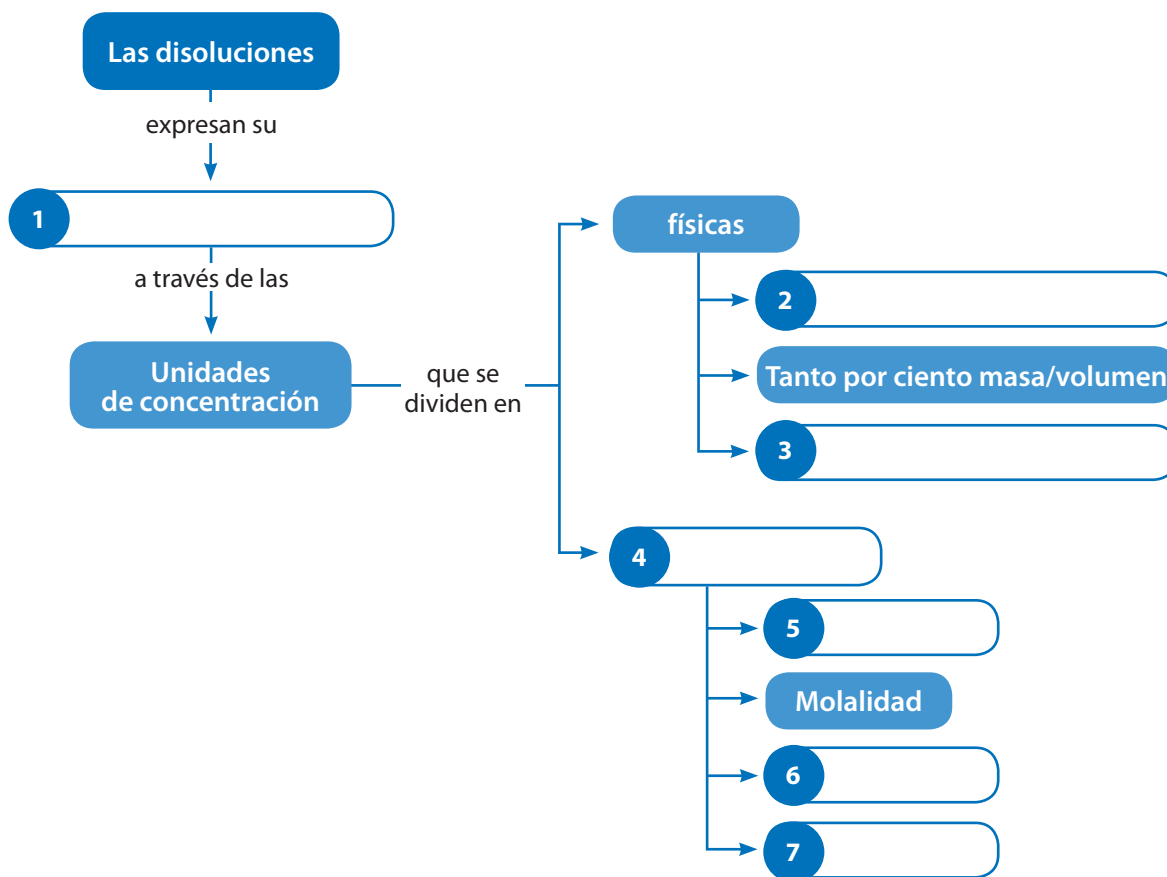
Fuente: Castelo-Branco, C. (2009). *Osteoporosis y menopausia*. (2.ª ed.). Madrid: Editorial Médica Panamericana S.A. (Adaptación).

Trabajemos con la información

1. ¿Por qué es tan importante consumir suficiente calcio durante los primeros años de vida?
2. ¿Qué medidas tomarías para incrementar la ingesta de calcio en tu organismo?
3. ¿Por qué los especialistas recomiendan a las mujeres en período de embarazo o lactancia una ingesta adecuada de calcio?
4. Investiga sobre las principales enfermedades asociadas a un déficit de calcio en el organismo.

Mapa conceptual

Completa el siguiente esquema con los conceptos que correspondan.



Evaluación de proceso

I. Lee las siguientes preguntas y selecciona la alternativa correcta.

1. ¿Cuántos gramos de soluto se requieren para preparar 50 g de una disolución al 4 % en masa?
 - A. 2 g de soluto y 48 mL de disolvente
 - B. 4 g de soluto y 96 mL de disolvente
 - C. 2 g de soluto y 48 g de disolvente
 - D. 4 g de soluto y 46 mL de disolvente
 - E. 4 g de soluto y 46 g de disolvente

2. ¿Cuál es el volumen de soluto presente en 60 mL de una disolución al 22 % en volumen?
 - A. 22 mL
 - B. 272,7 mL
 - C. 36,6 mL
 - D. 13,2 mL
 - E. 22 mL

3. ¿Cuál será el volumen de una disolución de concentración 2 M al disolver 5 g de soluto cuya masa molar es igual a 100 g mol^{-1} ?

- A. 31,25 mL
- B. 62,50 mL
- C. 130 mL
- D. 30 mL
- E. 25 mL

4. Si se disuelven 20 g del compuesto XY en agua y se obtienen 250 mL de disolución 0,500 M de XY, ¿cuál es la masa molar de XY?

- A. 20 g mol^{-1}
- B. 40 g mol^{-1}
- C. 80 g mol^{-1}
- D. 120 g mol^{-1}
- E. 160 g mol^{-1}

II. Responde las siguientes preguntas.

1. Explica el significado de las siguientes concentraciones:

- A. Disolución acuosa de cloruro de sodio (NaCl) al 10 % m/m
- B. Disolución acuosa de ácido clorhídrico (HCl) 2 M
- C. Disolución acuosa de hidróxido de litio (LiOH) 5,5 m
- D. Disolución acuosa de cloruro de potasio (KCl) 7 N

2. El alcohol etílico ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) que se emplea para friegas, se comercializa al 96 % m/v. Si compras una botella que contiene 750 mL de esta disolución, ¿cuántos mL de alcohol etílico puro están presentes?

3. El análisis de un jugo de naranja indicó que contenía 85 g de ácido cítrico ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$) por cada vaso de 250 mL. Calcula la concentración molar de ácido cítrico en el jugo si su masa molar es igual a 192 g mol^{-1} .

Me evalúo

Completa la siguiente tabla siguiendo las instrucciones de tu profesor o profesora.

Debería	Ítem/ pregunta	Puntaje		¿Qué debo hacer?
		Total	Obtenido	
Reconocer las variables que definen las unidades de concentración.	I	4		De acuerdo con los puntajes obtenidos, realiza las actividades que te indicará tu profesor o profesora.
Interpretar los valores correspondientes a diferentes unidades de concentración.	II (1)	4		
Calcular las concentraciones de diversas disoluciones acuosas, a través de su unidad correspondiente.	II (2, 3)	4		

Antecedentes

La concentración de una disolución expresa la cantidad de soluto presente en una determinada cantidad de disolvente o de disolución. En esta actividad, calcularemos la concentración de distintas disoluciones sólido-líquido y líquido-líquido.

Reactivos

- cloruro de sodio (NaCl)
- sulfato de cobre (II) anhidro (CuSO_4)
- agua oxigenada de 10 volúmenes (H_2O_2)
- alcohol isopropílico al 70 % m/v ($\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$)
- agua destilada

Materiales

- balanza
- vaso de precipitado de 250 mL
- tres matraces de aforo de 100 mL
- matraz de aforo de 50 mL
- probeta de 100 mL
- pipeta de 5 mL
- vidrio de reloj
- varilla de agitación
- espátula

**Experimento****Procedimiento**

1. Con ayuda de una balanza, pesen 4 g de cloruro de sodio sobre un vidrio de reloj.
2. En un vaso de precipitado de 250 mL agreguen 50 mL de agua destilada y adicione los 4 g de sal. Agiten con una varilla hasta que los cristales se disuelvan completamente.
3. Viertan la disolución anterior en un matraz de aforo de 100 mL. Con ayuda de una probeta agreguen suficiente agua destilada hasta completar su nivel de llenado. Rotulen el matraz con la indicación de la concentración: NaCl al 4 %.
4. Repitan los pasos 1, 2 y 3, pero cambiando el cloruro de sodio por 6 g de sulfato de cobre (II) y el matraz de aforo de 100 mL por uno de 50 mL. Rotulen el matraz con la indicación de la concentración de la disolución según su % m/v.
5. Con ayuda de una pipeta, viertan 5 mL de agua oxigenada en un matraz de aforo de 100 mL y adicione suficiente agua destilada hasta completar su nivel de llenado. Determinen la concentración % v/v de la disolución y rotulen el matraz con el valor obtenido.
6. Repitan el paso 5, pero cambien el agua oxigenada por alcohol isopropílico.

Análisis de resultados

- a. Si tomamos la primera disolución preparada y agregamos adicionalmente 0,5 g de soluto, ¿qué cambios ocurrirán en su concentración?
- b. ¿Cuál es la molaridad de la disolución de sulfato de cobre (II)?
- c. ¿Existen similitudes entre las concentraciones de las disoluciones de agua oxigenada y de alcohol isopropílico?, ¿cómo variaría la concentración si adicionamos 5 mL más de soluto?
- d. ¿Por qué es necesario rotular las disoluciones preparadas con datos como la fecha de elaboración, soluto disuelto y la concentración?

Antecedentes

Cuando conocemos las cantidades de soluto y disolvente que se mezclan para obtener una disolución, podemos informar su concentración en distintas unidades. En esta actividad, prepararemos dos disoluciones acuosas con solutos de fácil acceso, como son el cloruro de sodio (sal común) y la sacarosa (azúcar de mesa).

Reactivos

- cloruro de sodio (NaCl)
- sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$)
- agua destilada

Materiales

- balanza
- dos vasos de precipitado de 250 mL
- dos matraces de aforo de 100 mL
- probeta de 100 mL
- vidrio de reloj
- varilla de agitación
- espátula

**Experimento****Procedimiento**

1. Con ayuda de una balanza, pesen 6 g de cloruro de sodio sobre un vidrio de reloj.
2. En un vaso de precipitado de 250 mL, agreguen 50 mL de agua destilada y adicione los 6 g de cloruro de sodio. Agiten con una varilla hasta su completa disolución.
3. Viertan la mezcla en un matraz de aforo de 100 mL. Con ayuda de una probeta, agreguen suficiente agua destilada hasta completar su nivel de llenado. Tapen y agiten vigorosamente la disolución resultante.
4. Calculen la concentración de la disolución según su % m/m, % m/v y molaridad.
5. Repitan el procedimiento realizado, pero utilizando como soluto 6 g de sacarosa.

Análisis de resultados

- a. Registren en una tabla los valores de las concentraciones resultantes para las disoluciones de cloruro de sodio y sacarosa.
- b. ¿Cuál de los solutos utilizados se disolvió más rápido en agua? Expliquen utilizando sus estructuras químicas.
- c. Si tomamos la disolución de cloruro de sodio y adicionamos 6 g más de soluto, ¿cuántos moles de sal se encontrarán en disolución?, ¿aumenta o disminuye la concentración?
- d. ¿Existen similitudes entre las concentraciones de ambas disoluciones?, ¿por qué?

Capítulo



Preparación de disoluciones de concentración definida

La aplicación que le damos a un sinnúmero de disoluciones acuosas que usamos a diario depende de la concentración con la que han sido preparadas. Por ejemplo, el agua oxigenada, la tintura de yodo y el suero fisiológico son disoluciones de concentración definida que cumplen las funciones deseadas, ya sea como desinfectantes, antisépticos o hidratantes, gracias a que presentan determinadas cantidades de soluto y de disolvente en su composición.



1. Preparación de disoluciones molares

Antes de comenzar a preparar disoluciones, debemos identificar el material de laboratorio que necesitamos para cumplir este propósito.

Balanza 	Matraz de aforo 	Probeta graduada 
Sirve para la medición de las masas exactas de las sustancias.	Se usa para preparar diluciones y disoluciones estándar, ya que mide volúmenes con gran precisión.	Se emplea para medir volúmenes de líquidos.
Pipeta graduada 	Vaso de precipitado 	Varilla de agitación 
Se utiliza para medir pequeños volúmenes de líquidos.	Se emplea para mezclar y calentar disoluciones.	Se usa para agitar y homogeneizar las mezclas y también para direccionar el vaciado de líquidos.
Vidrio de reloj 	Embudo 	Matraz Erlenmeyer 
Se utiliza para depositar en él sustancias sólidas y, luego, masarlas.	Se emplea para vaciar líquidos y para el proceso de filtración.	Se utiliza para preparar disoluciones líquidas.

1.1 Preparación de disoluciones con solutos sólidos

ACTIVIDAD 4

Asociar y experimentar

Reúnanse en grupos de tres o cuatro integrantes y consigan los siguientes materiales: balanza, matraz de aforo de 1000 mL, vaso de precipitado de 250 mL, vidrio de reloj, sulfato de cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$), agua destilada y espátula. Luego, realicen el procedimiento y respondan las preguntas.

- Utilizando la expresión de la molaridad, calculen la cantidad de sulfato de cobre pentahidratado necesario para preparar 1 L de disolución 0,025 M.
- Con ayuda de una balanza y un vidrio de reloj, midan la masa en gramos de $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ calculada en el paso anterior. Luego, disuelvan el soluto en un pequeño volumen de agua destilada.
- Una vez disuelto el soluto, trasvasijen con mucha precaución la disolución resultante al matraz de aforo. Completen con agua hasta alcanzar el nivel de llenado del matraz. Tapan y agiten vigorosamente.
- Guarden la disolución preparada. Etiqueten el matraz de aforo con el nombre y la fórmula del compuesto en disolución, la concentración y la fecha de elaboración.
 - ¿Cuántos gramos de $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ necesitaron para la preparación de la disolución 0,025 M? Justifiquen a través de los cálculos desarrollados.
 - Calculen la molaridad real de la disolución utilizando la masa de $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ que midieron en la balanza. ¿Hay diferencia entre la molaridad teórica (0,025 M) y la molaridad real? Discutan.
 - ¿Por qué creen que será conveniente etiquetar las disoluciones? Fundamenten.



Al preparar la disolución acuosa propuesta en la *Actividad 4* pudiste constatar que la secuencia de trabajo puede reproducirse sin mayores inconvenientes para la preparación de otras disoluciones. No obstante, en el caso de los solutos en estado sólido se debe considerar un aspecto importante: la capacidad de estos para absorber humedad si son expuestos al medioambiente. Este fenómeno en química es conocido como hidratación y provoca el aumento de la masa en una sustancia debido a la ganancia de moléculas de agua. Un ejemplo es el caso del sulfato de cobre anhidro (CuSO_4), cuyo aspecto es blanco, pero al hidratarse con cinco moléculas de agua forma el sulfato de cobre pentahidratado, lo cual genera un aumento en la masa y un cambio en la coloración a azul.

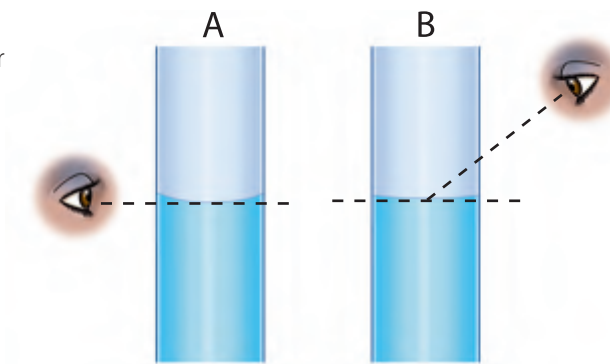
1.2 Preparación de disoluciones por dilución

ACTIVIDAD 5

Practicar

Reúnanse en grupos de tres o cuatro integrantes y recolecten los siguientes materiales: dos matraces de aforo de 100 mL, probeta de 50 mL y agua. A continuación, realicen el procedimiento descrito y respondan las preguntas.

- Comiencen a agregar agua a uno de los matraces hasta llegar a la marca del aforo, tal como se indica en la ilustración **A**.
- Tomen el segundo matraz y comiencen a agregar agua hasta que el menisco llegue a la marca del aforo, tal como se indica en la ilustración **B**.
- Coloquen ambos matraces uno al lado del otro y observen sus respectivas marcas de aforo. Compárenlas según las marcas indicadas en las ilustraciones.
 - ¿Qué diferencias lograron identificar al observar las marcas de aforo según las orientaciones indicadas en las ilustraciones **A** y **B**?
 - ¿Por qué es tan importante nivelar correctamente los matraces de aforo? Fundamenten su respuesta.



► Conceptos clave

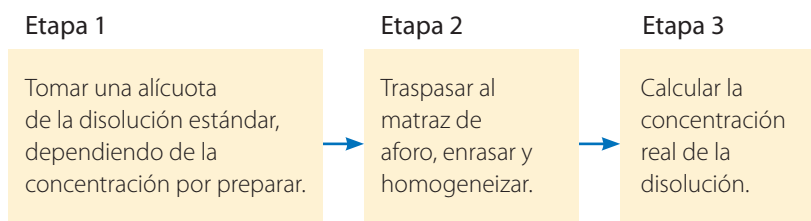
Alícuota: Volumen de sustancia que se toma para realizar ensayos químicos.

Enrasar: Procedimiento por el cual se completa el volumen de un líquido según el nivel de llenado en un material volumétrico.

Menisco: Es la curva que forman algunos líquidos en su superficie. Por ejemplo, el agua tiene un menisco cóncavo. Al preparar una disolución, el menisco del agua debe quedar sobre la marca de aforo.

En los laboratorios de investigación es bastante frecuente la preparación de una disolución a partir de otra, cuya concentración es conocida (disolución estándar), o a partir de un soluto líquido puro. Para la nueva disolución debemos tomar una porción de la disolución estándar, la cual se denomina alícuota, y después diluirla hasta alcanzar la línea del aforo del matraz (enrasar). El menisco que forma el agua debe quedar sobre el aforo. Durante la *Actividad 5* desarrollaste un procedimiento clave al momento de preparar una disolución: el correcto llenado del matraz de aforo.

La preparación en el laboratorio de disoluciones diluidas se puede esquematizar de la siguiente forma:



En la preparación de una disolución diluida, la etapa más importante es calcular claramente el volumen de la alícuota que hay que tomar de la disolución estándar. Para ello se utiliza la siguiente expresión matemática:

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

donde:

C_1 = concentración molar de la disolución.

V_1 = volumen de la alícuota por tomar de la disolución.

C_2 = concentración molar de la disolución diluida.

V_2 = volumen de la disolución diluida.

Si observas la expresión matemática, el número de moles en ambas disoluciones es constante debido a que los moles de la alícuota ($C_1 \cdot V_1$) son iguales a los moles de la disolución diluida ($C_2 \cdot V_2$). No obstante, lo que ha variado es la cantidad de agua, la que afecta al valor de la concentración, aunque no a la masa del soluto.

Al igual que las disoluciones preparadas a partir de solutos sólidos, los valores que se obtienen teóricamente no coinciden con los de la disolución real, por lo que la concentración final debe ser recalculada.

Interactividad



Ingresa a la página <http://www.rena.edu.ve/cuartaEtapa/quimica/swf/int/T3Int2.swf> y resuelve el problema propuesto para el tema de las diluciones.

ACTIVIDAD 6

Analizar y experimentar

Reúnanse con tres o cuatro compañeros y consigan los siguientes materiales: matraz de aforo de 1000 mL, probeta de 100 mL (u otro recipiente graduado), disolución de sulfato de cobre pentahidratado 0,025 M (preparada en la *Actividad 4*) y agua destilada. Luego, desarrollen el procedimiento descrito y respondan las preguntas.

1. Midan 100 mL de la disolución de $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ preparada en la *Actividad 4*.
2. Traspasen el volumen medido al matraz de aforo de 1000 mL y enrasen con agua hasta completar su capacidad. Agiten vigorosamente, con el fin de homogeneizar.
 - a. Al tomar 100 mL de la disolución de $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ y completar con suficiente agua hasta alcanzar un volumen de 1 L, se diluyó diez veces la disolución inicial. ¿Cuál es la concentración molar de la nueva disolución?
 - b. ¿Es posible determinar la cantidad de soluto disuelto en la nueva disolución? Justifiquen matemáticamente.



Resolución de problemas 2

Preparación de una disolución de concentración conocida

I. Situación problema

Un químico debe preparar 150 mL de una disolución 0,05 M de cloruro de calcio (CaCl_2). Luego, a partir de esta disolución, debe preparar 500 mL de otra disolución de CaCl_2 , pero con una concentración de 0,01 M.

- ¿Cuántos gramos de CaCl_2 necesitará el profesional para preparar la primera disolución?
- ¿Cuál será el volumen de la alícuota de disolución estándar que debe tomar el químico para preparar la disolución requerida? ($M_{\text{CaCl}_2} = 111,0 \text{ g mol}^{-1}$).

II. Desarrollo

Formular y aplicar

Primero, determinamos el número de moles de CaCl_2 disueltos en los 150 mL de disolución 0,05 M.

$$n_{\text{CaCl}_2} = 0,05 \text{ mol L}^{-1} \cdot 0,150 \text{ L} = 0,0075 \text{ mol}$$

Asociar

Luego, multiplicamos el número de moles de CaCl_2 por la masa molar del soluto, con lo que obtenemos la masa que el químico debe medir en una balanza.

$$m_{\text{CaCl}_2} = 0,0075 \text{ mol} \cdot 111,0 \text{ g mol}^{-1} = 0,83 \text{ g}$$

Analizar y aplicar

Para la preparación de la disolución 0,01 M debemos utilizar la expresión matemática correspondiente a la dilución de una disolución y analizar los datos que nos proporciona la situación problema.

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

$$C_1 = 0,05 \text{ M}, V_1 = \text{alícuota a medir}; C_2 = 0,01 \text{ M y } V_2 = 500 \text{ mL}$$

Resolver

Finalmente, reemplazamos los datos en la expresión y despejamos en términos del V_1 .

$$V_1 = \frac{C_2 \cdot V_2}{C_1} = \frac{0,01 \text{ M} \cdot 500 \text{ mL}}{0,05 \text{ M}} = 100 \text{ mL}$$

III. Resultado

Para la preparación de la disolución estándar, el químico debe medir 0,83 g de CaCl_2 , y para la dilución debe tomar una alícuota de 100 mL.

Ahora tú

Replicando cada uno de los pasos ejecutados en el problema anterior, resuelve el siguiente caso: Un estudiante debe preparar 300 mL de una disolución 0,2 M de sulfato de sodio (Na_2SO_4).

- ¿Cuántos gramos de soluto debe utilizar para preparar dicha disolución?
- Si ahora debe preparar 150 mL de una disolución 0,01 M, ¿cuántos mL debiera tomar de la disolución anterior?

Taller de ciencias

Trabajo en equipo

Preparación de suero fisiológico

Antecedentes

El suero fisiológico es una disolución acuosa constituida principalmente por electrolitos y, en algunos casos, por otros solutos, como la glucosa (suero glucosado). Esta disolución es utilizada como medio dispersante de medicamentos inyectables para la limpieza de heridas y como disolvente de las mucosidades que se acumulan en la nariz, particularmente en los recién nacidos.

Problema de investigación

Lee y analiza las siguientes preguntas:

- ¿Cuál es la composición química del suero fisiológico?
- ¿Qué electrolitos contiene el suero fisiológico?
- ¿Qué materiales necesitan para la preparación de suero fisiológico?

A partir de las preguntas anteriores, te proponemos el siguiente problema de investigación: Si el suero fisiológico tiene una concentración de 0,9 % m/v de cloruro de sodio, ¿cómo puedes preparar 500 mL de esta disolución?

Hipótesis

Junto con un grupo de compañeros y compañeras, planteen una hipótesis con respecto a la pregunta de investigación.

Estrategias de contrastación

Propongan un diseño experimental que les permita preparar suero fisiológico y señalen los materiales, los reactivos y el procedimiento que deben seguir.

Análisis e interpretación de evidencias

- ¿Qué etapas pudieron reconocer en el procedimiento que desarrollaron? Comenten.
- ¿Qué unidad de concentración debieron utilizar para la preparación del suero? Indiquen la expresión utilizada.
- ¿Cómo determinaron las cantidades de soluto y disolvente para preparar la disolución?
- Comparen los procedimientos ejecutados por otros grupos de la clase. ¿Qué diferencias y similitudes lograron identificar? Comenten.
- Si la concentración de suero glucosado es de 5,5 % m/v, ¿cómo prepararían 500 mL de esta disolución?



1.3 Preparación de disoluciones de gases en líquidos

Las disoluciones preparadas a partir de solutos gaseosos en disolventes líquidos son inestables con relación a su concentración. Las partículas en estado gaseoso tienden a escaparse de la superficie líquida, ya sea por efecto de la presión o de la temperatura, tal como lo estudiaste en el capítulo II de la unidad 1.

Por ejemplo, el ácido clorhídrico es un gas que se prepara burbujeando cloruro de hidrógeno (HCl) en agua destilada y se comercializa para su uso en laboratorios de investigación a una concentración del 38 % m/v. Si bien es posible alcanzar concentraciones de HCl cercanas al 68 % m/v, si se trabaja a bajas temperaturas, la disolución resultante es muy inestable, debido a que los vapores del ácido se escapan hacia el ambiente, lo que provoca serios peligros para la salud.

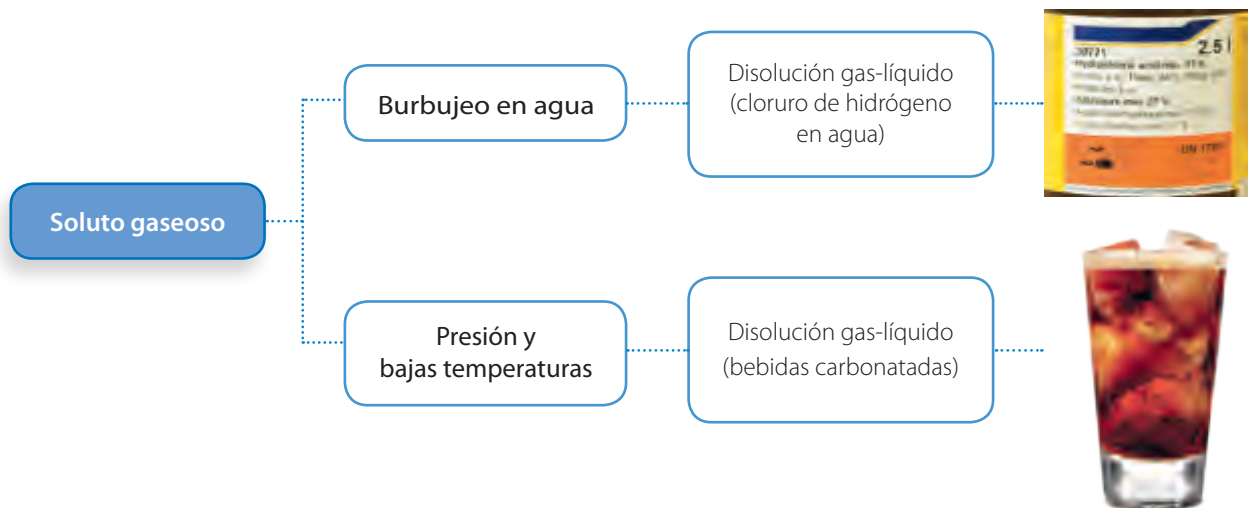
Si abrimos una botella de ácido clorhídrico, la concentración del ácido en disolución comienza a disminuir. Por lo tanto, se debe evitar mantener el reactivo abierto. Para impedir intoxicaciones por la inhalación de vapores, es recomendable trabajar en lugares ventilados o bajo una campana con extractor de gases.

Otro caso similar que podemos analizar es el caso de las disoluciones de peróxido de hidrógeno (H₂O₂), conocidas comúnmente como agua oxigenada. Si bien el peróxido de hidrógeno no es un gas, este se descompone espontáneamente en agua y en gas oxígeno, lo que produce una variación de su concentración dependiendo del volumen de gas liberado desde la disolución. Por esta razón, la concentración del agua oxigenada se mide en relación al volumen de oxígeno que se pueda liberar. Por ejemplo, si el agua oxigenada presenta una concentración de 10 volúmenes, significa que por cada litro de la disolución se liberan diez litros de oxígeno durante la descomposición.

El proceso de preparación de una disolución gas-líquido se puede resumir a través del siguiente esquema:



▲ El agua oxigenada (H₂O₂) es una disolución antiséptica utilizada para limpiar y desinfectar heridas.



2. Efectos de la concentración sobre la actividad de una disolución

El hecho de conocer la concentración de una disolución no solo nos permite cuantificar la cantidad de soluto disuelto, sino que además nos informa de las posibles aplicaciones de la disolución.

Al variar la concentración en una disolución, su actividad (o reactividad) también se verá alterada debido a que las interacciones moleculares dependen de la concentración de soluto.

Por ejemplo, las disoluciones de glucosa utilizadas en los procedimientos médicos tienen tres presentaciones: 5 %, 10 % y 50 % m/v. La disolución de glucosa al 5 % m/v se administra en pacientes que necesitan mantener o corregir el equilibrio hidroelectrolítico; en cambio, las disoluciones al 10 % y 50 % se aplican en casos de colapsos circulatorios o edemas pulmonares.

El trabajo con gradientes de concentración (disoluciones que van incrementando su concentración progresivamente) es un indicador de cómo la concentración de una disolución afecta su actividad. Por ejemplo, si tomamos una muestra de células para su análisis histológico (análisis de tejidos) y queremos identificar cuáles son cancerígenas, sometemos la muestra a una disolución alcohólica con diferentes concentraciones, partiendo por una al 70 % v/v, hasta una al 95 % v/v. Este gradiente permite deshidratar las células gradualmente, sin dañarlas, lo que permite detectar aspectos anómalos en su estructura.

El manejo de la concentración de una disolución es una forma efectiva de controlar las reacciones químicas, ya sea variando el tiempo en que estas ocurren o la cantidad de producto generado por la reacción.

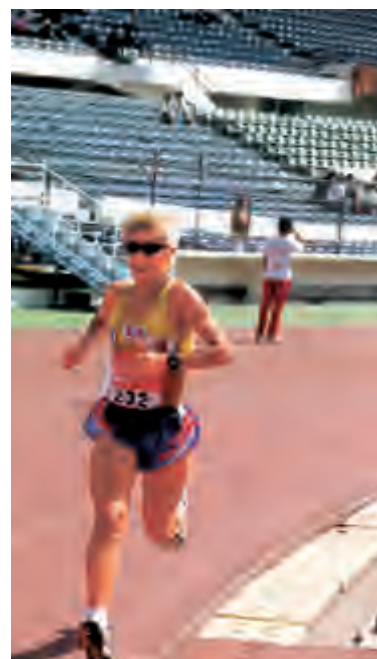
Conexión con...

DEPORTE

Las bebidas isotónicas son disoluciones que se caracterizan por tener una baja concentración de sodio y de otros compuestos iónicos. Una alta concentración de iones entorpece la absorción de agua por parte del organismo, lo que produce que el proceso de hidratación sea más lento. La deshidratación es el principal obstáculo con el que se enfrentan los deportistas de alto rendimiento. Este tipo de bebidas les permite recuperar rápidamente los líquidos y electrolitos perdidos, sin afectar su rendimiento.

Concepto clave

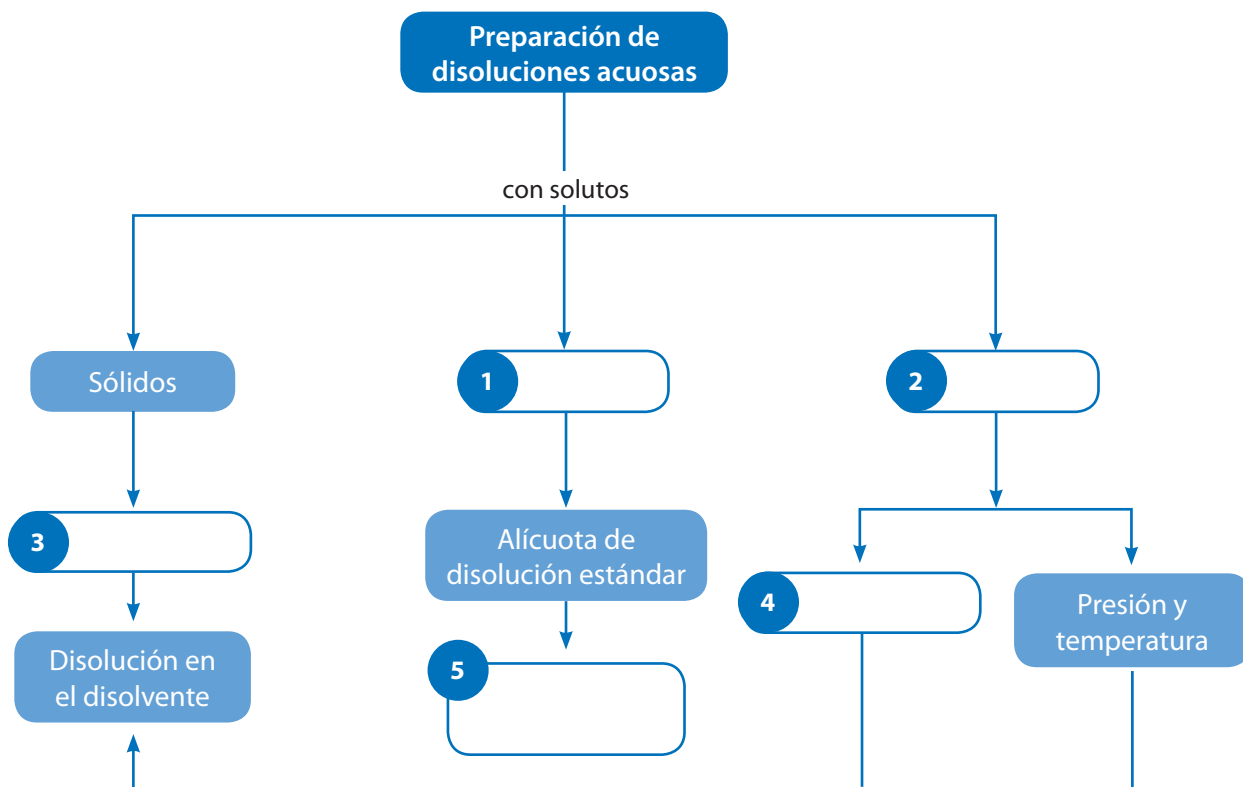
Actividad: Concentración efectiva de un soluto en disolución dependiente de las atracciones entre los iones.



▲ Según la revista de Nutrición Clínica y Dietética Hospitalaria de España, en su número 28 del año 2008, para prevenir la deshidratación en pruebas de larga duración, se recomienda beber hasta un máximo de 6 a 8 mL de agua por kilogramo de peso corporal, repitiendo esta ingesta cada hora. La concentración de glucosa en el agua debe estar entre 4 y 8 % m/v.

Mapa conceptual

Completa el siguiente esquema, con los conceptos que correspondan.



Evaluación de proceso

I. Lee las siguientes preguntas y selecciona la alternativa correcta.

1. ¿Cuál de los siguientes materiales de laboratorio nos permite medir la masa de las sustancias?
 - A. Pipeta graduada.
 - B. Probeta graduada.
 - C. Matraz de aforo.
 - D. Vidrio de reloj.
 - E. Balanza.
2. ¿A qué corresponde la siguiente definición: Material de laboratorio que se utiliza para la preparación de disoluciones de concentración exacta?
 - A. Matraz de aforo.
 - B. Vaso de precipitado.
 - C. Probeta graduada.
 - D. Matraz Erlenmeyer.
 - E. Ninguna de las anteriores.

3. ¿Cuál es el volumen de una disolución 0,5 M de cloruro de sodio si se preparó disolviendo 12 g de cloruro de sodio en agua? ($M_{\text{NaCl}} = 58,5 \text{ g mol}^{-1}$).

- A. 400 mL
- B. 250 mL
- C. 125 mL
- D. 32 mL
- E. 24 mL

4. ¿Cuál es la concentración de una disolución que se preparó a partir de 1 mL de disolución 12 M de ácido clorhídrico y se diluyó con agua hasta obtener 500 mL de disolución?

- A. 0,024 M
- B. 6 M
- C. 24 M
- D. 0,042 M
- E. 12 M

II. Responde las siguientes preguntas.

1. Describe cómo prepararías 250 mL de una disolución acuosa 0,25 M de sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$).

2. Calcula el volumen de reactivo concentrado que se necesita para preparar las siguientes disoluciones diluidas:

- a. ácido clorhídrico (HCl) 12 M para 400 mL de disolución de HCl 6,0 M
- b. amoníaco (NH_3) 15 M para 50 mL de disolución de NH_3 1,5 M
- c. ácido sulfúrico (H_2SO_4) 18 M para 250 mL de H_2SO_4 10 M

3. Una persona adulta de sexo masculino tiene, en promedio, un volumen de sangre de 5,0 L. Si la concentración de iones sodio (Na^+) en este individuo es de 0,135 M, ¿cuál es la masa de iones Na^+ que circula en su sangre?

Me evalúo

Completa la siguiente tabla siguiendo las instrucciones de tu profesor o profesora.

Debería	Ítem/ pregunta	Puntaje		¿Qué debo hacer?
		Total	Obtenido	
Identificar el procedimiento que debe seguirse para la preparación de una disolución de concentración definida.	I (1, 2) II (1)	3		De acuerdo con los puntajes obtenidos, realiza las actividades que te indicará tu profesor o profesora.
Realizar los cálculos necesarios para cuantificar la cantidad de soluto o disolvente en una disolución de concentración definida.	I (3, 4) II (2, 3)	6		

Antecedentes

Al disolver cloruro de sodio (NaCl) en agua se forma una disolución conductora de la electricidad. Esto se debe a que la sal en agua se disocia completamente en sus respectivos iones sodio (Na^+) y cloruro (Cl^-), que se desplazan libremente en la disolución.

Reactivos

- cloruro de sodio (NaCl)
- agua destilada (H_2O)

Materiales

- balanza
- vidrio de reloj
- matraz de aforo de 500 mL
- vaso de precipitado de 250 mL
- varilla de agitación
- espátula

Experimento**Procedimiento**

1. Calculen la masa de cloruro de sodio que se necesita para preparar 500 mL de una disolución acuosa 0,4 M.
2. Con ayuda de una balanza y sobre un vidrio de reloj, midan la masa de NaCl determinada en el paso anterior.
3. Viertan la masa de sal dentro de un vaso de precipitado y agreguen 100 mL de agua destilada. Luego, agiten con una varilla hasta que el soluto se disuelva completamente.
4. Trasvasijen la disolución desde el vaso al matraz de aforo y luego enjuaguen el vaso de precipitado con agua destilada por si quedasen restos de la disolución inicial. El volumen resultante del enjuague del vaso precipitado también deben llevarlo al matraz de aforo.
5. Enrasen el matraz de aforo hasta alcanzar los 500 mL.

Análisis de resultados

- a. Escriban la operación matemática que utilizaron para calcular la masa de NaCl.
- b. ¿Qué masa de NaCl se encuentra disuelta en 1 L y en 0,5 L de disolución?
- c. ¿Por qué es necesario enjuagar varias veces el vaso de precipitado que contiene la disolución inicial?
- d. Si tuviesen que preparar 100 mL de una disolución de hidróxido de sodio (NaOH) 0,1 M, ¿cuál sería el procedimiento que llevarían a cabo? Expliquen.



Antecedentes

El ácido clorhídrico, conocido comúnmente como ácido muriático, es un líquido corrosivo de gran uso a nivel industrial. Se utiliza para la producción de fertilizantes, tintes y colorantes, refinación de grasas, purificación de minerales, entre otras aplicaciones.

Reactivos

- ácido clorhídrico al 37 % m/m (HCl)
- agua destilada (H₂O)

Materiales

- matraz de aforo de 1000 mL
- matraz de aforo de 50 mL
- pipeta de 10 mL

**Experimento****Procedimiento**

1. Calculen el volumen de ácido clorhídrico concentrado ($d_{\text{HCl}} = 1,2 \text{ g mL}^{-1}$) que se requiere para preparar 1 L de disolución 0,1 M de HCl.
2. Agreguen agua destilada a un matraz de aforo de 1000 mL, hasta aproximadamente dos tercios de su capacidad; esto se hace porque no se puede poner agua sobre ácido. Luego, con ayuda de una pipeta, tomen el volumen de HCl calculado y transfieranlo al matraz.
3. Enrasen con agua destilada hasta la línea del aforo. Tapen y agiten vigorosamente la disolución preparada.
4. Etiqueten la disolución con su fecha de elaboración, soluto en disolución y concentración molar.
5. Tomen una alícuota de 10 mL de la disolución anterior y dilúyanla en el matraz de aforo hasta alcanzar un volumen de 50 mL. Calculen la concentración de la nueva disolución y etiquétenla con los datos solicitados en el paso 4.

Análisis de resultados

- a. Desarrollen los cálculos matemáticos que utilizaron para determinar el volumen de HCl necesarios para preparar la disolución estándar.
- b. ¿Cuántos gramos de HCl se encuentran disueltos en 1 L y en 0,5 L de disolución?
- c. ¿Cuál es la concentración de la disolución de HCl diluida? Expliquen a través de cálculos matemáticos.
- d. Si tuviesen que preparar 50 mL de disolución de HCl a partir de la muestra diluida, ¿cuántos mL requerirían para preparar esta nueva disolución?, ¿será más concentrada o más diluida? Justifiquen.

**Precauciones**

El ácido clorhídrico es una sustancia altamente corrosiva. Por ello, se debe manipular en ambientes ventilados o bajo campana de extracción. Utilicen guantes quirúrgicos para evitar el contacto con la piel.

Capítulo III

Propiedades coligativas

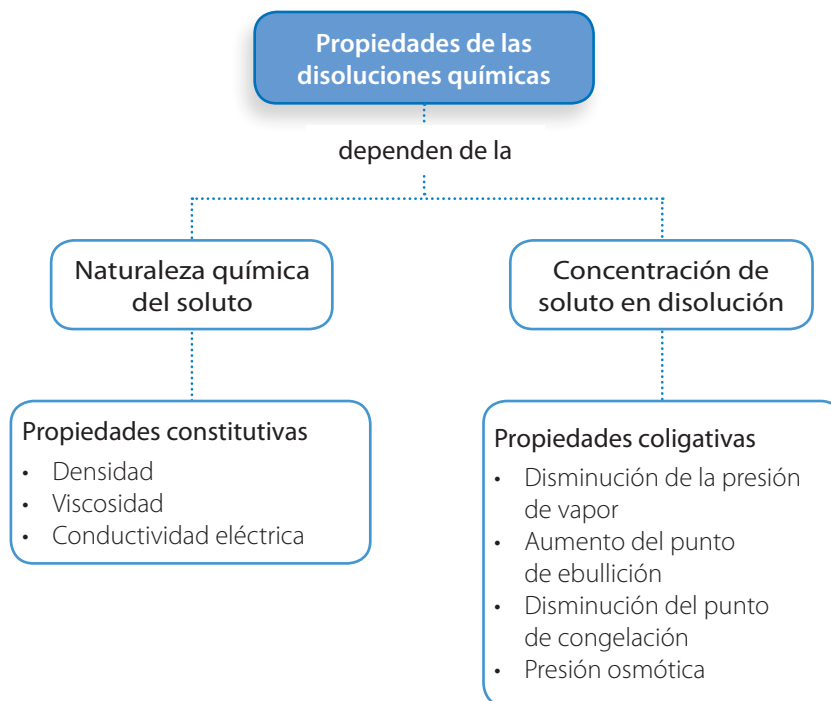
La adición de un soluto a un disolvente puro modifica algunas de sus propiedades físicas características; por ejemplo el punto de congelación. Así, el agua pura se congela a 0 °C, pero si le agregamos algún soluto, la disolución resultante se congelará a una temperatura menor. Aquellas propiedades de las disoluciones que dependen directamente de la concentración soluto, mas no de su naturaleza química, se denominan propiedades coligativas.



1. ¿Qué son las propiedades coligativas?

Los líquidos poseen distintas propiedades físicas, tales como la densidad, el punto de ebullición, el punto de congelación, la viscosidad y la conductividad eléctrica. Para los líquidos, cada una de estas propiedades presenta un valor definido y característico.

Cuando un soluto y un disolvente se combinan para formar una disolución, el resultado es una mezcla que posee propiedades físicas propias, diferentes a aquellas que poseían el soluto y disolvente originalmente y por separado. De acuerdo con lo anterior, estas propiedades pueden clasificarse en **constitutivas** y **coligativas**.



▲ Clasificación de las propiedades de las disoluciones químicas

Revisando el esquema anterior, aquellas propiedades que dependen del número de partículas (átomos, moléculas o iones) presentes en una disolución, y no de la naturaleza del soluto, se denominan propiedades coligativas.

En este capítulo estudiaremos las propiedades coligativas relacionadas con la presión de vapor (disminución de la presión de vapor, elevación del punto de ebullición y disminución del punto de congelación) y en el capítulo siguiente revisaremos la presión osmótica.

1.1 Disminución de la presión de vapor

Toda sustancia líquida se encuentra formada por moléculas, las cuales poseen cierta cantidad de energía cinética, dependiendo de la temperatura a la cual se encuentren. Aquellas moléculas situadas cerca de la superficie del líquido pueden volatilizarse, es decir, pueden pasar espontáneamente al estado gaseoso. No obstante, como resultado de las constantes colisiones entre ellas y con la superficie del líquido se condensan, es decir, regresan nuevamente al líquido, produciéndose un estado de equilibrio entre la fase gaseosa y la fase líquida.

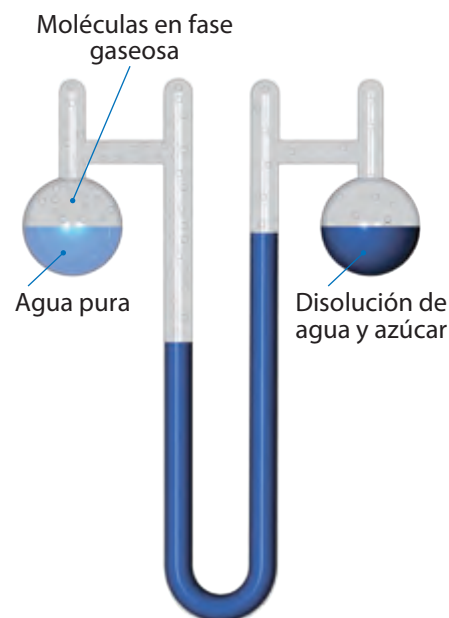
Ahora bien, si el líquido se encuentra contenido en un recipiente cerrado, la fracción gaseosa ejercerá presión sobre la tapa del recipiente, golpeándola continuamente provocando la condensación. En el interior se genera una presión por el vapor del líquido cuando el vapor y el líquido están en equilibrio dinámico, denominada **presión de vapor**.

Según la presión de vapor, los líquidos pueden ser volátiles y no volátiles. Los **líquidos volátiles** son aquellos que a temperatura ambiente presentan altas presiones de vapor debido a que las fuerzas de atracción entre sus moléculas son muy débiles. Por ejemplo, el éter dietílico y la acetona son líquidos volátiles. A 25 °C, sus presiones de vapor son 534 y 231 mmHg, respectivamente. En tanto, los **líquidos no volátiles** presentarán presiones de vapor muy bajas; tal es el caso del mercurio, cuya presión de vapor a 25 °C es de 0,0018 mmHg.

La adición de un soluto no volátil a un disolvente volátil provocará la disminución de su presión de vapor. Esta observación fue realizada por el químico francés François-Marie Raoult, quien estableció que la presión parcial ejercida por el vapor del disolvente sobre una disolución (P_A) es igual al producto de la fracción molar del disolvente en la disolución (X_A) por la presión de vapor del disolvente puro (P_A°):

$$P_A = X_A \cdot P_A^\circ$$

Esta relación se conoce como **ley de Raoult**, la cual plantea que al aumentar la fracción molar de las partículas de soluto no volátil en una disolución, la presión de vapor sobre esta disminuirá; es decir, la reducción de la presión de vapor depende de la fracción molar de las partículas de soluto.



▲ **Comparación de las presiones de vapor del agua pura y una disolución de sacarosa.** La presión sobre los líquidos se debe al vapor de agua. En la disolución de sacarosa, la presión es menor, ya que existen menos moléculas de agua en la superficie.

BIOGRAFÍA

François-Marie Raoult (1830-1901)

Químico y físico francés. Se dedicó al estudio de las propiedades de las disoluciones, formulando en el año 1866 la ley que lleva su nombre. Estudió los fenómenos del aumento en el punto de ebullición y descenso en el punto de congelación de las disoluciones, estableciendo métodos para la obtención de la masa molar de las sustancias.

ACTIVIDAD 7 Analizar y resolver

1. A 100 °C la presión de vapor del agua es 760 mmHg. ¿Cuál es la presión de vapor de una disolución preparada a partir de 30 g de etilenglicol con 80 g de agua? ($M_{C_2H_6O_2} = 62 \text{ g mol}^{-1}$).
2. Un mol de glucosa se agrega a 10 moles de agua a 25 °C. Si la presión de vapor del agua pura a esta temperatura es de 23,8 mmHg, ¿cuál será la presión de vapor de la mezcla?

Tabla 3. Constante molal de elevación del punto de ebullición para algunos disolventes

Disolvente	Punto de ebullición (°C)	K_b (°C m^{-1})
Agua (H ₂ O)	100	0,52
Benceno (C ₆ H ₆)	80,1	2,53
Etanol (C ₂ H ₅ OH)	78,4	1,22

Fuente: Brown, T., Lemay, H., Bursten, B. y Murphy, C. (2009). *Química, la ciencia central*. (11.ª ed.). Ciudad de México: Pearson Educación.

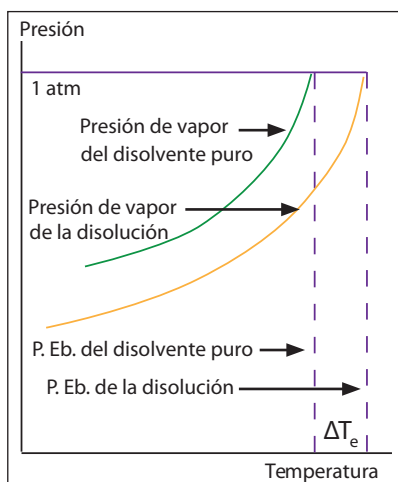


Figura 3. Curvas de ascenso del punto de ebullición de una disolución con respecto a la temperatura y al punto de ebullición del disolvente puro.

1.2 Aumento del punto de ebullición

La disminución de la presión de vapor de una disolución por efecto del soluto genera un aumento en la temperatura de ebullición y una disminución de la temperatura de congelación de la misma. Recordemos que el punto de ebullición se produce cuando las moléculas en un líquido pasan al estado gaseoso debido a que la presión de vapor del líquido se iguala a la presión atmosférica.

Si preparamos una disolución acuosa a partir de un soluto no volátil, como la sacarosa (azúcar de mesa), la temperatura de ebullición de la mezcla resultante será mayor que en el caso del disolvente puro (100 °C). Esto debido a que la presión de vapor será menor y la disolución deberá calentarse a mayor temperatura para poder igualar la presión con la presión externa. Este fenómeno se conoce como aumento del punto de ebullición (ΔT_b), que se define como la diferencia entre el punto de ebullición de la disolución (T_b) menos el punto de ebullición del disolvente puro (T_b°).

Debido a que el punto de ebullición de la disolución es mayor que

$$\Delta T_b = T_b - T_b^\circ$$

el punto de ebullición del disolvente puro, ΔT_b siempre será un valor positivo. Experimentalmente, se ha determinado que ΔT_b es directamente proporcional a la concentración molal (m) de la disolución según la siguiente ecuación:

$$T_b = K_b \cdot m$$

Donde K_b es la constante molal de elevación del punto de ebullición o **constante ebulloscópica**, la cual representa el ascenso en el punto de ebullición de una disolución a concentración 1 molal y es característica para cada disolvente (tabla 3). Las unidades de K_b son °C m^{-1} .

ACTIVIDAD 8

Experimental y analizar

Organícense en grupos de tres o cuatro integrantes y reúnan los siguientes materiales: mechero, trípode y rejilla, vaso de precipitado de 100 mL, termómetro, cuchara, azúcar común (sacarosa) y agua destilada. Luego, desarrollen el procedimiento propuesto y respondan las preguntas.

1. Llenen el vaso de precipitado con agua destilada hasta la mitad de su capacidad y calienten hasta la ebullición. Midan la temperatura y registren su valor.

1.3 Disminución del punto de congelación

La congelación se produce cuando todas las moléculas del estado líquido pasan al estado sólido. El punto de congelación es la temperatura a la cual la presión de vapor del líquido coincide con la presión de vapor del sólido, es decir, el líquido se convierte en sólido.

Cuando el agua de una disolución alcanza el punto de congelación, sus moléculas se enlazan, rompiendo las interacciones con el soluto disuelto. Esto ocasiona un descenso de la presión de vapor y, por lo mismo, una **disminución en el punto de congelación** en relación con el disolvente puro (0 °C).

La disminución del punto de congelación o descenso crioscópico (ΔT_f) de una disolución con respecto al disolvente se define como la diferencia entre el punto de congelación del disolvente puro (T_f°) y el punto de congelación de la disolución (T_f).

$$\Delta T_f = T_f^\circ - T_f$$

Debido a que el punto de congelación del disolvente puro es mayor que el punto de congelación de la disolución, ΔT_f siempre será un valor positivo. Experimentalmente, se ha demostrado que ΔT_f es directamente proporcional a la concentración molal (m) de la disolución según la siguiente ecuación:

$$\Delta T_f = K_f \cdot m$$

Donde K_f es la constante molal de disminución del punto de congelación, también conocida como **constante crioscópica**, que representa la disminución del punto de congelación de una disolución 1 molal y es característica para cada disolvente (tabla 4). Al igual que la K_b , las unidades de K_f son °C m^{-1} .

Tabla 4. Constante molal de disminución del punto de congelación para algunos disolventes

Disolvente	Punto de congelación (°C)	K_f (°C m^{-1})
Agua (H ₂ O)	0,0	1,86
Benceno (C ₆ H ₆)	5,5	5,12
Etanol (C ₂ H ₅ OH)	-114,4	1,99

Fuente: Brown, T., Lemay, H., Bursten, B. y Murphy, C. (2009). *Química, la ciencia central*. (11.ª ed.). Ciudad de México: Pearson Educación.

Interactividad



Ingresa a la página <http://www.rena.edu.ve/cuartaEtapa/quimica/swf/int/T4Int2.swf> y calcula los puntos de ebullición y congelación de las disoluciones propuestas en el sitio.

2. Alcanzada la ebullición del agua, apaguen el mechero, agreguen una cucharada de azúcar al disolvente y agiten. Midan la temperatura de la mezcla. Ahora, repitan la adición de soluto, agiten y calienten la disolución hasta que alcance la ebullición. Midan la temperatura de la mezcla. Registren sus observaciones.
 - a. ¿Qué cambios identificaron al momento de adicionar azúcar al agua?, ¿ocurrió lo mismo cuando agregaron más cantidad de soluto a la mezcla?
 - b. Expliquen a nivel molecular la variación del punto de ebullición del agua y el de la disolución acuosa observada en esta experiencia.

Resolución de problemas 3

Determinando los puntos de ebullición y congelación

I. Situación problema

Un químico preparó 1000 g de una disolución anticongelante para automóviles a partir de etilenglicol y agua ($M_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2} = 62 \text{ g mol}^{-1}$). ¿Cuál será el punto de ebullición y el punto de congelación de la disolución si su concentración es de 25 % m/m?

Datos: $K_b = 0,52 \text{ }^\circ\text{C}$; $K_f = 1,86 \text{ }^\circ\text{C}$

II. Desarrollo

Analizar

La disolución está formada por un 25 % en masa de un soluto no volátil; por lo tanto, debemos calcular el aumento del punto de ebullición y la disminución en el punto de congelación.

Integrar y aplicar

Antes de utilizar las expresiones correspondientes a las propiedades coligativas, calculamos la concentración molal (m) de la disolución en estudio. A partir de la concentración en masa, deducimos que en 1000 g de anticongelante están contenidos 250 g de etilenglicol y 750 g de agua.

$$n_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2} = \frac{m_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2}}{M_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2}} = \frac{250 \text{ g}}{62 \text{ g mol}^{-1}} = 4,03 \text{ mol}$$

$$m_{\text{disolución}} = \frac{n_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2}}{m_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{4,03 \text{ mol}}{0,750 \text{ kg}} = 5,37 \text{ mol kg}^{-1} \text{ o } 5,37 \text{ molal}$$

Resolver

Como ya conocemos la molalidad del anticongelante, utilizamos las ecuaciones que nos permitan cuantificar el aumento en el punto de ebullición y el descenso en el punto de congelación.

- Para la elevación en el punto de ebullición:

$$\Delta T_b = K_b \cdot m = 0,52 \text{ }^\circ\text{C mol}^{-1} \cdot 5,37 \text{ mol} = 2,8 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$T_b = \Delta T_b + T_b^\circ = 2,8 \text{ }^\circ\text{C} + 100,0 \text{ }^\circ\text{C} = 102,8 \text{ }^\circ\text{C}$$

- Para el descenso en el punto de congelación:

$$\Delta T_f = K_f \cdot m = 1,86 \text{ }^\circ\text{C mol}^{-1} \cdot 5,37 \text{ mol} = 10,0 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$T_f = T_f^\circ - \Delta T_f = 0,0 \text{ }^\circ\text{C} - 10 \text{ }^\circ\text{C} = -10 \text{ }^\circ\text{C}$$

III. Resultado

Los puntos de ebullición y congelación del anticongelante son $102,8 \text{ }^\circ\text{C}$ y $-10 \text{ }^\circ\text{C}$, respectivamente. A partir de estos valores, podemos inferir que la disolución es líquida en un intervalo de temperatura mayor en comparación con el disolvente puro (agua).

Ahora tú

- ¿Cuáles serán los puntos de ebullición y de congelación de una disolución preparada a partir de 150 g de sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) en 250 g de agua? ($M_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = 342 \text{ g mol}^{-1}$).

2. Aplicaciones de las propiedades coligativas

Las propiedades coligativas no son ajenas a nuestra vida cotidiana. Existen importantes aplicaciones que revisaremos a continuación.

Uso de anticongelantes para vehículos

En zonas muy frías se agregan anticongelantes como el etilenglicol al agua de los radiadores de los automóviles. Así se evita que se congele el agua en el motor o que se reviente el radiador por el aumento del volumen del agua al solidificarse.



Limpieza en carreteras y caminos

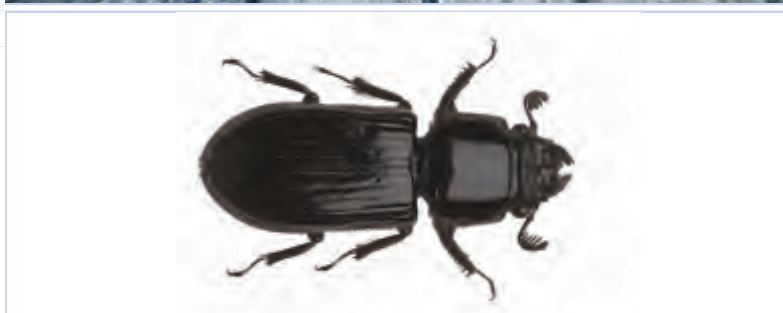
Cuando las carreteras se cubren de nieve, es necesario espolvorear las capas de hielo con sales como el cloruro de sodio o cloruro de calcio, de modo que disminuya el punto de congelación del agua y así escurra, provocando que no se acumule.

También, para eliminar la acumulación de hielo en las alas de los aviones se rocía una mezcla de propilenglicol con agua, dispersado en caliente y a altas presiones.



Anticongelantes biológicos

Algunos seres vivos habitantes de zonas muy frías poseen sus propios anticongelantes en el organismo (crioprotector); así pueden sobrevivir a temperaturas muy bajas.



Conexión con...

INGENIERÍA GENÉTICA

La criopreservación es un proceso en el cual las células, tejidos y organismos son sometidos a bajas temperaturas, mediante el uso de nitrógeno líquido, con el fin de suprimir sus actividades metabólicas. Bajo estas condiciones, los procesos de envejecimiento y deterioro celular disminuyen o cesan y el tejido puede ser conservado por un largo tiempo en estado de "vida suspendida".

No obstante, se requiere de un compuesto químico que proteja las células frente a la congelación, denominado crioprotector. Según estudios recientes, existen tres crioprotectores que cumplen óptimamente su función: el etilenglicol, el propilenglicol y el dimetilsulfóxido (DMSO).

Taller de ciencias

Trabajo en equipo

Comprobando el descenso del punto de congelación del agua

Antecedentes

El punto de congelación corresponde a la temperatura a la cual una sustancia en estado líquido se convierte en sólido. Durante esta transición, las moléculas comienzan a ordenarse mediante la liberación de energía.

Problema de investigación

¿El punto de congelación de una disolución acuosa dependerá de la masa de soluto disuelto en el disolvente?

Hipótesis

Los puntos de congelación de una disolución acuosa y del agua pura son diferentes debido a que la presencia del soluto dificulta la formación de cristales en la disolución.

Estrategias de contrastación

Siguiendo las instrucciones de tu profesor o profesora, organicéense en grupos de tres o cuatro integrantes y reúnan los siguientes materiales para desarrollar el procedimiento descrito.

Materiales:

- balanza
- vaso de precipitado de 500 mL
- tubo de ensayo
- soporte universal
- nuez y argolla
- pipeta de 10 mL
- termómetro
- mortero
- cuchara
- espátula
- hielo
- sal común (cloruro de sodio).



Procedimiento

1. Con ayuda de un mortero, trituren suficiente hielo para preparar una mezcla frigorífica. Depositen el hielo machacado en un vaso de precipitado de 500 mL y agreguen tres cucharadas de sal sobre el hielo.
2. Adicionen 10 mL de agua destilada en un tubo de ensayo, luego coloquen el tubo en la mezcla frigorífica, de modo que quede rodeado de hielo.
3. Ubiquen el termómetro dentro del tubo de ensayo y, con mucha precaución, sin que este toque las paredes, agiten el contenido hasta el congelamiento.
4. Retiren el tubo y esperen que el agua se descongele. Posteriormente, disuelvan 1,0 g de cloruro de sodio en el agua.
5. Ahora, repitan el paso 3 para la mezcla agua-sal contenida en el tubo y midan su temperatura de congelación.

Análisis e interpretación de evidencias

- a. ¿Qué variables intervinieron durante el descenso del punto de congelación del agua y agua con sal? ¿Se cumplió la hipótesis propuesta al inicio de la actividad?, ¿por qué?
- b. Determinen, en ambos casos, la constante crioscópica del agua: ¿en cuál medición el punto de congelación es más bajo?, ¿por qué?
- c. Propongan un diseño experimental que les permita comprobar el descenso en el punto de congelación del agua utilizando al menos dos solutos diferentes.



El insecto con anticongelante natural


Algunos insectos expuestos a temperaturas bajo cero logran adaptarse a las condiciones extremas y sobrevivir. Un estudio publicado por la Universidad de Notre Dame describe un nuevo tipo de molécula anticongelante, aislada a partir de los *Upis ceramboides*, una clase de escarabajos que habitan en Alaska y que logran sobrevivir a temperaturas que promedian los $-60\text{ }^{\circ}\text{C}$.

La vida en las zonas polares del planeta es compleja para los seres vivos. Las temperaturas, cuyos valores están por debajo del punto de congelación del agua, favorecen la formación de cristales de hielo dentro de las células de los organismos, y con ello propician su muerte.

Estudios realizados en especies de las zonas polares detectaron que los peces del Ártico poseen proteínas y glicoproteínas (proteínas con moléculas de glucosa) que actúan como anticongelantes evitando la congelación del agua al interior de sus células lo que les permite resistir temperaturas cercanas a los $-1,9\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Dentro de esta misma línea de investigación se descubrió que los escarabajos *Upis ceramboides* son capaces de subsistir a temperaturas de hasta $-60\text{ }^{\circ}\text{C}$. La molécula responsable de este fenómeno es la xylomannan, cuya estructura no es del tipo proteica, sino la combinación de un ácido graso

con un azúcar, que se deposita en las membranas celulares del escarabajo. La composición química de esta molécula anticongelante podría demostrar ser adecuada para la producción comercial del compuesto, ya que su síntesis se puede desarrollar fácilmente en los laboratorios a partir de pequeñas cadenas de azúcares, a un bajo costo económico y con las mismas propiedades que las moléculas biológicamente conformadas.

Aunque los estudios de las proteínas anticongelantes en varios grupos de animales llevan varios años, el descubrimiento del xylomannan ha sido el primer aislamiento documentado de un anticongelante procedente de un insecto tolerante a las heladas, es decir, capaz de sobrevivir a la congelación. 

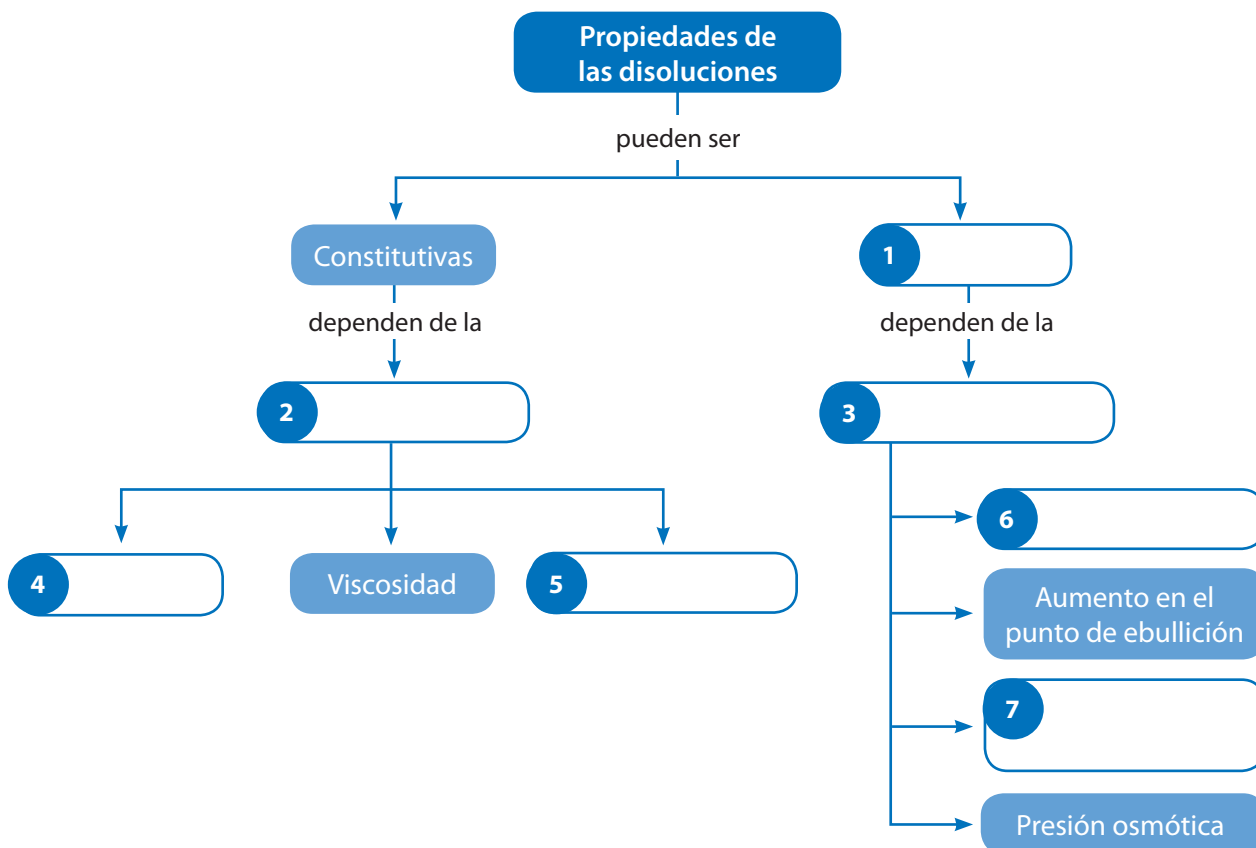
Fuente: Nuevo anticongelante hallado en un escarabajo de Alaska. (2010, 8 de enero). amazings.com. Recuperado el 24 de marzo de 2011 de: www.amazings.com/ciencia/noticias/080110e.html

Trabajemos con la información

1. ¿Qué mecanismos de defensa ante las bajas temperaturas desarrollan los seres vivos?
2. ¿Cuáles fueron las especies precursoras del estudio relativo a las moléculas anticongelantes?, ¿qué características químicas poseen estos anticongelantes?
3. ¿En qué difieren las moléculas anticongelantes del *Upis ceramboides* con las reveladas anteriormente?
4. ¿Cuáles son las proyecciones que tiene el descubrimiento de estos anticongelantes naturales? Comenta junto con tus compañeros y compañeras.

Mapa conceptual

Completa el siguiente esquema con los conceptos que correspondan.



Evaluación de proceso

I. Lee las siguientes preguntas y selecciona la alternativa correcta.

1. ¿Cuál o cuáles de las siguientes afirmaciones son verdaderas con respecto a las propiedades coligativas?
- I. Dependen exclusivamente de la masa del soluto.
 - II. Dependen de la concentración de soluto en disolución.
 - III. Sus valores dependen del volumen de disolvente utilizado.
- A. Solo I
 - B. Solo II
 - C. Solo III
 - D. I y III
 - E. I, II y III

2. ¿Cuál o cuáles de las siguientes afirmaciones son verdaderas con respecto a la presión de vapor de una disolución?
- I. Es independiente de la naturaleza del soluto.
 - II. Es proporcional a la concentración de soluto.
 - III. Corresponde al producto entre presión de vapor del disolvente puro y la fracción molar del disolvente en la disolución.
- A. Solo II
 - B. Solo III
 - C. I y III
 - D. I y II
 - E. I, II y III

3. El punto de ebullición de una disolución acuosa es siempre mayor que el punto de ebullición del disolvente puro debido a que el soluto:

- A. aumenta la presión de vapor del disolvente.
- B. incrementa la polaridad del disolvente.
- C. aumenta las colisiones entre las moléculas de disolvente.
- D. disminuye la presión de vapor del disolvente.
- E. disminuye la conductividad eléctrica del disolvente.

4. Las siguientes disoluciones acuosas están formadas por el mismo soluto disuelto en agua. ¿Cuál presentará el menor punto de congelación?

- A. 4 g de soluto y 96 mL de agua.
- B. 8 g de soluto y 96 mL de agua.
- C. 6 g de soluto y 48 g de agua.
- D. 8 g de soluto y 46 g de agua.
- E. 0,2 g de soluto y 48 mL de agua.

5. ¿Qué efecto tiene en el agua la adición de un anticongelante en el radiador de un automóvil?

- A. Disminución en la presión de vapor.
- B. Elevación del punto de ebullición.
- C. Disminución en el punto de congelación.
- D. Incremento en el punto de ebullición.
- E. Aumento de la constante crioscópica.

II. Responde las siguientes preguntas.

1. Se tienen dos disoluciones acuosas **A** y **B** a 25 °C. La disolución **A** fue preparada a partir de 10 g de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) en 1 litro de agua y la disolución **B** con 10 g de cloruro de sodio (NaCl) en 1 litro de disolvente. ¿Cómo serán las presiones de vapor sobre las dos disoluciones: iguales o distintas? Fundamenta. (Presión de vapor del agua a 25 °C: 23,76 mmHg).
2. Explica los siguientes enunciados argumentando a partir de la propiedad coligativa correspondiente.
 - a. El combustible líquido de un encendedor sale en forma de gas.
 - b. Los alimentos se cocinan más rápido en una olla a presión.
 - c. El metanol se puede utilizar como anticongelante en los radiadores de los vehículos, pero no se debe sacar en verano. (Punto de ebullición del metanol: 65 °C).
 - d. Al adicionar sal a una cacerola con agua hirviendo esta deja de ebullición.

Me evalúo

Completa la siguiente tabla siguiendo las instrucciones de tu profesor o profesora.

Debería	Ítem/ pregunta	Puntaje		¿Qué debo hacer?
		Total	Obtenido	
Conocer y calcular las propiedades coligativas de las disoluciones relacionadas con la presión de vapor.	I (1, 2, 3, 4) II (1)	5		De acuerdo con los puntajes obtenidos, realiza las actividades que te indicará tu profesor o profesora.
Relacionar las propiedades coligativas de las disoluciones con situaciones de la vida cotidiana.	I (5) II (2)	5		

Antecedentes

El punto de ebullición es la temperatura a la cual la presión de vapor se iguala con la presión atmosférica. En el caso de una disolución con un soluto no volátil, para alcanzar el equilibrio entre ambas presiones se requerirá de más energía para iniciar la ebullición en comparación con el disolvente puro.

Reactivos

- cloruro de sodio (NaCl)
- agua destilada

Materiales

- dos vasos de precipitado de 500 mL
- mechero, trípode y rejilla
- vidrio de reloj
- termómetro
- balanza
- espátula
- guante acolchado o de asbesto

**Experimento****Procedimiento**

1. Adicionen agua destilada a un vaso de precipitado hasta completar tres cuartos de su capacidad. Luego, con ayuda de un mechero calienten hasta ebullición.
2. Midan el punto de ebullición del agua con un termómetro, asegurándose de que el bulbo no toque el fondo ni las paredes del vaso.
3. Suspendan la aplicación de calor al vaso y dejen enfriar por aproximadamente cinco minutos.
4. Trasvasijen a otro vaso de precipitado 200 mL de agua caliente y disuelvan completamente 10 g de cloruro de sodio (utilicen el guante acolchado para evitar posibles quemaduras).
5. Calienten el vaso con la mezcla y registren su temperatura de ebullición.
6. Dejen enfriar el montaje por unos cinco minutos y, luego, disuelvan dentro de la misma mezcla 15 g de cloruro de sodio. Lleven nuevamente a ebullición y registren su temperatura.
7. Repitan el paso 6 dos veces más disolviendo cada vez 15 g más de la sal, hasta completar 55 g de cloruro de sodio en la disolución.
8. Completen la siguiente tabla con los datos obtenidos en la actividad.

Mezcla	Masa (g) H ₂ O	Masa (g) NaCl	Concentración (m)	T _b	ΔT _b
1	200	10			
2	200	25			
3	200	40			
4	200	55			

Análisis de resultados

- a. ¿Cuál es el valor de la constante ebulloscópica (K_b) del agua según el experimento? Compáren su resultado con respecto al valor teórico ($0,52 \text{ }^\circ\text{C m}^{-1}$).
- b. ¿Qué factores provocaron el incremento en el punto de ebullición de la disolución de cloruro de sodio? Expliquen.
- c. ¿Por qué a medida que disminuye la masa de cloruro de sodio en disolución el punto de ebullición es menor en comparación con las otras mezclas?

Antecedentes

El naftaleno ($C_{10}H_8$), conocido comúnmente como naftalina, es un sólido blanco que se produce por la combustión de combustibles fósiles. Esta sustancia se emplea como materia prima para la síntesis de una variedad de productos químicos, como los antipolillas y los conservantes de madera, entre otros.

Reactivos

- naftaleno ($C_{10}H_8$)
- p-diclorobenceno ($C_6H_4Cl_2$)
- agua destilada

Materiales

- vaso de precipitado de 250 mL
- dos tubos de ensayo
- vidrio de reloj
- mechero, trípode y rejilla
- soporte universal, pinza y nuez
- termómetro
- balanza
- espátula

**Experimento****Procedimiento**

1. Midan en una balanza 2 g de naftaleno y transfíranlos a un tubo de ensayo limpio y seco.
2. Armen el montaje según la fotografía propuesta. Verifiquen que el nivel del agua en el vaso de precipitado esté sobre la altura del naftaleno contenido en el tubo de ensayo. Luego, ubiquen el termómetro, de modo que el bulbo se encuentre totalmente sumergido en la muestra.
3. Calienten el agua del vaso hasta la ebullición y comprueben que el naftaleno esté completamente fundido. Apaguen el mechero y, luego, retiren el termómetro.
4. Registren el descenso de la temperatura minuto a minuto, agitando cuidadosamente hasta alcanzar unos 70°C . Elaboren una tabla con estos datos.
5. Observen los cambios ocurridos al interior del tubo de ensayo a medida que desciende la temperatura. Cuando la temperatura permanezca constante por dos o más minutos, se habrá alcanzado el punto de congelación del naftaleno.
6. Masen 1,7 g de naftaleno y 0,3 g de p-diclorobenceno y mézclenlos lo más homogéneamente posible.
7. Introduzcan la mezcla en un tubo de ensayo limpio y seco y vuelvan a armar el montaje utilizado en el paso 2.
8. Procedan a medir el punto de congelación de la disolución del mismo modo que para el caso del naftaleno puro. Registren la temperatura de congelación de la mezcla.

Análisis de resultados

- a. Comparen la temperatura de congelación del naftaleno puro con la del naftaleno en disolución. ¿Qué pueden deducir?
- b. Determinen el descenso en el punto de congelación del naftaleno, considerando que la temperatura de congelación y la constante crioscópica del naftaleno son $80,3$ y $6,9^\circ\text{C m}^{-1}$, respectivamente.
- c. Calculen la concentración molal de la disolución de naftaleno ($C_{10}H_8$) en estudio.

Capítulo IV

Osmosis

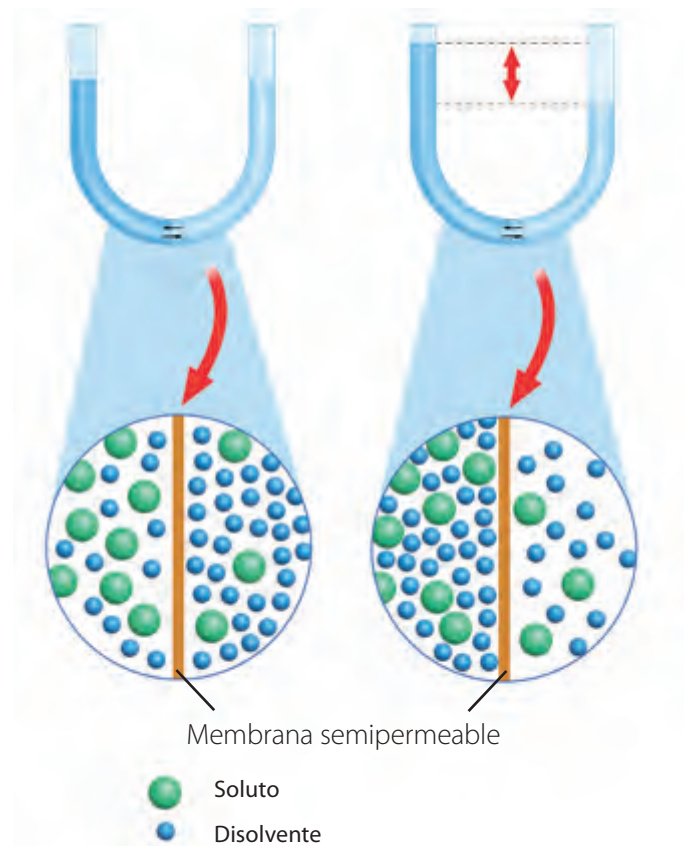
La membrana de las células y algunos productos sintéticos, como el celofán, son materiales semipermeables. Esto es, cuando entran en contacto con una disolución, permiten el paso solo de algunas sustancias a través de sus poros. Este proceso tan selectivo se denomina osmosis (del griego *osmos* = impulso) y da lugar a importantes aplicaciones que estudiaremos en este capítulo.



1. ¿Qué es la osmosis?

La osmosis es el movimiento de un disolvente a través de una membrana de permeabilidad selectiva (semipermeable), es decir, una membrana que solo permite el paso del disolvente e impide el paso de las moléculas de soluto. Si ponemos en contacto dos disoluciones de diferente concentración a través de una membrana semipermeable, se produce el paso de disolvente desde la disolución más diluida hacia la más concentrada.

A continuación, con el apoyo de la figura, revisemos cómo ocurre el proceso de osmosis al interior de un tubo en forma de U que contiene dos disoluciones de diferentes concentraciones de un determinado soluto, separadas por una membrana semipermeable.



▲ El movimiento del disolvente por osmosis desde la disolución de menor concentración (en la rama derecha del tubo en U) hacia la disolución de mayor concentración (en la rama izquierda).

▲ El paso de disolvente continúa hasta que ambas disoluciones ejercen la misma presión sobre la membrana semipermeable. Esta presión se conoce como presión osmótica.

Como la disolución del lado izquierdo es más concentrada que la del lado derecho, las moléculas de disolvente logran atravesar la membrana semipermeable hacia la disolución con mayor concentración, hasta igualar las concentraciones de ambas. Como resultado, vemos que son distintos los niveles de líquido en ambas ramas, porque la disolución más concentrada ejerce mayor presión sobre la membrana, deteniendo el flujo de las moléculas de disolvente.

Interactividad



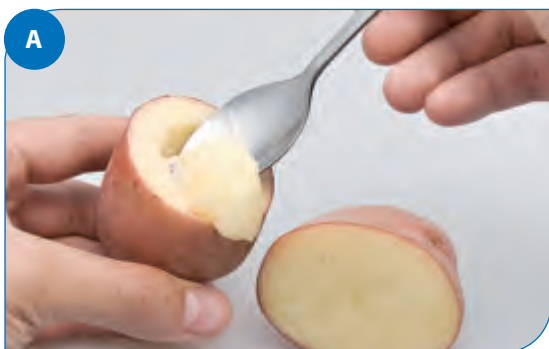
Visita el sitio <http://biomodel.uah.es/biomodel-misc/anim/memb/osmosis.html>, allí encontrarás una animación que muestra cómo transcurre el proceso de osmosis en una disolución de cloruro de sodio.

ACTIVIDAD 9

Experimentar, inferir y analizar

Junto con tus compañeros y compañeras, consigan los siguientes materiales: plato hondo, cuchara, cuchillo, sal de mesa, una papa y agua. Luego, desarrollen el procedimiento descrito y respondan las preguntas propuestas en relación con la actividad.

1. Con ayuda de un cuchillo, corten la papa por la mitad. **Precaución:** el cuchillo es un material cortante por lo que deben utilizarlo con mucho cuidado. Tomen una de las mitades y realicen con mucho cuidado un forado en la parte central de la papa (imagen A).
2. Tapen el forado de la papa con suficiente sal y deposítela sobre un plato hondo con agua (imagen B).
3. Dejen reposar el montaje al menos unas 24 horas. Registren los cambios observados.
 - a. ¿Cuál es la finalidad de utilizar sal durante la experiencia?, ¿qué propiedad coligativa se observó?
 - b. ¿Qué cambios pudiste observar al interior de la papa transcurrido el tiempo indicado?
 - c. ¿Se podría repetir la experiencia con otros solutos? Investiguen.



Conexión con...

MEDICINA

La diálisis es la difusión de solutos a través de una membrana semipermeable que separa dos disoluciones de distinta concentración y cuyo desplazamiento se efectúa a favor del gradiente de concentración.

En medicina, la diálisis corresponde al proceso artificial de filtración de los productos de desecho y la eliminación de los líquidos en exceso en el organismo cuando los riñones no pueden efectuarlo normalmente.

Este procedimiento suele utilizarse en pacientes que padecen de insuficiencia renal, pero también se aplica para remover de forma rápida sustancias tóxicas en situaciones complejas.

2. La presión osmótica

► Concepto clave

Difusión: Movimiento de átomos, moléculas o iones desde una región a otra.

Si observamos la figura que ilustra el proceso de la osmosis (página 92), vemos que la membrana semipermeable permite el paso de las moléculas de disolvente y a la vez impide el paso del soluto, provocando que el nivel de líquido de la rama izquierda ascienda hasta ejercer una presión que detiene la difusión del disolvente, esta presión es la que se conoce como **presión osmótica (π)**.

Al igual que la elevación del punto de ebullición y la disminución del punto de congelación, la presión osmótica es directamente proporcional a la concentración de la disolución y es independiente de la naturaleza del soluto, como son todas las propiedades coligativas. La presión osmótica se representa, según la siguiente ecuación:

Interactividad



Revisa el sitio www.rena.edu.ve/cuartaEtapa/quimica/swf/int/T4Int3.swf y calcula la masa de soluto contenida en una disolución acuosa según su presión osmótica.

$$\pi = M \cdot R \cdot T \quad \text{donde:}$$

M concentración molar de la disolución (mol L^{-1}).

R constante de los gases ($0,082 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$).

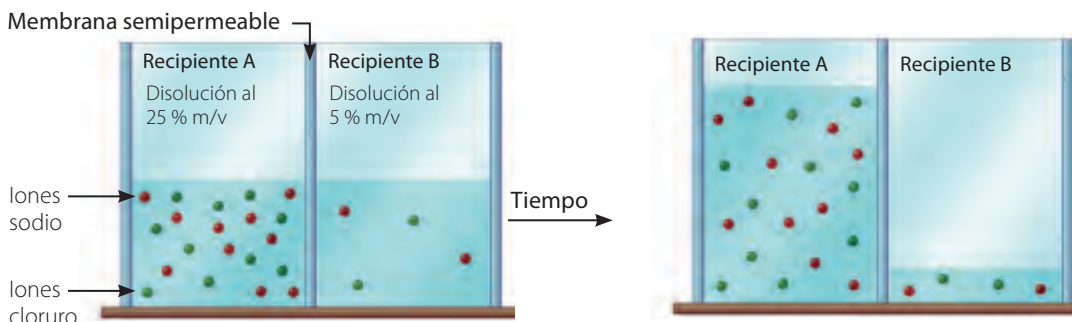
T temperatura en grados Kelvin (K).

Si dos disoluciones tienen la misma concentración, entonces poseen la misma presión osmótica y se dice que son **isotónicas** (*iso* = iguales). En el caso de dos disoluciones que presentan diferente presión osmótica, aquella de mayor concentración se denomina **hipertónica** (*hiper* = mucho) y la disolución más diluida se llama **hipotónica** (*hipo* = poco).

ACTIVIDAD 10

Analizar e inferir

En parejas, analicen el siguiente esquema y respondan las preguntas.



1. ¿Qué componente de la disolución se trasladó de un recipiente a otro luego de transcurrido un tiempo: el agua o los iones disueltos?
2. ¿En cuál de los recipientes la disolución es más concentrada: en el A o en el B?
3. ¿Desde y hacia cuál de los recipientes se desplazó el componente que señalaron en la pregunta anterior? ¿Por qué?
4. ¿Cuál de los recipientes contenía una disolución hipotónica?, ¿y cuál una disolución hipertónica?

Taller de ciencias

Trabajo en equipo

Reconociendo el fenómeno de la osmosis

Antecedentes

La osmosis es un fenómeno que se produce cuando separamos dos disoluciones de distinta concentración por medio de una membrana semipermeable, es decir, una membrana que permite el paso solo de partículas del disolvente, pero no del soluto.

Problema de investigación

Lee y analiza las siguientes preguntas:

- ¿Qué es una membrana semipermeable?
- ¿Por qué durante la osmosis el paso del disolvente es hacia la región más concentrada?
- ¿Qué variables intervienen en el proceso de osmosis?

Considerando las preguntas anteriores, te proponemos el siguiente problema de investigación: ¿la osmosis depende de la concentración de una disolución?

Hipótesis

El papel celofán representará la membrana semipermeable que permitirá el paso del agua hacia la disolución de azúcar, pero no del azúcar hacia el agua.

Estrategias de contrastación

Siguiendo las instrucciones de tu profesor o profesora, organícense en grupos de tres o cuatro integrantes y reúnan los siguientes materiales para desarrollar el procedimiento descrito.

Materiales: recipiente de vidrio o plástico, vaso de precipitado de 100 mL, varilla de agitación, embudo de vidrio de vástago largo, medio pliego de papel celofán, hilo, azúcar de mesa (sacarosa) y agua destilada.

Procedimiento

1. Tapan la boca del embudo con un trozo de papel celofán y fíjenlo firmemente con ayuda de un hilo.
2. Preparen una disolución saturada de agua con azúcar y llenen el embudo invertido hasta donde comienza el vástago; marquen con un plumón el nivel de llenado.
3. Coloquen el embudo con la disolución en su interior dentro de un recipiente (ver fotografía) y cúbralo con suficiente agua destilada, por lo menos hasta la marca que indica el nivel de llenado.
4. Dejen el montaje en reposo por aproximadamente 24 horas. Registren sus observaciones.



Análisis e interpretación de evidencias

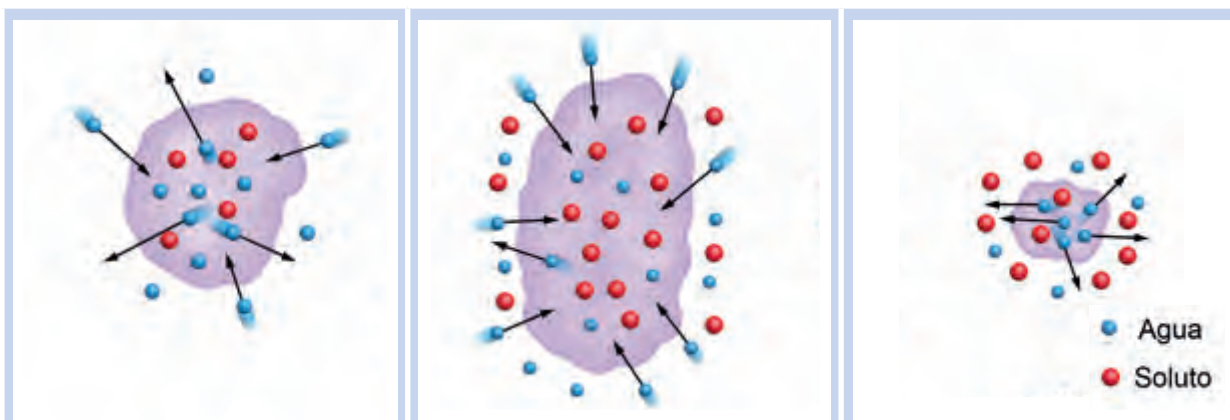
- a. ¿Qué cambios detectaron en el montaje al cumplirse el tiempo de reposo? ¿Comprobaron la hipótesis propuesta para la actividad? Fundamenten.
- b. ¿El procedimiento que siguieron permite reconocer el fenómeno de la osmosis?
- c. ¿Podrían replicar la experiencia realizada utilizando otros materiales? Propongan un diseño experimental que les permita identificar el proceso de la osmosis y comparen la eficiencia de al menos tres membranas semipermeables constituidas por distintos materiales.

2.1 Aplicaciones de la presión osmótica

El fenómeno de la presión osmótica tiene importantes aplicaciones tanto en procesos biológicos como industriales. A continuación revisaremos algunas de estas aplicaciones.

Presión osmótica en los seres vivos

- Todas las células constituyentes de los diversos organismos están rodeadas por membranas semipermeables. Estas permiten el paso de algunas moléculas tanto hacia el interior como al exterior de la célula, favoreciendo la incorporación de nutrientes útiles para el metabolismo celular y la eliminación de desechos.
- El movimiento de agua a través de la membrana plasmática genera la presión osmótica, permitiendo su difusión entre un compartimiento y otro. En condiciones normales, la presión osmótica del citoplasma es igual que la del líquido extracelular; de esta forma, el volumen celular permanece relativamente constante.



Si una célula es expuesta a una disolución isotónica, el desplazamiento neto de agua hacia el interior y exterior de la célula será el mismo; por lo tanto, conservará su forma y volumen.

Si la célula es colocada en una disolución hipotónica, la concentración de solutos al exterior de la célula es menor con respecto al medio intracelular, y las moléculas de agua ingresarán a la célula, ocasionando un aumento en su volumen y probablemente estalle (citólisis).

Si la célula está en una disolución hipertónica, la concentración de solutos fuera de la célula será mayor respecto a la del medio intracelular, y las moléculas de agua se desplazarán hacia el medio extracelular lo que provocará una disminución de su tamaño (crenación).

- Para prevenir la ruptura o deshidratación de las células en los seres humanos se deben inyectar medicamentos cuyas disoluciones sean isotónicas. Por ejemplo, el suero fisiológico debe ser isotónico con relación a la sangre, es decir, debe tener la misma concentración de sales para mantener en equilibrio la presión osmótica.
- Las hojas de las plantas y los árboles liberan agua al ambiente a través de un proceso llamado transpiración, lo que provoca el aumento de la concentración de los fluidos de las hojas. El agua es impulsada por osmosis desde las raíces a través del tronco, las ramas y tallos hasta alcanzar las hojas, logrando así disminuir la concentración.
- Los seres vivos que habitan en el océano o en agua dulce tienen mecanismos osmorreguladores que les permiten mantener, en rangos normales, la cantidad de agua al interior de sus células. Por ejemplo, las células que constituyen los tejidos de los peces que viven en el mar presentan mecanismos de transporte activo de ion sodio (Na^+) y ion cloruro (Cl^-). Esto les permite equilibrar la concentración de sales con su ambiente debido a que están constantemente sometidos a un medio hipertónico.



Presión osmótica en la industria

- La conservación de alimentos, como las frutas y mermeladas en conserva, se consigue gracias a disoluciones hipertónicas. La alta concentración de azúcar provoca que el agua salga por osmosis de las células de los microorganismos invasores, provocando su deshidratación y luego su muerte.
- Este mismo proceso ocurre cuando se agrega una alta concentración de sal, por ejemplo, en la deshidratación de la carne para elaborar el charqui.



Reflexionemos

La disponibilidad de agua potable en el planeta está reduciéndose cada vez más, debido a múltiples causas. Entre ellas se encuentra la contaminación y el aumento de grandes superficies asfaltadas que impiden la absorción del agua hacia las napas subterráneas. El 97 % del agua del planeta es agua salada, por lo que la escasez de este importante recurso se puede solucionar mediante la desalinización del agua de mar. Esto se puede llevar a cabo a través de un proceso llamado osmosis inversa.

Durante este tratamiento se aplica una presión mayor que la presión osmótica al agua salada, forzando a que las moléculas de agua se muevan a través de la membrana hacia el lado del agua dulce. ¿Consideras que la osmosis inversa es una buena alternativa para obtener agua apta para beber a partir del agua de mar? ¿Convendría instalar en tu ciudad plantas que desarrollen este tratamiento del agua? Fundamenta. En grupos, investiguen acerca de los beneficios de la osmosis inversa en otras aplicaciones.

NOBEL DE QUÍMICA

En 1901, el holandés Jacobus Van't Hoff recibió esta distinción por sus investigaciones basadas en las leyes de la cinética química y el descubrimiento de la presión osmótica en las disoluciones.



▲ Formación de pares iónicos

3. Propiedades coligativas de disoluciones de electrolitos

Como ya hemos mencionado, las propiedades coligativas de las disoluciones dependen del número total de partículas de soluto, indistintamente si estas son iones o moléculas. Ahora, si comparamos el descenso del punto de congelación de dos disoluciones acuosas 0,1 *m* con solutos que sean electrolitos y no electrolitos, encontraremos algunas variaciones.

Por ejemplo, una disolución 0,1 *m* de sacarosa (solute no electrolito), tiene un descenso del punto de congelación de 0,186 °C, mientras que en una disolución 1 *m* de cloruro de sodio (solute electrolito), es de 0,372 °C ($2 \cdot 0,186$ °C). Esto se debe a que los electrolitos se disocian completamente en disolución, (m de Na^+ + 0,1 *m* de Cl^-).

En una disolución electrolítica las partículas de soluto no se distribuyen al azar, los iones se mueven dentro de la disolución, colisionan entre ellos debido a las atracciones electrostáticas y se mantienen unidos por breves lapsos de tiempo. Durante este período, se comportan como una sola partícula, llamada par iónico (ver imagen). Por lo tanto, el número de partículas independientes es limitado, lo que se traduce en un descenso de la concentración molal de la disolución y, por ende, la disminución del punto de congelación (así como el aumento del punto de ebullición, la reducción de la presión de vapor y de la presión osmótica).

El químico holandés Jacobus Van't Hoff fue el primer científico que estudió sistemáticamente las propiedades de las disoluciones de electrolitos, y para explicar los efectos que producen sobre las propiedades coligativas, definió una relación conocida como el **factor de Van't Hoff (i)**, el cual se enuncia según la siguiente expresión:

$$i = \frac{\text{propiedad coligativa medida}}{\text{valor esperado para un no electrolito}}$$

Este factor representa el número de moles de partículas que se generan cuando se disuelve un mol de sustancia. Por ejemplo, para electrolitos fuertes (como el NaCl), que se disocian completamente en sus iones, $i = 2$; para electrolitos que se disocian solo parcialmente (como el CaCl_2 y K_2SO_4), $i = 3$. Para no electrolitos, como la sacarosa, la glucosa o la urea, $i = 1$.

Por lo tanto, las ecuaciones modificadas de las propiedades coligativas según el factor i serán:

$$\text{Para el aumento del punto de ebullición: } \Delta T_b = i K_b m$$

$$\text{Para la disminución del punto de congelación: } \Delta T_f = i K_f m$$

$$\text{Para la presión osmótica: } \pi = i \cdot M \cdot R \cdot T$$

Resolución de problemas 4

Determinando la presión osmótica de una disolución

I. Situación problema

Un químico se encuentra estudiando el comportamiento de algunas sustancias en medio acuoso. Para este efecto preparó una disolución de cloruro de potasio (KCl) a una concentración de 0,01 M a 25 °C. ¿Cuál será la presión osmótica (π) de la disolución?

II. Desarrollo

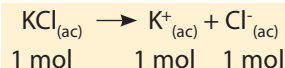
Analizar

Primero, debemos detectar qué tipo de soluto está presente en la disolución, es decir, si es electrolito o no electrolito. Como el cloruro de potasio es una sal, su disociación en medio acuoso generará iones potasio y iones cloruro.



Asociar

Como el soluto cloruro de potasio es un electrolito fuerte, la propiedad coligativa buscada (presión osmótica) debe incluir el factor Van't Hoff (i), el cual tendrá un valor igual a 2.



Formular

Luego, ordenamos los datos extraídos del problema, que nos permitirán calcular la presión osmótica de la disolución.

Concentración molar: 0,01 M

Temperatura: 25 °C = 298 K

Factor Van't Hoff = 2

Aplicar

Finalmente, reemplazamos los datos en la ecuación correspondiente.

$$\pi = i \cdot M \cdot R \cdot T = 2 \cdot 0,01 \text{ mol L}^{-1} \cdot 0,082 \text{ atm L mol}^{-1}\text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K} = 0,45 \text{ atm}$$

III. Resultado

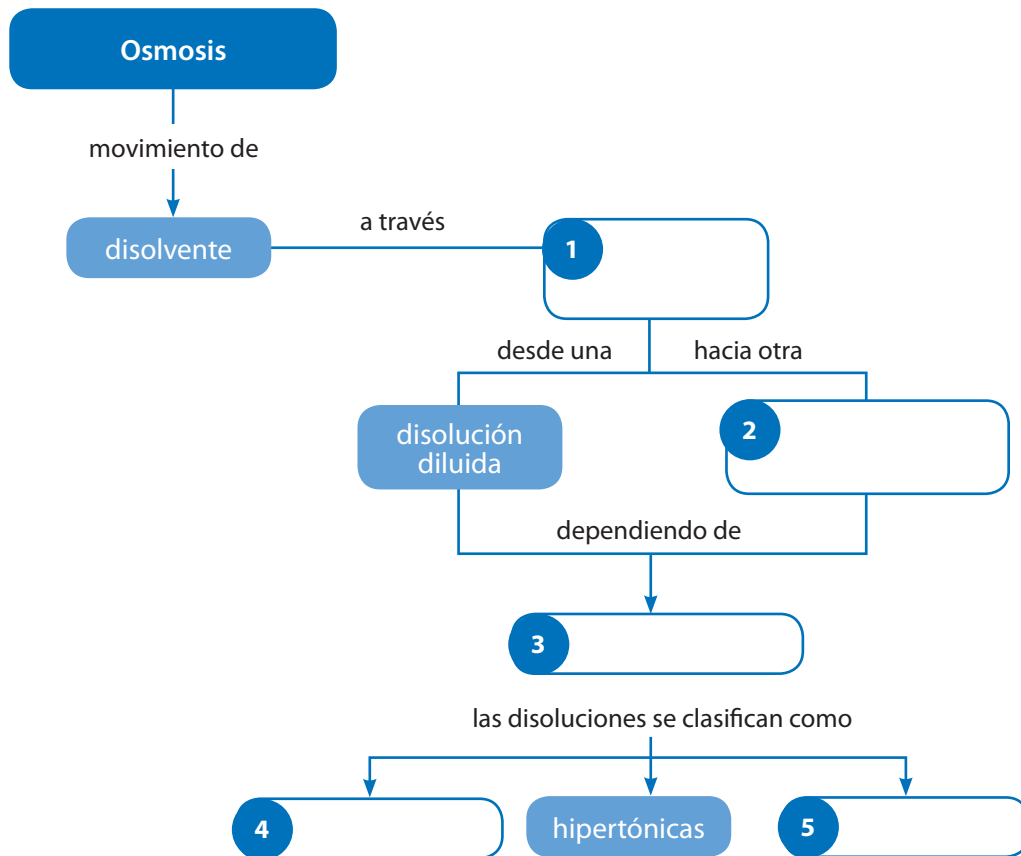
La presión osmótica (π) de la disolución 0,01 M de KCl es igual a 0,45 atm a 25 °C.

Ahora tú

Aplicando el procedimiento anterior para resolver un problema, calcula la presión osmótica (π) de una disolución de sacarosa 0,120 M a una temperatura de 25 °C.

Mapa conceptual

Completa el siguiente esquema con los conceptos que correspondan.



Evaluación de proceso

I. Lee las siguientes preguntas y selecciona la alternativa correcta.

1. La osmosis se puede definir como:

- A. el paso de moléculas o iones a través de una mezcla homogénea.
- B. la solubilidad de un soluto dentro de una membrana semipermeable.
- C. la presión necesaria para permitir el paso de moléculas o iones a través de un disolvente.
- D. el paso de moléculas de disolvente a través de una membrana semipermeable desde una disolución diluida hacia una de mayor concentración.
- E. el incremento en la concentración de electrolitos en disolución.

2. ¿En cuál de las siguientes aplicaciones no se observará el proceso de osmosis?

- A. El ingreso de nutrientes a nivel celular
- B. La conservación de alimentos
- C. El uso de anticongelantes
- D. La hidratación de las plantas
- E. La inyección de medicamentos al organismo

3. ¿De qué variables depende la presión osmótica (π) en una disolución?

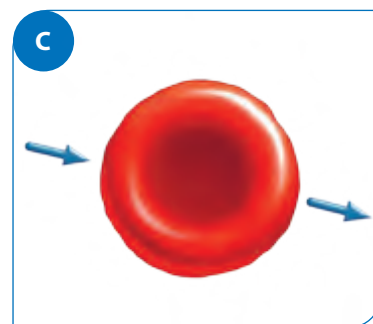
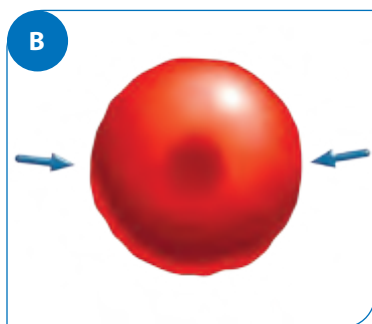
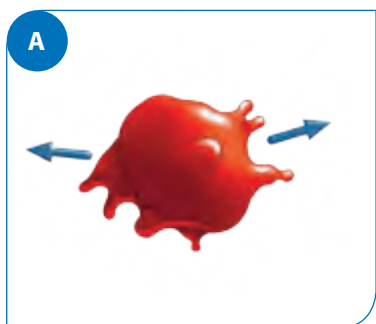
- A. Presión y volumen
- B. Presión y temperatura
- C. Temperatura y volumen
- D. Volumen y concentración
- E. Concentración y temperatura

4.Cuál es la presión osmótica a 25 °C de 2 L de disolución acuosa que contiene 12 g de urea?

- ($M = 60 \text{ g mol}^{-1}$; $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$).
- A. 0,205
 - B. 2,44
 - C. 2,23
 - D. 0,08
 - E. 2,50

II. Responde las siguientes preguntas.

1. Los glóbulos rojos, también denominados eritrocitos, son las células sanguíneas responsables del transporte de oxígeno a todos los tejidos del organismo. Las siguientes imágenes ilustran la respuesta de los glóbulos rojos sometidos a tres medios extracelulares:



- a. Clasifica los medios extracelulares en cada glóbulo rojo como hipertónico, hipotónico o isotónico.
 - b. ¿Qué sucedió con el volumen del glóbulo rojo en cada caso?, ¿hacia qué medio (intracelular o extracelular) se difundió el agua presente en la célula?
2. La presión osmótica del plasma sanguíneo humano es de aproximadamente 7,7 atm a 37 °C. ¿Cuál es la concentración de suero fisiológico (disolución salina de NaCl) que debe inyectarse a un paciente vía intravenosa para que esta sea isotónica con respecto al plasma?

Me evaluó

Completa la siguiente tabla siguiendo las instrucciones de tu profesor o profesora.

Debería	Ítem/ pregunta	Puntaje		¿Qué debo hacer?
		Total	Obtenido	
Conocer y describir el fenómeno de la osmosis y cómo afecta a las disoluciones químicas.	I (1, 2)	2		De acuerdo con los puntajes obtenidos, realiza las actividades que te indicará tu profesor o profesora.
Calcular y reconocer la importancia de la presión osmótica para el desarrollo de los seres vivos y de algunos procesos industriales.	I (3, 4) II	6		

Antecedentes

Durante la osmosis se produce el paso o difusión de un disolvente a través de una membrana semipermeable, la que facilita el paso del disolvente, pero no del soluto, desde una disolución más diluida a otra más concentrada. Cuando el medio extracelular es hipertónico con respecto al medio intracelular, el agua contenida al interior de la célula sale por osmosis, provocando, en el caso de las células vegetales, la ruptura de estas debido al desprendimiento de la membrana plasmática de la pared celular.

Reactivos

- disolución de cloruro de sodio al 30 % m/v (NaCl)
- agua destilada (H₂O)

Materiales

- catáfilo de cebolla
- microscopio
- porta y cubreobjetos
- bisturí
- pinzas finas
- gotario

**Experimento****Procedimiento**

1. Con la punta de un bisturí realicen una incisión no muy profunda en la cara interior de un catáfilo de cebolla. Luego, con ayuda de unas pinzas, extraigan dos pequeños fragmentos de la cutícula del catáfilo.
2. Tomen uno de los fragmentos y deposítelo sobre un portaobjetos al que previamente han agregaron tres gotas de agua destilada. Luego, tapénlo con un cubreobjetos.
3. Repitan el paso 2 con el segundo fragmento de cutícula de catáfilo, pero cambien el agua destilada por la disolución de cloruro de sodio. Dejen reposar las muestras por alrededor de veinte minutos.
4. Finalizado el tiempo de exposición, observen ambas preparaciones en un microscopio con el aumento de 40X. Registren sus observaciones.

Análisis de resultados

- a. ¿Qué cambios contemplaron en ambos ensayos? Dibujen las observaciones realizadas a través del microscopio.
- b. ¿Cuál es la disolución responsable del proceso de osmosis?, ¿es hipertónica o hipotónica con respecto al medio intracelular? Expliquen.
- c. Según la definición de osmosis, ¿en qué sentido difunde el agua?
- d. ¿Qué sucedería con la cutícula del vegetal si es sometida a una disolución de menor concentración de cloruro de sodio? Fundamenten.
- e. ¿Con qué otros fragmentos de origen vegetal o animal podría replicarse esta experiencia? Investiguen.

Antecedentes

Los huevos están envueltos por una membrana que se ubica inmediatamente por debajo de la cáscara. Esta membrana es semipermeable, por lo que permite el paso del agua desde el interior hacia el exterior del huevo, y viceversa.

Reactivos

- disolución de ácido acético al 4 % m/v ($C_2H_4O_2$)
- sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$)
- agua destilada

Materiales

- tres vasos de precipitado de 250 mL
- probeta de 100 mL
- balanza
- un huevo fresco
- guantes quirúrgicos
- papel absorbente

**Experimento****Procedimiento**

1. Preparen en un vaso de precipitado una mezcla de 25 mL de ácido acético (vinagre) con 175 mL de agua destilada. Luego, depositen el huevo al interior de la mezcla por 24 horas hasta que desaparezca toda la cáscara. Si no se observan cambios durante el tiempo establecido, dejar por unas horas más.
2. Usando guantes quirúrgicos, saquen con mucho cuidado el huevo de la disolución. Luego, lávenlo con agua destilada y séquenlo con papel absorbente.
3. Con ayuda de una balanza, midan la masa del huevo y registren su valor.
4. En otro vaso de precipitado limpio y seco agreguen 200 mL de agua destilada e introduzcan el huevo en estudio por una hora y media. Repitan el paso 2 y comparen sus resultados.
5. Coloquen nuevamente el huevo en agua destilada por una hora y media más. Repitan el paso 2 y tomen nota de sus observaciones.
6. Preparen 100 mL de disolución concentrada de azúcar en un vaso de precipitado y sumerjan el huevo en estudio por 24 horas. Repitan el paso 2 y anoten qué ocurrió.

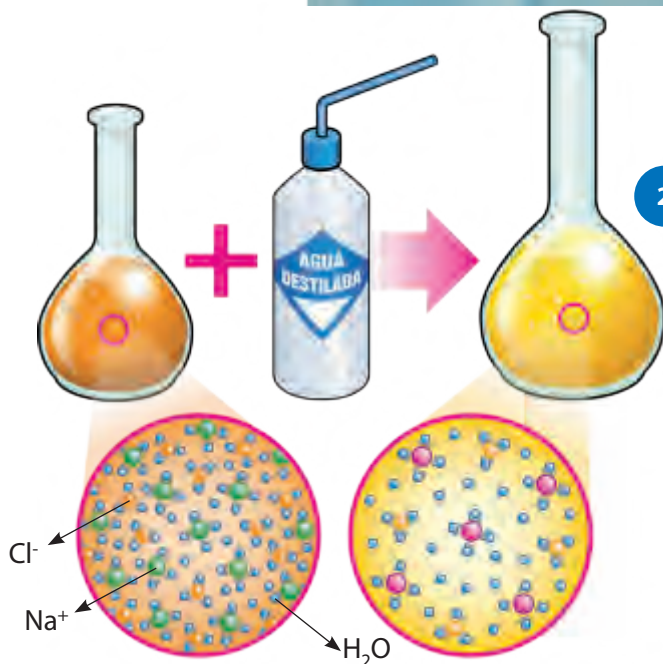
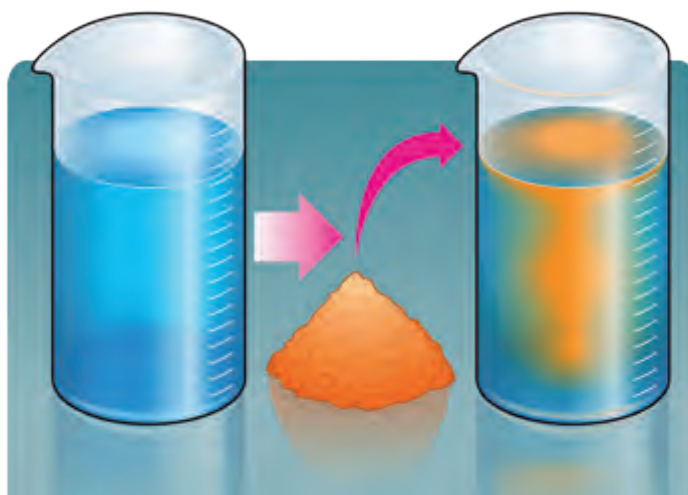
Análisis de resultados

- a. ¿Qué reacción ocurrió entre la cáscara del huevo y el vinagre? Averigüen la ecuación química que corresponde a la reacción.
- b. ¿En qué etapa de la actividad pudieron comprobar el proceso de osmosis?
- c. Al colocar el huevo en la disolución de azúcar concentrada, ¿en qué sentido difundió el disolvente a través de la membrana del huevo?, ¿cómo lo detectaron?, ¿qué nombre recibe este fenómeno?

Observa y analiza las siguientes infografías que te ayudarán a sintetizar y reforzar los contenidos de la unidad.

1

Las propiedades de las disoluciones dependen de la naturaleza de los solutos y de sus concentraciones. La concentración de una disolución es la relación entre la cantidad de soluto disuelto en una cantidad dada de disolvente o disolución.



2

Las disoluciones químicas que se emplean frecuentemente en el laboratorio se encuentran concentradas. Al diluir una disolución mezclándola con más disolvente, la cantidad de soluto en disolución no cambia; sin embargo, su volumen y la concentración sí.

GLOSARIO

Concentración: Cantidad de soluto presente en una cantidad dada de disolvente o disolución.

Dilución: Procedimiento para preparar una disolución de menor concentración a partir de una de mayor concentración.

Ley de Raoult: Establece que la presión parcial de un disolvente sobre una disolución está dada por la presión de vapor del disolvente puro y la fracción molar de disolvente en la disolución.

Mol: Unidad del Sistema Internacional que mide la cantidad de sustancia.

Molalidad: Unidad de concentración química que expresa los moles de soluto por cada kilogramo de disolvente.

Molaridad: Unidad de concentración química que indica los moles de soluto por cada litro de disolución.



3

Las disoluciones químicas que desempeñan ciertas funciones, ya sea como desinfectantes o antisépticos, son comercializadas a una concentración definida de soluto en disolución.

4

La adición de un soluto aumenta el punto de ebullición de un disolvente puro; por esto, es recomendable agregar sal al agua después que se alcance la ebullición, de lo contrario tomará más tiempo en hervir gastando una mayor cantidad de energía.

Osmosis: Movimiento neto de un disolvente a través de una membrana semipermeable hacia la disolución que tiene una mayor concentración de soluto.

Presión de vapor: Presión que ejerce el vapor cuando se alcanza el equilibrio dinámico entre la vaporización y la condensación.

Propiedades coligativas:

Propiedades de una disolución que dependen solo de la concentración del soluto en la disolución y no de su naturaleza química.

Punto de congelación: Temperatura a la cual coexisten en equilibrio los estados sólido y líquido.

Punto de ebullición: Temperatura a la cual la presión de vapor de un líquido se iguala a la presión atmosférica.

Presión osmótica: Presión ejercida por una disolución sobre una membrana semipermeable.

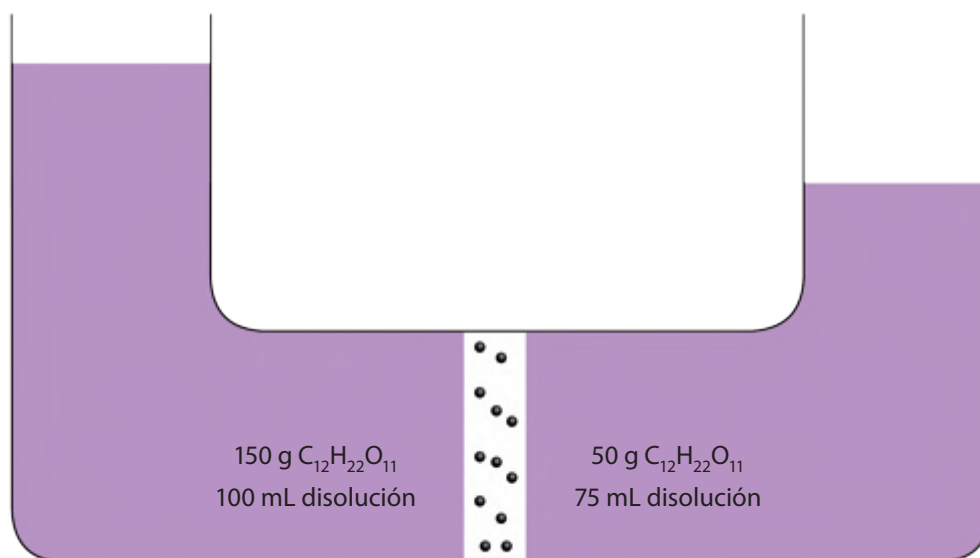
I. Conocimiento. Marca la alternativa correcta para cada enunciado.

- Si la masa molar del aluminio es 27 g mol^{-1} , ¿a cuántos gramos de este elemento equivalen 5 moles?
 - $5/27 \text{ g}$
 - $27/5 \text{ g}$
 - 27 g
 - $(27 + 5) \text{ g}$
 - $27 \cdot 5 \text{ g}$
- Si mezclamos 10 gramos de hidróxido de sodio (NaOH) con 40 gramos de agua, ¿cuál es la concentración en masa de la disolución resultante?
 - 10 %
 - 25 %
 - 0,4 %
 - 20 %
 - 100 %
- De las siguientes disoluciones, ¿cuál es la que contiene igual cantidad de moles de soluto que 100 mL de una disolución 4 M?
 - 400 mL de disolución 0,1 M
 - 200 mL de disolución 1 M
 - 150 mL de disolución 5 M
 - 800 mL de disolución 0,5 M
 - 100 mL de disolución 0,4 M
- ¿Cuántos gramos de soluto están contenidos en 200 mL de una disolución acuosa 0,5 M de hidróxido de sodio? ($M_{\text{NaOH}} = 40 \text{ g mol}^{-1}$).
 - 2
 - 4
 - 6
 - 8
 - 10
- ¿Qué masa de carbonato de sodio (Na_2CO_3) se necesita para preparar 250 mL de disolución 1 M? ($M = 106 \text{ g mol}^{-1}$).
 - 106 g
 - 2,65 g
 - 26,5 g
 - 62,5 g
 - 10,6 g
- Si en el agua potable la concentración máxima permitida de iones nitratos (NO_3^-) es de 45 ppm, implica que:
 - por cada litro de agua potable es permitido un máximo de 45 g de iones nitrato.
 - como máximo puede haber 45 mg de iones nitrato por mol de disolución.
 - el límite no puede exceder los 45 mg de iones nitrato por litro de agua potable.
 - para una muestra de 100 g de agua, el límite es de 45 mg de iones nitrato.
 - no se puede exceder de los 45 g de iones nitrato por cada millón de litros de agua potable.
- ¿Cuántos mL de una disolución 10 M de ácido clorhídrico (HCl) deben tomarse para preparar 250 mL de una disolución a concentración 1 M?
 - 250
 - 0,04
 - 2,5
 - 0,4
 - 25

8. Si tenemos 800 mL de una disolución 0,45 M de ácido fosfórico (H_3PO_4) y la diluimos hasta alcanzar un volumen de 3600 mL, ¿cuál será la concentración disolución resultante?
- 6,4 M
 - 0,1 M
 - 2 M
 - 3,6 M
 - 5,5 M
9. ¿Cuál de las siguientes disoluciones de hidróxido de sodio (NaOH) tiene una concentración 0,2 M ?
- 0,1 mol de soluto disuelto en 0,2 L de disolución.
 - 0,2 mol de soluto disuelto en 1,5 L de disolución.
 - 0,3 mol de soluto disuelto en 1,0 L de disolución.
 - 0,4 mol de soluto disuelto en 2,0 L de disolución.
 - 0,5 mol de soluto disuelto en 5,0 L de disolución.
10. Las propiedades coligativas de las disoluciones son aquellas que dependen:
- de la naturaleza química del soluto y del disolvente.
 - del estado físico del soluto y del disolvente.
 - del volumen de la disolución.
 - de la concentración de soluto en la disolución.
 - de la pureza del disolvente.
11. ¿Cuál de las siguientes variaciones no se observarían si agregamos sacarosa (azúcar común) al agua?
- Disminución en la presión de vapor.
 - Descenso en la polaridad.
 - Elevación del punto de ebullición.
 - Presión osmótica.
 - Descenso del punto de congelación.
12. La temperatura a la cual la presión de vapor de un líquido es igual a la presión atmosférica se denomina:
- punto de congelación.
 - punto de ebullición.
 - presión de vapor.
 - presión osmótica.
 - constante molal del punto de ebullición.
13. La orina humana es una disolución acuosa que presenta variaciones en la concentración de soluto, según las condiciones fisiológicas del individuo, desde 0 a 1,6 m. ¿Cuál es el punto de congelación más bajo que puede alcanzar este fluido? (K_f agua: $1,86\text{ }^\circ\text{C m}^{-1}$).
- 2 $^\circ\text{C}$
 - 3 $^\circ\text{C}$
 - 4 $^\circ\text{C}$
 - 1 $^\circ\text{C}$
 - 0 $^\circ\text{C}$
14. ¿Cuál es el valor del factor Van't Hoff del electrolito fuerte hidróxido de sodio (NaOH) en medio acuoso?
- 3
 - 5
 - 2
 - 6
 - 1

II. Análisis. Desarrolla las siguientes preguntas.

- Un químico debe preparar 100 mL de disolución acuosa a partir de una disolución más concentrada. Para ello, el profesional sugiere primero medir el volumen total de disolvente y luego calcular el volumen de la alícuota por diluir.
 - ¿Qué te parece el procedimiento propuesto por el químico?, ¿es correcto? Explica.
 - Propón un procedimiento para la elaboración de la disolución descrita.
- Se tienen dos ollas metálicas de igual tamaño sobre los quemadores de una cocina para iniciar el calentamiento. Una contiene solo agua y la otra una mezcla de agua y sal. Al respecto, responde:
 - ¿En cuál de las dos ollas se alcanzará primero el punto de ebullición?, ¿por qué?
 - Si ahora colocáramos las ollas con sus contenidos líquidos en un congelador, ¿cuál de ellos tardaría más tiempo en congelarse?, ¿por qué?
- Al preparar una mezcla con 1 g de benceno (C_6H_6) y 80 g de ciclohexano (C_6H_{12}), el punto de congelación del ciclohexano disminuye desde 6,5 a 3,3 °C.
 - Calcula la molalidad de la disolución.
 - ¿Cuál es el valor de K_f para el ciclohexano?
 - Si triplicamos la masa de benceno en la disolución, ¿qué punto de congelación alcanzaría la mezcla? Explica.
- Dos disoluciones acuosas de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$, $M = 342 \text{ g mol}^{-1}$) de diferentes concentraciones están contenidas en un recipiente (ver imagen), separadas por una membrana semipermeable. ¿En qué sentido fluirán las moléculas de agua: de izquierda a derecha o de derecha a izquierda? Justifica.



III. Aplicación. Desarrolla las siguientes preguntas.

1. En un laboratorio se desea preparar una disolución 0,5 M de permanganato de potasio (KMnO_4 , $\mathcal{M} = 158 \text{ g mol}^{-1}$). Explica el procedimiento y la masa necesaria de soluto para la preparación de 100 mL de esta disolución.



2. Tres disoluciones acuosas (A, B y C) fueron preparadas con el mismo soluto pero a distintas concentraciones según las siguientes especificaciones:

Disolución	Característica
A	8 moles de soluto disueltos en 2000 mL de disolución
B	2 moles de soluto disueltos en 1 litro de disolución
C	3 moles disueltos en 3000 mL de disolución

- a. ¿Cuál de las tres disoluciones es la más concentrada?
 - b. ¿Cuántos mL de la disolución A se deberían tomar para preparar 100 mL de una disolución de igual concentración que C?
 - c. Si se prepararon 250 mL de una disolución D tomando 50 mL de la disolución B, ¿cuál es la concentración de la nueva disolución?
3. Calcula la concentración de una disolución de cloruro de sodio (NaCl , $\mathcal{M} = 58,5 \text{ g mol}^{-1}$) que se obtuvo mezclando 50 g de NaCl y 2 litros de agua. Exprésala según las siguientes unidades de concentración:
 - a. Molaridad (M)
 - b. Normalidad (N)
 - c. Partes por millón (ppm)
 - d. Fracción molar (X_i)
 4. ¿Cuál será la presión osmótica generada por una disolución acuosa que contiene 345 g de azúcar en 2000 g de agua a 25 °C? ¿Serían diferentes? Fundamenta tu respuesta.

Nueva tecnología para desalinizar el agua



AquaSonic, una empresa estadounidense, ha anunciado un interesante método que permitirá desalinizar el agua de mar a bajo costo. Este procedimiento es un avance importante hacia la producción de agua dulce en los países más pobres, ya que el costo del agua dulce en estas localidades es incompatible con los ingresos económicos de sus habitantes.

Las plantas tradicionales de desalinización se basan en dos procesos. Uno de estos consiste simplemente en calentar agua

en un vacío parcial, recolectar el vapor que se produce y luego condensarlo. El otro proceso es la osmosis inversa, que se basa en la aplicación de presión sobre el agua salada al interior de un recipiente con filtros finos. Este nuevo método consiste en la expulsión del agua salada a través de un contenedor con vapores de aire caliente, formándose un rocío de gotitas que se evaporizan casi instantáneamente. Los pequeños granos de sal sólida caen al fondo del estanque de evaporación, de donde pueden ser retirados.

Este método fue ideado por Lloyd Motz y David Secunda en la Universidad de Columbia en Nueva York en la década de los setenta. No obstante, AquaSonic captó la idea y patentó el proceso que ha sido perfeccionado según los avances tecnológicos. El sistema permite desalinizar hasta una concentración de 16 % de sal, lo que significa una salinidad cinco veces superior a la del agua de mar.

Fuente: Nueva tecnología para desalinizar (2003, agosto). En revista *Creces*. Recuperado el 1 de abril de 2011 de www.creces.cl/new/index.asp?tc=1&nc=5&tit=&art=1516&pr=.

PÁGINAS WEBS SUGERIDAS

1. www.iesaguilarycano.com/dpto/fyq/disoluciones.swf
Sitio que resume y evalúa a través de ejercicios en línea, las unidades de concentración para las disoluciones químicas.
2. www.quimicaviva.qb.fcen.uba.ar/contratapa/aprendiendo/capitulo4.htm
Página donde podrás revisar ejemplos resueltos para el cálculo de la molaridad en las disoluciones.
3. http://platea.pntic.mec.es/pmarti1/educacion/3_eso_materiales/b_ii/ejercicios/bl_2_ap_4_03.htm
Portal donde podrás evaluar en línea tus conocimientos sobre las propiedades de las disoluciones.
4. www.educared.org/global/anavegar4/comunes/premiados/D/627/concentracion/index_conct.htm
Sitio donde podrás acceder a un completo resumen sobre expresiones para determinar la concentración de una disolución y una evaluación en línea.
5. www.rena.edu.ve/cuartaEtapa/quimica/Tema4.html
Página que describe qué son las propiedades coligativas a través del apoyo de ejercicios resueltos.
6. http://mazinger.sisib.uchile.cl/repositorio/ap/ciencias_quimicas_y_farmacenticas/ap-quimgral-7/c6.html
Sitio que profundiza los contenidos asociados a la ley de Raoult.

BIBLIOGRAFÍA ADICIONAL

1. Brown, T., Lemay, H., Bursten, B. y Murphy, C. (2009). Capítulo 13. *Química, la ciencia central*. (11.ª ed.). Ciudad de México: Pearson Educación.
2. Chang, R. (2007). Capítulo 12. *Química*. (9.ª ed.). Ciudad de México: McGraw-Hill.
3. Hein, M. (1992). Capítulo 15. *Química*. Ciudad de México: Editorial Iberoamericana.
4. Petrucci, R., Harwood, W. y Herring, F. (2003). Capítulo 14. *Química general*. (8.ª ed.). Madrid: Prentice Hall.
5. Whitten, K., Davis, R., Peck, M. y Stanley, G. (2008). Capítulo 14. *Química*. (8.ª ed.). Ciudad de México: Cengage Learning editores S. A.

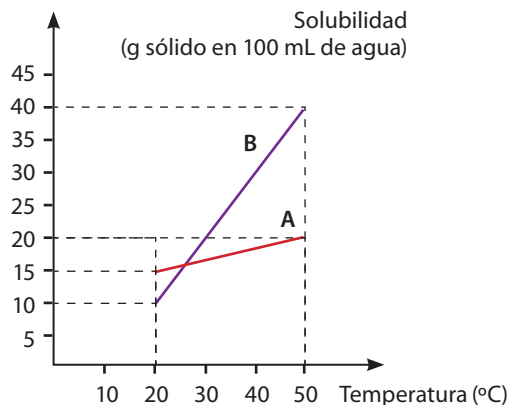
I. Lee las siguientes preguntas y selecciona la alternativa correcta.

1. ¿Cuáles de las siguientes características corresponderán a las disoluciones?
- I. No hay reacción química entre el soluto y el disolvente.
 - II. La fase dispersante es el soluto.
 - III. Debe ser homogénea desde el punto de vista macroscópico.
 - IV. El soluto puede separarse por decantación.
- A. Solo I y II
 - B. Solo II y III
 - C. Solo I y III
 - D. Solo I, II y III
 - E. I, II, III y IV

2. ¿Cuáles de las siguientes mezclas corresponderán a disoluciones?
- I. Agua destilada.
 - II. Aire.
 - III. Agua mineral.
 - IV. Gasolina.
- A. Solo I y II
 - B. Solo I y III
 - C. Solo I y IV
 - D. Solo I, III y IV
 - E. Solo II, III y IV

3. ¿Qué tipo de disolución se produce cuando un disolvente alcanza su máxima capacidad para disolver un soluto?
- A. Homogénea.
 - B. Heterogénea.
 - C. Insaturada.
 - D. Sobresaturada.
 - E. Saturada.

4. El siguiente gráfico representa la solubilidad en agua de dos sales (A y B) a diferentes temperaturas. De acuerdo al gráfico es correcto afirmar que:



- A. la solubilidad de A disminuye al aumentar la temperatura.
 - B. la solubilidad de B disminuye al aumentar la temperatura.
 - C. a 50 °C, 200 mL de agua se saturan con 20 g de A.
 - D. a 20 °C se pueden disolver 20 g de B en 200 mL de agua.
 - E. en el rango de 30 a 40 °C A es más soluble que B.
5. Con respecto a la solubilidad de los gases en agua, ¿cuál de las afirmaciones es correcta?
- A. Aumenta con la temperatura.
 - B. Son muy solubles en medio acuoso.
 - C. Incrementa con la presión.
 - D. Son insolubles en agua.
 - E. Forman disoluciones saturadas
6. Dos líquidos son miscibles cuando:
- A. forman una mezcla homogénea.
 - B. no se mezclan.
 - C. son insolubles en agua.
 - D. forman mezclas heterogéneas.
 - E. forman coloides.

7. ¿Cuál es el método apropiado para la separación de los componentes en una mezcla inmiscible?
- Cromatografía
 - Destilación
 - Extracción
 - Filtración
 - Cristalización
8. ¿Cuál es la masa en gramos de 0,138 moles de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$)? ($\mathcal{M} = 342 \text{ g mol}^{-1}$).
- 342 g
 - 47,2 g
 - 29 g
 - 45 g
 - 12 g
9. ¿Cuántos gramos de soluto y disolvente están contenidos en una disolución acuosa al 35 % m/m?
- 35 g de soluto y 100 g de disolvente
 - 100 g de soluto y 35 g de disolvente
 - 35 g de soluto y 65 g de disolvente
 - 65 g de soluto y 35 g de disolvente
 - 65 g de soluto y 100 g de disolvente
10. Para una experiencia de laboratorio se necesita preparar dos litros de disolución acuosa de sulfato de cobre pentahidratado a una concentración 0,5 M. ¿Cuántos gramos de soluto se deben medir? ($\mathcal{M} = 249,5 \text{ g mol}^{-1}$).
- 50 g
 - 249,5 g
 - 24,9 g
 - 124,7 g
 - 62,3 g
11. Se preparó una disolución de hidróxido de potasio (KOH) disolviendo 0,2 moles de soluto hasta obtener 100 mL de disolución. ¿Cuál es su concentración normal?
- 0,2
 - 2
 - 0,02
 - 0,002
 - 1
12. De las siguientes disoluciones, la única que contiene igual cantidad de moles de soluto que 100 mL de disolución 3 M es:
- 400 mL de solución 0,1 M
 - 200 mL de solución 1 M
 - 50 mL de solución 6 M
 - 800 mL de solución 0,5 M
 - 300 mL de solución 2 M
13. ¿Cuál de estas propiedades **no** cambia en presencia de un soluto en el agua?
- Presión de vapor
 - Polaridad
 - Punto de ebullición
 - Presión osmótica
 - Punto de congelación
14. La presión osmótica promedio de la sangre es 7,7 atm a 25 °C. ¿Qué concentración molar de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) es isotónica con la sangre?
- 7,7 M
 - 3,76 M
 - 0,64 M
 - 0,32 M
 - 24,4 M

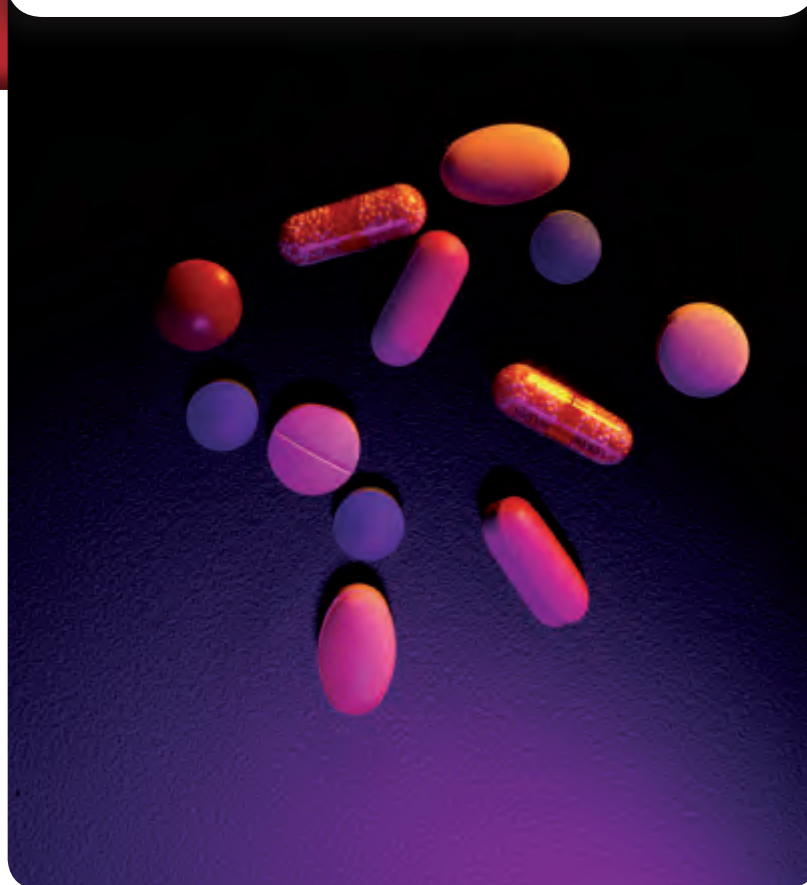
Química orgánica

Alrededor del siglo **xvi**, los químicos de la época se dedicaron al estudio de los compuestos provenientes de animales y plantas, con lo que nació una nueva rama de esta ciencia que más tarde se llamaría química orgánica.

En la actualidad, esta especialidad se extiende a aquellos compuestos sintetizados en laboratorios de investigación, como son los plásticos, algunos colorantes, medicamentos, perfumes y detergentes.

¿Crees que los combustibles como el petróleo son fuentes de obtención de compuestos orgánicos? Fundamenta tu respuesta.

El algodón es un compuesto orgánico utilizado desde la antigüedad. ¿Que aplicaciones conoces de él? Menciona dos.



Capítulo I Importancia del átomo de carbono

(páginas 118-137)

- Identificar las características y propiedades del carbono que permiten la formación de una amplia variedad de moléculas.
- Clasificar los hidrocarburos según el tipo de estructura que presentan.
- Aplicar las reglas de nomenclatura orgánica para nombrar y construir moléculas.

Capítulo II Isomería en los compuestos orgánicos

(páginas 138-153)

- Reconocer el fenómeno de la isomería dentro del ámbito de la química orgánica.
- Representar las moléculas orgánicas según su estereoquímica e isomería en los casos que corresponda.

ACTIVIDAD INICIAL

Experimentar e identificar

Junto con un compañero o compañera, consigan los siguientes materiales: vaso de precipitado de 250 mL, gotario, cuchara, guantes quirúrgicos, azúcar de mesa, ácido sulfúrico concentrado y agua destilada. Siguiendo las instrucciones de tu profesor o profesora, realicen el procedimiento que se detalla.

1. Coloquen media cucharada de azúcar dentro del vaso de precipitado, más cinco gotas de agua y luego agiten.
2. Agreguen con mucha precaución 30 gotas de ácido sulfúrico, procurando humedecer completamente el azúcar. Observen y registren los cambios ocurridos.
3. Repitan el procedimiento anterior, añadiendo el doble de azúcar en esta ocasión. Luego, respondan brevemente las siguientes preguntas.
 - a. ¿Qué ocurrió con el azúcar a medida que agregaron el ácido por primera vez?
 - b. ¿Cuál es el principal producto de la reacción?
¿Cómo lo identificaron?
 - c. Al repetir la experiencia con una mayor cantidad de azúcar, ¿cómo fue la reacción con el ácido sulfúrico?



Precauciones

Siempre debes agregar el ácido sobre el agua, nunca al revés, porque la reacción es muy exotérmica.

Es importante que antes de manipular los materiales protejan sus manos con los guantes quirúrgicos.

El ácido sulfúrico es muy corrosivo, por lo que se debe utilizar con mucho cuidado y en lugares con buena ventilación. En caso de tener contacto con la piel, lavar la zona afectada con abundante agua.

I. Conceptos

1. Observa las siguientes imágenes y luego responde las preguntas.



- ¿Qué imágenes corresponden a productos de origen orgánico? ¿Por qué?
- ¿Qué característica tienen en común los productos de procedencia orgánica? Explica.
- Nombra al menos tres ejemplos de productos de origen orgánico y tres de origen inorgánico.

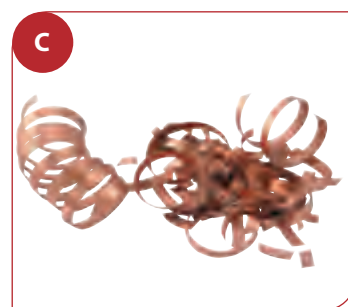
2. Clasifica los enlaces químicos presentes en los siguientes compuestos como iónico, covalente o metálico.



Grafito



Cloruro de sodio

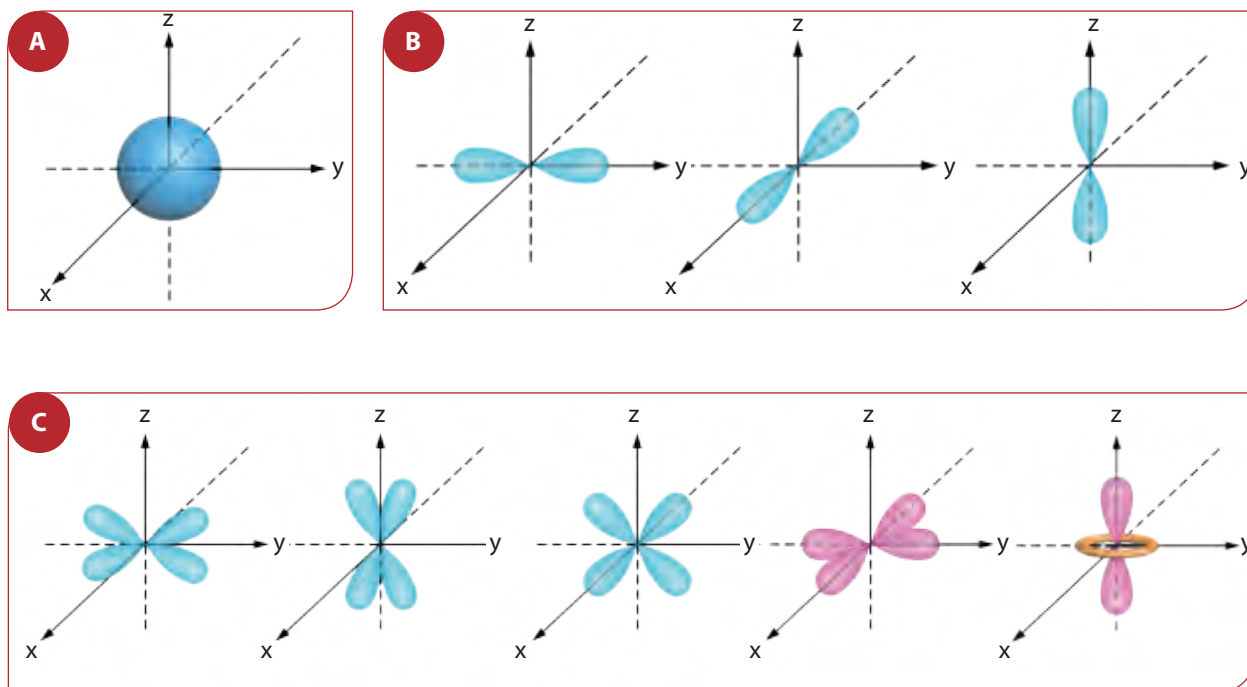


Cobre

3. Con la ayuda de una tabla periódica de los elementos, completa el siguiente cuadro con la información solicitada respecto al átomo de carbono.

Carbono	
Símbolo químico	
Número atómico	
Masa atómica	
Grupo y período	
Electronegatividad	
Configuración electrónica	
Electrones capa de valencia	
Estructura de Lewis	

4. Las siguientes imágenes corresponden a la representación gráfica de distintos orbitales atómicos.



- Identifica cada uno de los orbitales atómicos observados.
- ¿En qué nivel principal de energía aparece cada uno de ellos?
- ¿Cuál es el número máximo de orbitales según los niveles descritos anteriormente?
- Para el caso del átomo de carbono, ¿cuántos niveles de energía posee?, ¿cuántos orbitales atómicos participan en su último nivel?

II. Procedimientos

- El metano (CH_4) es el principal componente del gas natural. De aspecto incoloro e inodoro, se produce a partir de las reacciones microbianas de fermentación y en las emisiones de las minas de carbón y los pozos petroleros. Sus principales productos de combustión son el dióxido de carbono (CO_2) y el agua (H_2O).
 - Determina los electrones de valencia de cada uno de los átomos que forman el metano a partir de sus configuraciones electrónicas. (Datos C : $Z = 6$; H : $Z = 1$).
 - Dibuja la estructura de Lewis correspondiente al metano e identifica el tipo de enlace químico que se produce.
 - Confecciona el modelo molecular del metano con ayuda de plastilina y palitos de fósforo. Luego, determina el tipo de geometría asociado a la molécula con su respectivo ángulo de enlace.

Capítulo

El carbono es un elemento químico presente en muchos ámbitos de nuestra vida cotidiana. Estamos rodeados de moléculas que poseen este importante elemento, las que se denominan compuestos orgánicos. Entre ellos se presentan naturalmente los combustibles, de donde derivan importantes compuestos llamados hidrocarburos.

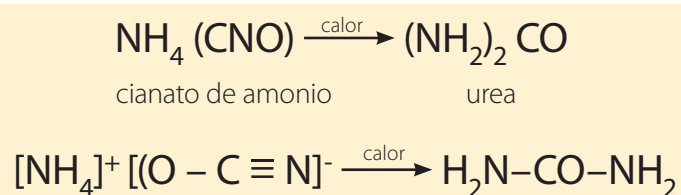
También, gran parte de los constituyentes de la materia viva, como las proteínas, los hidratos de carbono y los lípidos corresponden a sustancias de este tipo.



Importancia del átomo de carbono

1. ¿Qué es la química orgánica?

La química orgánica es una subespecialidad de la química que se dedica al estudio de las estructuras, propiedades y reacciones que involucran a los compuestos que contienen al carbono como átomo central de su estructura. Sus orígenes se remontan a los trabajos del químico sueco Jöns Jacob Berzelius, quien en el siglo XVIII postuló la teoría vitalista, que afirmaba que los compuestos orgánicos solo podían ser elaborados o sintetizados por los organismos vivos a través de una misteriosa “fuerza vital” que estos poseían. Sin embargo, en 1828, el químico alemán Friedrich Wöhler logró sintetizar un compuesto orgánico (urea) en el laboratorio a partir de un compuesto inorgánico (cianato de amonio) en presencia de agua y calor.



▲ La urea (H_2NCONH_2) ocupa un sitio especial en la química por su interés histórico, su importancia biológica y las aplicaciones comerciales a través de la fabricación de abonos y plásticos.

Hasta este descubrimiento, la urea solo se había obtenido a partir de la orina de los mamíferos. Por lo tanto, la síntesis de esta sustancia desencadenó el rechazo absoluto de la teoría vitalista de Berzelius. Desde entonces, y siguiendo con la línea de trabajo de Wöhler, se han logrado sintetizar muchos otros compuestos orgánicos, por lo que fue necesario estudiar sus propiedades para clasificarlos.

Los compuestos químicos se clasifican para su estudio en orgánicos e inorgánicos, y estos a su vez se agrupan en diferentes familias según su composición y sus propiedades. Por ejemplo, entre los compuestos inorgánicos podemos considerar los óxidos, los hidróxidos, los ácidos y las sales.

1.1 ¿Cuál es la diferencia entre los compuestos orgánicos e inorgánicos?

En general, las sustancias que contienen uno o más átomos de carbono en su composición se denominan **compuestos orgánicos**; las restantes sustancias son los llamados **compuestos inorgánicos**. No obstante, no todos los compuestos del carbono son considerados orgánicos, pues el dióxido de carbono, el cianato de amonio y los carbonatos (como el carbonato de calcio, CaCO_3) provienen de los minerales y poseen las características de los compuestos inorgánicos. Aunque el carbono es el principal elemento de los compuestos orgánicos, la mayor parte de ellos contienen también hidrógeno y otros elementos, como el nitrógeno, oxígeno, fósforo, azufre y halógenos (grupo 17).

Tabla 1. Comparación entre los compuestos orgánicos e inorgánicos

Compuestos orgánicos	Compuestos inorgánicos
<ul style="list-style-type: none"> • Bajo punto de ebullición y de fusión en algunos casos • Malos conductores de la electricidad • Malos conductores de calor • Solubles en agua en algunos casos 	<ul style="list-style-type: none"> • Elevado punto de ebullición y de fusión • Las sales son conductores de electricidad en medio acuoso • Malos conductores del calor • Solubles en agua a temperatura ambiente en algunos casos
 <p>El metano es un gas que se produce por la descomposición de restos orgánicos.</p>	 <p>El cuarzo es una sustancia inorgánica de apariencia cristalina.</p>

Fuente: Hein, M. (1992). *Química*. Ciudad de México: Grupo Editorial Iberoamérica.

ACTIVIDAD 1

Observar, analizar y reconocer

Recolecta algunos artículos de uso cotidiano (prendas de vestir, alimentos, artículos para el aseo, envases de plástico, etc.), revisa sus etiquetas y registra en tu cuaderno los nombres de todos sus componentes. Luego, con la ayuda de tu profesor o profesora, identifica los compuestos orgánicos presentes en su composición.



▲ El vitalismo proponía que los compuestos orgánicos solo podían ser obtenidos a partir de la “fuerza vital” de los seres vivos.

BIOGRAFÍA

Jons Jacob Berzelius (1779-1848)

Químico sueco, considerado uno de los fundadores de la química moderna. Propuso la simbología de los elementos químicos mediante letras del alfabeto latino y determinó la masa atómica de varios elementos tomando como referencia al oxígeno.

Friedrich Wöhler (1800-1882)

Químico alemán, precursor en el desarrollo de la química orgánica. Famoso por la síntesis de la urea, logró aislar dos importantes elementos químicos: el aluminio y el berilio, y descubrió el carburo de calcio, el cual utilizó para la obtención del acetileno.

NOBEL DE QUÍMICA

El descubrimiento de una nueva forma alotrópica del carbono llamada fullereno hizo acreedores del Premio Nobel de Química al británico Harold Kroto y a los estadounidenses Richard Smalley y Robert Curl en 1996, por su importante contribución a la química orgánica.

► **Conceptos clave**

Enlaces covalentes: Enlaces químicos que se caracterizan por compartir electrones entre los átomos.

Hibridación: Combinación de orbitales atómicos diferentes para formar nuevos orbitales atómicos de igual energía.

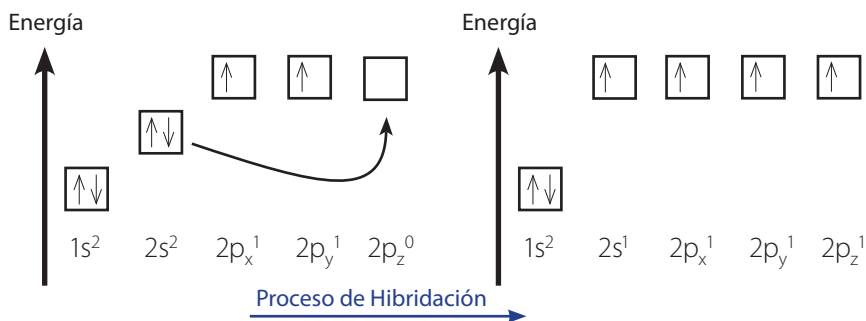
2. Características del átomo de carbono

El carbono constituye el 0,027 % de la corteza terrestre, por lo que no es un elemento abundante. Como carbono elemental existe en cuatro formas alotrópicas cristalinas: grafito, diamante, fullereno y nanotubos de carbono. Otras formas con poca cristalinidad son el carbón vegetal, el carbón coque y el carbón negro de humo.

El gran número y diversidad de los compuestos orgánicos se explica por las características especiales que tiene el átomo de carbono: su **electronegatividad** y la **tetravalencia**.

A. Electronegatividad. El carbono se ubica dentro de la tabla periódica en el grupo 14 (IV A) y en el período 2, con una electronegatividad intermedia de 2,5 según la escala de Pauling. El átomo de carbono es capaz de unirse con otro átomo de C y con elementos como hidrógeno, oxígeno y nitrógeno principalmente. Al unirse no gana ni pierde electrones, sino que los comparte, formando enlaces covalentes.

B. Tetravalencia. El número atómico del carbono es seis ($Z = 6$) y, como estudiaste el año anterior, su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^2$. Para que el carbono alcance su estabilidad dentro de los compuestos orgánicos debe estar unido a través de cuatro enlaces covalentes. La tetravalencia se debe a la cercanía energética existente entre los orbitales atómicos 2s y 2p, lo que facilita la migración de un electrón del orbital 2s al orbital 2p, permitiendo así la formación de los cuatro enlaces. Para lograr una mayor estabilidad y también explicar la forma de las moléculas se introduce el concepto de hibridación. Esta consiste en la combinación de los orbitales atómicos (OA) debido a la promoción de un electrón del orbital 2s a un orbital 2p, tal como muestra el siguiente esquema:



La nueva configuración del átomo de carbono tiene cuatro electrones desapareados, es decir, $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$. Los cuatro orbitales que se forman por la combinación de un orbital s con tres orbitales p se denominan **orbitales híbridos sp^3** , los que poseen la misma energía. Esta condición que permite al carbono formar cuatro enlaces covalentes se llama tetravalencia. Estas uniones del átomo de carbono pueden ser con otros átomos de carbono o átomos distintos.

2.1 Tipos de carbono en los compuestos orgánicos

Los átomos de carbono constituyentes de las estructuras orgánicas pueden ser clasificados según el número de carbonos enlazados y según su hibridación.

A. Según el número de carbonos enlazados. Los átomos de carbono presentes en una estructura orgánica pueden ser primarios, secundarios, terciarios o cuaternarios. Esto dependerá del número de carbonos enlazados al átomo que estemos analizando.

Terciario
Si el átomo de carbono está unido a tres átomos de carbono.

Primario
Si el átomo de carbono está unido a un solo átomo de carbono.

Secundario
Si el átomo de carbono está unido a dos átomos de carbono.

Cuaternario
Si el átomo de carbono está unido a cuatro átomos de carbono.

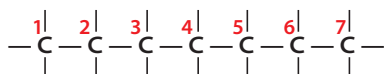
Tipo de carbono	Tipo de hidrógeno
Primario	Primario
Secundario	Secundario
Terciario	Terciario
Cuaternario	No existe

En la estructura anterior vemos que existen también átomos de hidrógeno que en los compuestos orgánicos pueden, al igual como el carbono, clasificarse en primarios, secundarios o terciarios según el tipo de carbono al cual se enlace.

ACTIVIDAD 2

Examinar, completar y clasificar

El heptano es un compuesto orgánico de fórmula molecular C_7H_{16} , presente en el petróleo y que se utiliza como referencia en pruebas de índice de octano en las gasolinas (octanaje). Completa los átomos de hidrógeno faltantes en la estructura propuesta y clasifica cada uno de los carbonos e hidrógenos como primario, secundario, terciario o cuaternario según corresponda.



Carbono	Tipo de C	Tipo de H
C 1		
C 2		
C 3		
C 4		
C 5		
C 6		
C 7		

B. Según su hibridación. Hibridación es el proceso en que los orbitales atómicos se combinan para formar nuevos orbitales moleculares. Al ocurrir este proceso los electrones se vuelven a distribuir en los orbitales híbridos. Según la hibridación los átomos de carbono pueden unirse entre sí mediante enlaces covalentes simples, dobles y triples. A continuación revisaremos qué ocurre a nivel de los orbitales atómicos y la disposición que adquieren los átomos en el espacio cuando se forman cada uno de estos enlaces.

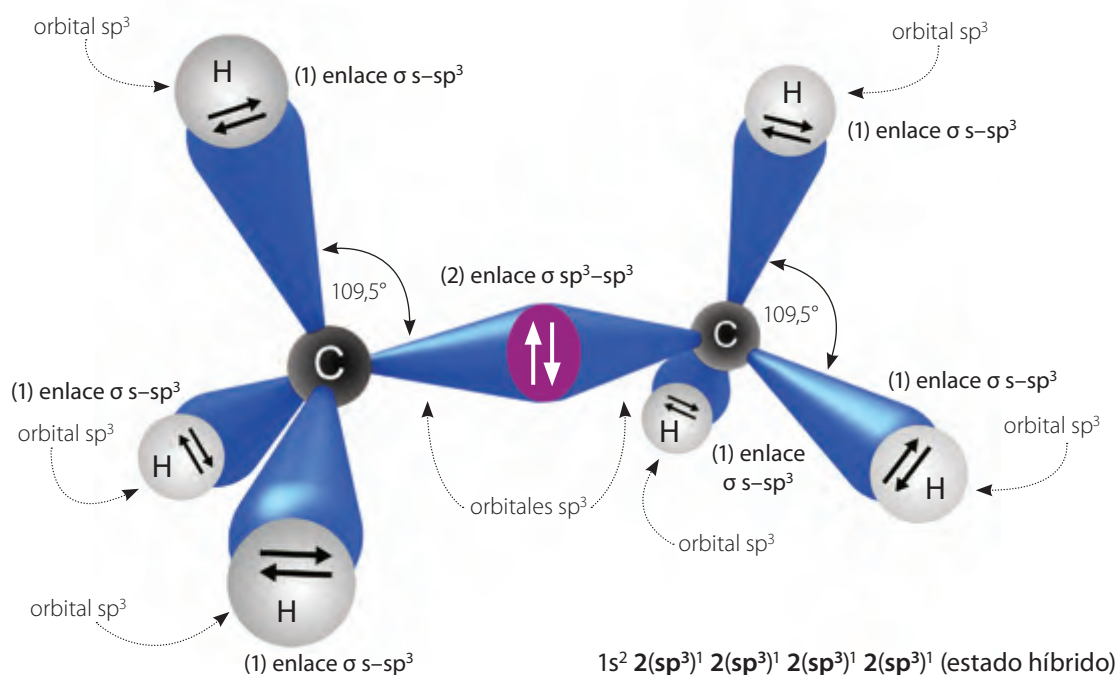
Tabla 2. Características del átomo de carbono según su hibridación

Hibridación	Enlace	Ángulo de enlace	Geometría	Ejemplo
sp^3	simple; C — C	$109,5^\circ$	tetraédrica	$CH_3 - CH_3$
sp^2	doble; C = C	120°	trigonal plana	$CH_2 = CH_2$
sp	triple; C \equiv C	180°	lineal	$CH \equiv CH$

Fuente: Hart, H., Craine, L., Hart, D. y Hadad, C. (2007). *Química orgánica*. (12.ª ed.). Madrid: McGraw-Hill.

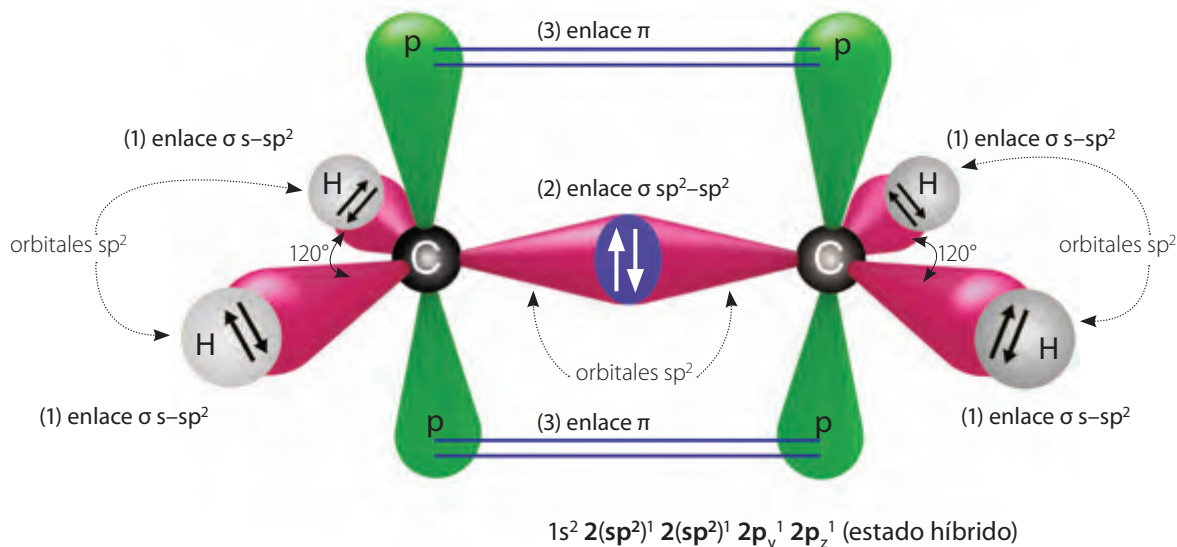
Hibridación sp^3

Por ejemplo, en el etano ocurre lo siguiente: (1) La combinación del OA 2s con los tres OA 2p da como resultado ocho orbitales híbridos sp^3 que están en un plano y forman ángulos de $109,5^\circ$ entre sí. Este tipo de enlace se denomina **enlace sigma (σ)**, correspondiente a enlaces simples. (2) El acercamiento frontal de los orbitales híbridos sp^3 de cada carbono formará un enlace de tipo $\sigma^{sp^3-sp^3}$.



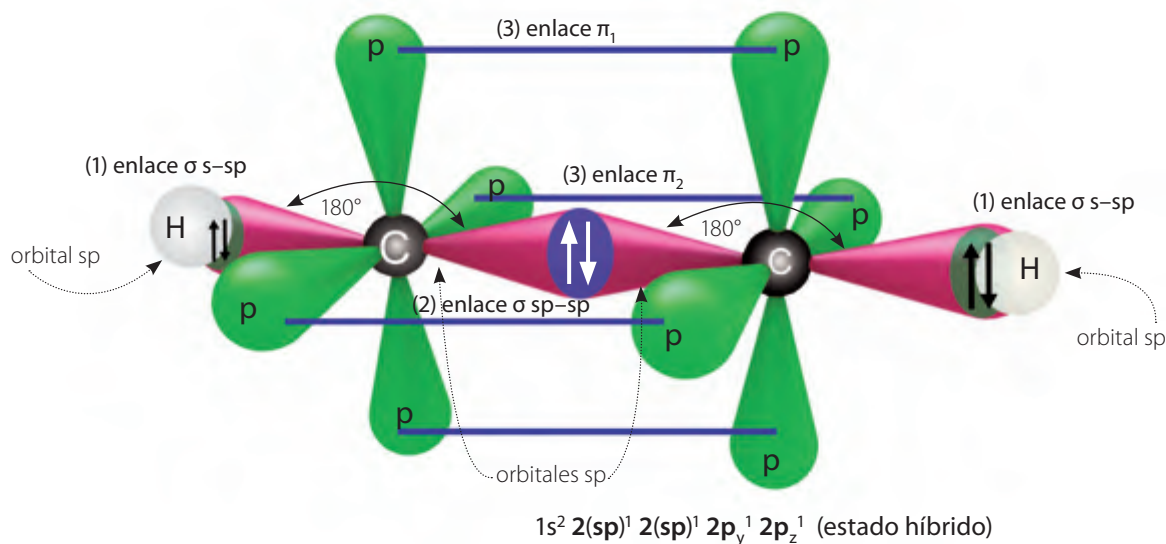
Hibridación sp^2

Por ejemplo, en el eteno ocurre lo siguiente: (1) La combinación del OA 2s solo con dos de los tres OA 2p da como resultado seis orbitales híbridos sp^2 que están en un plano y forman ángulos de 120° entre sí. (2) Cuando dos átomos de carbono con hibridación sp^2 se acercan y sus orbitales híbridos sp^2 se traslapan de frente, se forma un enlace $\sigma_{sp^2-sp^2}$. (3) La segunda unión correspondiente al doble enlace se forma por el solapamiento lateral de los orbitales p sin hibridar, el cual se denomina enlace pi (π).



Hibridación sp

Por ejemplo, en el etino ocurre lo siguiente: (1) La combinación del OA 2s solo con uno de los OA 2p da como resultado cuatro orbitales híbridos sp que se ubican linealmente formando ángulos de 180° entre sí. (2) Cuando dos átomos de carbono con hibridación sp se acercan y sus orbitales híbridos sp se traslapan de frente, se forma un enlace σ_{sp-sp} . (3) Finalmente, el triple enlace se forma por el solapamiento lateral de los orbitales p sin hibridar, detectándose dos tipos de enlace pi: π_1 y π_2 .

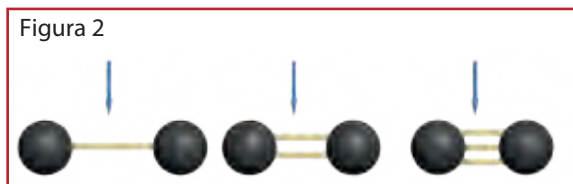
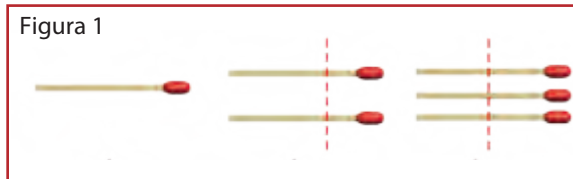


2.2 Longitud y fuerza de enlace

ACTIVIDAD 3 Construir, formular hipótesis, analizar y contrastar

En parejas, recolecten seis mondadientes o palos de fósforo y plastilina negra. Luego, realicen la actividad descrita y respondan las preguntas propuestas.


- Armen seis esferas de igual tamaño con la plastilina negra.
- Tomen dos mondadientes o palos de fósforo y redúzcanlos a dos tercios de su tamaño, y tomen tres mondadientes o palos de fósforo y córtelos a la mitad. (ver figura 1).
- Armen las estructuras de acuerdo con lo que se muestra en la figura 2.
- Observen sus modelos y predigan cuál de estos sería más fácil de romper a nivel de las uniones.
- Luego, intenten romper los mondadientes o palos de fósforo que mantienen unidas las esferas negras.
 - ¿Se cumplieron las predicciones propuestas en el paso 4? ¿Cuál de las tres estructuras resultó más fácil romper? ¿Cómo explicarían las diferencias en cada caso?
 - Si cada mondadientes o palo de fósforo representa un enlace químico entre átomos de carbono, ¿qué relación existe entre el tipo de enlace (simple, doble o triple), la longitud de este y la fuerza de unión?



La longitud de un enlace químico resulta de la interacción entre las fuerzas atractivas y repulsivas existentes en los átomos que lo forman. Como pudiste constatar en la *Actividad 3*, existe una relación entre la fuerza de enlace y su longitud: cuanto menor es la distancia entre los átomos de carbono, el enlace es más intenso. Por ejemplo, los enlaces covalentes simples carbono-carbono son más largos que los triples, mientras que estos tienen una fuerza de enlace mucho mayor.

La fuerza de un enlace covalente entre dos átomos está determinada por la energía necesaria para romper el enlace (energía de enlace). La tabla 3 nos muestra la relación entre la longitud y la energía de enlace para los tres tipos de enlaces covalentes carbono-carbono.

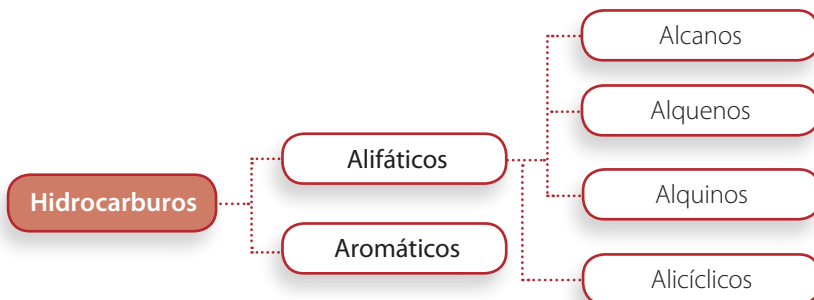
Tabla 3. Longitud y fuerza de los enlaces carbono-carbono

	Tipo de enlace	Longitud de enlace (Å)	Energía de enlace (kJ mol ⁻¹)
	C—C	1,54	348
	C=C	1,34	614
	C≡C	1,20	839

Fuente: Hart, H., Craine, L., Hart, D. y Hadad, C. (2007). *Química orgánica*. (12.ª ed.). Madrid: McGraw-Hill.

3. Los hidrocarburos

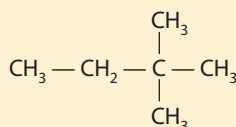
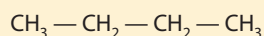
Entre los compuestos orgánicos, los hidrocarburos son los más sencillos debido a que están formados solo por átomos de carbono e hidrógeno. Los hidrocarburos se agrupan en dos grandes tipos: **alifáticos** y **aromáticos**.



Entre los hidrocarburos alifáticos podemos encontrar los alcanos, alquenos y alquinos, y sus análogos alicíclicos (cicloalcanos, cicloalquenos y cicloalquinos). Los hidrocarburos aromáticos son aquellos que provienen de una molécula llamada benceno, la que estudiaremos más adelante.

3.1 Hidrocarburos alifáticos

Los hidrocarburos con estructuras de cadena abierta, tal como se ilustran a continuación, se denominan alifáticos.



Este tipo de hidrocarburos incluye los alcanos, conocidos también como parafinas. Se caracterizan por estar formados exclusivamente por enlaces simples carbono-carbono y poseer la capacidad máxima de átomos de hidrógeno por cada carbono. Debido a esta particularidad, se les denomina hidrocarburos saturados. Los alquenos (u olefinas) presentan al menos un doble enlace $\text{C}=\text{C}$ en su cadena, mientras que los alquinos incluyen en su estructura al menos un enlace triple $\text{C}\equiv\text{C}$. Los alquenos y alquinos son considerados hidrocarburos insaturados.



▲ El aceite lubricante doméstico es una mezcla de diferentes alcanos. Presenta menor densidad en el agua, por esta razón flota en ella.

Conceptos clave ◀

Saturados: Moléculas que presentan en su estructura solo enlaces simples carbono-carbono.

Insaturados: Moléculas que presentan en su estructura enlaces dobles o triples, además de enlaces simples carbono-carbono.

Hidrocarburo alifático	Tipo de enlace	Fórmula general	Propiedades físicas (punto de ebullición, punto de fusión y solubilidad)	Ejemplo
Alcano	Simple	$\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$	Los puntos de ebullición y fusión y la solubilidad aumentan gradualmente en función de las masas molares.	
Alqueno	Doble	C_nH_{2n}	Son semejantes a las de los alcanos con igual número de átomos de carbonos.	
Alquino	Triple	$\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$	Son similares a las de los alcanos y alquenos con igual número de átomos de carbonos, pero sus puntos de ebullición y fusión son algo más altos.	

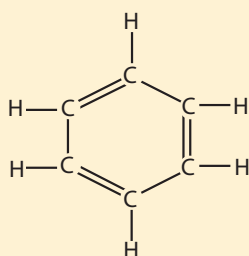
- **Hidrocarburos alicíclicos.** Entre los hidrocarburos alifáticos destacan los denominados cicloalifáticos o alicíclicos, que corresponden a alcanos, alquenos y alquinos, formando ciclos o cadenas cerradas.

Hidrocarburo alicíclico	Tipo de enlace	Fórmula general	Ejemplo
Cicloalcano	Simple	C_nH_{2n}	
Cicloalqueno	Doble	C_nH_{2n-2}	
Cicloalquino	Triple	C_nH_{2n-4}	

BIOGRAFÍA

Friedrich August Kekulé (1829-1896)

Químico alemán reconocido por sus estudios con respecto al comportamiento tetravalente del carbono y la importancia de las cadenas carbonadas en las estructuras orgánicas.



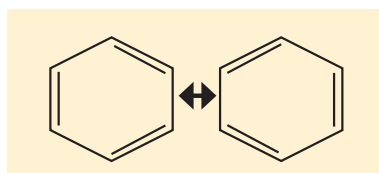
▲ **Figura 1.** Estructura del benceno según Kekulé

3.2 Hidrocarburos aromáticos

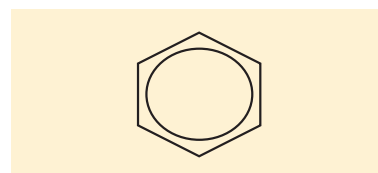
Como mencionamos anteriormente, los hidrocarburos aromáticos son aquellos que incluyen en su estructura un hidrocarburo en particular llamado **benceno**, cuya fórmula molecular es C_6H_6 . La estructura cíclica que posee este compuesto presenta seis carbonos unidos a través de enlaces covalentes alternados: tres simples y tres dobles.

Los compuestos aromáticos o arenos se conocieron en el siglo XIX, cuando se descubrieron varias sustancias de origen vegetal (bálsamos, resinas, esencias, etc.) con aromas intensos y todos ellos derivados sustituidos del benceno o formados por la unión de varios anillos bencénicos (hidrocarburos aromáticos policíclicos). En 1865, August Kekulé propuso una estructura para el benceno (figura 1): un hexágono regular en cuyos vértices se ubican los átomos de carbono, cada uno de ellos ligado a un átomo de hidrógeno.

El benceno puede representarse a través de dos estructuras de Lewis equivalentes, llamadas estructuras resonantes (figura 2), que muestran cómo los seis electrones provenientes de los enlaces dobles están en constante movimiento dentro del anillo. En la actualidad se representa al benceno a través de un hexágono con un círculo inscrito (figura 3), lo que nos indica que los electrones están distribuidos de manera uniforme dentro del anillo denominado híbrido resonante.



▲ **Figura 2.** Estructuras resonantes del benceno



▲ **Figura 3.** Estructura híbrida resonante del benceno

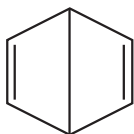
Taller de ciencias

Trabajo en equipo

La estructura del benceno

Antecedentes

El estudio de los compuestos aromáticos comenzó en 1825 con el descubrimiento de un nuevo hidrocarburo, aislado por Michael Faraday a partir de una mezcla aceitosa que se empleaba como combustible en las lámparas de gas. Tras varios análisis, se demostró que esta sustancia tenía un peso molecular de aproximadamente 78 g/mol, que correspondía a una fórmula molecular de C_6H_6 . A partir de este dato se comenzaron a proponer varias estructuras que cumplieran con la relación C:H. Una de ellas fue la planteada por el químico escocés James Dewar:



Estructura del benceno formulada por Dewar

Pregunta de investigación

¿Cuál es la forma correcta de representar la estructura del benceno, la de Dewar o Kekulé?

Hipótesis

Si todos los átomos de hidrógeno presentes en la molécula de benceno son equivalentes, la representación propuesta por Kekulé sería la más apropiada.

Estrategias de contrastación

El descubrimiento del benceno provocó una gran revolución entre los químicos de la época debido a que su comportamiento difería bastante en relación con otras sustancias estudiadas hasta ese momento. Por esta razón, el benceno fue sometido a diversos ensayos químicos, en los que se obtuvo siempre productos monosustituídos. A partir de estos resultados, se infirió que sus seis átomos de hidrógeno debían ser iguales.

Procedimiento

1. Revisen junto con sus compañeros y compañeras las estructuras del benceno propuestas por Kekulé y Dewar.
2. Planteen y diseñen un método para responder la pregunta de investigación propuesta. Para ello, exploren en diversas fuentes bibliográficas las reacciones de sustitución típicas del benceno.
3. Determinen si los átomos de hidrógeno en ambas estructuras son equivalentes. Expliquen.
4. Clasifiquen los átomos de carbono en ambas estructuras propuestas para el benceno, según su hibridación y número de carbonos enlazados. ¿Son iguales en ambos casos?
5. Sobre la base de la comparación de ambas estructuras, ¿cuál de los dos modelos seleccionarían? Justifiquen su respuesta desarrollando las estructuras de Lewis correspondientes a cada caso.

Análisis e interpretación de evidencias

Contrasten los resultados de la investigación realizada con la hipótesis inicial del problema. Discutan los aspectos que consideraron al momento de comparar las estructuras del benceno propuestas por Kekulé y Dewar. Luego, respondan las siguientes preguntas en sus cuadernos:

- a. ¿Por qué la estructura planteada por James Dewar no se ajusta a la hipótesis propuesta?
- b. ¿Cuál es la ventaja de la representación de Kekulé por sobre la de Dewar?
- c. Construyan al menos dos estructuras que den cuenta de la fórmula molecular C_6H_6 y discutan los nuevos modelos propuestos. ¿Es posible representar al benceno a través de alguno de ellos?

Tabla 4. Prefijos numerales para los hidrocarburos

Nº de carbonos	Prefijo numeral (raíz)
1	Met_
2	Et_
3	Prop_
4	But_
5	Pent_
6	Hex_
7	Hept_
8	Oct_
9	Non_
10	Dec_

Interactividad



Visita el enlace www.educaplus.org/play-229 y desarrolla las estructuras de diferentes alcanos a partir de su nombre IUPAC.

4. Nomenclatura de los hidrocarburos

En los comienzos de la química orgánica, a cada compuesto estudiado se le asignaba un nombre basado, por lo general, en su origen o su aplicación. Por ejemplo, limoneno (de los limones), α -pineno (de los pinos) y penicilina (del moho *penicillium notatum*). No obstante, desde hace algunos años se consideró la necesidad de establecer un método sistemático para nombrar los compuestos y no recurrir a nombres comunes o triviales.

La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) desarrolló un sistema para asignar nombres y fórmulas a cada compuesto químico. Esto se conoce como **nomenclatura**. La IUPAC establece algunas reglas generales y otras específicas para nombrar cada tipo de compuesto. Dentro de las reglas generales podemos mencionar:

- Identificar la cadena principal, que corresponde a la secuencia que contenga el mayor número de átomos de carbono.
- Los grupos de átomos unidos a la cadena principal se denominan sustituyentes, y estos se deben numerar de tal modo que el primero en aparecer reciba el número más bajo posible.

4.1 Nomenclatura de los hidrocarburos alifáticos

- El nombrar o construir la estructura de un hidrocarburo alifático dependerá del número de carbonos presentes en la cadena principal y del tipo de enlace existente entre los carbonos. Ver la tabla 4 arriba.
- Una vez identificada la cadena principal, procedemos a numerar los átomos de carbono. Si en la cadena principal solo existen enlaces simples C — C, la numeración debe considerar la posición más baja de los sustituyentes. Si la cadena principal posee insaturaciones, la numeración debe privilegiar la posición de los enlaces dobles o triples y, secundariamente, la ubicación de los sustituyentes si es que existen. Ver la tabla 5.

Tabla 5. Estructura y nombre de los principales sustituyentes alquilo

Metilo	CH ₃ —		
Etilo	CH ₃ CH ₂ —		
n-propilo	CH ₃ CH ₂ CH ₂ —		
Isopropilo	$\begin{array}{c} \\ \text{CH}_3\text{CHCH}_3 \end{array}$		
n-butilo	iso-butilo	sec-butilo	ter-butilo
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ —	$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{CHCH}_2\text{—} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH—} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3\text{—C—} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$

Los sustituyentes pueden utilizar el sufijo -il o -ilo. ►

Para otorgar el nombre al hidrocarburo alifático, se deben escribir los nombres de los sustituyentes en orden alfabético, además de su posición en la cadena principal. Si un mismo sustituyente se repite, debemos utilizar los prefijos di (dos), tri (tres) o tetra (cuatro) según corresponda. La posición de las insaturaciones dentro de la cadena principal también debe ser registrada en el nombre del compuesto.

Revisemos los siguientes ejemplos propuestos:

Correcto	Incorrecto
$ \begin{array}{ccccccc} & & \text{CH}_3 & & & & \text{CH}_3 \\ & & & & & & \\ 1 & - & 2 & - & 3 & - & 4 & - & 5 & - & 6 & - & 7 \\ \text{CH}_3 & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH} & - & \text{CH} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 \\ & & & & & & & & & & & & \\ & & & & \text{CH}_3 & - & \text{CH} & - & \text{CH}_3 & & & & \end{array} $ <p>4-isopropil-3-metilheptano</p> <ul style="list-style-type: none"> La cadena principal presenta siete átomos de carbono y no presenta insaturaciones, por lo cual el prefijo numeral es hept y su terminación ano. Los sustituyentes se ubican en las posiciones 3 y 4, respetando el orden alfabético. 	$ \begin{array}{ccccccc} & & \text{CH}_3 & & & & \text{CH}_3 \\ & & & & & & \\ 6 & - & 5 & - & 4 & - & 3 & - & 2 & - & 1 \\ \text{CH}_3 & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH} & - & \text{CH} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 \\ & & & & & & & & & & & \\ & & & & \text{CH}_3 & - & \text{CH} & - & \text{CH}_3 & & & & \end{array} $ <p>3-isopropil-1,4-dimetilhexano</p> <ul style="list-style-type: none"> El nombre propuesto es incorrecto debido a que no se consideró como cadena principal la que posee mayor número de átomos de carbono, principal regla IUPAC.
$ \begin{array}{ccccccc} & & \text{CH}_3 & & & & \text{CH}_3 \\ & & & & & & \\ 7 & - & 6 & - & 5 & - & 4 & - & 3 & - & 2 \\ \text{CH}_3 & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH} & - & \text{CH} & - & \text{CH} & = & \text{CH} \\ & & & & & & & & & & \\ & & & & \text{CH}_3 & - & \text{CH} & - & \text{CH}_3 & & & \end{array} $ <p>4-isopropil-5-metil-2-hepteno</p> <ul style="list-style-type: none"> La cadena principal está constituida por siete átomos de carbono e incluye el enlace doble, por lo cual el prefijo numeral es hept y su terminación eno. Los sustituyentes se ubican en las posiciones 4 y 5. 	$ \begin{array}{ccccccc} & & \text{CH}_3 & & & & \text{CH}_3 \\ & & & & & & \\ 1 & - & 2 & - & 3 & - & 4 & - & 5 & - & 6 & - & 7 \\ \text{CH}_3 & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH} & - & \text{CH} & - & \text{CH} & = & \text{CH} \\ & & & & & & & & & & & & \\ & & & & \text{CH}_3 & - & \text{CH} & - & \text{CH}_3 & & & & \end{array} $ <p>4-isopropil-3-metil-5-hepteno</p> <ul style="list-style-type: none"> El nombre indicado es incorrecto, porque al asignar la posición de cada carbono no se consideró la prioridad del doble enlace.
$ \begin{array}{ccccccc} & & \text{CH}_3 & & & & \text{CH}_3 \\ & & & & & & \\ 7 & - & 6 & - & 5 & - & 4 & - & 3 & - & 2 \\ \text{CH}_3 & - & \text{CH}_2 & - & \text{C} & - & \text{CH}_2 & - & \text{C} & \equiv & \text{C} \\ & & & & & & & & & & \\ & & & & \text{CH}_3 & & & & & & & \end{array} $ <p>5,5-dimetil-2-heptino</p> <ul style="list-style-type: none"> La cadena principal presenta siete átomos de carbono e incluye el enlace triple. El prefijo numeral es hept y su terminación ino. Los sustituyentes se ubican en el C₅, los cuales se nombran anteponiendo el prefijo di. 	$ \begin{array}{ccccccc} & & \text{CH}_3 & & & & \text{CH}_3 \\ & & & & & & \\ 1 & - & 2 & - & 3 & - & 4 & - & 5 & - & 6 & - & 7 \\ \text{CH}_3 & - & \text{CH}_2 & - & \text{C} & - & \text{CH}_2 & - & \text{C} & \equiv & \text{C} \\ & & & & & & & & & & & \\ & & & & \text{CH}_3 & & & & & & & & \end{array} $ <p>3,3-dimetil-5-heptino</p> <ul style="list-style-type: none"> El nombre señalado es incorrecto, porque la numeración no considera la prioridad del triple enlace.

ACTIVIDAD 4

Conocer, asociar y formular

Explica en tu cuaderno por qué los siguientes nombres de hidrocarburos alifáticos son incorrectos. Justifica tu respuesta. Luego, propón el nombre IUPAC apropiado en cada caso.

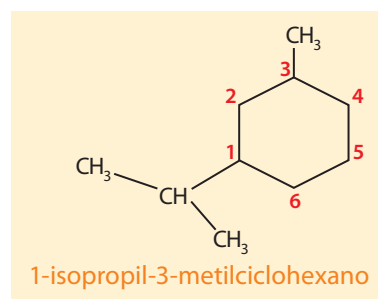
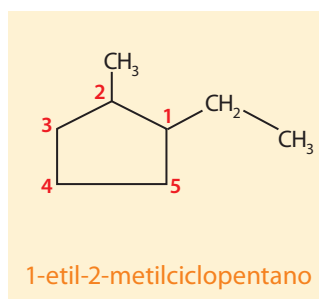
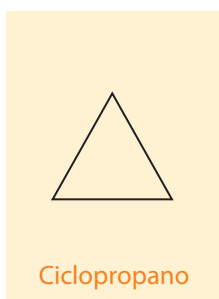
- 2,2-dimetil-6-etilheptano
- 4-etil-5,5-dimetilpentano
- 2-etil-1-propeno
- 1-metil-2-buteno
- 3-butino
- 2-etil-3-pentino



▲ El ciclopentano es un hidrocarburo alicíclico constituido por cinco átomos de carbono.

4.2 Nomenclatura de los hidrocarburos alicíclicos

- Para nombrar este tipo de compuestos se debe anteponer el prefijo “ciclo” y luego aplicar las reglas generales descritas anteriormente para los hidrocarburos de acuerdo a si es saturado o insaturado.
- Si el ciclo o anillo presenta un sustituyente, no es necesario señalarlo a través de un número, pero si un mismo sustituyente se repite en la estructura, estos se deben numerar de tal forma que alcancen la combinación numérica más baja posible.
- En el caso de existir sustituyentes diferentes, aquel que tenga la prioridad alfabética se localizará en el carbono 1.
- Finalmente, si el anillo presenta insaturaciones, se empiezan a numerar los carbonos a partir de aquellos con enlace múltiple. Estos son siempre prioridad, al igual que en el caso de los hidrocarburos alifáticos.



▲ Los anestésicos son sustancias que permiten el desarrollo de intervenciones quirúrgicas.

Conexión con...

MEDICINA

Desde los inicios de la cirugía, alrededor del siglo V, y durante muchos siglos, las intervenciones quirúrgicas eran calificadas como actos de crueldad y dolor, pues no se contaba con sustancias anestésicas. El descubrimiento de los primeros agentes anestésicos, recién en el siglo XIX, generó un gran avance en la medicina y la cirugía.

Uno de los primeros anestésicos fue el ciclopropano, un hidrocarburo alicíclico, que fue preparado por primera vez por el químico alemán August von Freund en 1882. Cincuenta años más tarde, en la Universidad de Toronto, Henderson y Lucas descubrieron accidentalmente las propiedades anestésicas del ciclopropano al analizar las impurezas de un compuesto con la misma fórmula molecular: el propeno.

Luego de varias pruebas, en 1933 se introdujo como anestésico clínico. Actualmente, se utilizan otras sustancias como anestésicos, pues el ciclopropano tiene una alta reactividad frente al aire u oxígeno, por lo que forma mezclas explosivas a casi cualquier concentración.

Resolución de problemas 1

Identificando un hidrocarburo

I. Situación problema

Un químico debe identificar un compuesto orgánico de naturaleza desconocida, del cual solo se sabe que es un hidrocarburo insaturado y de cadena abierta debido a su estructura química.

¿Cuál es el nombre IUPAC del hidrocarburo a estudiar?

II. Desarrollo

1. Observar

Para abordar este problema, primero debemos reconocer la cadena principal. Recuerda que esta siempre será aquella que tenga el mayor número de átomos de carbono. Como la estructura presenta una insaturación señalada en la figura, esta debe incluirse como parte de la cadena principal.

2. Clasificar

Tomando la cadena principal, procedemos a numerar cada uno de los carbonos, considerando la posición del doble enlace dentro de la molécula. La extensión de la cadena principal nos proporcionará el nombre base del hidrocarburo, mientras que la insaturación, el tipo de familia al cual pertenece.

3. Identificar

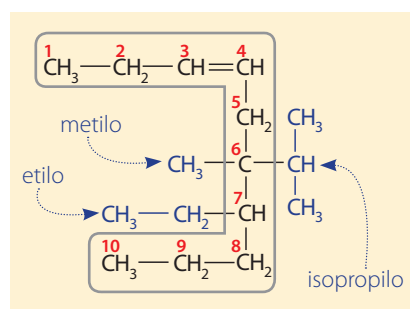
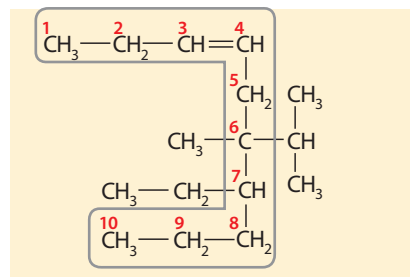
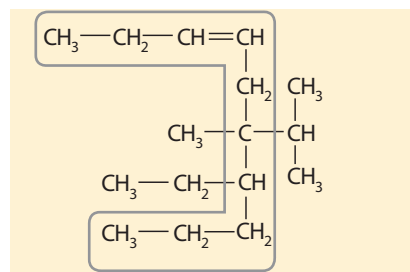
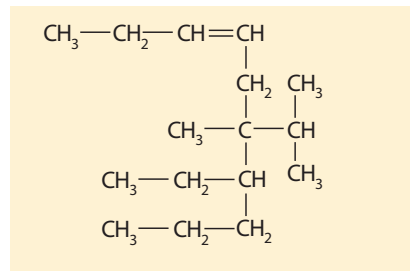
En consideración de las etapas anteriores, determinaremos los sustituyentes que se encuentran dentro de la estructura, estimando su posición dentro de la cadena principal y sus nombres según el orden alfabético.

4. Integrar

Finalmente, nombramos la molécula según las reglas de la IUPAC y los pasos realizados anteriormente.

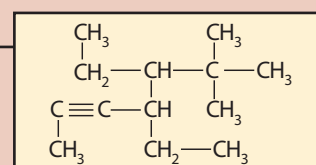
III. Resultado

El compuesto orgánico desconocido corresponde al 7-etil-6-isopropil-6-metil-3-deceno.



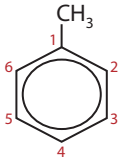
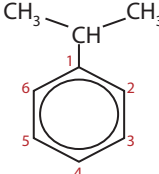
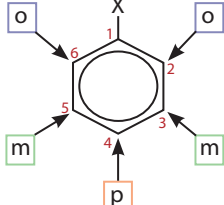
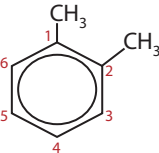
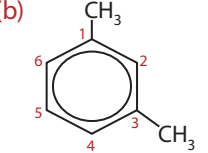
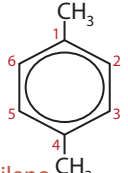
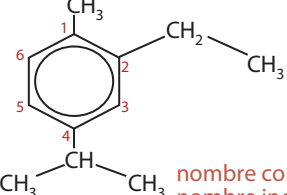
Ahora tú

Reproduciendo cada uno de los pasos del ejemplo anterior, nombra el siguiente compuesto orgánico:



4.3 Nomenclatura de hidrocarburos aromáticos

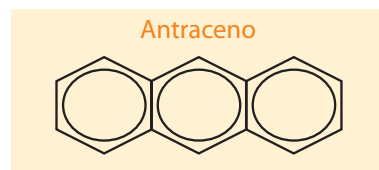
El interés por estudiar los compuestos aromáticos comenzó mucho antes de que se estableciera un sistema para nombrarlos y escribir sus estructuras. Por ello, la IUPAC aceptó algunos nombres comunes para este tipo de hidrocarburos; por ejemplo, el tolueno y el cumeno.

<p>Los derivados monosustituídos del benceno se nombran de la misma forma que los hidrocarburos alifáticos, pero considerando como base la palabra benceno, como el metilbenceno (tolueno) y el isopropilbenceno (cumeno).</p>	 <p>Metil benceno (tolueno)</p>	 <p>Isopropil benceno (cumeno)</p>	
<p>Los bencenos disustituídos se nombran de acuerdo a los siguientes prefijos: orto (o), meta (m) y para (p). Para comprender este tipo de nomenclatura, revisemos la siguiente figura. Un benceno disustituído en posición orto corresponderá a una relación 1,2 según el anillo bencénico. En el caso de la posición meta, la relación será 1,3, mientras que en la posición para, la relación será 1,4.</p> <p>Por ejemplo, el xileno presenta tres tipos de estructuras, las cuales difieren en la posición de uno de los grupos metilo.</p>			
<p>Los bencenos con más de dos sustituyentes se nombran de acuerdo a la posición en que estos se ubican en el anillo, de modo que la combinación numérica sea la más baja posible y en orden alfabético.</p>	<p>(a)</p>  <p>o-xileno (1,2-dimetilbenceno)</p>	<p>(b)</p>  <p>m-xileno (1,3-dimetilbenceno)</p>	<p>(c)</p>  <p>p-xileno (1,4-dimetilbenceno)</p>
 <p>nombre correcto: 2-etil-4-isopropil-1-metilbenceno nombre incorrecto: 6-etil-4-isopropil-1-metilbenceno</p>			

Los llamados hidrocarburos aromáticos policíclicos, también derivados del benceno, tienen una estructura formada por la unión de varios anillos bencénicos.



▲ Se utiliza como insecticida para prevenir el ataque de las polillas en fibras, pieles y cueros. Es un compuesto que puede provocar cáncer.



▲ Importante materia prima en la fabricación de colorantes.



▲ Está presente en el humo del cigarrillo y gases de combustión derivados del funcionamiento de automóviles. Esta sustancia puede provocar cáncer.



El cáncer y su relación con los hidrocarburos aromáticos policíclicos (PAHs)

Los hidrocarburos aromáticos policíclicos son estructuras con anillos fusionados de benceno, como el naftaleno y el antraceno. Los PAHs se encuentran en el carbón de hulla y el alquitrán, que son productos secundarios de la combustión incompleta de sustancias que contienen carbono.

Estudios en ratones han demostrado que los hidrocarburos aromáticos policíclicos en un tiempo breve de contacto o permanencia dentro del organismo pueden provocar tumores. De hecho, su efecto se conoce desde 1775, cuando se identificó al hollín como la causa del cáncer escrotal en los deshollinadores. En los fumadores habituales, se ha detectado una ocurrencia similar de cáncer en el pulmón y en los labios.

El mecanismo de acción de estas sustancias es bastante conocido. Para eliminar los hidrocarburos, el organismo por lo general los oxida para hacerlos más solubles en agua y así poder excretarlos por vías naturales. Estos productos de la oxidación metabólica son los verdaderos causantes del cáncer. Es decir, el organismo, tras el intento de eliminar sustancias dañinas, sintetiza otras aun más peligrosas.

Uno de los cancerígenos más potentes de este tipo es el benzo[α]pireno, cuya oxidación enzimática lo convierte en un epoxi-diol. Este reacciona con el ADN celular y produce mutaciones que impiden que las células se reproduzcan normalmente, lo que genera tumores cancerosos.

Si bien muchas sustancias químicas son causantes del cáncer, en la actualidad varias de ellas ayudan a combatirlo. El tratamiento del cáncer a través de la quimioterapia ha tenido grandes avances en las últimas décadas. Esto, combinado con una alimentación sana y práctica de ejercicios, ha permitido mejorar las expectativas de vida en muchos pacientes que sufren de este mal. ☞

Fuente: Hart, H., Craine, L., Hart, D. y Hadad, C. (2007). *Química orgánica*. (12.ª ed.). Madrid: McGraw-Hill. (Adaptación).

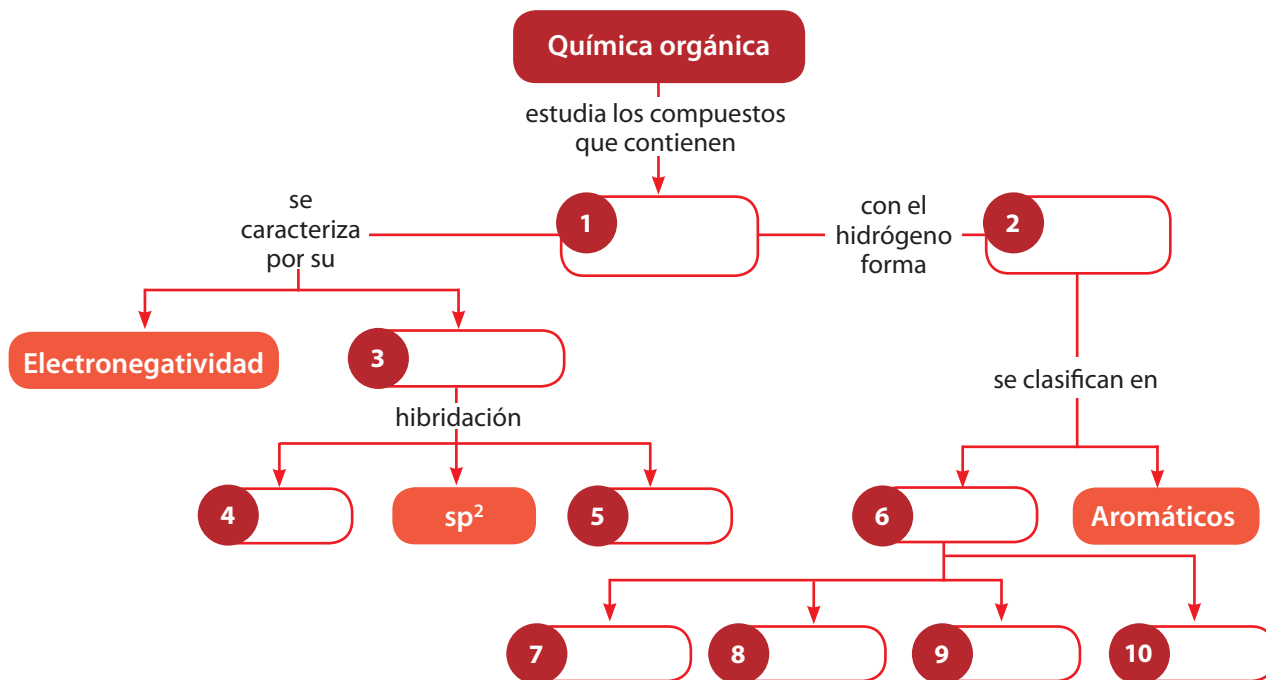
Trabajemos con la información

A partir de la lectura, responde las siguientes preguntas:

1. ¿Cómo actúan los hidrocarburos aromáticos policíclicos (PAHs) en el organismo para ocasionar el cáncer?
2. ¿Consideras que los PAHs son los únicos causantes del cáncer? ¿Conoces alguna otra sustancia química que pueda provocar este mal? Fundamenta tu respuesta.
3. Investiga sobre los tipos de cáncer más comunes en Chile y sus respectivos tratamientos médicos.

Mapa conceptual

Completa el siguiente esquema con los conceptos que correspondan.



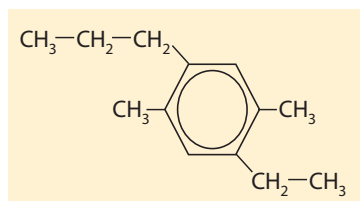
Evaluación de proceso

I. Lee las siguientes preguntas y selecciona la alternativa correcta.

- En relación al átomo de carbono, es incorrecto afirmar que:
 - es tetravalente.
 - tiene capacidad para formar hasta dos enlaces.
 - se une consigo mismo y con otros átomos.
 - será primario si este se encuentra unido a un átomo de carbono.
 - los enlaces covalentes carbono-carbono pueden ser simples, dobles o triples.
- ¿A qué tipo de hidrocarburo corresponde la fórmula molecular C_6H_{12} ?
 - Alcano
 - Alqueno
 - Alquino
 - Cicloalqueno
 - Aromático
- ¿Qué elementos químicos conforman principalmente a los hidrocarburos?
 - C y O
 - C y S
 - C y N
 - C y H
 - C y P
- ¿Qué tipo de hibridación presentan los carbonos adyacentes a un doble enlace?
 - sp
 - sp²
 - sp³
 - sp⁴
 - sp⁵

5. Según las reglas establecidas por la IUPAC, ¿cuál es el nombre correcto del siguiente hidrocarburo?

- A. 1-etil-2,6-dimetil-1-propilbenceno
- B. 2-etil-1,4-dimetil-5-propilbenceno
- C. 1-etil--dimetil-4-propilbenceno
- D. 1-etil-2,5-dimetil-4-propilbenceno
- E. 3-etil-1,4-dimetil-6-propilbenceno



6. ¿Cuál de los siguientes hidrocarburos está nombrado correctamente de acuerdo a las reglas IUPAC?

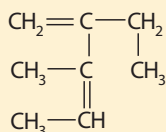
- A. 3-metil-butano
- B. 2-etil-pentano
- C. 3-penteno
- D. 1,3-butadieno
- E. 3,3-dimetilbutano

II. Dibuja en tu cuaderno la estructura de los siguientes hidrocarburos y clasifica cada uno de ellos como saturado o insaturado.

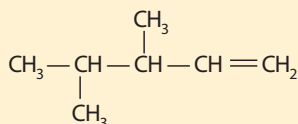
- 1. 2-metil-propano
- 2. 3-metil-2-buteno
- 3. 4,5-dimetil-2-hexino
- 4. 1-etil-3-metilbenceno
- 5. 3-metil-1-penteno
- 6. 2,3-dimetil-2-buteno

III. Indica la hibridación de todos los átomos de carbono presentes en la siguiente estructura.

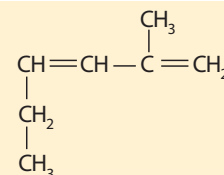
1.



2.



3.



Me evaluó

Completa la siguiente tabla siguiendo las instrucciones de tu profesor o profesora.

Debería	Ítem/ pregunta	Puntaje		¿Qué debo hacer?
		Total	Obtenido	
Identificar las características y propiedades del carbono que permiten la formación de una amplia variedad de moléculas.	I (1,4) III	5		Según los resultados obtenidos, realiza las actividades que te indicará tu profesor o profesora.
Clasificar los hidrocarburos según el tipo de enlace químico que presentan.	I (2,3) II	8		
Aplicar las reglas de nomenclatura orgánica para nombrar y construir moléculas.	I (5,6)	2		

Antecedentes

Al iniciar el estudio de la química orgánica es conveniente reconocer de forma experimental la presencia de los elementos que conforman los diversos materiales orgánicos.

Reactivos

- disolución de fenolftaleína
- trozo de pan
- terrón de azúcar
- trozo de madera
- mota de algodón

Materiales

- cápsula de porcelana
- trípode
- varilla de agitación
- azulejo
- fósforos

Experimento**Procedimiento**

1. Coloquen el trozo de pan dentro de una cápsula de porcelana.
2. Ubiquen la cápsula sobre un azulejo y sobre esta coloquen el trípode.
3. Enciendan la muestra (trozo de pan) con un fósforo y dejen que se consuma completamente.
4. Mientras transcurre la combustión, coloquen sobre el trípode, en posición horizontal, una varilla de vidrio con gotas de disolución de fenolftaleína. Observen.
5. Repitan el mismo procedimiento con las muestras de azúcar, madera y algodón. Registren sus observaciones.

Análisis de resultados

- a. ¿Qué origen presentan las muestras utilizadas en la actividad, orgánico o inorgánico?
- b. ¿Qué ocurrió durante la combustión de cada muestra? Averigüen cuáles son los productos de la combustión.
- c. Plantea una ecuación general que represente la reacción entre la muestra y el oxígeno presente en el aire mientras ocurre la combustión.
- d. ¿Qué aspecto tiene el residuo que queda después de la combustión?
- e. ¿Qué puedes afirmar a partir del aspecto que tiene el residuo?
- f. ¿Cuál es la función de la fenolftaleína en este experimento?
- g. ¿Cuál de los gases producto de la combustión puede identificarse usando la fenolftaleína?



Antecedentes

El acetileno o etino (nombre IUPAC) es un gas inestable e incoloro. Su descomposición puede producir monóxido de carbono (CO), dióxido de carbono (CO₂) y agua (H₂O). Este alquino es el más sencillo y de mayor comercialización.

Reactivos

- carburo de calcio (CaC₂)
- agua destilada (H₂O)

Materiales

- matraz Kitasato de 250 mL
- tubo de ensayo
- tapón monohoradado
- jeringa de 10 mL
- tubo de vidrio doblado en ángulo recto
- cubeta
- manguera

**Experimento****Procedimiento**

1. Llenen una cubeta con suficiente agua y sobre esta coloquen una probeta con agua e inviértanla dentro del recipiente.
2. Coloquen en un matraz con desprendimiento lateral limpio y seco 1,0 g de carburo de calcio e inserten el tapón monohoradado con el tubo de vidrio dentro de este.
3. Coloquen en la jeringa 10 mL de agua destilada y clávenla en el tapón, de modo que la aguja quede dentro del matraz.
4. Conecten una manguera en la salida del tubo de vidrio e introdúzcanla cuidadosamente por debajo de la probeta.
5. Presionen el émbolo de la jeringa dejando caer lentamente las gotas de agua sobre la muestra de carburo de calcio, hasta que termine el burbujeo. Midan el volumen de gas producido dentro de la probeta.

Análisis de resultados

- a. ¿Qué aspecto presenta el carburo de calcio?
- b. ¿Qué cambios observaron durante la adición del agua a la muestra?, ¿qué aspecto tiene el gas?
- c. ¿Podrían afirmar que se produce una reacción química al interior del matraz?, ¿qué productos se formaron? Propongan una ecuación química que describa los cambios ocurridos.
- d. ¿Por qué se debe agregar el agua lentamente?
- e. Averigüen en diversas fuentes de información otros métodos que permitan la obtención de acetileno y determinen las ventajas y desventajas respecto del procedimiento empleado en este laboratorio.

**Precaución**

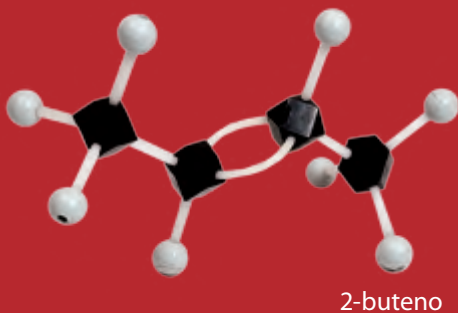
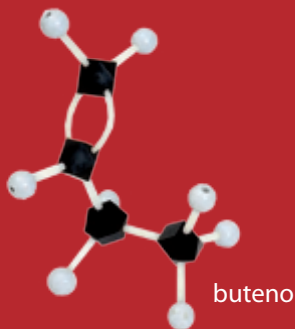
El gas acetileno es muy inflamable, de modo que es conveniente trabajar en espacios abiertos y lejos de productos comburentes.

Capítulo



Isomería en los compuestos orgánicos

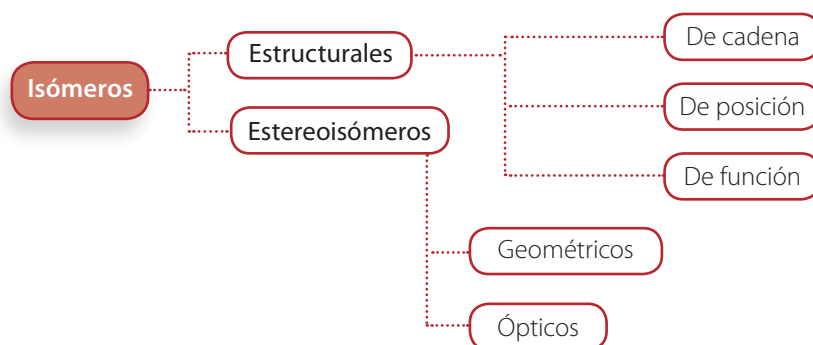
Para continuar con el estudio de los compuestos del carbono, revisaremos un fenómeno asociado a la estructura molecular de las sustancias: la isomería. Etimológicamente, la palabra isomería proviene del griego *isos* = igual y *meros* = parte; y se observa cuando dos o más compuestos tienen la misma fórmula molecular pero diferente distribución de los átomos en sus moléculas. La isomería es muy común en Química orgánica y explica el gran número de compuestos orgánicos conocidos.



1. ¿Qué son los isómeros?

Se dice que dos o más compuestos son isómeros entre sí cuando tienen una misma fórmula molecular (notación que indica el número de átomos diferentes en una molécula), pero difieren en su fórmula estructural (representación de la disposición de los átomos). Aunque coinciden en su notación química, los isómeros presentan diferentes propiedades físicas y químicas entre sí debido a las diferentes ubicaciones que pueden tener los átomos dentro de las moléculas.

Los isómeros se pueden clasificar de acuerdo con las siguientes categorías:



ACTIVIDAD 5

Construir y analizar

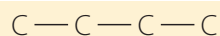
Formen un grupo de tres o cuatro integrantes y reúnan los siguientes materiales: una caja de fósforos, plastilina negra y blanca, cronómetro o reloj. Luego, desarrollen el procedimiento que se sugiere a continuación:

1. Modelen siete esferas de plastilina negra, que representarán átomos de carbono, y dieciséis esferas de plastilina blanca, que simbolizarán a los átomos de hidrógeno.
2. Utilizando los átomos modelados, armen todas las estructuras posibles que respondan a la fórmula molecular C_7H_{16} en un período de treinta minutos. Recuerden respetar la tetravalencia del carbono.
3. Dibujen en sus cuadernos cada una de las combinaciones obtenidas y anoten sus fórmulas estructurales.
4. Compartan y comparen sus modelos moleculares con los demás grupos. Comenten sus resultados y respondan las siguientes preguntas de análisis:
 - a. ¿Cuántos isómeros lograron construir en el tiempo asignado?, ¿podrían obtener más isómeros a partir de la fórmula química C_7H_{16} ?
 - b. Nombren los isómeros obtenidos aplicando las reglas IUPAC estudiadas en el capítulo I del texto.

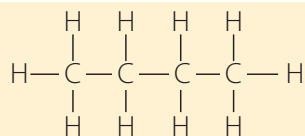
1.1 Las fórmulas estructurales

Seguramente, al realizar la *Actividad 5* y construir los isómeros del heptano (C_7H_{16}), primero ubicaste los siete átomos de carbono en una **cadena continua** y luego fuiste incorporando los sustituyentes a la cadena principal. Al elaborar las fórmulas estructurales de los isómeros de algún compuesto debemos considerar algunos pasos elementales. Utilizaremos como ejemplo la fórmula molecular C_4H_{10} :

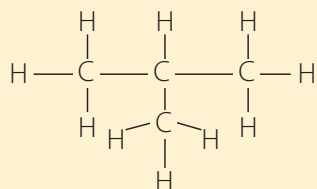
- A.** Se comienza escribiendo los cuatro átomos de carbono en una cadena continua.



- B.** Luego, considerando la tetravalencia del carbono, completamos con los hidrógenos faltantes.

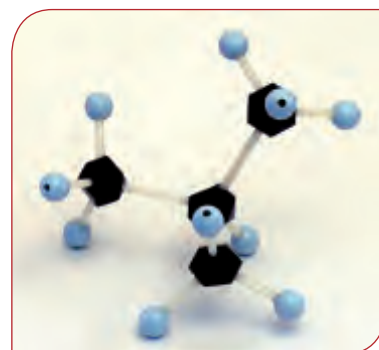
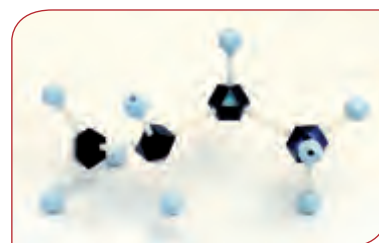
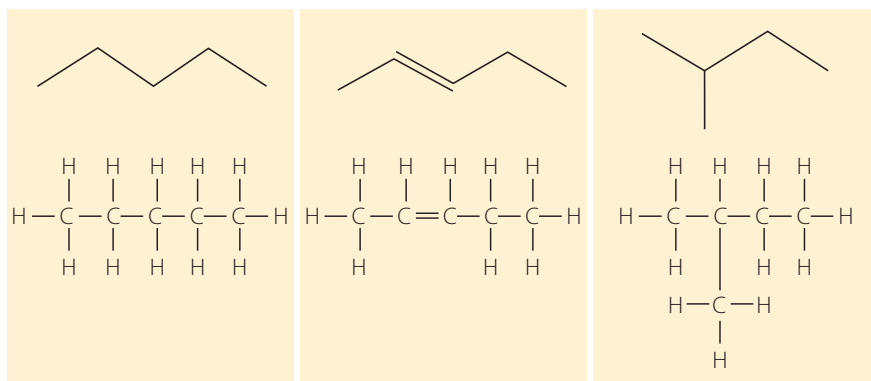


- C.** Para encontrar las fórmulas estructurales de los otros isómeros debemos reducir la cadena más larga y considerar la existencia de sustituyentes dentro de la molécula.



- D.** Finalmente, para la fórmula molecular C_4H_{10} tenemos dos isómeros posibles: el butano y el 2-metilpropano.

En química orgánica es habitual escribir las estructuras de las moléculas a través del uso de líneas como se ilustra a continuación:

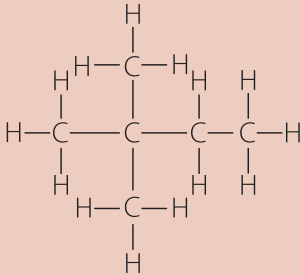
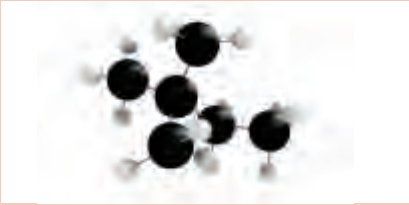
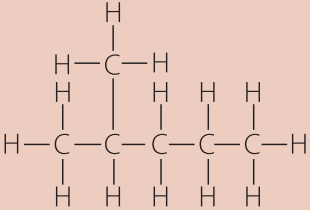

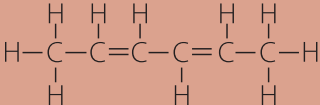
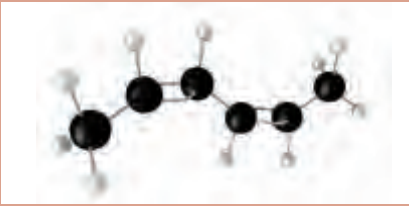
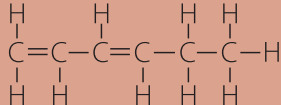

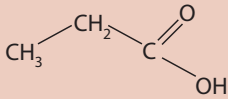
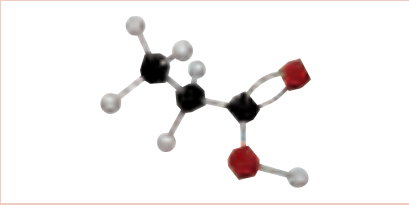
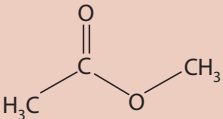
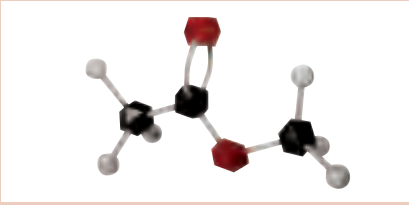


► **Concepto clave**

Grupo funcional: Átomo o grupo de átomos que caracteriza a una clase de compuestos orgánicos y determina tanto sus propiedades físicas como químicas.

2. Isómeros estructurales

Los isómeros estructurales o constitucionales corresponden a aquellas moléculas que se diferencian en la disposición en que se pueden enlazar los átomos. Dentro de los isómeros estructurales se encuentran los isómeros de cadena, los de posición y los de función.

Tipo de isómero estructural	Ejemplos	
<p>De cadena Este tipo de isómero se diferencia en la posición que adquieren los átomos de carbono dentro de la cadena, lineal o ramificada.</p>	<p>2,2-dimetilbutano (C₆H₁₄)</p>  	<p>2-metilpentano (C₆H₁₄)</p>  
<p>De posición Son aquellos compuestos que poseen la misma función química, pero sus fórmulas estructurales se diferencian en la localización del <u>grupo funcional</u>.</p>	<p>2,4-hexadieno (C₆H₁₀)</p>  	<p>1,3-hexadieno (C₆H₁₀)</p>  
<p>De función Se caracterizan por tener la misma distribución de átomos de carbono e igual fórmula molecular, pero difieren en el grupo funcional.</p>	<p>Ácido propanoico (C₃H₆O₂)</p>  	<p>Etanoato de metilo (C₃H₆O₂)</p>  

Resolución de problemas 2

Construcción de isómeros estructurales

I. Situación problema

Un hidrocarburo fue sometido a cierto análisis químico para determinar su composición. Este arrojó como resultado la fórmula molecular C_5H_{12} . A pesar de conocer su fórmula, existen tres estructuras químicas distintas que cumplen con esta notación. Por ello, se solicita al químico responsable del análisis construir las fórmulas estructurales de los isómeros del compuesto y nombrarlos según las reglas fijadas por la IUPAC:

- Isómero de cadena continua
- Isómero que contenga un carbono terciario
- Isómero que contenga un carbono cuaternario

II. Desarrollo

1. Analizar

La fórmula molecular propuesta corresponde a un alcano, ya que cumple la relación C_nH_{2n+2} . Por lo tanto, las estructuras solicitadas no poseen insaturaciones.

2. Formular

- Para construir el primer isómero (a) se debe partir dibujando la cadena continua que contenga los cinco átomos de carbono y luego completar con los átomos de hidrógeno faltantes, respetando la tetravalencia del carbono.
- En el caso del segundo isómero (b), debemos reducir la cadena continua a solo cuatro carbonos, uniendo el quinto a uno de los átomos intermedios.
- Para el tercer isómero (c), acortamos la cadena a solo tres carbonos, uniendo dos sustituyentes metilo al carbono intermedio. Así, este adquiere el carácter de cuaternario.

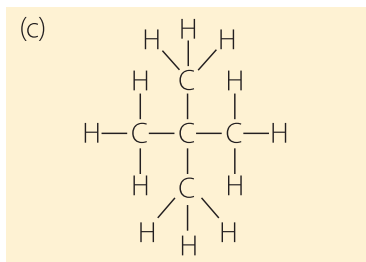
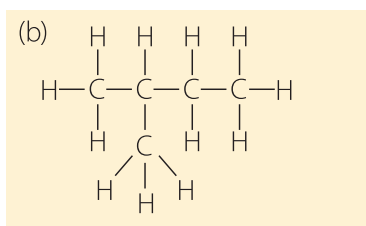
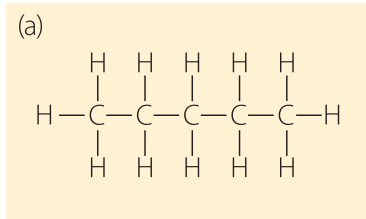
3. Integrar

Finalmente, nombramos cada uno de los isómeros construidos según las reglas IUPAC.

III. Resultado

Los isómeros correspondientes a la fórmula molecular C_5H_{12} son:

- a.** pentano **b.** 2-metilbutano **c.** 2,2-dimetilpropano



Ahora tú

Tomando como referencia el procedimiento anterior, construye las fórmulas estructurales de los isómeros correspondientes a la fórmula molecular C_7H_{16} y nómbralos de acuerdo a las reglas establecidas por la IUPAC.

NOBEL DE QUÍMICA

En 1975, el Premio Nobel de Química se les otorgó a dos científicos: al inglés John Cornforth, por sus estudios en la estereoquímica de las reacciones catalíticas enzimáticas, y al suizo Vladimir Prelog, por sus investigaciones en la estereoquímica y reactividad de las moléculas orgánicas.

3. Estereoisomería

Los estereoisómeros corresponden a un tipo particular de isómeros que se caracterizan porque sus átomos se distribuyen de manera espacial, es decir, tridimensionalmente. Los estereoisómeros se clasifican en **isómeros geométricos** e **isómeros ópticos**. El área de la química que estudia este tipo de isómeros se llama **estereoquímica**.

3.1 Isomería geométrica

El caso más frecuente de isomería geométrica se produce en los alquenos: el doble enlace $C=C$ genera un plano de simetría y los sustituyentes en los carbonos adyacentes pueden ubicarse en el mismo lado del plano o en el lado opuesto. Los isómeros geométricos pueden presentar dos configuraciones: **cis** o **trans**.

Las figuras 4 y 5 ilustran el caso de un alqueno hipotético de estructura $RCH=CHR$ y sus configuraciones. La isomería geométrica también puede producirse en los cicloalcanos, como se observa en las figuras 6 y 7, que corresponden a isómeros cis-trans del 1,2-dimetilciclopentano.

figura 4

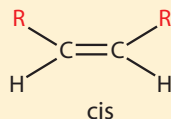


figura 5

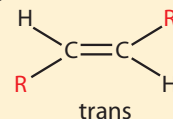
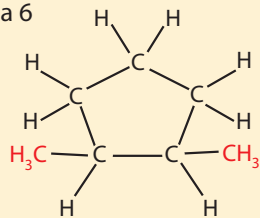
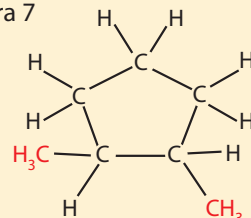


figura 6



cis-1,2-dimetilciclopentano

figura 7



trans-1,2-dimetilciclopentano

La isomería geométrica puede intervenir en algunos procesos biológicos. Una molécula cis puede interactuar de forma diferente con una enzima en comparación a su homólogo trans.

Reflexionemos

Los lípidos o grasas son esenciales en nuestra dieta, ya que son una fuente importante de energía. Sin embargo, su excesivo consumo puede desencadenar serios problemas a la salud. Los aceites vegetales originalmente presentan isomería del tipo cis, pero al ser sometidos a un proceso llamado hidrogenación, cambian su configuración a trans. Expertos en nutrición y salud pública de la Organización Panamericana de la Salud (OPS) han advertido que el consumo de grasas hidrogenadas del tipo trans, es riesgoso para la salud humana.

Averigua a través de diversas fuentes de información (Internet, libros de especialidad, expertos) en qué consiste el proceso de hidrogenación y por qué este se aplica industrialmente. Con la ayuda de tu profesor o profesora de Biología, elabora un listado de al menos diez productos que contengan grasas del tipo trans y propón alternativas saludables para reemplazar su consumo.

3.2 Isomería óptica

ACTIVIDAD 6 Construir, analizar y formular

Reúnanse en grupos de tres o cuatro integrantes y consigan los siguientes materiales: plastilina de cinco colores diferentes, palos de fósforo y un espejo. Luego, realicen la actividad descrita.

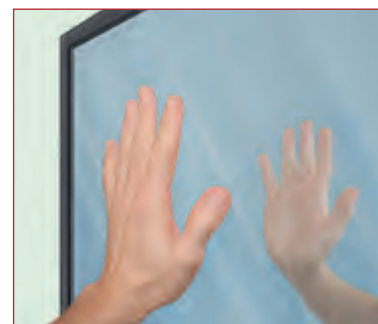
1. Tomen la plastilina y los palos de fósforo y construyan un modelo molecular, como el que se muestra en la ilustración.
2. Ubiquen la figura frente al espejo y observen la imagen formada.
3. Dibujen en sus cuadernos ambas moléculas, la imagen real y la imagen reflejada.
 - a. ¿Son superponibles entre sí ambas moléculas? Comenten.
 - b. ¿Qué características presenta el átomo central en ambos casos?
 - c. ¿Qué sucedería si en ambas estructuras dos átomos fuesen iguales? Expliquen.



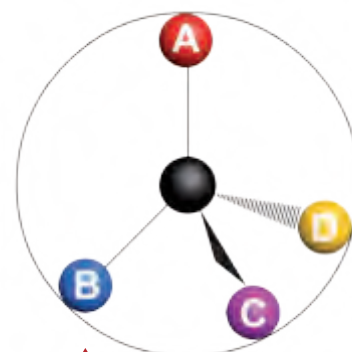
Al observar el modelo molecular construido en la *Actividad 6* y su imagen especular (imagen en el espejo), seguramente notaste que ambas estructuras no son superponibles entre sí debido a que el átomo central (carbono) está enlazado a cuatro átomos o sustituyentes distintos (representados por colores diferentes). Este par de moléculas corresponderían entonces a **isómeros ópticos o enantiómeros** (del griego *enantio* = opuesto). Cabe señalar que todas las moléculas tienen imagen especular; no obstante, solo aquellas que no son superponibles corresponden a isómeros ópticos.

A diferencia de los isómeros geométricos, los enantiómeros no poseen plano de simetría. Así, si trazamos un plano imaginario sobre el centro de la molécula, ambas mitades resultantes no son imágenes especulares entre sí. El átomo central se denomina **centro estereogénico** o carbono quiral. Cuando una molécula presenta un plano de simetría y, además, es superponible con su imagen especular, se dice que es una molécula aquiral. El modelo molecular que elaboraste en la *Actividad 6* corresponde a una molécula quiral.

Para comprender el fenómeno de la isomería óptica, no es suficiente imaginarse las estructuras e inferir si son quirales o aquirales, es necesario dibujar las moléculas tridimensionalmente en el plano, para lo que utilizaremos la proyección de líneas y cuñas. La figura al costado representa las moléculas de manera tridimensional: las proyecciones **A** y **B** están en el plano, la proyección **C** sale delante del plano y la **D** se dirige hacia atrás del plano.



▲ Si observas tus manos, fijate que cada una de ellas se refleja en la otra como un espejo, y si tratas de superponer ambas manos, no es posible. Lo mismo sucede con los enantiómeros.



▲ Proyección de líneas y cuñas

► Concepto clave

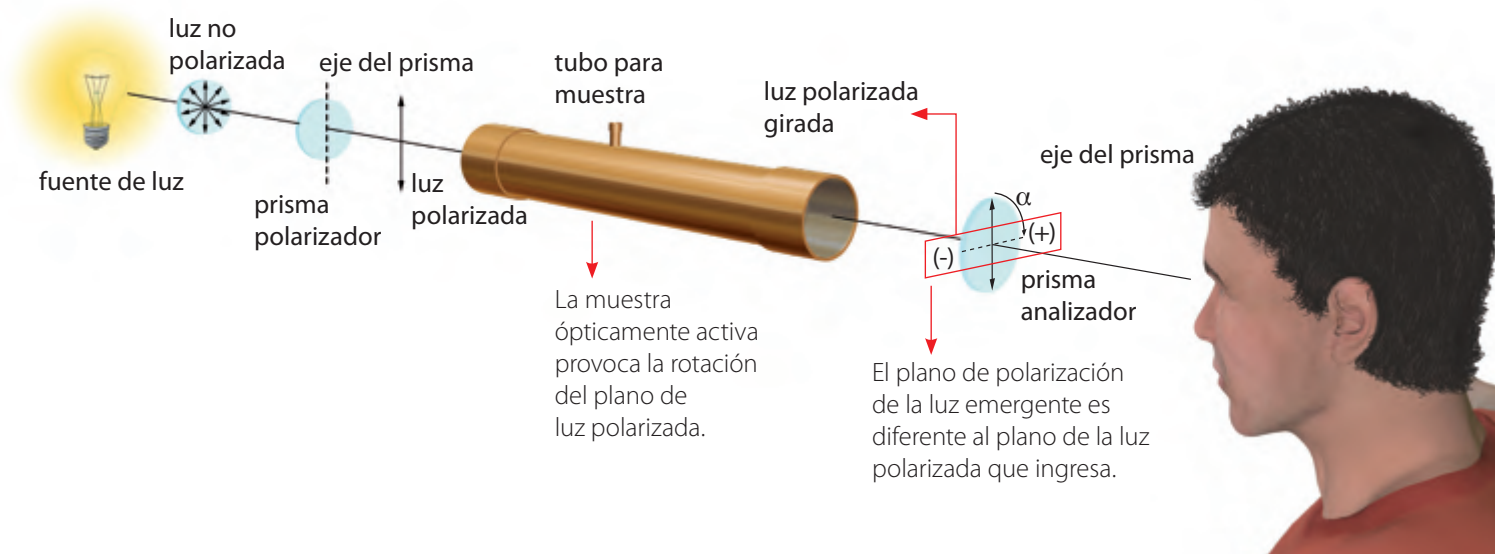
Luz polarizada: Radiación en la cual el movimiento de las ondas electromagnéticas se ubica en un plano.

4. La actividad óptica

La actividad óptica es una propiedad de ciertas moléculas orgánicas que nos permite reconocer experimentalmente a los enantiómeros.

En el siglo XIX, el físico francés Jean Baptiste Biot observó que en muchas ocasiones, cuando un haz de luz polarizada en un plano atraviesa una muestra sólida, líquida, gaseosa o una disolución de moléculas orgánicas, el plano de polarización gira. Se dice que aquellas sustancias que presentan este comportamiento son ópticamente activas.

El ángulo de rotación de una molécula se mide a través de un instrumento llamado polarímetro (ver imagen), que consta de una fuente luminosa, dos lentes y entre estas un tubo portador de la muestra a analizar. La disposición de estas piezas es tal que la luz atraviesa por una de las lentes (polarizador), luego por el tubo portador, después por la segunda lente (analizador) y finalmente llega al ojo del observador.



▲ Representación esquemática de un polarímetro.

La luz polarizada atraviesa una muestra ópticamente activa que hace girar el plano de polarización según la posición de un observador.

Desde el punto de referencia de un observador, el enantiómero que gira el plano hacia la derecha (equivalente a las manecillas del reloj) se denomina enantiómero **dextrorrotatorio (d)** y el que gira el plano hacia la izquierda (contrario a las manecillas del reloj) corresponde a su análogo **levorrotatorio (l)**. Por convención, se asigna un signo negativo (-) a la rotación hacia la izquierda y positivo (+) si la rotación es hacia la derecha.

El ángulo de rotación del rayo de luz polarizada es característico de cada sustancia y se denomina α . Cada enantiómero de una determinada sustancia presenta un valor de α igual en magnitud, pero de signo contrario. El valor de α dependerá de la longitud de onda (λ) de la luz utilizada y de la temperatura (T) del entorno en la cual se realiza la medición. De esta manera, un valor observado de α siempre deberá indicarse en relación a sus condiciones, por lo que se tratará de una **rotación específica** $[\alpha]$. La expresión para determinar la rotación específica de una muestra dada es la siguiente:

$$[\alpha]_{\lambda}^T = \frac{\alpha}{l \cdot c}$$

donde α es la rotación observada (en grados) l es la longitud del tubo en centímetros (la longitud estándar es de 10 cm), y c es la concentración de la muestra medida en mg mL^{-1} . Las condiciones normales para medir la rotación específica son $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ de temperatura y una longitud de onda 589 nm , que corresponde a una sección del espectro de emisión del sodio llamada línea D. La rotación específica medida bajo estas condiciones se denota $[\alpha]_{\text{D}}^{20}$ y constituye una constante física característica de las sustancias ópticamente activas.

4.1 Mezcla racémica

Una mezcla de los dos enantiómeros de un compuesto, en proporciones 50:50, se denomina mezcla racémica (\pm) o racemato.

Las mezclas racémicas son ópticamente inactivas debido a que la rotación provocada por uno de los isómeros es anulada por una rotación idéntica y opuesta proveniente de su enantiómero. Así mismo, otras propiedades físicas, como los puntos de ebullición y fusión, la densidad o la solubilidad difieren entre la forma racémica y los enantiómeros puros.

NOBEL DE QUÍMICA

En el año 2011, los estadounidenses William Knowles y Barry Sharpless, junto con el japonés Ryoji Noyori, se hicieron acreedores de esta importante distinción al desarrollar un nuevo método para la síntesis molecular a través del uso de catalizadores que facilitan la producción de solo uno de los enantiómeros en un compuesto quiral.

Interactividad



Ingresa al sitio <http://www.uhu.es/quimiorg/actopt.html> y revisa la información proporcionada con respecto a la actividad óptica. Desarrolla en forma individual los ejercicios propuestos para la determinación de la rotación específica de una molécula.

ACTIVIDAD 7

Analizar e interpretar

Ciertos compuestos orgánicos fueron medidos bajo condiciones normales, a través de un polarímetro, obteniéndose los siguientes valores de $[\alpha]$:

1. ¿Cuál(es) de los compuestos analizados corresponde(n) a enantiómeros del tipo dextrorrotatorio?
2. ¿Cuál(es) de los compuestos examinados corresponde(n) a enantiómeros levorrotatorios?
3. ¿Existen mezclas racémicas dentro de los compuestos estudiados?, ¿cuáles?

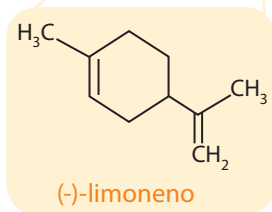
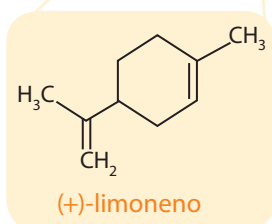
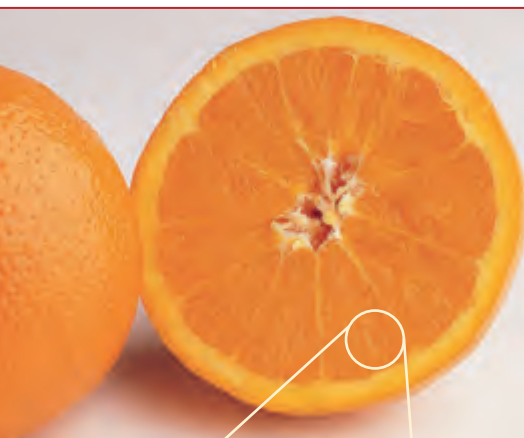
Tabla 6. Valores de $[\alpha]$ para algunos compuestos orgánicos

Compuesto	$[\alpha]_{\text{D}}^{20}$ (en grados)
Sacarosa	+233
Alcanfor	+44,26
Colesterol	-31,5
Morfina	-132
Ácido acético	0
Benceno	0

Fuente: Archivo editorial.

► **Concepto clave**

Receptor: Macromolécula presente en la célula donde un fármaco se une específicamente.



▲ El comportamiento bioquímico de los enantiómeros de una molécula es diferente. Por ejemplo, el (+)-limoneno es una sustancia con aroma a naranjas, mientras que el (-)-limoneno huele a limón.

Aplicaciones biológicas de la actividad óptica

Como ya sabemos, los enantiómeros difieren únicamente entre sus propiedades físicas en la actividad óptica. Una de las aplicaciones más importantes de la estereoquímica se puede observar en la industria farmacéutica. Una gran variedad de fármacos se sintetizan químicamente como mezclas racémicas, aunque solo uno de los enantiómeros presenta actividad biológica.

Para que una determinada molécula tenga efectos fisiológicos debe ser reconocida por un receptor dentro del organismo. Los receptores suelen ser altamente específicos; por esta razón, solo uno de los enantiómeros puede activar a un determinado receptor y así desencadenar una serie de respuestas bioquímicas en las células. Así como la mano derecha solo puede entrar a un guante derecho, determinado enantiómero se acoplará solo a un receptor que tenga la forma complementaria adecuada, mientras que el otro no.

Por ejemplo, el conocido antiinflamatorio llamado ibuprofeno solo uno de sus enantiómeros presenta actividad farmacológica. En ocasiones, el enantiómero inactivo de un medicamento produce efectos adversos y debe eliminarse de la mezcla racémica. Tal es el caso de la talidomida, un sedante débil cuyo enantiómero inerte desencadena graves malformaciones congénitas.

Conexión con...

FARMACOLOGÍA

A principios de la década de 1960, en Alemania se reveló un informe sobre el nacimiento de niños con malformaciones congénitas. Tras intensas investigaciones, se detectó que en estos casos las madres habían ingerido un medicamento con propiedades sedativas llamado talidomida.

Este compuesto, que también se detectó en la composición de algunos jarabes para la tos e incluso cuyo consumo se recomendaba para evitar las náuseas durante el embarazo, fue retirado del mercado.

La talidomida es una molécula quiral que forma dos enantiómeros: (+) y (-). Después de su retiro del mercado, se detectó que la forma comercial de la talidomida correspondía a su racemato, donde el enantiómero (-) poseía propiedades teratogénicas (alteraciones durante el embarazo), mientras que su homólogo (+) era un inductor del sueño.



La isomería y la visión


Desde hace muchos años, el saber popular ha asociado el consumo de zanahorias con la mantención de una buena visión. La ciencia ha demostrado que la zanahoria es una importante fuente de β -caroteno, sustancia antioxidante que tras ser absorbida por el organismo se transforma en vitamina A. Esta última es esencial para la visión y la regeneración de los pigmentos visuales, el antienvjecimiento de la piel y el óptimo funcionamiento del sistema inmunológico.

La isomería geométrica juega un papel clave en el proceso de la visión. El β -caroteno es un alqueno de fórmula molecular $C_{40}H_{56}$ que posee once dobles enlaces conjugados $C=C$ y es el precursor biológico de la vitamina A (o retinol). Las enzimas del hígado convierten el β -caroteno en retinol, que, tras oxidarse, produce una nueva sustancia llamada 11-cis-retinal.

En la retina del ojo existen dos clases de células receptoras sensibles a la luz: los bastones y los conos. Los bastones son los responsables de la visión con luz tenue y los conos distinguen los colores brillantes. Ambas células contienen pigmentos derivados de la vitamina A, en especial los bastones que están formados por el ftopigmento llamado rodopsina. Al recibir un fotón de luz, la rodopsina se disocia en opsina y 11-cis-retinal, y ocasiona rápidamente un cambio conformacional al isómero trans llamado todo trans-retinal.

Este proceso toma tan solo algunos picosegundos (10^{-12} segundos). El cambio de la geometría molecular desencadena la emisión de un impulso nervioso que se transmite al cerebro, donde se completa la visión.

Podemos percibir a diario la variación en la geometría del 11-cis-retinal cuando nos trasladamos desde una habitación iluminada hacia una más oscura. Durante esa transición quedamos por algunos instantes sin distinguir lo que nos rodea debido a que la rodopsina desintegrada por la luz comienza a reconstruirse.

La vitamina A desempeña importantes funciones dentro de la fisiología de la visión, y el retinol influye en la calidad de la visión nocturna por su capacidad de convertirse en retinal y abastecer de moléculas el proceso de la visión. 

Fuente: Hart, H., Craine, L., Hart, D. y Hadad, C. (2007). *Química orgánica*. (12.ª ed.). Madrid: McGraw-Hill. (Adaptación).

Trabajemos con la información

1. Describe las transformaciones que sufre el β -caroteno dentro del organismo.
2. ¿Recomendarías el consumo de zanahorias a modo de prevenir trastornos a la visión?, ¿por qué?
3. ¿Cuál es tu opinión con respecto al consumo de frutas o verduras y los beneficios que esto genera a la salud? Explica mediante ejemplos que conozcas.
4. Investiga sobre las principales vitaminas que contienen frutas y verduras. Luego, selecciona tres de estas y elabora un póster científico sobre los beneficios que trae su consumo a la salud según la pauta propuesta en la página 223 del texto.

Taller de ciencias

Trabajo en equipo

Los enantiómeros y la actividad óptica

Antecedentes

En 1815, Jean Baptiste Biot, al estudiar algunas sustancias como el alcanfor y el azúcar, descubrió que tenían la particularidad de variar el plano de propagación de un haz de luz polarizada. A pesar del importante hallazgo de Biot, aún no se establecían los fundamentos de la isomería óptica, hasta que en 1848 el químico francés Louis Pasteur, gracias a los resultados obtenidos de su investigación con sales cristalinas del ácido tartárico, postuló la relación entre los enantiómeros y su actividad óptica.

Pregunta de investigación

Lee y analiza las siguientes preguntas: ¿es posible separar los enantiómeros a partir de su racemato?, ¿cómo se puede reconocer experimentalmente a un enantiómero?, ¿qué métodos se han aplicado para su identificación?

Considerando las preguntas anteriores, te proponemos el siguiente problema de investigación: ¿La actividad óptica es la única propiedad que diferencia a los enantiómeros?

Hipótesis

Formulen una hipótesis que les permita explicar la relación entre los enantiómeros y la actividad óptica. Consideren los antecedentes entregados al inicio y las preguntas propuestas en el punto anterior.

Estrategias de contrastación

Louis Pasteur, estudiando la estructura cristalina de las sales del ácido tartárico, descubrió que estos cristales eran imágenes especulares y se relacionaban, igual que la mano izquierda con la derecha, a partir del siguiente método de trabajo conocido como **resolución mecánica**:

1. Preparó una disolución concentrada de tartrato amónico de sodio, sal proveniente del ácido tartárico derivado del vino fermentado, la que ópticamente era inactiva.
2. Recristalizó la disolución observando la aparición de dos tipos de cristales no superponibles uno del otro.
3. Examinó los cristales de esta sal a través de una lupa, detectando que se trataba de estructuras poliédricas irregulares que eran imágenes especulares no idénticas entre sí.
4. Separó meticulosamente con una pinza ambos tipos de cristales en dos cúmulos, a los que llamó "cristales derechos" y "cristales izquierdos".
5. Tomó ambas muestras de cristales y las disolvió en agua para examinar su respuesta frente a la luz polarizada.

Resultados

Según sus observaciones, Pasteur concluyó:

1. Ambas disoluciones resultaron ópticamente activas y hacían girar el plano de la luz polarizada en direcciones opuestas, pero con igual ángulo de rotación.
2. A pesar de que la rotación específica fue observada en disolución, Pasteur planteó que no se trataba de una característica propia de los cristales, sino de las moléculas que lo formaban.

Análisis e interpretación de evidencias

Lean y analicen las siguientes preguntas propuestas:

- ¿Qué materiales y técnicas de separación utilizó Pasteur en su investigación? Expliquen cada uno de ellos.
- ¿Sería conveniente reproducir este método para la identificación de otras moléculas enantioméricas considerando que solo algunos racematos forman cristales? Fundamenten.
- El mismo Louis Pasteur, en 1858, descubrió que algunas clases de hongos o bacterias, en medios de cultivos apropiados para su crecimiento, consumen de manera selectiva solo una forma ópticamente activa del racemato en estudio. Averigüen respecto a este nuevo procedimiento realizado por el químico francés, descríbanlo y compárenlo con el método de resolución mecánica. ¿Cuáles son sus diferencias y similitudes?, ¿qué ventajas y desventajas presenta cada uno de estos métodos? Si tuvieran que seleccionar y aplicar uno de estos métodos, ¿cuál de estos realizarían?

- Se han medido experimentalmente algunas propiedades de los dos enantiómeros del ácido tartárico y de su racemato, obteniéndose los resultados expuestos en la tabla 7.

Según los datos entregados, ¿cuáles de las muestras analizadas corresponderán a los enantiómeros dextrorrotatorio (d) y levorrotatorio (l) del ácido tartárico?, ¿por qué? ¿Qué propiedad(es) física(s) emplearon para identificar las moléculas enantioméricas? ¿La muestra **C** corresponderá al racemato del ácido tartárico? Fundamenten.

Conclusiones

Respecto a los resultados obtenidos por Pasteur en su método de resolución mecánica, ¿qué pueden inferir con respecto a los enantiómeros y su actividad óptica? Justifiquen.

Comunicación y proyecciones

Construyan un resumen científico sobre la contribución de Louis Pasteur en el campo de la estereoquímica según las pautas sugeridas en el texto en la página 222. Propongan dentro de su resumen una interrelación con otro campo de las ciencias; como por ejemplo, la farmacología.

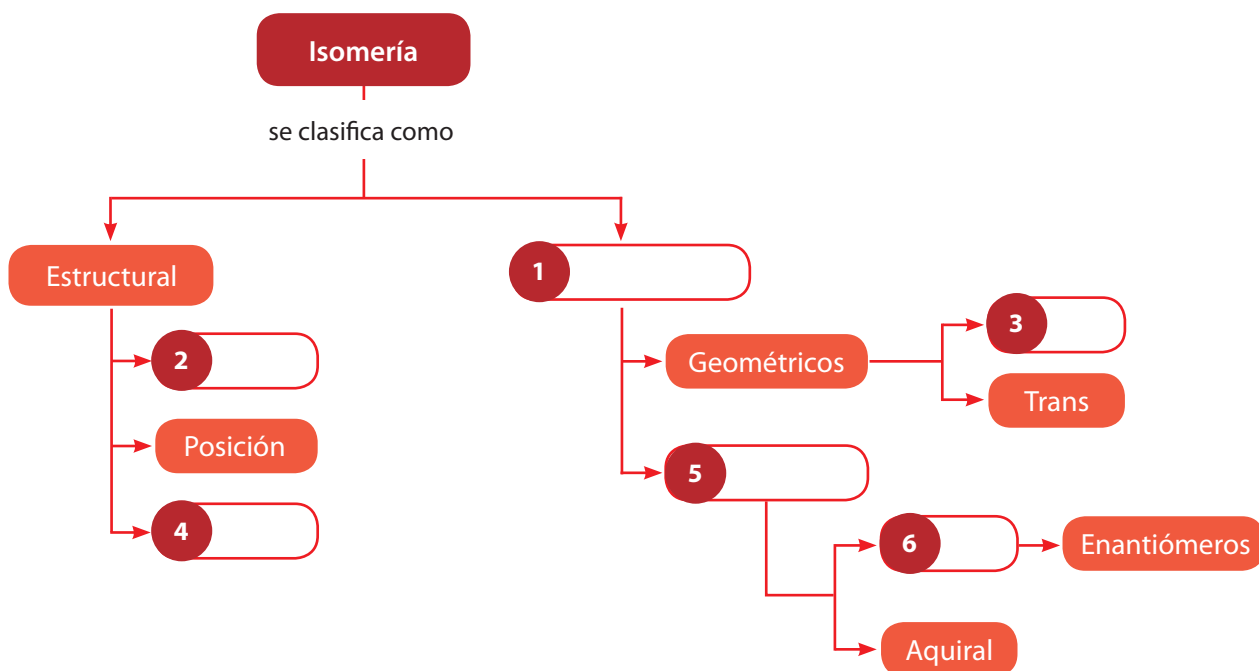
Tabla 7. Propiedades físicas de la mezcla racémica (\pm) y de los enantiómeros (+ y -) del ácido tartárico

Muestra	Punto de fusión (°C)	Densidad (g cm ⁻³)	Solubilidad a 20 °C (g/100 mL H ₂ O)	Rotación específica [α] _D ²⁰ (grados)
A	168 - 170	1,7598	139	+12
B	168 - 170	1,7598	139	-12
C	206	1,7880	20,6	0

Fuente: McMurry, J. (2005). *Química orgánica*. (5.ª ed.). Ciudad de México: Editorial Thomson.

Mapa conceptual

Completa el siguiente esquema con los conceptos que correspondan.



Evaluación de proceso

I. Lee las siguientes preguntas y selecciona la alternativa correcta.

1. ¿Cuál de los siguientes compuestos son isómeros correspondientes a la fórmula $C_4H_{10}O$?

- I. $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - OH$
- II. $CH_3 - CO - CH_2 - CH_3$
- III. $CH_3 - CH_2 - O - CH_2 - CH_3$

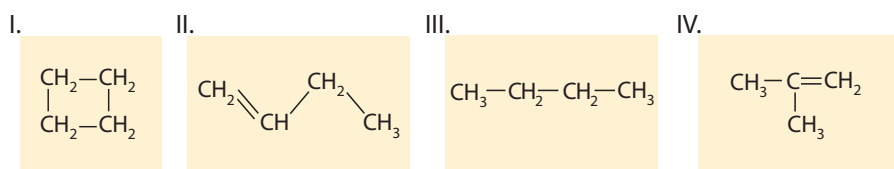
- A. Solo I
- B. Solo II
- C. Solo III
- D. Solo I y III
- E. Solo I, II y III

2. Construye las fórmulas estructurales del butano y el 2-metilpropano y obsévalas detenidamente. ¿Cuál(es) de las características planteadas es(son) común(es) en ambos hidrocarburos?

- I. El número de átomos de carbono.
- II. La cantidad de átomos de hidrógeno.
- III. Presentan sustituyentes.

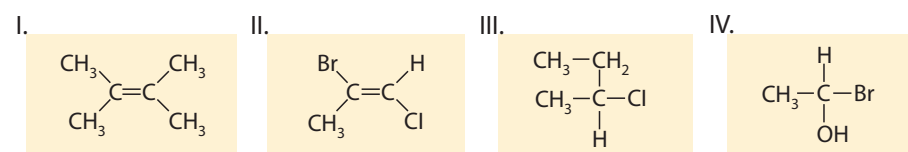
- A. Solo I
- B. Solo II
- C. Solo I y II
- D. Solo I y III
- E. I, II y III

3. ¿Cuáles de estos compuestos orgánicos son isómeros entre sí?



- A. Solo I y II
 B. Solo II y III
 C. Solo I, II y IV
 D. Solo II, III y IV
 E. I, II, III y IV

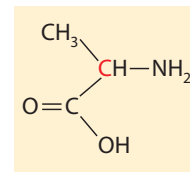
4. ¿Cuál o cuáles de estas moléculas presenta(n) isomería óptica?



- A. Solo I
 B. Solo II
 C. Solo I y II
 D. Solo III y IV
 E. I, II, III y IV

II. Responde las siguientes preguntas:

- Escribe la fórmula estructural y el nombre IUPAC de tres hidrocarburos no ramificados de fórmula molecular C_5H_{10} .
- Construye las fórmulas estructurales correspondientes al 2-buteno, 3-hexeno y 2-metilpropano. Luego, señala cuáles de ellos pueden presentar isomería geométrica.
- La alanina (Ala) es un aminoácido que se encuentra en las proteínas. A partir de la estructura de la alanina (ver imagen), dibuja sus dos enantiómeros utilizando la proyección de líneas y cuñas (el carbono quiral está señalado con color).



Me evaluó

Completa la siguiente tabla siguiendo las instrucciones de tu profesor o profesora.

Debería	Ítem/ pregunta	Puntaje		¿Qué debo hacer?
		Total	Obtenido	
Reconocer el fenómeno de la isomería dentro del ámbito de la química orgánica.	I	4		Según los resultados obtenidos, realiza las actividades que te indicará tu profesor o profesora.
Representar las moléculas orgánicas según su estereoquímica e isomería en los casos que corresponda.	II	9		

Antecedentes

La isomería es un fenómeno característico en la química orgánica debido a las propiedades específicas del carbono que le permiten la formación de una amplia variedad de moléculas.

Materiales

- barras de plastilina blanca y negra
- palos de fósforo o mondadientes

**Experimento****Procedimiento**

1. Modelen ocho esferas de plastilina negra, que representarán átomos de carbono y veinte esferas blancas que simbolizarán a los átomos de hidrógeno.
2. Utilizando los átomos modelados, armen los isómeros que respondan a la fórmula molecular C_4H_{10} . Recuerden respetar la tetravalencia del átomo de carbono.
3. Dibujen en sus cuadernos las estructuras obtenidas y nómbrénelas de acuerdo a las reglas IUPAC estudiadas en la unidad.
4. Comparen y compartan sus resultados con otros grupos de la clase.

Análisis de resultados

- a. ¿Cuántos isómeros lograron obtener según la fórmula molecular asignada?, ¿a qué tipo de isomería corresponden estas moléculas?
- b. Un estudio detectó que dos hidrocarburos de fórmula molecular C_4H_{10} presentan las siguientes propiedades físicas:

Tabla 8. Propiedades físicas de dos hidrocarburos de fórmula molecular C_4H_{10}

Característica del hidrocarburo	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)
lineal	-138,3	-0,5
ramificado	-159,9	-11,7

Fuente: Archivo editorial.

- Identifiquen, según la información proveniente de la tabla anterior, el nombre de cada isómero correspondiente a dicha descripción.
- ¿Cuál es el estado físico de los isómeros analizados?
- ¿Por qué el isómero lineal presenta un menor punto de fusión en comparación al isómero ramificado? Propongan una explicación.
- ¿Por qué el punto de ebullición del isómero lineal es mayor que el del isómero ramificado?

Antecedentes

El limoneno es una sustancia que se encuentra en muchos aceites esenciales, como en los limones, las naranjas y las limas. Esta molécula presenta un carbono quiral, por lo que las formas (+) o (-) se presentan en forma natural.

Reactivos

- agua (H₂O)

Materiales

- naranjas
- refrigerante simple, dos soportes universales, pinzas, nueces y mangueras
- vaso de precipitado de 500 mL
- balón de destilación de 250 mL
- probeta de 200 mL
- matraz Erlenmeyer de 100 mL
- mechero, rejilla y trípode
- termómetro
- perlas de ebullición

**Experimento****Procedimiento**

1. Con ayuda de un cuchillo de mesa, quiten la cáscara a tres naranjas, incluyendo la pulpa blanca. Luego, preparen un picadillo con las cáscaras extraídas.
2. Coloquen la muestra dentro de un balón de destilación y adicione 100 mL de agua. Incorporen cuatro perlas de ebullición.
3. Armen el equipo de destilación simple. Siguen las instrucciones del profesor o profesora para obtener el montaje tal como se ilustra en la fotografía. Fijen con mucha seguridad las pinzas que sostienen el refrigerante y el balón y comprueben que las mangueras por donde circulará el agua queden bien puestas.
4. Calienten el balón de destilación, controlando la intensidad de la llama para evitar que la ebullición sea violenta.
5. Midan la temperatura al comienzo del calentamiento y posteriormente, a intervalos de dos minutos hasta que esta sea constante. Recojan en un vaso de precipitado los líquidos destilados.
6. Coloquen el matraz Erlenmeyer para recibir todo el destilado a temperatura constante.
7. Obtenida la esencia de limoneno, apaguen el mechero y dejen enfriar el montaje por unos quince minutos antes de desmontarlo.

Análisis de resultados

- a. ¿A qué temperatura se obtuvo la esencia de limoneno?, ¿es mayor o menor que la temperatura de ebullición del agua?
- b. Según lo estudiado en la unidad, ¿qué enantiómero del limoneno extrajeron? Justifiquen.
- c. Revisen la estructura del enantiómero obtenido (página 146) e identifiquen el carbono quiral. ¿El limoneno es una molécula polar o apolar?
- d. Existen 14 isómeros posibles que cumplen la fórmula molecular del limoneno (C₁₀H₁₆), pero que difieren en la posición de los dobles enlaces. Propongan al menos cinco isómeros del limoneno.

Observa y analiza las siguientes infografías que te ayudarán a sintetizar y reforzar los contenidos de la unidad.

- 1 La gran mayoría de los combustibles están constituidos por compuestos orgánicos, principalmente por hidrocarburos, que corresponden a moléculas que contienen átomos de carbono e hidrógeno.



- 2 La teoría vitalista sostenía que los compuestos orgánicos solo podían ser elaborados por organismos vivos, hasta que Wöhler demostró lo contrario al obtener urea en forma experimental.



GLOSARIO

Actividad óptica: Propiedad física que presentan los enantiómeros frente a la luz polarizada.

Alcano: Hidrocarburo de cadena lineal o ramificada que solo contiene enlaces simples carbono-carbono en su estructura.

Alqueno: Hidrocarburo insaturado que contiene al menos un doble enlace carbono-carbono en su estructura.

Alquino: Hidrocarburo insaturado que contiene al menos un triple enlace carbono-carbono en su estructura.

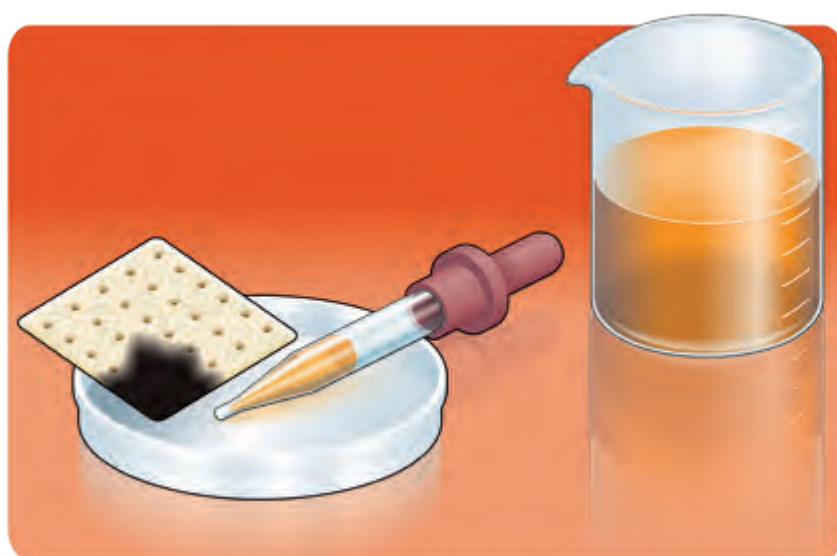
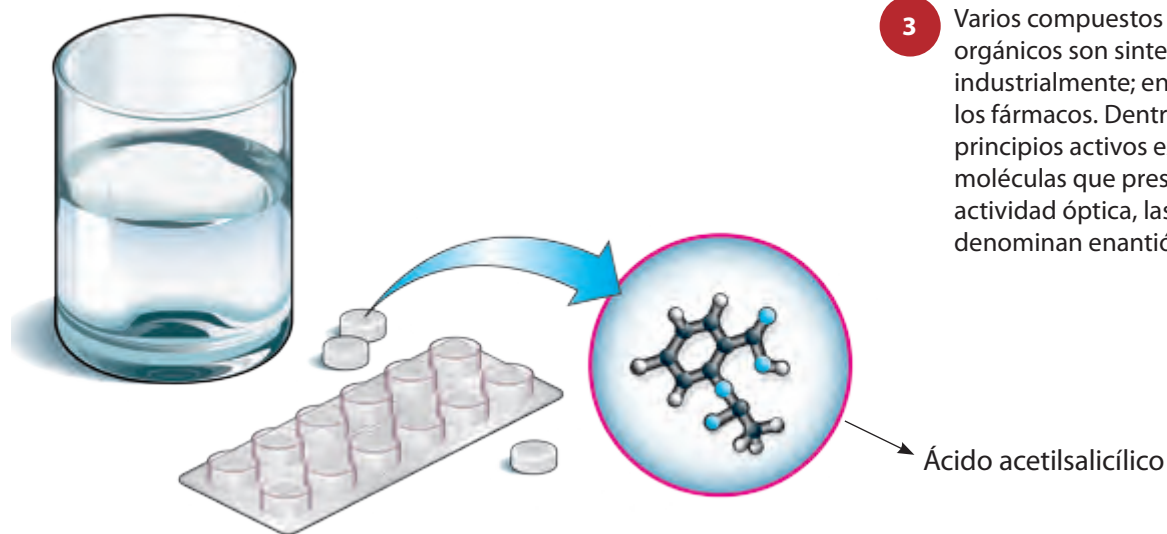
Benceno: Hidrocarburo aromático insaturado cuya fórmula molecular es C_6H_6 .

Carbono: Elemento químico principal en la composición de todos los compuestos orgánicos. Su número atómico es igual a seis y se ubica en el grupo 14 de la tabla periódica de los elementos.

Centro estereogénico: Corresponde a un átomo, generalmente carbono, enlazado a cuatro átomos o grupos diferentes.

Compuestos orgánicos: Compuestos químicos que contienen uno o más átomos de carbono en su composición.

Enantiómeros: Par de moléculas cuyas imágenes especulares no son superponibles entre sí.



Estereoisómeros:

Isómeros cuyos átomos se distribuyen de manera espacial, es decir, tridimensionalmente.

Hibridación: Combinación de orbitales atómicos diferentes para formar nuevos orbitales atómicos de igual energía.

Hidrocarburos: Compuestos orgánicos formados únicamente por átomos de carbono e hidrógeno.

Hidrocarburos alifáticos:

Hidrocarburos de cadena carbonada lineal o ramificada. Pueden ser saturados o insaturados.

Hidrocarburos aromáticos:

Hidrocarburos formados por uno o más anillos bencénicos.

Isómeros: Compuestos que presentan la misma fórmula molecular, pero difieren en su estructura.

Mezcla racémica: Mezcla de partes iguales de enantiómeros (+) y (-) de una sustancia quiral.

Química orgánica: Rama de la química que se dedica al estudio de los compuestos del carbono.

Quiral: Propiedad de superposición de la imagen de un objeto con su propia imagen especular.

I. Conocimiento. Marca la alternativa correcta para cada enunciado.

1. Al interior de las moléculas orgánicas, el átomo de carbono posee la capacidad para establecer el(los) siguiente(s) tipo(s) de enlace(s):

- I. Simple.
 - II. Doble.
 - III. Triple.
- A. Solo I
B. Solo II
C. Solo I y II
D. Solo I y III
E. I, II y III

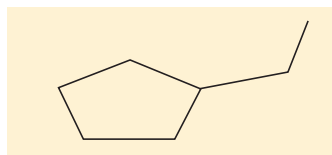
2. ¿Cuál es la principal característica de los alquinos?

- A. Uno o más enlaces dobles carbono-carbono.
B. Uno o más enlaces triples carbono-carbono.
C. Solo enlaces simples carbono-carbono.
D. Al menos un enlace doble carbono-oxígeno.
E. Al menos un enlace triple carbono-nitrógeno.

3. ¿Cuál de los siguientes compuestos orgánicos no corresponde a un isómero del hexano?

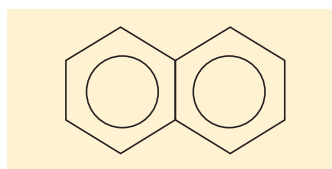
- A. 2-metilpentano
B. 2,2-dimetilpropano
C. 2,3-dimetilbutano
D. 2-metilpentano
E. 2,2-dimetilbutano

4. ¿Cómo se denomina el hidrocarburo de la imagen?



- A. Ciclopropano.
B. Etilciclopropano.
C. Ciclobutano.
D. Etilciclopentano.
E. Metilciclobutano.

5. ¿Cuántos átomos de hidrógeno contiene el compuesto aromático de la figura?



- A. 12
B. 10
C. 8
D. 6
E. 4

6. ¿Cuál es la fórmula molecular del etino?

- A. C_2H_2
B. C_3H_6
C. CH_4
D. C_2H_6
E. C_3H_4

7. Cómo se denominan aquellos compuestos que poseen la misma fórmula molecular, pero difieren en la organización de sus átomos?
- A. Hidrocarburos.
 - B. Alifáticos.
 - C. Aromáticos.
 - D. Isómeros.
 - E. Enantiómeros.
8. ¿Qué tipo de isomería presentan el hexano y el 3-metilpentano?
- A. Geométrica.
 - B. Óptica.
 - C. De cadena.
 - D. De posición.
 - E. De función.
9. ¿En cuál de estos casos se producirá una configuración de tipo cis-trans?
- A. Solo si existen enlaces simples carbono-carbono.
 - B. Si la estructura presenta al menos un enlace doble carbono-carbono.
 - C. Solo en moléculas aromáticas.
 - D. En los alcanos sin sustituyentes.
 - E. Si existe al menos un triple enlace carbono-carbono.
10. ¿Cuándo una molécula orgánica es considerada dextrorrotatoria?
- A. Si el plano de luz polarizada gira hacia la derecha.
 - B. Si el plano de luz polarizada gira hacia la izquierda.
 - C. Si el plano de luz polarizada no experimenta giro.
 - D. Si está constituida por carbonos terciarios.
 - E. Solo si es un alqueno.
11. El limoneno presenta dos isómeros ópticos. Se sabe que el enantiómero dextrorrotatorio del limoneno tiene olor a naranjas, mientras que el levorrotatorio huele a limones. Al respecto, ¿cuál de las siguientes alternativas es correcta?
- A. El (+) limoneno presenta olor a limón.
 - B. La mezcla de ambos enantiómeros es dextrorrotatoria.
 - C. Solo difieren en el sentido de su rotación en el plano frente a la luz polarizada.
 - D. La molécula de (+) limoneno desvía el plano de luz hacia la izquierda.
 - E. El racemato del limoneno es (-).

II. Análisis. Desarrolla las siguientes preguntas.

- Los compuestos orgánicos se caracterizan por contener carbono como átomo principal, el que forma, mayoritariamente, enlaces covalentes con el hidrógeno y con otros átomos de carbono. Analiza la siguiente tabla.

Compuesto	Tipo de enlace	Energía de enlace (kJ mol ⁻¹)	Longitud de enlace (Å)
Etano	C – C	376	1,54
	C – H	420	1,10
Eteno	C = C	611	1,33
	C – H	444	1,07
Etino	C ≡ C	835	1,20
	C – H	552	1,06

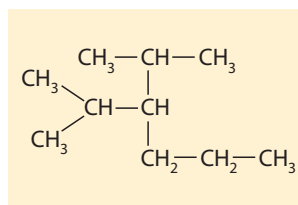
Fuente: McMurry, J. (2005). *Química orgánica*. (5.ª ed.). Ciudad de México: Editorial Thomson.

- ¿En cuál de los tres hidrocarburos se requerirá de un consumo energético mayor, tal que rompa sus enlaces? Fundamenta considerando ambos tipos de uniones entre los átomos.
 - Construye un gráfico longitud de enlace vs. tipo de enlace carbono-carbono. ¿Cuál es la tendencia de la curva obtenida? Fundamenta.
 - ¿Por qué las longitudes de los enlaces C – H presentan valores cercanos en los tres casos?, ¿estos valores se relacionan con sus energías de enlace?
- Existen tres compuestos orgánicos que cumplen la fórmula molecular C₅H₁₂, los cuales presentan las siguientes propiedades físicas:

Compuesto	Punto de ebullición (°C)	Punto de fusión (°C)
Pentano	36	-130
2-metilbutano	28	-160
2,2-dimetilpropano	10	-20

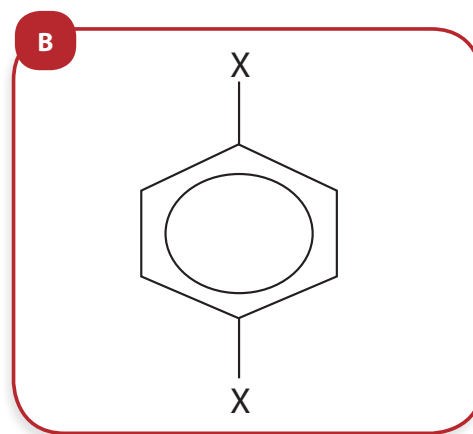
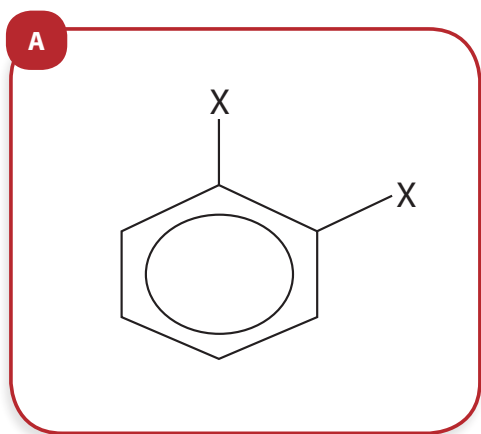
Fuente: McMurry, J. (2005). *Química orgánica*. (5.ª ed.). Ciudad de México: Editorial Thomson.

- ¿Qué tienen en común las tres moléculas estudiadas? Nombra al menos tres características.
 - ¿Por qué el pentano presenta un punto de ebullición más elevado que el resto de las sustancias?
 - ¿Cuál es la relación entre el punto de fusión y la fórmula estructural de las moléculas?
- Observa la siguiente estructura y luego responde las preguntas planteadas.
 - Propón el nombre IUPAC de este compuesto.
 - Clasifica cada uno de los átomos de carbono que componen la molécula según el criterio de carbonos enlazados.
 - ¿La molécula presenta algún carbono quiral? Fundamenta tu respuesta.



III. Aplicación. Desarrolla las siguientes preguntas.

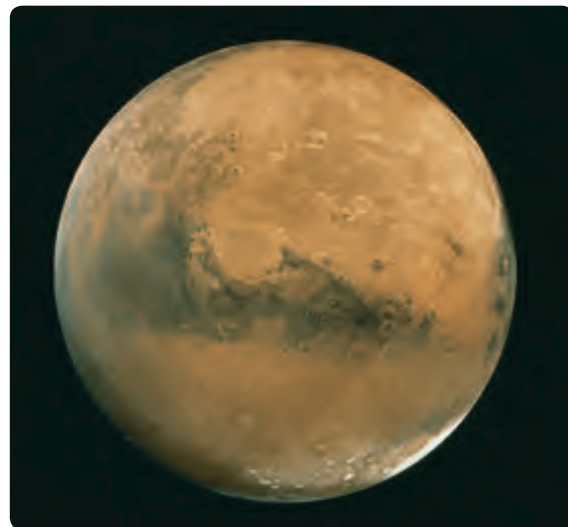
1. Un grupo de investigadores se encuentra estudiando un tipo particular de sustancias químicas conocidas como feromonas. En su búsqueda, encontraron que la feromona que utiliza la polilla tigre hembra es un hidrocarburo alifático saturado de fórmula molecular $C_{18}H_{38}$ y que presenta un sustituyente metilo en el carbono 2.
 - a. Elabora la fórmula estructural de la feromona descrita en el enunciado.
 - b. Determina el nombre IUPAC correspondiente.
 - c. Señala al menos tres características estructurales de esta feromona que la distinguen de otros compuestos orgánicos.
2. Se analizaron químicamente dos hidrocarburos aromáticos, cuyas estructuras se pueden observar en las siguientes figuras:



- a. ¿Qué tipo de nomenclatura utilizarías para nombrar estos compuestos aromáticos? Justifica tu respuesta.
 - b. Propón un sustituyente para el grupo X en ambos casos, con la consideración de que las fórmulas moleculares de A y B sean C_8H_{10} . Luego, nombra los compuestos de acuerdo a la nomenclatura seleccionada.
 - c. ¿Cuál es el nombre del sustituyente X?
3. Un grupo de químicos estudia una sustancia orgánica de naturaleza desconocida A. Al analizar su comportamiento frente a la luz polarizada, se detectó que esta desviaba el plano de luz hacia el lado derecho (dextrorrotatoria); no obstante, al mezclar la sustancia A con otra denominada B, la mezcla no desviaba el plano de luz.
 - a. ¿Por qué la mezcla entre las sustancias A y B no desvió el plano de luz polarizada?
 - b. ¿Cómo sería el comportamiento frente a la luz polarizada de la sustancia B?
 - c. ¿Qué tipo de isómeros son las moléculas A y B?
 - d. Si los químicos midieran los puntos de ebullición y de fusión en ambas moléculas, ¿los resultados serían diferentes? Fundamenta tu respuesta.

Emisiones de metano en Marte, posible prueba de vida

El metano sería sintetizado por organismos microscópicos situados a gran profundidad, donde la temperatura favorece la presencia de agua en estado líquido, requisito indispensable para todas las formas de vida.



Investigadores del laboratorio de sistemas planetarios de la NASA divulgaron a través de la revista *Science* el hallazgo de grandes cantidades de metano en Marte, pero aún desconocen su origen. La hipótesis sobre la procedencia de este hidrocarburo considera la posible actividad biológica o geológica en el planeta. Si se ratifica que la producción de metano tiene un origen biológico, su causa sería la presencia de

microorganismos o algún tipo de vida en el planeta. No obstante, el metano también podría resultar de la actividad volcánica, de la oxidación del hierro o producto de otras épocas geológicas y estar liberándose ahora.

El debate entre los científicos no se detiene. Para un grupo esto podría ser una prueba de que en Marte sí existe vida, y el metano estaría siendo sintetizado por organismos microscópicos

situados a gran profundidad, donde la temperatura favorece la presencia de agua en estado líquido, requisito indispensable para todas las formas de vida. Sin embargo, para la gran mayoría de los científicos la existencia de vida en Marte sigue siendo materia de discusión y es muy precipitado asegurar su existencia basándonos solo en estas hipótesis.

Fuente: Un hallazgo reaviva la posibilidad de que exista vida en Marte. (2009, 16 de enero). *lanacion.com.ar*. Recuperado el 22 de marzo de 2011 de: www.lanacion.com.ar/nota.asp?nota_id=1090363.

Hidrocarburos en los vegetales

Los pigmentos que proporcionan el color característico a los tomates, las manzanas y las zanahorias son hidrocarburos especiales llamados polienos. Se ha descubierto que durante el proceso de maduración de estos vegetales se desprende eteno y trazas de propeno. Algunos alquenos más complejos, como es el caso de

los polienos (compuestos con varios dobles enlaces carbono-carbono), se encuentran en la naturaleza, tal como el betacaroteno, una de las sustancias colorantes de la zanahoria, y el licopeno, el compuesto responsable del color rojo de los tomates.

Fuente: Archivo editorial.

PÁGINAS WEBS SUGERIDAS

1. http://aportes.educ.ar/quimica/nucleo-teorico/recorrido-historico/siglo-xix-el-siglo-de-las-reacciones-quimicas/desarrollo_de_la_quimica_organ.php?page=1
Sitio que describe el desarrollo histórico de la Química orgánica.
2. <http://organica1.org/nomenclatura/nomen1.htm>
Página donde podrás ejercitar las reglas de nomenclatura para los hidrocarburos.
3. www.librosite.net/data/glosarios/petrucci/default.htm
Sitio que contiene una serie de animaciones provenientes del texto de Química Petrucci.
4. www.ugr.es/%7Equiore/qog/estereo/estereo.htm
Portal donde podrás acceder a una tutoría de estereoquímica.
5. www.uam.es/departamentos/ciencias/qorg/docencia_red/qo/l1/pral.html
Página que complementa el estudio de la estructura y nomenclatura de los hidrocarburos.
6. www2.uah.es/edejesus/lecturas/curiosidades/cur005.htm
Sitio que describe el fenómeno de la quiralidad, especialmente el caso de la talidomida.

BIBLIOGRAFÍA ADICIONAL

1. Brown, T., Lemay, H., Bursten, B. y Murphy, C. (2009). Capítulo 25. *Química, la ciencia central*. (11.ª ed.). Ciudad de México: Pearson Educación.
2. Chang, R. (2002). Capítulo 24. *Química*. (7.ª ed.). Ciudad de México: McGraw-Hill.
3. Hart, H., Craine, L., Hart, D. y Hadad, C. (2007). Capítulos 2, 3, 4 y 5. *Química orgánica*. (12.ª ed.). Madrid: McGraw-Hill.
4. Hein, M. (1992). Capítulo 20. *Química*. Ciudad de México: Iberoamericana.
5. McMurry, J. (2005). Capítulos 3, 4, 6, 7, 8, 9 y 15. *Química orgánica*. (5.ª ed.). Ciudad de México: Editorial Thomson.
6. Morrison, R. y Boyd, R. (1998). Capítulos 1, 2, 3, 4, 7, 11, 12 y 13. *Química orgánica*. (5.ª ed.). Ciudad de México: Pearson Educación.

I. Lee las siguientes preguntas y selecciona la alternativa correcta.

- Si debemos clasificar el aire, el dióxido de carbono, el oro, el cloruro de sodio y el diamante como elementos, compuestos o mezclas, ¿qué sustancias formarían el grupo de los elementos?
 - Aire, dióxido de carbono y diamante.
 - Oro y cloruro de sodio.
 - Oro y diamante.
 - Aire, oro y cloruro de sodio.
 - Dióxido de carbono, oro y diamante.
- Si se prepararon 2 litros de disolución 0,25 M, podemos afirmar que la cantidad de soluto disuelto es equivalente en:
 - 4 L de disolución 0,125 M
 - 1 L de disolución 0,5 M
 - 0,5 L de disolución 1 M
 - 0,25 L de disolución 2 M
 - Solo I y II
 - Solo I y III
 - Solo I, II y IV
 - Solo II, III y IV
 - I, II, III y IV
- ¿Cuál de las siguientes disoluciones acuosas de cloruro de sodio (NaCl) presenta la mayor concentración?

Moles de NaCl	Volumen de la disolución
A. 0,1 mol	500 mL
B. 0,2 mol	400 mL
C. 0,3 mol	100 mL
D. 0,4 mol	300 mL
E. 0,5 mol	200 mL
- ¿Cuántos moles de permanganato de sodio (NaMnO_4) están contenidos en 71 g de esta sustancia? ($\mathcal{M} = 159,9 \text{ g mol}^{-1}$).
 - 159,9
 - 71
 - 2,25
 - 88,9
 - 0,44
- ¿Cuál es la fracción molar del cloruro de amonio (NH_4Cl) en disolución si se disolvieron 15 g de esta sal en 250 g de agua? ($\mathcal{M}_{\text{NH}_4\text{Cl}} = 53,5 \text{ g mol}^{-1}$; $\mathcal{M}_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g mol}^{-1}$).
 - 0,28
 - 13,8
 - 0,02
 - 0,98
 - 1
- A 250 mL de una disolución de ácido clorhídrico (HCl) 0,5 M se agregó agua hasta completar 0,5 L. ¿Cuál será la concentración de la nueva disolución?
 - 0,5 M
 - 0,25 M
 - 1 M
 - 0,75 M
 - 1,25 M
- ¿Cuál de estas descripciones **no** corresponde a las propiedades coligativas?
 - El punto de ebullición de una disolución será superior al del disolvente puro.
 - El punto de congelación de una disolución será inferior al del disolvente puro.
 - La osmosis se producirá desde una región de baja concentración de soluto a una región de alta concentración de soluto.
 - La presión de vapor de una disolución será menor que la del disolvente puro.
 - La conductividad eléctrica será mayor a medida que aumenta la concentración de soluto.

8. Un hidrocarburo alifático, insaturado, ramificado y con un carbono cuaternario, presenta en su cadena principal cuatro carbonos. Su fórmula molecular será:

- A. C_6H_6
- B. C_6H_{10}
- C. C_6H_{11}
- D. C_6H_{13}
- E. C_6H_{14}

9. ¿Cuáles de los siguientes compuestos responden a la fórmula molecular C_6H_{12} ?

- I. 2-hexeno
- II. ciclohexano
- III. 3-hexeno
- IV. 2-metilpenteno

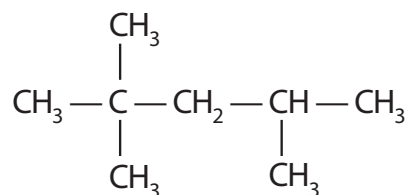
- A. Solo I y II
- B. Solo I y III
- C. Solo I, II y IV
- D. Solo II, III y IV
- E. I, II, III y IV

10. ¿Cuáles de los siguientes compuestos son isómeros entre sí?

- I. 2-penteno
- II. pentano
- III. 2-metil-2-buteno
- IV. 1-pentino

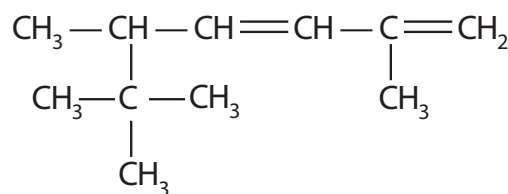
- A. Solo I y II
- B. Solo I y III
- C. Solo I y IV
- D. Solo I, III y IV
- E. I, II, III y IV

11. El nombre del siguiente compuesto es:



- A. 2,2,4-tetrametilpentano
- B. 2,2,4-trimetilpentano
- C. 2,2,4-metilpentano
- D. 4,4,2-metilpentano
- E. 2,2,4-trimetilpenteno

12. De acuerdo con la estructura del siguiente hidrocarburo, se puede inferir que posee:



	Carbonos primarios	Carbonos secundarios	Carbonos terciarios	Carbonos cuaternarios
A.	5	0	1	1
B.	4	1	2	1
C.	5	1	1	1
D.	3	2	2	1
E.	6	2	2	1

Diversidad de compuestos orgánicos

Los compuestos orgánicos presentes tanto en plantas como en animales, y aquellos sintetizados por el ser humano, difieren en su comportamiento químico. Los principales responsables de las propiedades específicas de una molécula orgánica son los grupos funcionales, los que consisten en átomos o agrupaciones de estos.

¿Cómo diferenciarías los compuestos orgánicos según su composición química?

¿Qué tienen en común el alcohol gel y un perfume?

¿Qué moléculas orgánicas forman parte de los alimentos?, ¿cuáles son sus principales funciones dentro del organismo?



Capítulo I Compuestos orgánicos oxigenados

(páginas 168-187)

- Reconocer los grupos funcionales oxigenados de las moléculas orgánicas.
- Identificar el comportamiento de los compuestos orgánicos oxigenados a partir de sus propiedades.
- Señalar algunas de las principales aplicaciones cotidianas, tanto industriales como biológicas, de los compuestos orgánicos oxigenados.

Capítulo II Compuestos orgánicos nitrogenados

(páginas 188-205)

- Reconocer los grupos funcionales nitrogenados de las moléculas orgánicas.
- Identificar el comportamiento de los compuestos orgánicos nitrogenados a partir de sus propiedades.
- Señalar algunas de las principales aplicaciones cotidianas, tanto industriales como biológicas, de los compuestos orgánicos nitrogenados.

ACTIVIDAD INICIAL

Experimentar y analizar

Forma un grupo de tres o cuatro integrantes y consigan los siguientes materiales: tubo de ensayo, vidrio de reloj, pipeta, espátula, mechero, mortero, guantes quirúrgicos, pinzas de madera, ácido sulfúrico concentrado, etanol y una tableta de aspirina. Siguiendo las indicaciones del profesor o profesora, realicen el procedimiento que se detalla. Es importante que antes de comenzar la actividad cubran sus manos con guantes quirúrgicos.

1. A un tubo de ensayo con 2 mL de etanol agreguen la tableta de aspirina previamente molida y 1 mL de ácido sulfúrico concentrado.
2. Calienten el tubo suavemente con un mechero entre tres y cinco minutos. Dejen enfriar algunos instantes.
3. Trasvasijen la mezcla resultante sobre un vidrio de reloj. Luego, respondan brevemente las siguientes preguntas:
 - a. ¿Qué cambios sufrió la tableta de aspirina durante la experiencia?
¿Cómo se llama el principio activo de este analgésico?
 - b. ¿Cuál es la función del ácido sulfúrico en la reacción?
 - c. Analicen la ecuación química de la reacción. Los reactantes utilizados ¿corresponderán a compuestos orgánicos? Fundamenten.

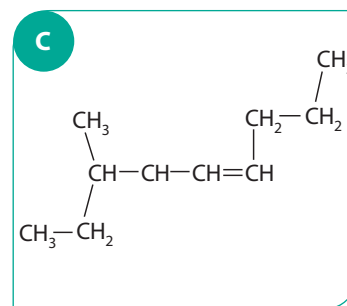
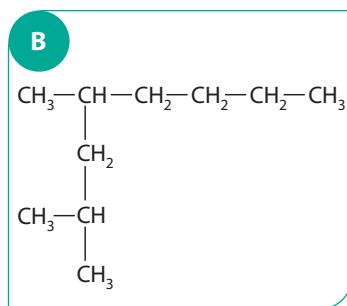
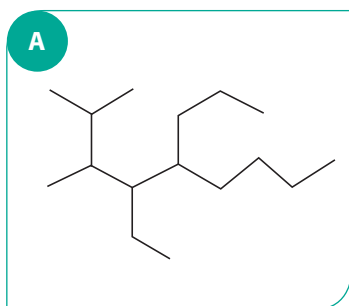


Precaución

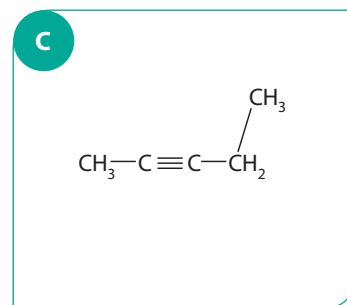
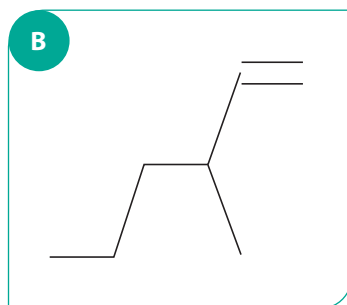
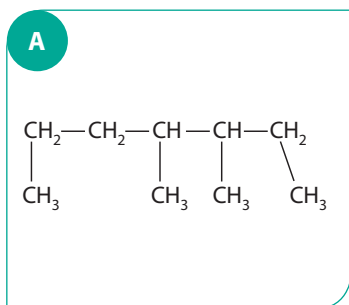
El ácido sulfúrico es un reactivo corrosivo que debe ser manipulado con cuidado.

I. Conceptos

1. Selecciona y destaca la cadena principal en cada una de las siguientes estructuras orgánicas.



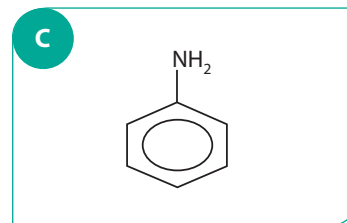
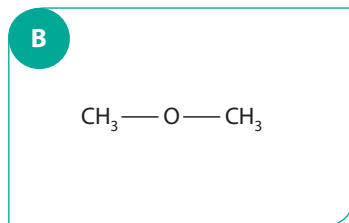
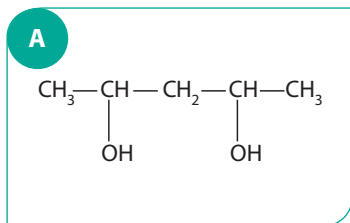
2. Clasifica las estructuras propuestas como saturadas o insaturadas, según corresponda.



3. Con la ayuda de una tabla periódica de los elementos, completa la siguiente tabla con la información solicitada respecto de los átomos de oxígeno y nitrógeno.

	Oxígeno	Nitrógeno
Símbolo químico		
Número atómico		
Masa atómica		
Grupo y período		
Electronegatividad		
Configuración electrónica		
Electrones capa de valencia		
Estructura de Lewis		

4. Observa las estructuras orgánicas y luego responde las preguntas planteadas.

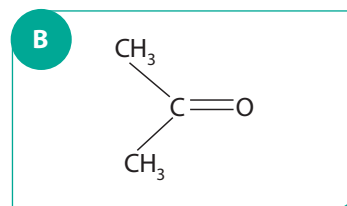
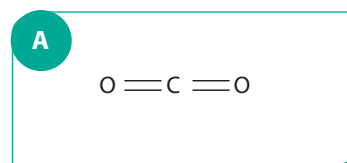


- Escribe la fórmula molecular correspondiente a cada uno de estos compuestos.
- Marca dentro de las estructuras la zona que los diferencia en comparación con los hidrocarburos.
- ¿Qué similitudes y desigualdades detectaste entre estas moléculas? Fundamenta.

II. Procedimientos.

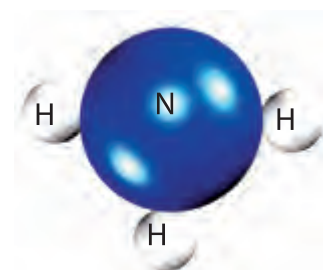
1. Como sabes, el carbono es el elemento más abundante en los compuestos orgánicos, seguido del hidrógeno y oxígeno. Observa las representaciones moleculares al costado derecho.

- Según lo estudiado en la *unidad 3*, ¿corresponderán estas representaciones (A Y B) a compuestos orgánicos? Fundamenta.
- ¿Cuántos electrones compartidos presenta el átomo de oxígeno en cada caso? ¿Cuál es el átomo más electronegativo en cada estructura?
- Indica la polarización de los enlaces (δ^- o δ^+) en ambos casos y clasifica cada molécula como polar o apolar.



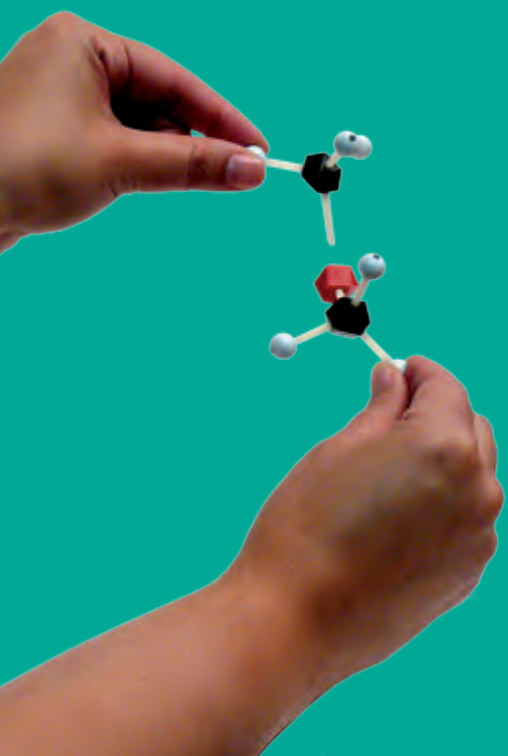
2. El amoníaco (NH_3) es un importante compuesto químico sintetizado industrialmente. Su estructura química se puede representar por la imagen al costado derecho.

- ¿Cuántos electrones compartidos y no compartidos presenta el átomo de nitrógeno en la molécula de amoníaco?
- Reemplaza los tres átomos de hidrógeno del amoníaco por tres grupos alquilo a tu elección (ver página 128). ¿Clasificarías la estructura resultante como un compuesto orgánico?, ¿por qué?
- Repite el paso anterior, pero reemplazando dos y luego un átomo de hidrógeno del amoníaco por grupos alquilo. ¿Cuáles son las diferencias detectadas en este caso con respecto a la molécula resultante en el punto b? ¿Podrías clasificar las estructuras producidas, como primarias, secundarias o terciarias?, ¿qué criterio(s) utilizarías?



Capítulo

El oxígeno es un elemento presente casi en la totalidad de los compuestos orgánicos y constituye aproximadamente un 65 % de la masa del cuerpo humano. En este capítulo estudiaremos diferentes compuestos oxigenados, sus características estructurales, las reglas de nomenclatura establecidas por la IUPAC, sus propiedades y aplicaciones más importantes.






Compuestos orgánicos oxigenados

1. ¿Cuáles son los compuestos orgánicos oxigenados?

Los compuestos orgánicos oxigenados son aquellas sustancias que, además de carbono e hidrógeno, contienen uno o varios átomos de oxígeno en su composición. Recuerda que según lo estudiado el año anterior, el oxígeno tiene seis electrones de valencia. Esto hace que en algunos casos se una al carbono mediante enlaces covalentes simples o dobles, tal como se ilustra en la siguiente tabla:

Tabla 1. Grupos funcionales oxigenados

Enlace carbono-oxígeno	Estructura (R= grupo alquilo)	Clase de compuesto	Ejemplo
Un enlace simple carbono-oxígeno	$R-OH$	Alcohol	 ▲ Antiséptico
	$R-O-R_1$	Éter	
Un enlace doble carbono-oxígeno	$R-\overset{O}{\parallel}C-H$	Aldehído	 ▲ Removedor de esmalte para uñas
	$R-\overset{O}{\parallel}C-R_1$	Cetona	
Un enlace simple carbono-oxígeno	$R-\overset{O}{\parallel}C-OH$	Ácido carboxílico	 ▲ Vinagre comercial
Un enlace doble carbono-oxígeno	$R-\overset{O}{\parallel}C-O-R_1$	Éster	

1.1 El átomo de oxígeno

El oxígeno (O) es un elemento no metálico, de número atómico igual a ocho ($Z = 8$), situado en el grupo 16 y en el período 2 de la tabla periódica de los elementos. Presenta seis electrones de valencia, de los cuales dos se encuentran desapareados, por lo que podrá formar tanto uniones simples como dobles para alcanzar el octeto.

A mediados del siglo XVII, los científicos observaron que el aire contenía una sustancia asociada con la combustión y la respiración. Este componente no se obtuvo hasta que en 1774 el químico inglés Joseph Priestley logró aislar el oxígeno a partir del óxido de mercurio.

El oxígeno se encuentra combinado con otros elementos en una gran variedad de compuestos. Es el elemento más abundante en masa de la corteza terrestre, con un 49,5 % (incluidos los océanos y la atmósfera) y en el cuerpo constituye un 65 %. Es uno de los elementos más importantes de la química orgánica, pues es el agente oxidante para el metabolismo de los alimentos y es crucial en la respiración celular de los organismos aeróbicos.

BIOGRAFÍA

Joseph Priestley
(1733–1804)

Químico, teólogo y filósofo británico. Descubrió otros gases además del oxígeno; entre ellos, el monóxido de carbono, el amoníaco y el dióxido de azufre. Priestley inició la producción de agua carbonatada, la que es utilizada como base para la fabricación de bebidas gaseosas.

ACTIVIDAD 1

Construir, analizar y formular

Organícense en grupos de tres integrantes y reúnan los siguientes materiales: barras de plastilina (blanca, negra y roja) y palos de fósforo o mondadientes. Realicen el procedimiento que se describe a continuación y respondan las preguntas propuestas.

1. Modelen esferas de plastilina de acuerdo al siguiente orden: doce esferas negras (carbono), veintiséis blancas (hidrógeno) y cuatro rojas (oxígeno).
2. Construyan los modelos moleculares de todos los isómeros de función posibles que cumplan con las siguientes fórmulas moleculares:
 - $C_4H_{10}O$
 - C_4H_8O
 - $C_4H_8O_2$

Cada integrante del grupo estará a cargo de un modelo molecular y sus respectivos isómeros. Registren sus observaciones e intercambien sus resultados.

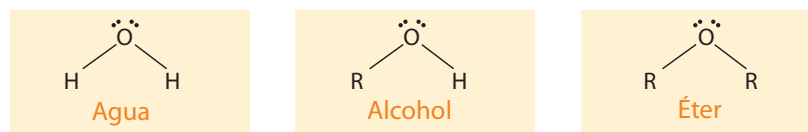
3. Discutan los aspectos que consideraron al momento de construir los isómeros de función, como la posición del átomo de oxígeno dentro de la estructura, los tipos de enlace C–O, insaturaciones, etc. Luego, respondan las siguientes preguntas en sus cuadernos:
 - a. ¿Cuántos grupos funcionales oxigenados lograron reconocer en cada caso? ¿Coincidieron con los resultados de sus compañeros de equipo? Revisen las estructuras generales para compuestos orgánicos oxigenados propuesta en la tabla 1 y comparen sus resultados.
 - b. ¿Qué diferencias pueden establecer entre cada uno de los isómeros de función elaborados?
 - c. ¿Por qué en algunos casos el enlace carbono-oxígeno es doble? ¿Podría existir un triple enlace entre estos átomos? Justifiquen.

2. Características y aplicaciones de los alcoholes y éteres



▲ En la Antigüedad, el metanol (alcohol metílico) se obtenía calentando madera en ausencia de aire, de ahí su denominación "alcohol de madera".

Los alcoholes y los éteres son dos tipos de compuestos orgánicos oxigenados que se caracterizan por formar enlaces simples carbono-oxígeno en su grupo funcional. La estructura de ambos grupos se relaciona con la disposición de los átomos en la molécula de agua, tal como se muestra en las siguientes figuras:

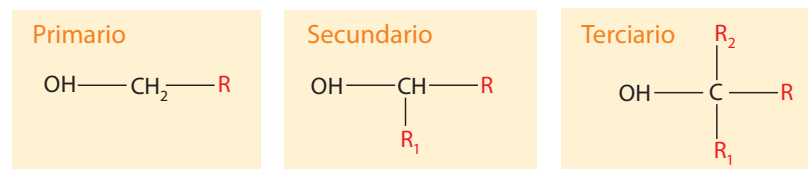


2.1 Los alcoholes

Químicamente, los alcoholes son compuestos que resultan de la sustitución de uno o varios átomos de hidrógeno por **grupos hidroxilo** (-OH) en hidrocarburos alifáticos o aromáticos. Esta función orgánica está presente en varios compuestos de interés biológico, como los carbohidratos, el colesterol, las hormonas, entre otros.

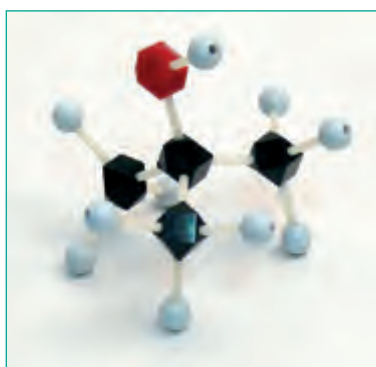
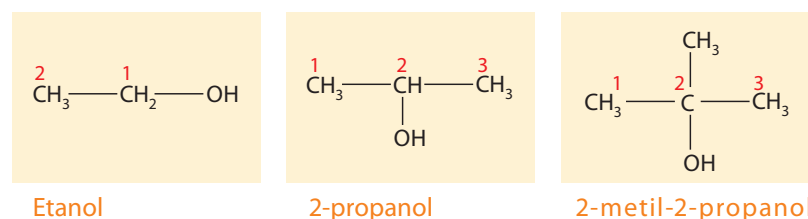
El etanol (alcohol etílico) fue una de las primeras sustancias químicas sintetizadas y purificadas por el ser humano. Forma parte de la composición de productos farmacéuticos y perfumes, y es el principal componente de las bebidas alcohólicas.

Los alcoholes se pueden clasificar como primarios, secundarios y terciarios según el tipo de carbono al que se une el grupo hidroxilo. Los símbolos R, R₁ y R₂ corresponden a grupos alquilo que pueden ser iguales o diferentes.



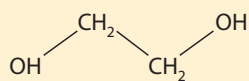
A. ¿Cómo nombrar a los alcoholes?

Para asignar el nombre a un alcohol se conserva el nombre del alcano original y se reemplaza la terminación -o por el sufijo -ol. En el caso de alcoholes ramificados, se aplicarán las reglas generales establecidas por la IUPAC estudiadas en la *unidad 3* (página 128), conservando la prioridad del grupo hidroxilo en la cadena principal.

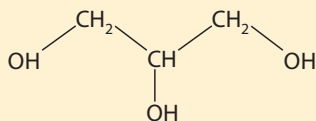


▲ 2-metil-2-propanol

Aquellos alcoholes que en su estructura contengan más de un grupo hidroxilo se denominan **glicoles**. Dentro de los glicoles, el más importante es el etilenglicol, el cual se mencionó en la *unidad 2* debido a su aplicación como anticongelante universal para los radiadores de los automóviles. Otro ejemplo es el glicerol, conocido como glicerina, cuyo principal uso es en la industria cosmética como humectante y suavizante de la piel.



1,2-etanodiol (etilenglicol)



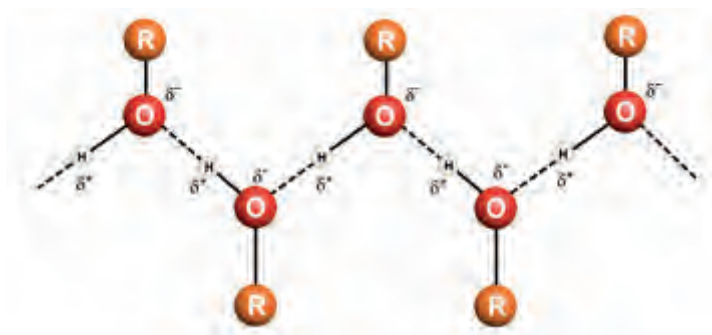
1,2,3-propanotriol (glicerol)



▲ El glicerol es un glicol muy utilizado en la fabricación de productos farmacéuticos y cosméticos.

B. ¿Cuáles son las propiedades de los alcoholes?

Las propiedades físicas de los alcoholes se basan principalmente en su estructura. El grupo hidroxilo se polariza debido a la electronegatividad del átomo de oxígeno, tal como se muestra en la siguiente figura.



La polarización del enlace O–H permite que dos o más moléculas de alcohol se mantengan unidas entre sí mediante interacciones conocidas como puentes de hidrógeno. Los alcoholes presentan elevados puntos de ebullición en comparación con los hidrocarburos de similar masa molar debido a que las atracciones dipolares entre los alcoholes son más intensas que las interacciones moleculares entre los hidrocarburos, ya que sus moléculas no son polares.

◀ Los puentes de hidrógeno son ocasionados por las atracciones entre los polos positivos y negativos de diferentes moléculas de alcohol.

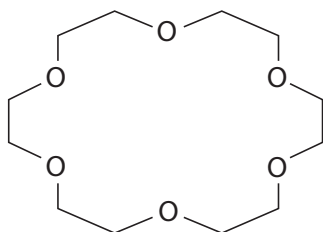
Concepto clave

Puentes de hidrógeno: Tipo de atracción intermolecular entre el átomo de hidrógeno de un enlace polar y un átomo altamente electronegativo proveniente de otra molécula.

ACTIVIDAD 2

Aplicar y analizar

- Escribe las fórmulas estructurales de los siguientes alcoholes:
 - 2,2-dimetil-1-butanol
 - 1-metilciclopentanol
 - 2,3-pentanodiol
- Explica por qué cada uno de los nombres propuestos son incorrectos, y escribe el que corresponda:
 - 2-etil-1-propanol
 - 2,2-dimetil-3-butanol
 - 2-metil-4-pentanol
- Ordena los siguientes alcoholes, según sus puntos de ebullición, en forma creciente:
 - hexanol
 - propanol
 - metanol
 - butanol
 - etanol
 - pentanol



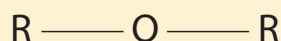
▲ Los éteres corona son estructuras macrocíclicas, formadas por varios átomos de oxígeno. Estas estructuras son de suma importancia en el campo de la bioquímica por su actividad antibiótica.

2.2 Los éteres

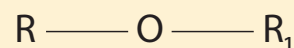
El grupo funcional éter es sencillo de identificar debido a que en su estructura se encuentra un átomo de oxígeno unido a dos grupos alquilo o arilo, los cuales pueden ser idénticos o diferentes entre sí.

El éter (éter etílico), utilizado antiguamente como anestésico general, es uno de los integrantes de esta familia de compuestos orgánicos. También podemos considerar como éteres algunos antibióticos naturales, como la monesina, el acetol (esencia proveniente del anís) y el éter metil terbutílico (MTBE), aditivo de la gasolina.

Las estructuras que tienen los éteres pueden ser de dos tipos: simétricas o asimétricas.



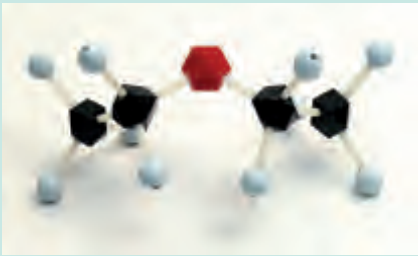

Éter simétrico



Éter asimétrico

A. ¿Cómo nombrar los éteres?

El sistema IUPAC determina que uno de los grupos alquilo y el átomo de oxígeno contiguo se consideran como un sustituyente especial denominado **alcoxi**. En el caso de éteres asimétricos, el grupo alcoxi será el grupo alquilo de cadena más corta. A continuación aplicaremos lo descrito anteriormente a través de dos ejemplos concretos.

Ejemplo	Estrategia de resolución
<p>(A)</p> $CH_3 - CH_2 - O - CH_2 - CH_3$ <p>Etioxetano (dietil éter)</p>	 <p>Como el éter es simétrico, el grupo alcoxi necesariamente está formado por dos átomos de carbono, asociado al prefijo et-. Incorporamos la terminación -oxi, con lo que se obtiene el grupo buscado: etoxi. Luego, el nombre del éter finalizará con la denominación del grupo alquilo, pero como si fuese un alcano (etano).</p>
<p>(B)</p> $CH_3 - CH_2 - O - CH_2 - CH_2 - CH_3$ <p>Etoxipropano (etil propil éter)</p>	 <p>En este caso, como el éter es asimétrico, el grupo alcoxi estará localizado en la cadena más corta adyacente al oxígeno (grupo etoxi). Finalmente, incorporamos el nombre del grupo alquilo según su denominación como alcano (propano). Los grupos alquilo se nombran según el orden alfabético.</p>

B. ¿Cuáles son las propiedades de los éteres?

Los éteres son compuestos polares, incoloros, muy volátiles e inflamables. Presentan bajos puntos de ebullición en comparación con los alcoholes con igual número de átomos de carbono. Debido a la ausencia del enlace oxígeno-hidrógeno, los éteres no pueden formar puentes de hidrógeno entre ellos, pero sí con otras moléculas, como los alcoholes y el agua, siendo bastante solubles en esta última.

Interactividad



Ingresa al sitio <http://www.uhu.es/quimiorg/hpotatoes/eter2.htm> donde podrás reforzar la nomenclatura de los éteres a través de ejemplos resueltos y modelos moleculares.

ACTIVIDAD 3

Analizar, asociar y aplicar

Se midieron las propiedades físicas de tres compuestos orgánicos de similar masa molar. Los resultados obtenidos se entregan en la siguiente tabla:

Tabla 2. Propiedades físicas de algunos compuestos orgánicos

Compuesto	Masa molar (g mol ⁻¹)	Punto de ebullición (°C)	Solubilidad en agua (g/100 mL, 20 °C)
1-butanol	74	118	7,9
etoxietano	74	35	7,5
pentano	72	36	0,03

Fuente: Hart, H., Craine, L., Hart, D. y Hadad, C. (2007). *Química orgánica*. (12.ª ed.). Madrid: McGraw-Hill.

1. De los compuestos analizados, ¿cuáles son isómeros? Justifica el tipo de isomería mediante el desarrollo de las estructuras correspondientes.
2. ¿Por qué el 1-butanol presenta el punto de ebullición más alto? Explica.
3. ¿Cuál de los tres compuestos es el menos soluble en agua? ¿Cómo es la polaridad de esta sustancia?
4. ¿Existe alguna relación entre la masa molar de los compuestos orgánicos y sus propiedades físicas? Fundamenta.

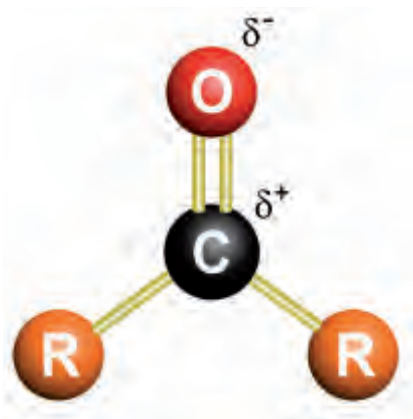
Conexión con...

Petroquímica

El éter metil-terbutílico (MTBE, por su sigla en inglés) es un líquido inflamable y de aroma desagradable al olfato. Esta sustancia se emplea comúnmente como aditivo en la gasolina para mejorar el octanaje y la detonación en los motores. Entre sus cualidades se encuentra la reducción de las emisiones de monóxido de carbono en los gases de escape de los automóviles, su compatibilidad con los aceites lubricantes y la mantención de la estabilidad química de la gasolina.

No obstante, la Agencia de Protección Ambiental de los Estados Unidos ha clasificado al MTBE como un potencial carcinógeno debido a su alta solubilidad en agua, lo que desencadenaría su filtración al subsuelo y acuíferos, provocando así graves problemas al medioambiente.

3. Características y aplicaciones de aldehídos y cetonas

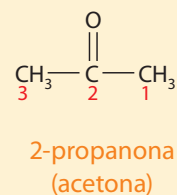
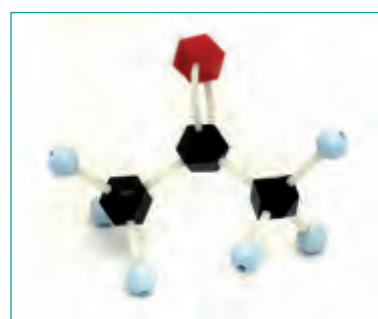
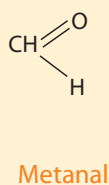
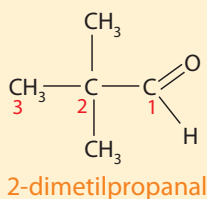
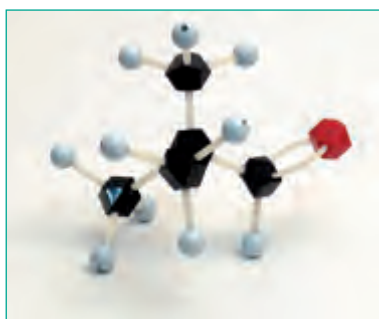


▲ **Grupo carbonilo.** El grupo carbonilo está constituido por un átomo de carbono unido mediante un doble enlace con un átomo de oxígeno. Debido a que el oxígeno es más electronegativo que el carbono, el grupo carbonilo está parcialmente polarizado.

Los aldehídos y las cetonas son compuestos orgánicos oxigenados que se caracterizan por formar enlaces dobles carbono-oxígeno en su grupo funcional. Ambos compuestos tienen en común la presencia del **grupo carbonilo** (ver imagen al costado). Debido a la electronegatividad del átomo de oxígeno, la longitud de enlace en el grupo carbonilo es menor (1,22 Å) que en un enlace sencillo C–O (1,43 Å) y mucho más fuerte. Igualmente, la elevada electronegatividad del oxígeno hace que el doble enlace C=O esté polarizado, razón por la que todos los compuestos carbonílicos son polares. Si comparamos sus fórmulas estructurales (página 168), el grupo carbonilo en los aldehídos se sitúa en uno de los extremos de la molécula unido a un átomo de hidrógeno, mientras que en las cetonas su posición es siempre al interior de la cadena. Los aldehídos y las cetonas se encuentran entre los compuestos orgánicos más comunes en la naturaleza y en la industria química. Muchos de ellos presentan olores y sabores deliciosos, por lo que se emplean masivamente en perfumería y otros productos de alto consumo, como jabones, blanqueadores y aromatizantes ambientales. Por ejemplo, la vainillina es la molécula responsable del aroma a vainilla y la mentona es un aceite fragante que se extrae de la menta.

A. ¿Cómo nombrar los aldehídos y las cetonas?

La IUPAC establece que la terminación particular para los aldehídos es –al. Para estructuras sustituidas, la selección de la cadena principal debe incluir al grupo funcional, y la numeración parte desde el carbono aldehídico. Para el caso de las cetonas, el grupo carbonilo debe alcanzar la numeración más baja dentro de la cadena principal y luego fijar como sufijo la expresión –ona.



El primer integrante de la familia de los aldehídos es el metanal (formaldehído), el que se utiliza para la preservación de especies biológicas; mientras que en el caso de las cetonas es la propanona (acetona), disolvente de uso común para la eliminación del esmalte para uñas.

B. ¿Cuáles son las propiedades de aldehídos y cetonas?

La presencia del grupo carbonilo convierte a los aldehídos y cetonas en moléculas altamente polares, lo que provoca atracciones de tipo dipolo-dipolo, lo que se traduce en elevados puntos de ebullición en comparación con los hidrocarburos de masa molar semejante. No obstante, al no formar puentes de hidrógeno entre sí, los puntos de ebullición de aldehídos y cetonas son inferiores a los alcoholes de igual masa molar.

Debido a que el grupo carbonilo presenta pares de electrones no compartidos, este puede formar puentes de hidrógeno con otras moléculas que contengan enlaces O–H, como el agua y los alcoholes. Es por esta razón que los aldehídos y las cetonas son buenos disolventes de sustancias polares.

Interactividad

Visita la página www.gobierno-decanarias.org/educacion/3/usrn/lentiscal/1-cdquimica-tic. Busca “Química II” en el menú de la izquierda y haz clic en “Química carbono”. En “Aldehídos y cetonas” encontrarás un resumen de las principales características de los aldehídos y cetonas, con el apoyo de moléculas en 3D.

ACTIVIDAD 4

Experimentar, explicar y clasificar

Organícense en grupos de tres o cuatro integrantes y recolecten los siguientes materiales: gradilla, dos tubos de ensayo, gotario, vaso de precipitado de 100 mL, mechero, trípode, rejilla, pinza de madera, plumón, reactivo de Tollens, metanal (formalina), propanona (acetona) y agua. Realicen el procedimiento que se describe a continuación:

1. Rotulen ambos tubos de ensayo con el nombre del grupo funcional correspondiente y, luego, agreguen diez gotas de reactivo de Tollens a cada uno.
2. Adicionen tres a cinco gotas de metanal y propanona a sus respectivos tubos de ensayo.
3. Sumerjan con suma precaución, utilizando las pinzas de madera, ambos tubos de ensayo en un baño de agua caliente. Registren todas las observaciones y comparen sus resultados con los demás grupos de trabajo.
4. Repitan el procedimiento anterior, pero sin calentar los tubos de ensayo. Observen y comparen el comportamiento de las muestras frente a los cambios de temperatura.
5. Comenten los cambios que notaron en ambos compuestos orgánicos y cuál fue el comportamiento de estos frente al reactivo de Tollens y al calor. Luego, respondan las siguientes preguntas en sus cuadernos:
 - a. ¿Cuál de las sustancias reaccionó positivamente frente al test? ¿La respuesta fue la misma tanto en caliente como en frío?
 - b. ¿Qué sustancia es la que se formó al fondo del tubo de ensayo?
 - c. Investiguen la reacción química que produce el test de Tollens cuando su resultado es positivo. ¿Qué ensayo químico permitiría reconocer la muestra que no reaccionó frente al reactivo de Tollens? Descríbanlo brevemente.

4. Características y aplicaciones de los ácidos carboxílicos y ésteres

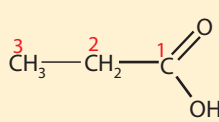
Entre la amplia gama de compuestos orgánicos se encuentran aquellos cuyo grupo funcional está constituido por más de un átomo de oxígeno: los ácidos carboxílicos y los ésteres.

4.1 Los ácidos carboxílicos

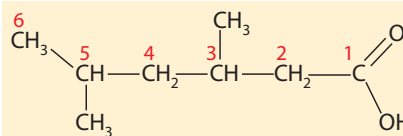
También conocidos como ácidos orgánicos, fueron los primeros compuestos orgánicos que los químicos se dedicaron a estudiar debido a su abundancia en la naturaleza. El sabor del vinagre casero, el ardor provocado por la picadura de una hormiga, el alivio suministrado por una aspirina son algunos ejemplos donde podemos reconocer la presencia de esta familia de moléculas orgánicas.

A. ¿Cómo nombrar los ácidos carboxílicos?

Para obtener el nombre IUPAC de un ácido carboxílico se reemplaza la -o final del alcano correspondiente por el sufijo -oico, anteponiendo la palabra ácido. Si este presenta sustituyentes, se debe numerar la cadena principal considerando como prioridad el átomo de carbono carboxílico.



Ácido propanoico



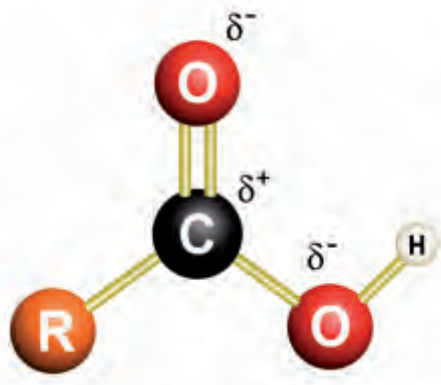
Ácido 3,5-dimetilhexanoico

La IUPAC reconoce los nombres comunes para algunos ácidos carboxílicos alifáticos saturados según lo indicado en la siguiente tabla:

Tabla 3. Principales ácidos carboxílicos alifáticos saturados

Fórmula general	Origen	Nombre común
HCOOH	hormigas	ácido fórmico
CH ₃ COOH	vinagre	ácido acético
CH ₃ CH ₂ COOH	leche	ácido propiónico
CH ₃ (CH ₂) ₂ COOH	mantequilla	ácido butírico
CH ₃ (CH ₂) ₃ COOH	raíz de valeriana	ácido valerianico
CH ₃ (CH ₂) ₄ COOH	cabras	ácido caproico
CH ₃ (CH ₂) ₅ COOH	flor de la vid	ácido enántico
CH ₃ (CH ₂) ₆ COOH	cabras	ácido caprílico
CH ₃ (CH ₂) ₇ COOH	pelargonio (planta herbácea)	ácido pelargónico
CH ₃ (CH ₂) ₈ COOH	cabras	ácido cáprico

Fuente. Hart, H., Craine, L., Hart, D. y Hadad, C. (2007). *Química orgánica*. (12.ª ed.). Madrid: McGraw-Hill.



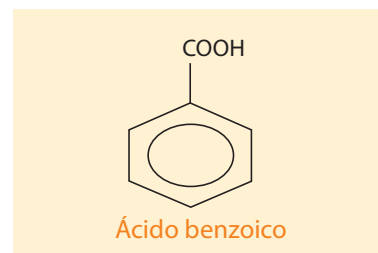
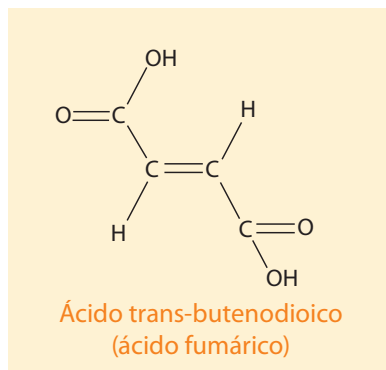
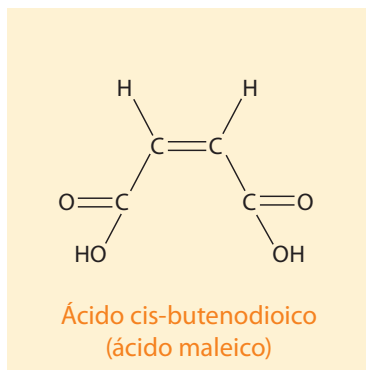
▲ **Grupo carboxilo.** El grupo carboxilo forma parte de la estructura de los ácidos carboxílicos. Está constituido por un grupo carbonilo y un grupo hidroxilo, polarizado por ambos átomos de oxígeno.

ACTIVIDAD 5 Investigar

Escribe en tu cuaderno los nombres IUPAC de los ácidos carboxílicos mencionados en la tabla 3. Luego, selecciona dos de ellos e investiga cuáles son sus principales aplicaciones industriales.

En la naturaleza es muy común encontrar ácidos dicarboxílicos, los cuales se nombran de la misma forma, pero utilizando el sufijo -dioico; por ejemplo, el ácido hexanodioico, conocido comúnmente como ácido adípico, es uno de los compuestos con mayor importancia comercial, ya que se utiliza para la fabricación del nailon.

Otro ácido dicarboxílico alifático de suma importancia es el ácido butenodioico, ya que este permitió el descubrimiento de la isomería cis-trans:



▲ El ácido benzoico es un ácido carboxílico aromático, utilizado ampliamente como conservante de alimentos.

B. ¿Cuáles son las propiedades de los ácidos carboxílicos?

Debido a que la estructura química del grupo carboxilo se relaciona con la de los alcoholes y cetonas, sus propiedades físicas son bastante similares. Los ácidos carboxílicos son polares y, al igual que los alcoholes, forman enlaces por puentes de hidrógeno con otros ácidos carboxílicos y con otras moléculas. Por lo anterior, presentan altos puntos de ebullición, incluso superiores a los de los alcoholes de igual masa molar.

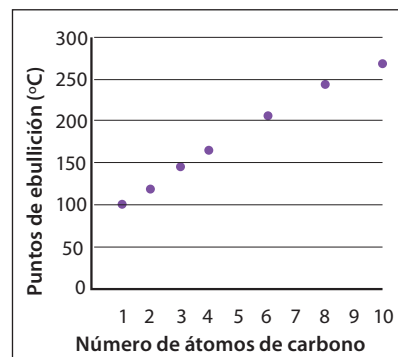
ACTIVIDAD 6

Analizar y construir

Se midieron experimentalmente los puntos de ebullición de una serie de ácidos carboxílicos alifáticos sin ramificaciones, los que se ilustran en el siguiente gráfico. A partir de la información proporcionada, responde:

- ¿Cuál es la relación entre el punto de ebullición y la masa molar de los ácidos carboxílicos?
- Explica la tendencia de la curva del gráfico sobre la base de las interacciones moleculares de las sustancias analizadas.
- Construye un gráfico que relacione los puntos de fusión de cada uno de los ácidos carboxílicos descritos abajo. Luego, haz el mismo análisis desarrollado en las preguntas 1 y 2.

Gráfico 1. Puntos de ebullición vs. n.º átomos de carbono



Ácido carboxílico	metanoico	etanoico	propanoico	butanoico	hexanoico	octanoico	decanoico
Punto de fusión (°C)	8	17	-22	-8	-1,5	17	31

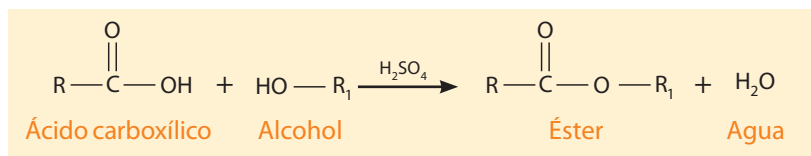


▲ Los ésteres sólidos se denominan ceras y forman parte de los recubrimientos de algunos frutos, como las manzanas.

4.2 Los ésteres

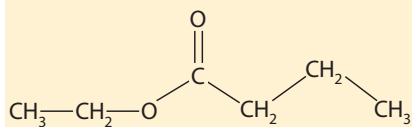
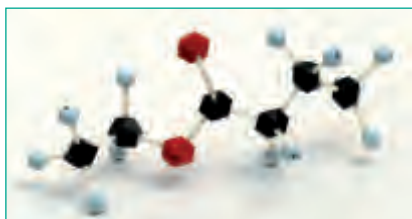
Los ésteres son considerados derivados de los ácidos carboxílicos debido a la sustitución del hidroxilo por un grupo —O—R dentro de su función química. Son sustancias de olor agradable, provenientes de muchos frutos y flores. Por ejemplo, el butanoato de etilo se encuentra en el aceite de las piñas, y el etanoato de pentilo es un constituyente del aceite del plátano. El grupo funcional éster forma parte de la estructura de algunas grasas de origen animal y de otras moléculas de importancia biológica.

El proceso que permite obtener ésteres a escala industrial se denomina **esterificación** (*Actividad inicial*, página 165), que consiste en la reacción entre un ácido carboxílico y un alcohol (catalizado por un ácido), proceso que genera el éster y agua.

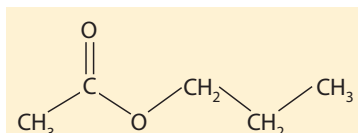


A. ¿Cómo nombrar los ésteres?

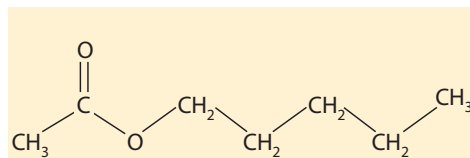
La IUPAC establece como primer paso identificar dentro de la molécula la parte proveniente del ácido carboxílico (grupo acilo) y del alcohol (alcoxi). Luego, la primera palabra del éster procede del ácido orgánico, pero reemplazando la terminación —oico por —ato y eliminando el término ácido. La segunda palabra del nombre deriva del nombre del grupo alquilo (R_1) unido al oxígeno. Veamos algunos ejemplos.



Butanoato de etilo
(Aroma a piña)



Etanoato de propilo
(Aroma a pera)



Etanoato de pentilo
(Aroma a plátano)

B. ¿Cuáles son las propiedades de los ésteres?

Los ésteres presentan puntos de ebullición ligeramente mayores en comparación con los hidrocarburos de similar masa molar, pero más bajos que los alcoholes y los ácidos carboxílicos. Los ésteres con un alto punto de ebullición se utilizan industrialmente como diluyentes de resinas y plásticos. Con respecto a la solubilidad, los ésteres son insolubles en agua y en otros disolventes polares.

Resolución de problemas 1

Desarrollando la estructura de un éster

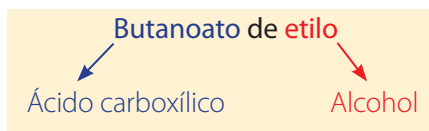
I. Situación problema

El butanoato de etilo es una sustancia utilizada industrialmente como aromatizante artificial debido a su particular olor a piña. ¿Cómo se podría establecer teóricamente su estructura química?

II. Desarrollo

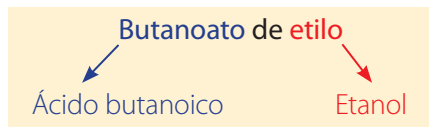
1. Analizar

Para comenzar, debemos deducir, a partir del nombre del compuesto, qué partes de la molécula provienen del ácido orgánico y cuáles del alcohol.



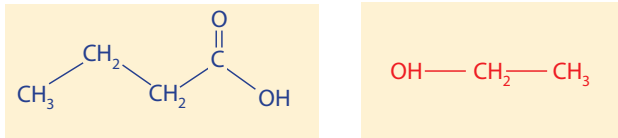
2. Relacionar

Una vez que identificamos las partes de la molécula, asociamos los prefijos numéricos con el correspondiente grupo funcional.



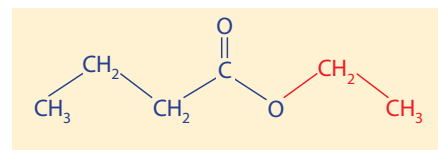
3. Formular

Definidos los nombres de los reactantes necesarios para la esterificación del aromatizante, construimos las fórmulas estructurales del ácido orgánico y del alcohol.



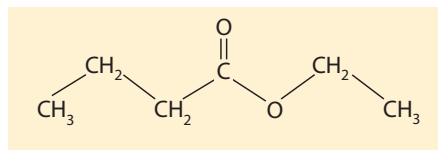
4. Integrar

Finalmente, acoplamos las estructuras del ácido butanoico y del etanol, considerando la fórmula general de los ésteres estudiada en la página anterior.



III. Resultado

La estructura del éster butanoato de etilo es:



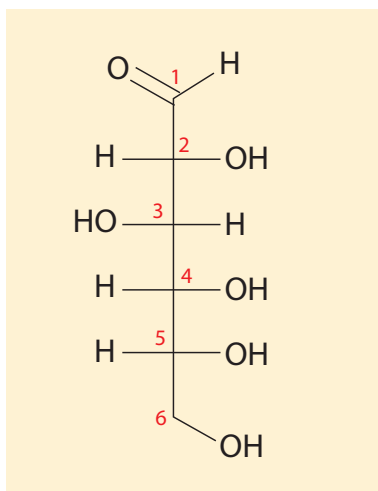
Ahora tú

Replicando cada una de las etapas del ejemplo anterior, construye la fórmula estructural del éster pentanoato de metilo.

5. Compuestos orgánicos oxigenados de importancia biológica

► Concepto clave

Biomoléculas: Moléculas que se encuentran dentro de los organismos vivos y cumplen funciones biológicas específicas.



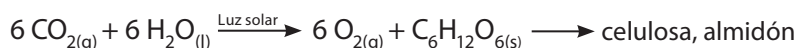
▲ La glucosa es una aldohexosa, ya que está formada por seis átomos de carbono y un grupo aldehído.

Los organismos vivos están formados por diversas moléculas orgánicas que están constituidas por átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno. Muchas de estas moléculas desempeñan importantes funciones a nivel biológico, como los **carbohidratos**, los **lípidos** y los **ácidos grasos**. El área de la química que se preocupa del estudio de las moléculas orgánicas propias de los seres vivos es la **bioquímica**.

5.1 Carbohidratos

Los carbohidratos son las biomoléculas más abundantes en la naturaleza y esenciales para la vida, ya que forman parte de la estructura de los seres vivos; son la principal fuente de energía a nivel celular y de almacenamiento energético. La glucosa, cuya fórmula molecular es $C_6H_{12}O_6$, fue el primer carbohidrato obtenido en forma pura. En un principio se pensó que esta molécula era un hidrato de carbono, ya que se consideró que estaba constituida por moléculas de agua $C_6(H_2O)_6$. No obstante, esta idea se rechazó, pero el nombre persistió. Por esta razón, los carbohidratos también son llamados hidratos de carbono.

La glucosa es sintetizada de forma natural por las plantas y otros organismos autótrofos a través de la fotosíntesis según la siguiente ecuación:



En este proceso se transforma el dióxido de carbono atmosférico y el agua en glucosa y oxígeno, respectivamente. Posteriormente, muchas moléculas de glucosa se unen químicamente para almacenarse como celulosa o almidón.

El consumo y metabolismo de los carbohidratos proporciona la mayor fuente de energía que necesitan los organismos.

Conexión con... **BIOLOGÍA**

La fotosíntesis es un proceso químico anabólico que realizan plantas, algas y algunas bacterias fotosintéticas. La energía necesaria proviene del sol y es utilizada para sintetizar glucosa a partir de sustancias inorgánicas, como el agua y el dióxido de carbono, que los organismos obtienen del medioambiente. Como producto de este proceso se libera oxígeno a la atmósfera, que es aprovechado por los animales y las mismas plantas para llevar a cabo el proceso de respiración celular.

Químicamente, los carbohidratos están constituidos por el grupo carbonilo (en forma de aldehído o cetona) y varios grupos hidroxilo, es decir, polihidroxialdehídos o polihidroxicetonas.

Los carbohidratos se clasifican, de acuerdo con su estructura, en monosacáridos, disacáridos y polisacáridos. El término **sacárido** proviene del latín *saccharum*, que significa azúcar, y se refiere al sabor de algunos de los carbohidratos simples.

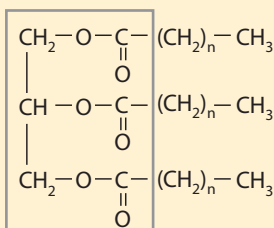
NOBEL DE QUÍMICA

Los estudios relacionados con la síntesis de azúcares como la glucosa, fructosa y manosa hicieron acreedor del Premio Nobel en 1902 al químico alemán Emil Fischer por su contribución al desarrollo de esta importante disciplina.

Tabla 4. Clasificación de los carbohidratos de acuerdo con su estructura

Estructura	Características	Donde se encuentran
Monosacáridos	Constituyen la unidad elemental de los carbohidratos. No pueden ser hidrolizados a compuestos más simples debido a que solo están formados por una entidad estructural. Ejemplos: glucosa, fructosa y galactosa.	 <p>miel de palma</p>
Disacáridos	Son productos de la unión de dos monosacáridos. El nuevo enlace entre ambos monosacáridos se denomina enlace glucosídico. Ejemplos: sacarosa, lactosa y maltosa.	 <p>azúcar de mesa</p>
Polisacáridos	Conocidos como carbohidratos complejos, se producen debido a la unión de más de diez monosacáridos. Sus masas molares pueden alcanzar valores cercanos al millón o más. Ejemplos: almidón, glucógeno y celulosa.	 <p>arroz, pan y fideos</p>

Glicerol



▲ **Estructura de un triglicérido.**

Los triglicéridos son triésteres provenientes de la reacción entre el glicerol y tres moléculas de ácido graso.

5.2 Lípidos

Los lípidos o grasas son moléculas orgánicas formadas principalmente por átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno. También pueden incluir átomos de fósforo, nitrógeno y azufre. Las principales fuentes de este tipo de moléculas son los aceites y las grasas de origen vegetal o animal.

Los lípidos desempeñan importantes funciones en nuestro organismo, como las siguientes:

- Ser una importante fuente de reserva energética.
- Conducir señales químicas (por ejemplo, las hormonas).
- Proveer de una capa de aislamiento bajo la piel frente al calor.
- Actuar como aislantes eléctricos en la conducción de los impulsos nerviosos.

Dentro de los lípidos, es importante destacar a los **triglicéridos**, los cuales son triésteres provenientes del glicerol (ver página 171) y tres moléculas de ácidos grasos. Los ácidos grasos son ácidos carboxílicos constituidos por largas cadenas hidrocarbonadas sin sustituyentes.

Tabla 5. Clasificación de los ácidos grasos

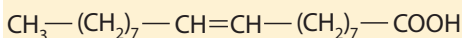
Ácido graso $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_n\text{COOH}$	Características	Ejemplos
Saturado	Estructura de cadena continua constituida por enlaces simples C—C y en un extremo por el grupo carboxilo. Importante fuente de energía para el organismo, que puede ser sintetizado o recibido a través de los alimentos.	Ácidos láurico, mirístico, palmítico y esteárico.
Insaturado	Estructura de cadena continua formada por al menos uno (monoinsaturados) o más (poliinsaturados) dobles enlaces C=C. No son sintetizados por el organismo, por lo que deben suministrarse a través de la dieta. Reciben el nombre de ácidos grasos esenciales.	Ácidos oleico, linoleico y araquidónico.

ACTIVIDAD 7

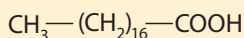
Clasificar y asociar

Clasifica las siguientes estructuras como triglicérido, ácido graso saturado o insaturado, según corresponda.

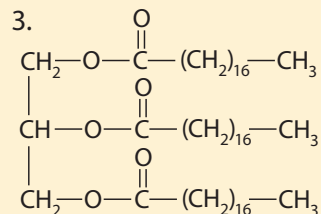
1.



2.



3.





El tipo de azúcar y la obesidad

Las necesidades del organismo son cubiertas a través de la alimentación. Los carbohidratos constituyen el porcentaje más importante de nutrientes que deben consumirse en nuestra dieta debido a que estos cumplen funciones específicas. No obstante, algunos estudios señalan que el elevado consumo de fructosa produciría alarmantes cambios en los depósitos de grasa en el cuerpo.



Frente a la epidemia de obesidad que se ha desencadenado en los últimos años, un equipo de investigadores de la Universidad de California se ha dedicado a estudiar la relación entre la obesidad y el consumo excesivo de azúcares (glucosa o fructosa).

Para llevar a cabo esta investigación, se seleccionaron treinta y tres personas adultas, obesas o con sobrepeso, que aceptaron someterse durante quince días a una dieta compuesta por un 30 % de grasa, 55 % de carbohidratos complejos y 15 % de proteínas. Luego, durante diez semanas, cambiaron su dieta de tal forma que el 25 % de las calorías totales debía provenir de la ingesta de glucosa o de fructosa.

En aquellos individuos que durante la segunda dieta recibieron fructosa como carbohidrato, se evidenció un incremento de la grasa intra abdominal distribuida alrededor de los órganos, lo que puede

desencadenar un incremento del riesgo de diabetes o enfermedades cardiovasculares. Sin embargo, en aquellas personas que consumieron glucosa no se observó este cambio.

Otro resultado de la investigación fue el aumento del colesterol y de los triglicéridos plasmáticos en aquellas personas que consumieron fructosa, quienes experimentaron además, simultáneamente, la sensibilidad a la insulina en un 20 %. Por el contrario, esta variación no se observó en aquellos que consumieron glucosa.

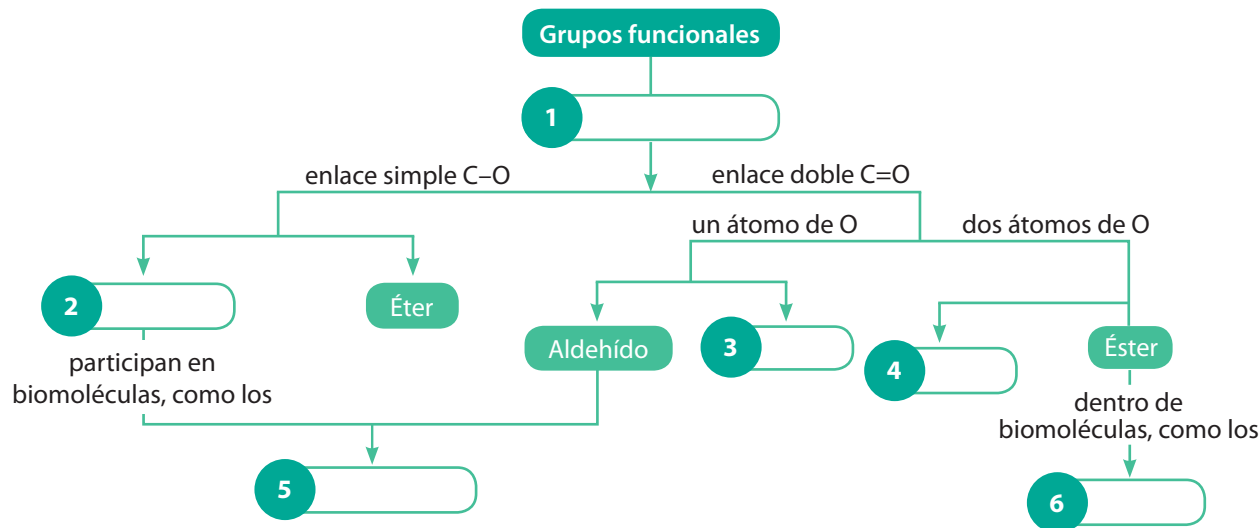
Fuente: El tipo de azúcar y la obesidad (2009, agosto). En revista *Creces*. Recuperado el 7 de abril de 2011 de <http://www.creces.cl/new/index.asp?tc=1&nc=5&tit=&art=2208&pr=>

Trabajemos con la información

1. ¿Qué conclusiones se pueden extraer de este estudio? ¿Existe una relación entre la obesidad y el consumo de azúcares?
2. ¿Por qué el grupo que consumió glucosa durante el estudio no experimentó cambios?
3. ¿Cómo se podría evitar el aumento de la obesidad en nuestro país? ¿Por qué es tan importante tener una dieta equilibrada?
4. ¿El consumo de edulcorantes artificiales será una buena solución frente a enfermedades tales como la obesidad y la diabetes? Investiguen.

Mapa conceptual

Completa el siguiente esquema con los conceptos que correspondan.



Evaluación de proceso

I. Lee las siguientes preguntas y selecciona la alternativa correcta.

- ¿A qué grupo funcional pertenece el compuesto orgánico $\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$?
 - Cetona.
 - Alcohol.
 - Éter.
 - Éster.
 - Aldehído.
- ¿Cuál de las siguientes moléculas corresponde a un alcohol secundario?
 - Metanol.
 - Etanol.
 - 2-metil-2-propanol.
 - Butanol.
 - 3-metil-2-hexanol.
- ¿Qué reactivos son necesarios para la obtención del metanoato de propilo?
 - Propanona y metanol.
 - Ácido metanoico y propanol.
 - Metanal y propanona.
 - Ácido metanoico y etoxietano.
 - Metoxietano y propanol.
- ¿Cuál de las siguientes funciones orgánicas no presenta el grupo carbonilo en su estructura?
 - Éster.
 - Cetona.
 - Aldehído.
 - Ácido carboxílico.
 - Éter.
- ¿Qué grupos funcionales caracterizan a los carbohidratos?
 - Alquilo y carboxilo.
 - Carbonilo e hidroxilo.
 - Alcoxi e hidroxilo.
 - Alquilo e hidroxilo.
 - Carbonilo y alcoxi.
- Las grasas y los aceites se clasifican según su estructura química como:
 - ácidos grasos.
 - triglicéridos.
 - carbohidratos.
 - hidrocarburos aromáticos.
 - aldehídos.

II. Desarrolla las siguientes preguntas:

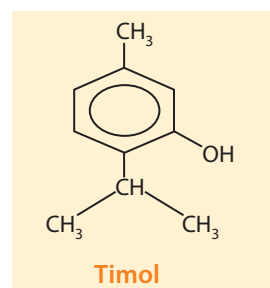
1. El timol ($C_{10}H_{14}O$) es una sustancia química que se extrae del tomillo (*Thymus vulgaris*) y que es utilizada como agente antimohos en la conservación de los libros.
 - a. ¿A qué familia de compuestos orgánicos pertenece el timol?
 - b. Nombra los grupos alquilo unidos al anillo de benceno en la estructura del timol.
2. En un laboratorio se midieron los puntos de ebullición de tres compuestos que están formados por cinco átomos de carbono:

Compuesto orgánico	Pentano	Pentanol	Pentanal
Punto de ebullición (°C)	36	118	102

- a. Desarrolla las fórmulas estructurales de las tres sustancias analizadas y clasifícalas según el grupo funcional que las caracteriza.
- b. ¿Por qué el punto de ebullición del pentanol es el más alto de la medición? Explica.
- c. Si comparamos las estructuras químicas de los tres compuestos, ¿cuál de estos será más soluble en agua? Fundamenta.

3. Relaciona cada una de las descripciones con la sustancia correspondiente:

- | | | |
|--|-------|------------------------|
| a. Principio activo de analgésicos | | etanol |
| b. Conservante de restos biológicos | | sacarosa |
| c. Anticongelante | | metanal |
| d. Azúcar común | | butanoato de etilo |
| e. Componente de las bebidas alcohólicas | | ácido acetilsalicílico |
| f. Fragancia con aroma a piña | | etilenglicol |



Me evalúo

Completa la siguiente tabla siguiendo las instrucciones de tu profesor o profesora.

Debería	Item/ pregunta	Puntaje		¿Qué debo hacer?
		Total	Obtenido	
Reconocer los grupos funcionales oxigenados de las moléculas orgánicas.	I II (1)	8		Según los resultados obtenidos, realiza las actividades que te indicará tu profesor o profesora.
Identificar el comportamiento de los compuestos orgánicos oxigenados a partir de sus propiedades.	II (2)	6		
Señalar algunas de las principales aplicaciones cotidianas, tanto industriales como biológicas, de los compuestos orgánicos oxigenados.	II (3)	3		

Antecedentes

El alcohol etílico o etanol es un líquido incoloro, inflamable y volátil. Las bebidas que contienen etanol se denominan bebidas alcohólicas, cuya concentración se expresa según su % m/m o % m/v.

Reactivos

- vino u otra bebida alcohólica
- agua (H_2O)

Materiales

- refrigerante simple
- dos soportes universales, pinzas y nueces
- vaso de precipitado de 500 mL
- balón de destilación de 250 mL
- probeta de 20, 100 y 200 mL
- matraz Erlenmeyer de 100 mL
- mangueras
- mechero, rejilla y trípode
- termómetro
- perlas de ebullición

**Experimento****Procedimiento**

1. Armen el equipo de destilación simple. Sigán las instrucciones del profesor o profesora para obtener el montaje tal como se ilustra en la foto inferior. Fijen con mucha seguridad las pinzas que sostienen el refrigerante y el balón y comprueben que las mangueras por donde circulará el agua queden bien puestas.
2. Coloquen 100 mL de la bebida alcohólica en el balón de destilación e introduzcan cuatro perlas de ebullición.
3. Fijen y sellen el sistema de destilación y luego inicien el enfriamiento del refrigerante.
4. Calienten el balón de destilación controlando la intensidad de la llama para evitar que la ebullición sea violenta.
5. Midan la temperatura al comienzo del calentamiento y, posteriormente, a intervalos de dos minutos hasta que esta sea constante. Recojan en un vaso de precipitado los líquidos destilados.
6. Coloquen el matraz Erlenmeyer para recibir todo el destilado a temperatura constante. Midan con una probeta el volumen obtenido.
7. Reemplacen el matraz por un vaso de precipitado cuando el termómetro registre un incremento brusco de la temperatura.
8. Apaguen el mechero y dejen enfriar todo el sistema por unos quince minutos antes de desmontarlo.

Análisis de resultados

- a. ¿A qué temperatura se obtuvo el destilado?, ¿es mayor o menor que la temperatura de ebullición del agua?
- b. Determinen los $g L^{-1}$ de etanol en la muestra destilada. El etanol obtenido en la destilación, ¿es 100 % puro? Explíqueno.
- c. ¿A qué corresponde el grado alcohólico de una bebida?

Antecedentes

El jabón es un agente de limpieza cuya producción se remonta a más de 2300 años gracias a los antiguos celtas y romanos. La reacción química para la obtención del jabón se denomina saponificación (del latín *saponis* = jabón) de grasas animales o vegetales con lejías alcalinas, bases alcalinotérricas u óxidos de otros metales, como el óxido de plomo (PbO), según el tipo de jabón que se desee elaborar.

Reactivos

- aceite vegetal o mantequilla
- disolución hidróxido de sodio (NaOH) 12 M
- etanol (C₂H₅OH)
- disolución de cloruro de sodio (NaCl) 5 M
- glicerol (glicerina)
- esencia aromática

Materiales

- vaso de precipitado de 500 mL
- dos vasos de precipitado de 100 mL
- mechero, rejilla y trípode
- varilla de agitación
- pipeta de 10 mL
- embudo y papel filtro
- molde
- Probeta de 20 mL y 100 mL

**Experimento****Procedimiento**

1. Tomen 5 g de aceite vegetal o mantequilla y deposítelo en un vaso de precipitado de 100 mL. Luego, adicione 15 mL de disolución de hidróxido de sodio y 10 mL de etanol.
2. Calienten la mezcla a baño maría o con manta calefactora durante unos treinta minutos, agitando constantemente. Si el líquido comienza a evaporarse, agreguen 10 mL de etanol.
3. Comprueben que la saponificación ha finalizado. Esto se evidencia por la ausencia de grumos grasos y el olor característico de las grasas. Si la grasa no se ha saponificado, calienten la mezcla por diez minutos más.
4. Terminada la saponificación, adicione 60 mL de disolución de cloruro de sodio y agiten durante unos minutos.
5. Filtren la mezcla y separen el sólido sobrenadante que corresponde al jabón. Laven varias veces con volúmenes de 10 mL de agua fría.
6. Tomen el filtrado y mézclenlo con 4 mL de glicerina y 10 mL de agua. Calienten a fuego lento, agitando constantemente, hasta lograr una consistencia homogénea. Agreguen unas gotas de esencia aromática.
7. Trasvasijen el producto final a un molde y dejen enfriar.

Análisis de resultados

- a. ¿En qué consiste el proceso de saponificación?
- b. Si no se dispone de hidróxido de sodio, ¿qué otro reactivo se podría utilizar en su remplazo?
- c. ¿Por qué se separa el jabón al adicionar el cloruro de sodio?
- d. ¿Qué reacciones químicas ocurren durante la saponificación? Escriban las ecuaciones químicas correspondientes.

**Precaución**

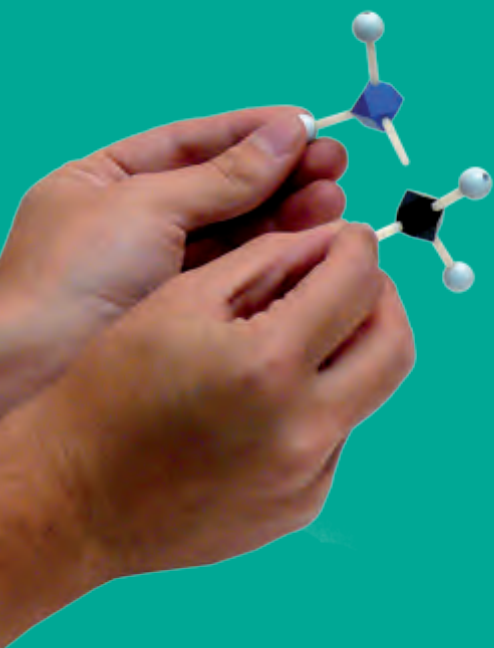
Manipula con mucho cuidado la disolución del NaOH, ya que es un reactivo corrosivo.

Capítulo



Compuestos orgánicos nitrogenados

Nuestro planeta presenta un alto contenido de nitrógeno, pero en forma de nitrógeno atmosférico gaseoso (N_2). Del mismo modo que en el capítulo anterior, revisaremos las características estructurales, las reglas de nomenclatura impuestas por la IUPAC, las propiedades y principales aplicaciones correspondientes a los compuestos orgánicos nitrogenados, esto es: aminas y amidas. Para finalizar, incluiremos en el estudio de los compuestos orgánicos nitrogenados a los nitrilos y a los nitroderivados.



1. ¿Cuáles son los compuestos orgánicos nitrogenados?



Son aquellos que, además de presentar átomos de carbono e hidrógeno en su estructura, contienen al menos un átomo de nitrógeno.

El nitrógeno es un átomo trivalente, de modo que dentro de las moléculas orgánicas establecerá uniones con el carbono y el hidrógeno.

Entre los compuestos orgánicos nitrogenados, los más importantes son las aminas y las amidas.

A continuación, la tabla 6 muestra las principales características estructurales de estos dos importantes grupos funcionales nitrogenados:

Tabla 6. Estructura general de aminas y amidas

Clase de compuesto	Estructura		Ejemplo
Amina	Primaria	$R-NH_2$	 ▲ La carne descompuesta
	Secundaria	$R-NH-R$	
	Terciaria	$R-N(R)-R$	
Amida	Primaria	$R-C(=O)NH_2$	 ▲ Proteínas del huevo
	Secundaria	$R-C(=O)NH-R$	
	Terciaria	$R-C(=O)N(R)-R$	

1.1 El átomo de nitrógeno

El nitrógeno (N) es un elemento no metálico, de número atómico igual a siete ($Z = 7$), ubicado en el grupo 15 y en el período 2 de la tabla periódica de los elementos. Este átomo participa, generalmente, en uniones de tipo covalente, compartiendo sus tres electrones desapareados consigo mismo o con otros átomos. Su electronegatividad según la escala de Pauling es igual a 3,0, y junto con el oxígeno son los elementos más electronegativos que forman parte de los seres vivos.

Es el elemento gaseoso más abundante en nuestro planeta. Se encuentra principalmente en la atmósfera como gas dinitrógeno (N_2), donde constituye el 78 % del volumen total. Esta molécula desempeña dos importantes funciones: participa en el ciclo del nitrógeno y diluye el oxígeno atmosférico. Desde hace varios años es conocida la importancia de los compuestos nitrogenados para la fabricación de fertilizantes y explosivos. En 1908, el químico alemán Fritz Haber inventó un proceso artificial para la fijación del nitrógeno. Hizo reaccionar nitrógeno e hidrógeno gaseoso en presencia de un catalizador, con lo que obtuvo amoníaco (NH_3), un importante compuesto nitrogenado inorgánico que se emplea como materia prima en la obtención de abonos, explosivos, plásticos, productos de limpieza y otros.



▲ Estructura del amoníaco

NOBEL DE QUÍMICA

En 1918, el alemán Fritz Haber obtuvo este galardón al crear el proceso de obtención del amoníaco a partir de sus elementos. En su honor, la síntesis fue bautizada como proceso de Haber.

ACTIVIDAD 8

Construir, identificar y clasificar

Organícense en grupos de tres integrantes y reúnan los siguientes materiales: barras de plastilina (blanca, negra y azul) y palos de fósforo o mondadientes. Realicen el procedimiento que se describe a continuación:

1. Modelen esferas de plastilina de acuerdo al siguiente orden: tres esferas negras (carbono), nueve blancas (hidrógeno) y una azul (nitrógeno).
2. Construyan los modelos moleculares de todos los isómeros estructurales que cumplan con la fórmula molecular C_3H_9N . Registren en sus cuadernos las moléculas resultantes y observen sus diferencias. Comparen sus resultados obtenidos con el resto de los grupos de la clase.
3. Discutan los aspectos que consideraron al momento de construir los isómeros, como posición del átomo de nitrógeno dentro de la estructura, tipos de enlace C – N, grupos alquilo, etc. Luego, respondan las siguientes preguntas en sus cuadernos:
 - a. ¿Cuántos isómeros estructurales nitrogenados obtuvieron? ¿En todos los isómeros resultantes el átomo de nitrógeno está unido directamente al carbono?, ¿por qué?
 - b. Comparen cada uno de los isómeros construidos con la estructura del amoníaco. ¿Qué similitudes y diferencias pueden establecer?
 - c. Propongan un criterio de clasificación de los isómeros en función del número de sustituyentes enlazados al átomo de nitrógeno según la clasificación propuesta. ¿Cuántos criterios lograron establecer? Describanlos.

2. Características y aplicaciones de las aminas y amidas

Interactividad



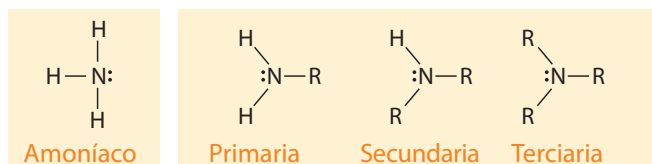
Ingresa al sitio www.iocd.unam.mx/nomenclatura/nomen71.htm y podrás encontrar una completa descripción de la nomenclatura IUPAC y clasificación de las aminas con apoyo de modelos 3D.

Las aminas y amidas son sustancias que forman parte de los seres vivos. Las más importantes son las proteínas, los alcaloides, las vitaminas y las hormonas. A nivel industrial, estos compuestos son fundamentales para la elaboración de una infinidad de productos, como los medicamentos, los colorantes, los insecticidas, los desinfectantes, entre otros.

2.1 Las aminas

Tal como pudiste constatar en la *Actividad 8*, las aminas son compuestos orgánicos asociados a la estructura del amoníaco debido a la similitud en la disposición de sus átomos. Las aminas son el resultado de la sustitución de uno, dos o tres átomos de hidrógeno del amoníaco por grupos alquilo o arilo.

En vista de lo anterior, las aminas se clasifican en primarias, secundarias o terciarias, según el número de sustituyentes unidos al átomo de nitrógeno, los cuales pueden ser iguales o distintos.



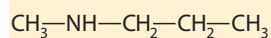
Las aminas se encuentran abundantemente en la naturaleza. Por ejemplo, la morfina, presente en las semillas de la amapola, o la putrescina, molécula responsable del mal olor producido por la descomposición de la carne. Este grupo funcional también forma parte de la estructura de moléculas de interés biológico, como los aminoácidos y los ácidos nucleicos. Por otro lado, existen las aminas sintetizadas por el ser humano, como la metilamina y etilamina, que son utilizadas para la elaboración de insecticidas y productos farmacéuticos.

ACTIVIDAD 9

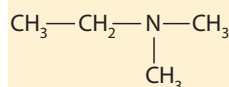
Analizar y clasificar

Clasifica cada una de las siguientes aminas como primaria, secundaria o terciaria. Fundamenta tu respuesta.

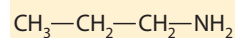
1.



2.

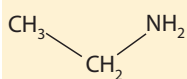


3.

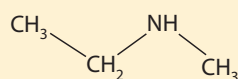


A. ¿Cómo nombrar las aminas?

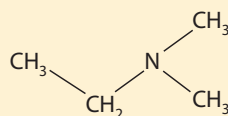
Según las normas establecidas por la IUPAC, en el caso de las aminas primarias se añade el sufijo -amina al nombre del sustituyente alquilo. Para las aminas secundarias y terciarias se utiliza la notación **N-sustituyentes**, en alusión a los enlaces del nitrógeno con sus respectivos grupos R, tal como se esclarece en los siguientes ejemplos:



Etilamina
(amina primaria)



N-metiletanamina
(amida secundaria)

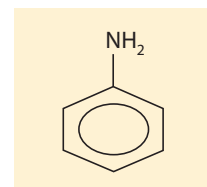


N, N-dimetiletanamina
(amida terciaria)

Dentro de las aminas aromáticas, la molécula más representativa es la anilina o aminobenceno, sustancia de gran importancia industrial como materia prima para la elaboración de colorantes.

B. ¿Cuáles son las propiedades de las aminas

Los enlaces por puente de hidrógeno entre las aminas son los causantes de los elevados puntos de ebullición en comparación con los alcanos con similar masa molar. No obstante, el átomo de nitrógeno no es tan electronegativo como el oxígeno y, por ende, los puntos de ebullición de los alcoholes siempre serán superiores a los de las aminas. En términos de solubilidad, las aminas pueden formar puentes de hidrógeno con el grupo hidroxilo del agua, siendo muy solubles en este disolvente.



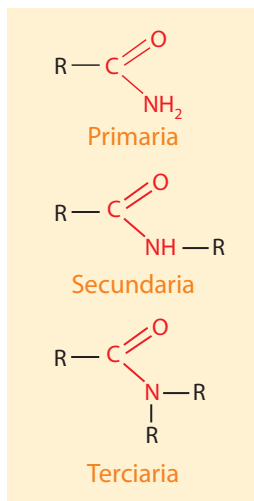
▲ La anilina se emplea comúnmente en la pigmentación de telas.

Reflexionemos

Varios estudios en animales han revelado los efectos mutagénicos y cancerígenos de un conjunto de sustancias llamadas nitrosaminas, provenientes de la reacción entre las aminas y el ácido nitroso. Algunos iniciadores de estas sustancias han sido detectados en alimentos de consumo diario, como la N-metilmetanamina, componente de muchas carnes y pescados, y el nitrito de sodio, preservante de comestibles como los embutidos y las conservas.

La ingesta de nitrito de sodio favorece la producción de ácido nitroso, además de las condiciones ácidas de la zona gástrica. Además, contribuye a la síntesis dentro del organismo de las nitrosaminas. ¿Crees que el uso de aditivos químicos en los alimentos beneficia realmente a los consumidores?

Estructuras de amidas



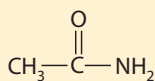
2.2 Las amidas

Las amidas son consideradas derivados de los ácidos carboxílicos debido a la sustitución del grupo hidroxilo por un grupo amino ($-NH_2$). El nitrógeno del grupo amino puede estar enlazado a uno, dos o ningún grupo alquilo, por lo que surgen las amidas primarias, secundarias y terciarias (ver figuras a la izquierda).

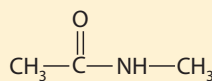
Este grupo funcional se puede reconocer en la estructura de numerosas sustancias, como las proteínas, y productos de origen sintético, como el nailon o la sacarina. Pero, sin duda, la amida más importante es la urea (ver página 118), ya que gracias a su obtención se derribó la teoría vitalista impuesta durante muchos años. La urea es una diamida de aspecto cristalino, incolora y soluble en agua, producto final del metabolismo normal de las proteínas.

A. ¿Cómo nombrar las amidas?

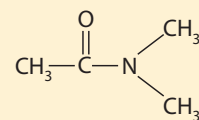
La IUPAC establece que el nombre de las amidas primarias se construye reemplazando la terminación -ico del ácido orgánico progenitor por el sufijo -amida y eliminando la palabra ácido. En el caso de las amidas secundarias y terciarias, se utiliza la notación N-sustituyentes, seguida del nombre proveniente del ácido orgánico con la terminación -amida.



Etanamida
(amida primaria)



N-metiletanamida
(amida secundaria)



N,N-dimetiletanamida
(amida terciaria)

B. ¿Cuáles son las propiedades de las amidas?

Con excepción de la metanamida (formamida), que es un líquido, las amidas son sólidos cristalinos. Sus puntos de ebullición y fusión resultan ser extremadamente altos en comparación con los de otras moléculas con similar masa molar debido a la polaridad del grupo amida y a la formación de uniones por puentes de hidrógeno.

Reflexionemos

La fitofarmacología une los conocimientos ancestrales con la ciencia moderna. Esta disciplina permite mantener el uso de las plantas medicinales, en forma de extractos que no poseen diferencia con los medicamentos sintéticos. Desde los años 60, se han utilizado sustancias naturales como bases para productos semisintéticos. Tal es el caso del ácido lisérgico o LSD, un alucinógeno que se obtiene al modificar en laboratorio un químico presente en un hongo que afecta a los cereales.

En 1969, esta sustancia se hizo muy conocida cuando el grupo *The Beatles* presentó la canción "*Lucy in the sky with diamonds*", cuya sigla es LSD, lo que causó mucho revuelo en esa época. ¿Qué opinas del uso de fitofármacos? Investiga las aplicaciones del LSD en medicina, ¿crees que se justifica su uso? Comenta.

Resolución de problemas 2

Nombrando una amida desconocida

I. Situación problema

Un químico debe realizar un inventario de los reactivos disponibles en un laboratorio. Durante la inspección, se percató de que uno de los frascos clasificados como amida, tiene su etiqueta deteriorada. Frente a esto, el químico sometió la sustancia a una serie de análisis y obtuvo los siguientes resultados:

Fórmula molecular	C_4H_9NO
Tipo de amida	terciaria
Ácido orgánico progenitor	ácido etanoico

De acuerdo con los antecedentes proporcionados, ¿cuál será el nombre IUPAC de la amida desconocida?

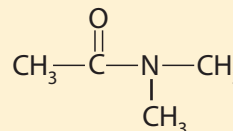
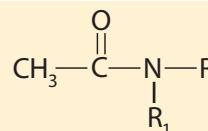
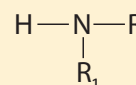
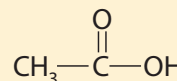
II. Desarrollo

1. Analizar

Debido a que la amida es terciaria, el átomo de nitrógeno se encuentra unido a dos sustituyentes alquilo. Por otro lado, la amida proviene del ácido etanoico y, por ende, la zona que considera al grupo carbonilo está constituida por dos átomos de carbono.

2. Formular

- Para comenzar, construiremos la estructura correspondiente al ácido etanoico.
- Luego, esbozaremos la zona correspondiente al grupo amino, considerando que el nitrógeno está unido a dos grupos alquilo.
- Acoplamos ambas estructuras, reemplazando el grupo hidroxilo del ácido por el grupo amino correspondiente.
- Observamos la estructura resultante y calculamos el número de átomos de carbono e hidrógeno faltantes que corresponden a los grupos alquilo.



3. Integrar

Obtenida la estructura de la amida, aplicamos las reglas propuestas por la IUPAC para este tipo de compuestos.

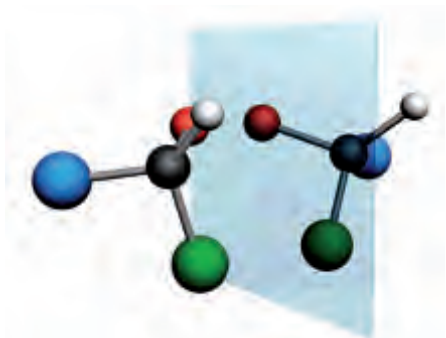
III. Resultado

El nombre de la amida desconocida es N,N-dimetilmetanamida.

Ahora tú

Replicando cada una de las etapas del problema anterior, determina el nombre IUPAC de un isómero de la N,N-dimetilmetanamida, proveniente del ácido propanoico.

3. Moléculas nitrogenadas de importancia biológica



▲ La alanina es una molécula quiral, por lo que tiene dos enantiómeros que son imágenes especulares no superponibles.

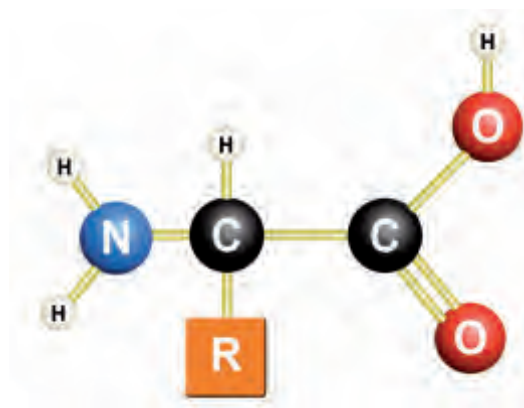
Las proteínas son biomoléculas esenciales para la estructura, el funcionamiento y la reproducción de la materia viva. Están formadas por unidades repetitivas unidas entre sí, denominadas aminoácidos. La tela de araña, el cabello, la clara del huevo y la hemoglobina son algunos ejemplos de proteínas.

3.1 Los aminoácidos

Como señalamos anteriormente, los **aminoácidos** son la unidad base de las proteínas y están constituidos por dos grupos funcionales: ácido carboxílico y amina; de ahí el origen de su denominación. En su estructura destacan el grupo carboxilo, el grupo amino y el grupo R (radical orgánico).

Tabla 7. Aminoácidos esenciales

α-aminoácidos esenciales	
Nombre	Sigla
Valina	Val
Leucina	Leu
Isoleucina	Ile
Treonina	Thr
Metionina	Met
Fenilalanina	Phe
Triptófano	Trp
Lisina	Lys



El grupo R corresponde a una secuencia orgánica; el átomo de carbono unido al grupo amino se denomina **carbono α**, y es el centro estereogénico de la molécula. Los aminoácidos que presentan este tipo de estructura son clasificados como **α-aminoácidos**. La presencia del carbono quiral genera dos enantiómeros (L y D-α-aminoácidos), pero los seres vivos solo emplean la configuración L para la construcción de las proteínas.

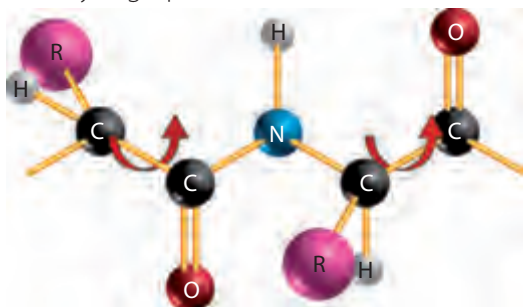
Dentro de los α-aminoácidos que componen las proteínas se pueden reconocer comúnmente veinte, de los cuales doce pueden ser sintetizados por el organismo a partir de los alimentos y los ocho restantes se conocen como **aminoácidos esenciales** (tabla 7), ya que no pueden ser elaborados por el organismo y deben incorporarse en la dieta.

ACTIVIDAD 10 Explicar

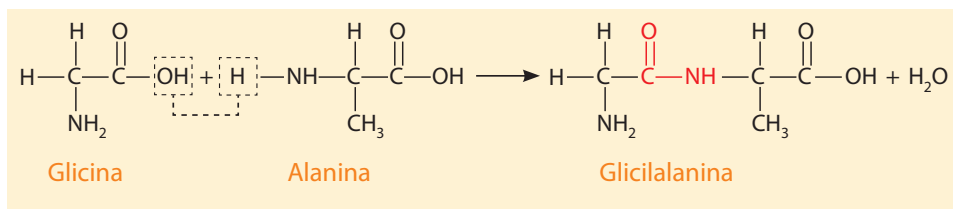
Averigua la estructura química del α-aminoácido glicina y explica, según tus conocimientos adquiridos, por qué esta sustancia no presenta actividad óptica. Dibuja la proyección de líneas y cuñas correspondiente.

3.2 Los péptidos

La unión de los aminoácidos genera estructuras superiores denominadas **péptidos**. Esta combinación se produce entre el grupo carboxilo de un aminoácido y la función amina del otro, con lo que se forman una amida y una molécula de agua. A continuación se representa el modelo molecular del enlace peptídico que se produce entre el grupo carboxilo de un aminoácido y el grupo amina de otro.



A modo de ilustrar la formación del enlace peptídico, analicemos la reacción entre los aminoácidos glicina (Gly) y alanina (Ala) para formar el dipéptido glicilalanina (Gly-Ala) según la siguiente ecuación.



Cabe señalar que cada uno de los extremos de la glicilalanina (amino y carboxilo terminal) puede seguir reaccionando, con lo que incorporan más unidades de aminoácidos a su estructura. De acuerdo al número de aminoácidos en la cadena, estas se pueden clasificar en **oligopéptidos**, **polipéptidos** y **proteínas** (tabla 8).

Conexión con...

ARQUEOLOGÍA

Una de las técnicas más conocidas para la datación de vestigios de origen orgánico es el uso de un isótopo del carbono, el ^{14}C . No obstante, este tipo de análisis también puede realizarse vía racemización de aminoácidos. Los aminoácidos son ópticamente activos (excepto la glicina), por lo que generan los estereoisómeros (L- α -aminoácido y D- α -aminoácido).

Todos los aminoácidos que forman las proteínas de los organismos vivos son del tipo L- α -aminoácido, y tras sufrir su muerte, comienzan la racemización y se convierten en su análogo D- α -aminoácido hasta alcanzar la mezcla racémica. La edad de los restos orgánicos se estima midiendo la proporción relativa de los aminoácidos D y L presentes en la muestra.

Tabla 8. Clasificación de los péptidos según la suma de aminoácidos

Clasificación	Número de aminoácidos
Oligopéptidos	menos de 10
Polipéptidos	entre 10 y 99
Proteínas	más de 100

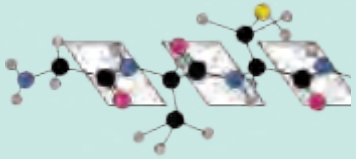
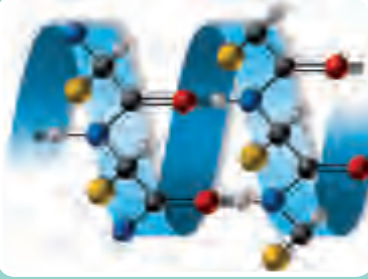


3.3 Las proteínas

Las proteínas son macromoléculas constituidas por varios aminoácidos conectados unos con otros a través de enlaces peptídicos. Están presentes en todas las células vivas y cumplen importantes funciones en los sistemas biológicos, las cuales se resumen en el siguiente cuadro:

<p>Función estructural</p>	<p>Las membranas plasmáticas y muchos de los tejidos están formados por proteínas que actúan como filamentos de soporte, las que les confieren fuerza y protegen las células y los tejidos. Por ejemplo, la queratina se encuentra en el cabello y las uñas.</p> 	<p>Función contráctil</p>	<p>Ciertas proteínas permiten que las células o determinados organelos se muevan o cambien de forma. Por ejemplo, la contracción de los músculos se produce por interacción de las fibras miosina y actina.</p> 
<p>Función de transporte</p>	<p>Algunas proteínas actúan como transportadoras de sustancias en los líquidos extracelulares y otras por las membranas plasmáticas. Por ejemplo, en los glóbulos rojos, la hemoglobina transporta el oxígeno a los tejidos para que se produzca la oxidación de los nutrientes.</p> 	<p>Función hormonal</p>	<p>Determinadas proteínas permiten regular la actividad fisiológica y metabólica de las células. La insulina es una hormona que es producida en el páncreas, el cual controla los niveles de glucosa en la sangre.</p> 
<p>Función de defensa</p>	<p>Existen proteínas que defienden al organismo ante una agresión o invasión externa. Tal es el caso de los anticuerpos, que son proteínas sintetizadas por los glóbulos blancos que permiten reconocer y neutralizar bacterias y virus.</p> 	<p>Función enzimática</p>	<p>Varias proteínas permiten acelerar la velocidad de las reacciones químicas, por lo que actúan como catalizadores biológicos. La pepsina es una enzima digestiva que rompe las proteínas en péptidos.</p> 

A. Estructura de las proteínas

Inicialmente, se sospechaba que las cadenas proteicas, debido a su extensión, eran estructuras amorfas, sin organización definida. En 1939, Linus Pauling y sus colaboradores iniciaron estudios para determinar la estructura tridimensional de las proteínas, es decir, la disposición espacial de los aminoácidos, y llegaron a la conclusión de que existen cuatro niveles según las estructuras de las proteínas, los cuales se resumen en la siguiente tabla:

<p>Estructura</p> <p>Primaria. Es la secuencia lineal de los aminoácidos que forman la cadena peptídica. Señala cuáles son las unidades constituyentes y su secuencia. El orden de los aminoácidos proviene de su disposición genética.</p>	
<p>Secundaria. Es la forma en que la secuencia primaria puede plegarse sobre sí misma. Está limitada por la formación de puentes de hidrógeno entre los grupos -NH de un enlace con el oxígeno de la otra unión peptídica. Puede adoptar dos formas diferentes: α-hélice (espiral) o β-lámina plegada (zigzag).</p>	
<p>Terciaria. Se forma por la interacción entre los grupos R de los aminoácidos que forman parte del esqueleto de la proteína, lo que permite un mayor grado de plegamiento, hasta adoptar la forma tridimensional característica. Pueden ser globulares o fibrosas.</p>	
<p>Cuaternaria. Se presenta en proteínas con más de una cadena polipeptídica, formada por varios grupos de polipéptidos, llamados subunidades.</p>	

Los cambios ambientales o los tratamientos químicos pueden causar una desorganización en la estructura de una proteína, lo que implica la pérdida simultánea de su función biológica. Este proceso se denomina **desnaturalización**. Por ejemplo, la proteína globular del huevo (albúmina) es desnaturalizada mediante la aplicación de calor, lo que genera un cambio irreversible en la estructura de la proteína.

NOBEL DE QUÍMICA

La determinación de la secuencia de los aminoácidos que conforman la hormona peptídica insulina hizo acreedor del Premio Nobel al químico inglés Frederick Sanger en 1958. Además, en 1980 es nuevamente galardonado por desarrollar un método de secuenciación del ADN, con lo que se convierte en el cuarto personaje en el mundo en recibir dos veces este galardón.

BIOGRAFÍA

Linus Carl Pauling (1901-1994)

Químico estadounidense, reconocido por sus investigaciones en mecánica cuántica. Introdujo el concepto de electronegatividad para explicar la naturaleza del enlace químico. Fue condecorado dos veces con el Premio Nobel: de Química (1954) y de la Paz (1962).

Taller de ciencias

Trabajo en equipo

Descubrimiento de los aminoácidos esenciales

Antecedentes

Los descubrimientos científicos con respecto a las proteínas y sus aminoácidos comenzaron en 1820 con las investigaciones del químico francés Henri Braconnot, el que logró aislar el aminoácido glicina a partir de la gelatina.

Transcurrieron varios años para que, en 1935, el bioquímico estadounidense William Rose, especialista en nutrición, aislara el último aminoácido esencial, la treonina, a partir de sus estudios en ratas.

Problema de investigación

Lee y analiza las siguientes preguntas:

- ¿De dónde se obtienen los aminoácidos?
- ¿Cuál es la función de estas sustancias dentro del organismo?
- ¿Por qué algunos aminoácidos se clasifican como esenciales?

Considerando las preguntas anteriores, te proponemos el siguiente problema de investigación: ¿Influye la ingesta de aminoácidos esenciales en el crecimiento de los mamíferos?

Hipótesis

Si las ratas se alimentan solo de proteínas, entonces tendrán un desarrollo óptimo.

Estrategias de contrastación

Durante la década de 1930, la mayoría de los aminoácidos ya se habían descubierto, lo que impulsó a Rose al análisis de los requerimientos nutricionales de cada uno de estos en forma individual. El bioquímico recurrió a la experimentación en ratas según los siguientes procedimientos:

1. Administró solo como alimento de las ratas una mezcla de aminoácidos.
2. Luego, reemplazó la mezcla de aminoácidos por una proteína extraída de la leche llamada caseína.
3. Extrajo algunos fragmentos moleculares de la caseína y los agregó a la mezcla inicial para suministrárselos a las ratas, como una nueva fuente de alimentación.

Resultados

A partir de su ensayo, Rose consiguió los siguientes resultados:

1. Las ratas alimentadas solo con la mezcla de aminoácidos estancaron su proceso de crecimiento, sufrieron pérdidas de peso y de tonicidad muscular, por lo que sobrevivieron por escaso tiempo bajo este régimen.
2. Aquellas ratas a las que se les suministró solo caseína no consiguieron una mayor progresión, mantuvieron su peso y subsistieron un período mayor en comparación con las ratas alimentadas solo con la mezcla de aminoácidos.
3. La combinación de aminoácidos y los fragmentos de caseína estimularon el desarrollo normal en las ratas: favorecieron el aumento de peso, la reconstitución muscular y prolongaron su ciclo de vida.

Análisis e interpretación de evidencias

Lean y analicen las preguntas en torno a la investigación de Rose:

- ¿Por qué la mezcla de aminoácidos suministrada a las ratas no evidenció cambios favorables en estas?
- ¿La caseína contendrá todos los aminoácidos necesarios para el crecimiento de los mamíferos? Expliquen.
- Según el procedimiento descrito en la investigación, ¿cuál de los tres tratamientos alimenticios fue el más beneficioso para las ratas?, ¿por qué?
- William Rose, en 1935, consiguió extraer de la caseína el último de los aminoácidos esenciales, la treonina (ácido α -amino- β -butírico). Si tuvieran la posibilidad de replicar el ensayo de Rose, ¿qué factores considerarían para evaluar el desarrollo de las ratas?, ¿qué sustancias seleccionarían para su nutrición? ¿Podrían sobrevivir estos animales bajo un régimen de solo treonina?
- Luego, en la década de 1940, el bioquímico trasladó su atención hacia los requerimientos nutricionales del ser humano, y demostró que para los adultos son indispensables en la dieta ocho aminoácidos, ya que estos, al igual que las vitaminas, no pueden ser sintetizados por el organismo. Investiguen sobre las principales funciones de los aminoácidos esenciales dentro del organismo y en qué alimentos se encuentran.

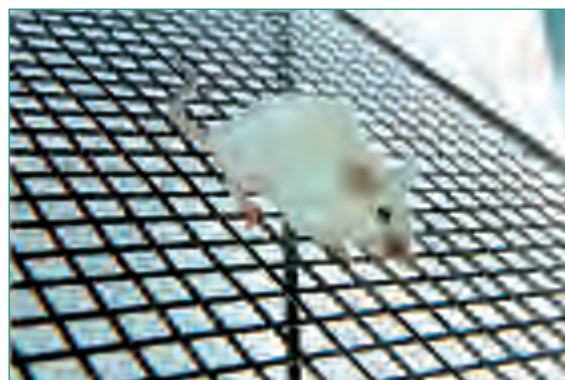
- La fenilalanina es un aminoácido esencial. No obstante, se debe evitar el consumo de productos dietéticos que contienen aspartamo como edulcorante. Averigüen sobre la enfermedad llamada fenilcetonuria.

Conclusiones

A propósito de los resultados obtenidos por Rose a través de su experimentación en ratas, ¿qué pueden inferir con respecto a los aminoácidos y el crecimiento de los mamíferos? Justifiquen.

Comunicación y proyecciones

Elaboren un póster científico sobre los trabajos realizados por William Rose según la pauta propuesta en la página 223. Expongan su afiche frente a sus compañeros y compañeras.



Interactividad



Visita la página www.educaplus.org/moleculas3d/nitrilos.html y selecciona cada uno de los nitrilos propuestos. Observa sus modelos moleculares 3D y muévelos con ayuda del ratón.

Conexión con...

FARMACOLOGÍA

Durante la década de 1870 se detectó una relación muy particular en las fábricas de dinamita del químico Alfred Nobel. Los operarios que padecían de enfermedades cardíacas con dolores en el pecho encontraban alivio durante la semana laboral. La nitroglicerina (un poderoso explosivo) presente en el aire del inmueble actuaba como dilatador de los vasos sanguíneos. Transcurrió más de un siglo para que se descubriera que la nitroglicerina se convertía en monóxido de nitrógeno en el músculo vascular liso, sustancia química causante de la dilatación de los vasos sanguíneos.

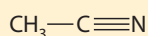
4. Otros compuestos orgánicos nitrogenados

Para finalizar el estudio de los compuestos orgánicos nitrogenados, comentaremos algunas generalidades de dos familias que también contienen átomos de nitrógeno: los **nitrilos** y los **nitroderivados**.

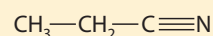
4.1 Nitrilos

Los **nitrilos** o cianuros orgánicos son sustancias que contienen en su estructura el grupo **ciano** ($-C\equiv N$). Son considerados derivados orgánicos del ácido cianhídrico (HCN), ya que si reemplazamos el átomo de hidrógeno por un grupo alquilo o arilo, se obtiene su esqueleto característico.

La nomenclatura de los nitrilos señala que se debe comenzar con el nombre del hidrocarburo derivado de la molécula seguido de la palabra nitrilo.



Etanonitrilo



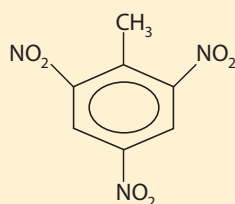
Propanonitrilo

Una de las principales aplicaciones de los nitrilos es en la fabricación de diversas fibras sintéticas, como el orlón.

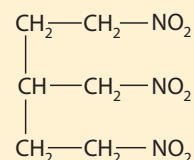
4.2 Nitroderivados

Los compuestos **nitroderivados** son aquellos que están constituidos por el grupo **nitro** ($-NO_2$) unido a un átomo de carbono proveniente de una cadena alifática o aromática, a través de un enlace simple C-N. Para nombrar los nitroderivados consideraremos al grupo nitro como un sustituyente dentro de la cadena principal.

Algunos explosivos peligrosos, como el trinitrato de glicerilo (nitroglicerina) y el 2,4,6-trinitrotolueno (TNT), presentan grupos nitro en su composición.



2,4,6-trinitrotolueno



Trinitrato de glicerilo




El párkinson y la dopamina

La enfermedad o mal de Parkinson es un trastorno degenerativo, progresivo y crónico del sistema nervioso central, frecuente en hombres y mujeres de la tercera edad. La principal causa de esta afección es el déficit en la producción de una importante sustancia química llamada dopamina, encargada de transmitir señales entre las neuronas que regulan la función motora.

La enfermedad de Parkinson (EP) se describió por primera vez en 1817 gracias al médico inglés James Parkinson, quien se dedicó a estudiar los síntomas de las etapas inicial y final de esta enfermedad, a la que denominó “parálisis agitante”. No obstante, en 1957, el sueco Arvid Carlsson descubrió que la dopamina es un neurotransmisor y que su déficit en el ganglio basal del cerebro desencadenaba el mal de Parkinson.

La mayoría de los pacientes pertenecen al segmento de la tercera edad, y sus principales síntomas son los movimientos desordenados, temblores de manos y brazos, acompañados de rigidez en las extremidades, lentitud en los movimientos y alteraciones en el balance y la coordinación. Estas perturbaciones motoras son el resultado de la pérdida de entre 80 % a 90 % de las

neuronas dopaminérgicas (neuronas productoras de dopamina). Si no hay suficiente dopamina, las células nerviosas se activan descontroladamente, lo que deja al paciente imposibilitado de dirigir sus movimientos en forma normal.

Las causas del mal de Parkinson son aún desconocidas, pero algunas teorías apuntan hacia las reacciones químicas que ocurren dentro del organismo, como la oxidación, la interacción con toxinas del medioambiente, la predisposición genética y el envejecimiento prematuro. 

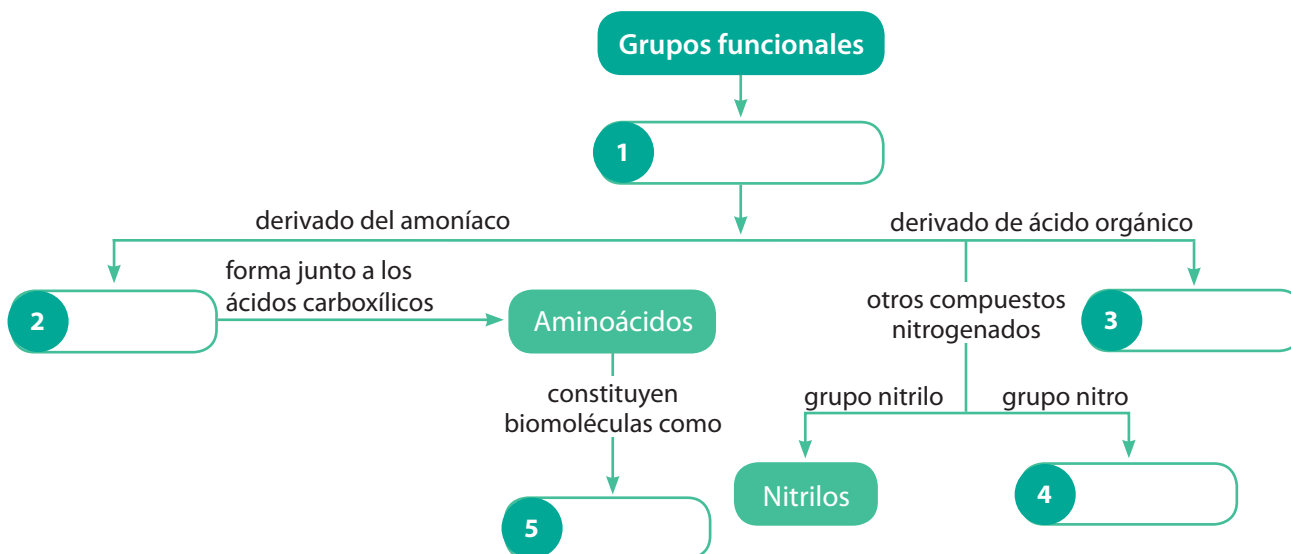
Fuente: Aucker, L. (2000). *Farmacología en enfermería*. (2.ª ed.). Madrid: Ediciones Harcourt S. A. (Adaptación).

Trabajemos con la información

1. ¿Por qué se dice que la enfermedad de Parkinson es degenerativa, progresiva y crónica? Explica.
2. ¿Cómo se manifiesta el mal de Parkinson en los pacientes?
3. ¿Qué grupos funcionales posee la dopamina? Averigua su estructura química.
4. Investiga sobre las funciones de la serotonina y acetilcolina en el sistema nervioso central. ¿Qué grupos funcionales contienen ambos transmisores neuroquímicos?

Mapa conceptual

Completa el siguiente esquema con los conceptos que correspondan.



Evaluación de proceso

I. Lee las siguientes preguntas y selecciona la alternativa correcta.

- ¿Cuál es la valencia del átomo de nitrógeno dentro de los compuestos orgánicos?
 - 5
 - 4
 - 3
 - 2
 - 1
- ¿A qué compuesto inorgánico se relaciona la estructura general de las aminas?
 - Hidróxido de amonio.
 - Urea.
 - Cloruro de sodio.
 - Amoníaco.
 - Agua.
- ¿Cuál de estos compuestos orgánicos corresponderá a una amida?
 - $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CO—CH}_3$
 - $\text{CH}_3\text{—CH=CH—CHO}$
 - $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—COO—NH}_2$
 - $\text{CH}_3\text{—(CH}_2\text{)}_7\text{—NH}_2$
 - $\text{CH}_3\text{—(CH}_2\text{)}_{14}\text{—COOH}$
- ¿Cuál(es) de las siguientes moléculas orgánicas presentan el grupo amino (-NH₂) en su estructura?
 - Metanal.
 - Ácido etanoico.
 - Etanamida.
 - Solo I
 - Solo II
 - Solo III
 - Solo II y III
 - I, II y III
- ¿Cómo se denomina el enlace que une a dos aminoácidos?
 - Covalente.
 - Iónico.
 - Peptídico.
 - Polar.
 - Apolar.

II. Responde las siguientes preguntas.

1. Se midieron experimentalmente los puntos de ebullición de algunas aminas alifáticas y se obtuvieron los siguientes resultados:

Tabla 9. Puntos de ebullición de algunas aminas

Nº	Fórmula	Punto ebullición (°C)
1	CH ₃ NH ₂	-6,3
2	(CH ₃) ₂ NH	7,4
3	(CH ₃) ₃ N	2,9
4	CH ₃ CH ₂ NH ₂	16,6
5	CH ₃ (CH ₂) ₂ NH ₂	48,7
6	CH ₃ (CH ₂) ₃ NH ₂	77,8

a. ¿Cuál de las aminas descritas en la tabla se encuentra en estado gaseoso? Señala su nombre IUPAC.

b. De las aminas estudiadas, ¿cuáles no corresponden a aminas primarias? Fundamenta.

c. ¿Qué relación existe entre la masa molar de las aminas analizadas y su punto de ebullición? Explica.

d. Ordena de manera creciente las aminas según su solubilidad en agua.

2. Relaciona cada una de las descripciones con la sustancia correspondiente:

- | | | |
|---|-------|------------|
| a. Aminoácido esencial | | Putrescina |
| b. Sustancia utilizada como colorante | | TNT |
| c. Producto de la excreción de los mamíferos | | Glicina |
| d. Macromolécula presente en la clara de huevo | | Anilina |
| e. Peligroso explosivo de origen aromático | | Urea |
| f. Molécula producida por la descomposición de la carne | | Albúmina |

Me evalúo

Completa la tabla. Para estimar tu puntaje, sigue las indicaciones que te señalará tu profesor o profesora.

Debería	Ítem/ pregunta	Puntaje		¿Qué debo hacer?
		Total	Obtenido	
Reconocer los grupos funcionales nitrogenados en las moléculas orgánicas.	I	5		Según los resultados obtenidos, realiza las actividades que te indicará tu profesor o profesora.
Identificar el comportamiento de los compuestos orgánicos nitrogenados a partir de sus propiedades.	II (1)	4		
Señalar algunas de las principales aplicaciones cotidianas, tanto industriales como biológicas, de los compuestos orgánicos nitrogenados.	II (2)	3		

Antecedentes

La urea es el componente nitrogenado de mayor importancia en los vertebrados. Fue descubierta por el químico francés Hilarie-Marie Roulle (1773) en la orina y es el producto final del metabolismo de las sustancias nitrogenadas en el ser humano y los mamíferos. Se emplea como diurético y en el tratamiento contra enfermedades tales como la gota y el reumatismo. Pero una de sus principales aplicaciones es en la fertilización de los campos de cultivo.

Reactivos

- urea ($\text{CO}(\text{NH}_2)_2$)
- etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$)

Materiales

- gradilla
- dos tubos de ensayo
- vidrio de reloj
- pipeta 10 mL
- varilla de agitación
- mechero
- pinzas de madera
- balanza
- papel indicador universal



Experimento

Procedimiento

1. Coloquen 0,5 g de urea sobre un vidrio de reloj y observen sus características.
2. Adicionen 2 mL de agua a la muestra de urea, agiten y observen.
3. Tomen un tubo de ensayo e introduzcan 0,5 g de urea y 5 mL de etanol. Agiten y observen.
4. En un segundo tubo de ensayo agreguen 0,5 g de urea y, luego, calienten suavemente por unos tres o cuatro minutos. Coloquen en la boca del tubo de ensayo una tira de papel indicador universal.

Análisis de resultados

- a. ¿Qué características físicas presenta la urea? Descríbanlas.
- b. Predigan la solubilidad de la urea según su estructura química y los solventes empleados en la actividad. ¿Coincide con los resultados obtenidos en los pasos 2 y 3?
- c. ¿Qué sucedió con el papel indicador universal que utilizaron en el paso 4? ¿Qué sustancia se liberó en la reacción? Escriban la ecuación química que representa la calcinación de la urea.
- d. ¿Qué le sucedería a un terreno si en el proceso de su fertilización se le adiciona exceso de urea? Propongan un experimento para validar su respuesta.

Antecedentes

Las proteínas cumplen numerosas funciones en el organismo; por ejemplo, actuar como enzimas, anticuerpos y hormonas, o servir como material de construcción para la reparación de tejidos. Igualmente, en caso de que se requiera, los aminoácidos que componen las proteínas sirven como fuentes de energía. En esta experiencia se identificarán algunos aminoácidos presentes en la albúmina del huevo y en otras proteínas.

Reactivos

- etanol (C_2H_5OH)
- disolución de ácido clorhídrico (HCl) 1 M
- disolución de ácido nítrico (HNO_3) 1 M
- disolución de hidróxido de sodio (NaOH) 10 %

Materiales

- huevo
- gradilla
- cinco tubos de ensayo
- vaso de precipitado de 100 mL
- varilla de agitación
- mechero, trípode y rejilla
- pinzas de madera
- trozo de tela
- pipeta 10 mL

**Experimento****Procedimiento**

1. Rompan el huevo y separen la clara dentro de un vaso de precipitado. Preparen una disolución acuosa de albúmina, agitando la clara y mezclándola con agua, dos veces su volumen. Filtren la disolución resultante a través de una tela para obtener una mezcla más homogénea.
2. Rotulen cinco tubos de ensayo y viertan en cada uno de ellos 1 o 2 mL de filtrado. Luego, continúen el procedimiento siguiendo las etapas descritas en la siguiente tabla:

Tubo	Método	Observaciones
1	Calienten suavemente la muestra de albúmina	
2	Adicionen 2 mL de etanol (C_2H_5OH)	
3	Agreguen 1 mL de hidróxido de sodio (NaOH)	
4	Añadan 1 mL de ácido clorhídrico (HCl)	
5	Adicionen 1 mL de ácido nítrico (HNO_3). Calienten sobre el mechero de tres a cuatro minutos. Enfríen y agreguen lentamente 2 mL de hidróxido de sodio (NaOH).	

Análisis de resultados

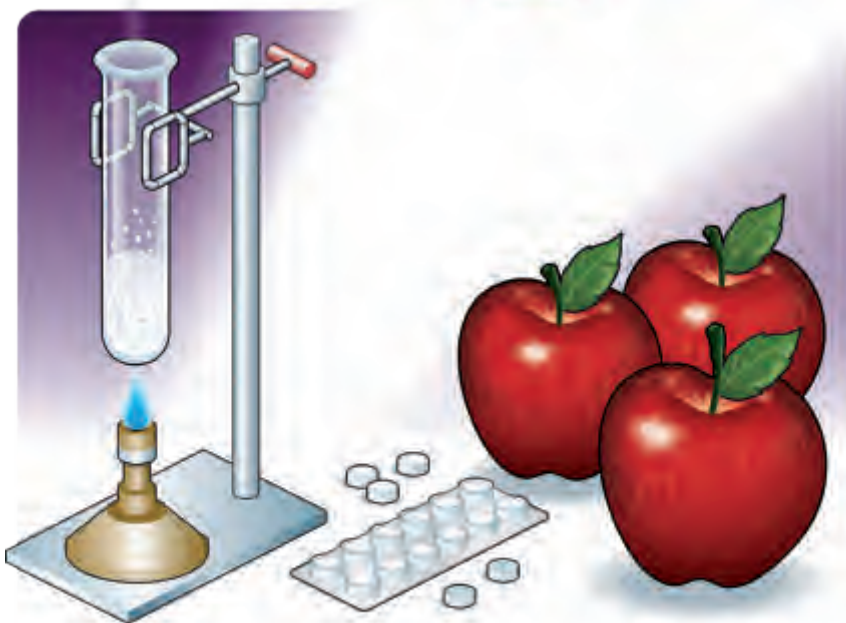
- a. ¿Qué cambios notaron en la muestra de albúmina al calentarla? ¿Cómo se denomina ese proceso?
- b. ¿El etanol generó cambios en la albúmina? Expliquen.
- c. ¿Qué similitudes observaron en los tubos de ensayo 3 y 4?, ¿por qué?
- d. ¿Por qué en el ensayo 5 fue necesario aplicar calor? Repitan el procedimiento pero sin calor. ¿Lograron los mismos resultados?
- e. ¿Qué aminoácidos se pueden identificar con la prueba del acetato? Investiguen y planteen un procedimiento de trabajo.

Observa y analiza las siguientes infografías que te ayudarán a sintetizar y reforzar los contenidos de la unidad.

- 1 A nuestro alrededor existe una serie de compuestos orgánicos oxigenados. El ardor producido por una picadura de hormiga, el removedor de esmalte para uñas y el azúcar de mesa son algunos ejemplos en donde podemos reconocer la presencia de los grupos carbonilo, carboxilo e hidroxilo.



- 2 Los ésteres son sustancias responsables del sabor y olor de muchos frutos y flores. Sin embargo, pueden ser sintetizados a través de una reacción entre un ácido carboxílico y un alcohol, proceso que se denomina esterificación.



GLOSARIO

Ácidos carboxílicos: Compuestos orgánicos oxigenados constituidos por el grupo funcional $-\text{COOH}$.

Alcoholes: Compuestos orgánicos oxigenados que presentan el grupo funcional $-\text{OH}$ unido a uno o varios átomos de carbono.

Aldehídos: Compuestos orgánicos oxigenados que contienen al grupo funcional $-\text{CHO}$.

Amidas: Compuestos orgánicos nitrogenados provenientes de un ácido carboxílico que están formados por el grupo funcional $-\text{CONH}_2$.

Aminas: Compuestos orgánicos nitrogenados que contienen el grupo funcional $-\text{NH}_2$ en su estructura.

Aminoácidos: Moléculas de importancia biológica que están constituidas por un grupo funcional ácido carboxílico y una amina.

Carbohidratos: Biomoléculas clasificadas como polihidroaldehydos o polihidroxicetonas.

Cetonas: Compuestos orgánicos oxigenados que presentan en su estructura el grupo funcional carbonilo.

Ésteres: Compuestos orgánicos oxigenados derivados de un ácido carboxílico, donde se reemplaza el grupo hidroxilo por un grupo alcoxi.



3 Algunos compuestos orgánicos nitrogenados, como las amidas, son utilizados a nivel industrial como materias primas para la elaboración de fibras textiles como el nailon.

4 Las proteínas son biomoléculas esenciales para la estructura, el funcionamiento y la reproducción de la materia viva. La tela de las arañas, la claras del huevo y las carnes son algunos ejemplos de proteínas.

Éteres: Compuestos orgánicos oxigenados en los cuales dos grupos sustituyentes se encuentran enlazados a un mismo átomo de oxígeno.

Grupo funcional: Átomo o grupo de átomos que forman parte de la estructura de una molécula y que proveen de la reactividad química a esta.

Lípidos: Biomoléculas que se encuentran en células y tejidos y provienen del glicerol.

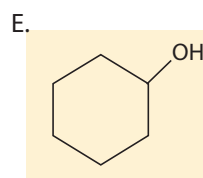
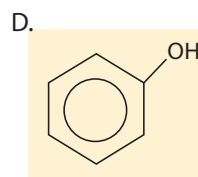
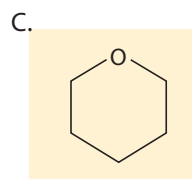
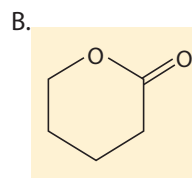
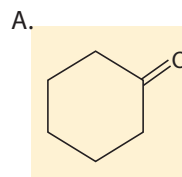
Nitrilos: Cianuros orgánicos que contiene el grupo $-C \equiv N$.

Proteínas: Macromoléculas de importancia biológica formadas por la unión de varios aminoácidos.

I. Conocimiento. Selecciona la alternativa correcta para cada enunciado.

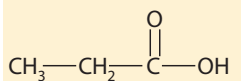
- Los alcoholes alifáticos de cadena corta son muy solubles en agua porque:
 - pueden formar puentes de hidrógeno.
 - su punto de ebullición es bajo.
 - el grupo hidroxilo es polar.
 - presentan átomos de hidrógeno en su estructura.
 - tienen menor densidad que el agua.
- ¿En qué compuestos orgánicos está presente el grupo carbonilo (—C=O)?
 - Aldehído.
 - Cetona.
 - Ácido carboxílico.
 - Solo I
 - Solo II
 - Solo I y III
 - Solo II y III
 - I, II y III
- ¿A qué tipo de compuestos orgánicos se asocia el grupo funcional —CHO ?
 - Alcoholes.
 - Ésteres.
 - Cetonas.
 - Aldehídos.
 - Ácidos carboxílicos.
- ¿Qué sustancia orgánica se obtiene como producto de la reacción entre un ácido carboxílico y un alcohol catalizado por un ácido?
 - Aldehído.
 - Éster.
 - Cetona.
 - Amina.
 - Éter.

5. ¿Cuál de las siguientes estructuras posee el grupo funcional éster?

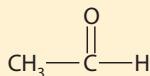


6. Respecto a las siguientes estructuras, es correcto afirmar que:

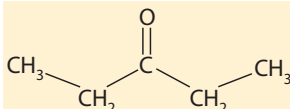
I.



II.



III.



- A. I: alcohol; II: éter; III: éster
B. I: éster; II: cetona; III: ácido carboxílico
C. I: ácido carboxílico; II: aldehído; III: cetona
D. I: aldehído; II: éster; III: alcohol
E. I: éter; II: cetona; III: aldehído

7. Los polisacáridos son carbohidratos complejos constituidos por muchas unidades repetitivas. ¿Cuáles de los siguientes ejemplos corresponden a un polisacárido?

- I. Almidón.
II. Glucógeno.
III. Celulosa.
- A. Solo I
B. Solo I y II
C. Solo I y III
D. Solo II y III
E. I, II y III

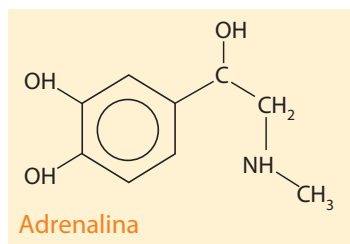
8. ¿Cómo se denominan las unidades constituyentes de las proteínas?

- A. Monosacáridos.
B. Carbohidratos.
C. Éteres.
D. Péptidos.
E. Aminoácidos.

9. ¿En cuál de las siguientes biomoléculas es característico el enlace peptídico?

- A. Carbohidratos.
B. Lípidos.
C. Aminoácidos.
D. Monosacáridos.
E. Proteínas.

10. ¿Qué funciones orgánicas presenta la hormona adrenalina?



- A. Ácido y éter.
B. Alcohol y amida.
C. Éter y amina.
D. Aldehído y amina.
E. Alcohol y amina.

II. Análisis. Desarrolla las siguientes preguntas:

1. Completa la tabla con los nombres IUPAC de los reactivos faltantes o el producto final en las siguientes reacciones de esterificación en medio ácido:

	Ácido carboxílico	+	Alcohol	→	Éster + H ₂ O
a	ácido butanoico		etanol		
b					etanoato de octilo
c	ácido hexanoico		1-propanol		

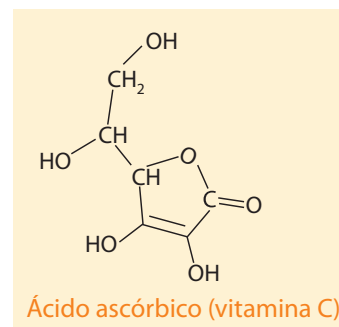
2. Se midieron experimentalmente los puntos de ebullición de cuatro amidas alifáticas y se obtuvieron los siguientes resultados:

Sustancia	metanamida	N,N-dimetilmetanamida	etanamida	N,N-dimetiletanamida
Punto de ebullición (°C)	210	153	222	165

- a. Desarrolla las fórmulas estructurales de las cuatro amidas analizadas y propón al menos dos criterios de clasificación según su composición.
- b. ¿Cómo explicarías la diferencia entre los puntos de ebullición de cada una de las sustancias?
¿Existe alguna relación entre los grupos unidos al átomo de nitrógeno y el punto de ebullición?
3. El punto de ebullición de la metilamina es -6,3 °C y su masa molar es de 31,1 g mol⁻¹. El punto de ebullición del metanol es 65,0 °C con una masa molar de 32,0 g mol⁻¹. Si bien sus masas moleculares no presentan mayor diferencia, el punto de ebullición del alcohol es claramente más alto. ¿Cómo explicarías este comportamiento?
4. Responde verdadero (V) o falso (F). Corrige los planteamientos falsos en tu cuaderno.
- a. Los nitrilos son compuestos orgánicos que contienen el grupo funcional hidroxilo.
- b. El aminobenceno se conoce comúnmente como anilina.
- c. La alanina es una molécula quiral.
- d. La sigla TNT corresponde al compuesto llamado nitroglicerina.
- e. Un dipéptido es una molécula producida por la unión de tres aminoácidos.
- f. La hemoglobina es una importante proteína que desempeña funciones estructurales dentro del organismo.

III. Aplicación. Desarrolla las siguientes preguntas:

- Dibuja y nombra los compuestos que coincidan con las siguientes descripciones:
 - Dos isómeros de función de fórmula molecular C_3H_6O
 - Dos isómeros de posición del 1-pentanol
 - Tres isómeros de posición de fórmula molecular $C_7H_{15}NO$
- El ácido ascórbico, conocido comúnmente como vitamina C, es una sustancia que se encuentra abundantemente en la composición de los frutos cítricos y en los tomates.
 - ¿Cuál es la fórmula molecular del ácido ascórbico?
 - ¿Qué grupos funcionales reconoces en la estructura de la vitamina C? Indícalos.
 - ¿Será soluble en agua el ácido ascórbico? Justifica.
- A continuación se ilustran las fórmulas estructurales de algunos compuestos de interés biológico. Asocia correctamente cada una de las moléculas propuestas de la columna I con los grupos funcionales descritos en la columna II.



I	II
<p>A. Ácido acetilsalicílico (aspirina)</p>	<p>..... alcohol, amida</p>
<p>B. Acetaminofeno (paracetamol)</p>	<p>..... ácido carboxílico, éter</p>
<p>C. Naproxeno</p>	<p>..... alcohol, cetona</p>
<p>D. Testosterona</p>	<p>..... ácido carboxílico, éster</p>

Molécula orgánica es utilizada en la construcción de discos duros

Los avances en ciencias, con respecto a la estructura de la materia, han permitido a los expertos trabajar a nivel de átomos y facilitaron el descubrimiento de nuevas propiedades de los elementos con diversas aplicaciones. La nanotecnología es un campo de las ciencias de los materiales y de las estructuras en la que el orden de magnitud se mide en nanómetros, una milmillonésima parte de un metro.



Un equipo de investigación apoyado por el Consejo Superior de Investigaciones Científicas de España (CSIC) ha desarrollado un nuevo material constituido por átomos de hierro y moléculas orgánicas, que perfectamente podría ser utilizado por la industria informática para la fabricación de discos duros, memorias RAM y sensores de ordenador más rápidos y eficientes.

La investigación, que se publicó en la revista *Nature materials*, señala que al disponer de átomos de hierro y un ácido carboxílico llamado ácido tereftálico, y como medio átomos de cobre, estos se organizan de forma espontánea, dando lugar a una red en la que los átomos de hierro se disponen cada quince nanómetros ($1 \text{ nm} = 1 \cdot 10^{-9} \text{ m}$), un fenómeno que se produce de forma espontánea en la naturaleza.

Sin embargo, los investigadores han citado dos inconvenientes frente a la elaboración de este nuevo material: disponer de forma ordenada millones de diminutas moléculas sobre un sustrato adecuado y controlar el contacto de la capa metálica frente a las propiedades de estas moléculas.

Fuente: Hierro y moléculas orgánicas para construir discos duros. (2009, 2 de febrero). En www.abc.es. Recuperado el 22 de marzo de 2011 de: www.hoytecnologia.com/noticias/Hierro-moleculas-organicas-para/95343.

Bebida de aminoácidos para prolongar la vida

Un equipo de científicos italianos creó un suplemento a base de aminoácidos que logró extender la vida de ratones alimentados con esta proteína. "Esta es la primera demostración de que una mezcla de aminoácidos puede aumentar la supervivencia en ratones", afirma el doctor Enzo Nisoli, académico de la Universidad de Milán, quien dirigió el estudio. Anteriormente, el doctor Nisoli y su equipo demostraron que la

mezcla de tres aminoácidos (leucina, isoleucina y valina) extendieron la vida de la levadura, un hongo unicelular.

Los investigadores subrayan que ahora tendrán que llevar a cabo un ensayo amplio con seres humanos para convencer a los médicos de los beneficios que estos compuestos podrían brindar a determinados pacientes.

Fuente: Fuente de vida: bebida de aminoácidos. (2010, 10 de octubre). En www.noticiasaldia.com.mx. Recuperado el 7 de abril de 2011 de: www.noticiasaldia.com.mx/notas.pl?n=22662&s=5

PÁGINAS WEBS SUGERIDAS

1. www.educarchile.cl/Portal.Base/Web/VerContenido.aspx?ID=131890
Página donde podrás descargar una presentación sobre los grupos funcionales orgánicos y ejemplos de cada uno de ellos.
2. www.gobiernodecanarias.org/educacion/3/Usrn/lentiscal/1-CDQuimica-TIC/FicherosQ/apuntesformulacionOrganica.htm
Portal que entrega una completa información sobre la nomenclatura orgánica, tanto de los hidrocarburos como de los grupos funcionales.
3. www.rena.edu.ve/cuartaEtapa/quimica/Tema12.html
Página donde encontrarás una amplia información con respecto a los aldehídos y cetonas, según la nomenclatura, las propiedades físicas y las propiedades químicas.
4. <http://recursos.cnice.mec.es/biosfera/alumno/2bachillerato/biomol/contenidos6.htm>
Sitio que describe las características de los monosacáridos.
5. http://medicina.usac.edu.gt/quimica/aminas/Aminas_y_Amidas.htm#Amidas.htm
Página que proporciona una tutoría con respecto a las aminas y amidas.
6. www.ehu.es/biomoleculas/peptidos/pep2.htm
Portal donde podrás reforzar los contenidos relacionados con el enlace peptídico.

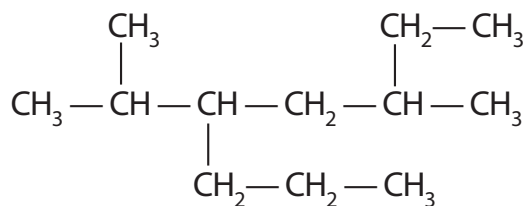
BIBLIOGRAFÍA ADICIONAL

1. Brown, T., Lemay, H., Bursten, B. y Murphy, C. (2009). Capítulo 25. *Química, la ciencia central*. (11.ª ed.). Ciudad de México: Pearson Educación.
2. Chang, R. (2002). Capítulo 24. *Química*. (7.ª ed.). Ciudad de México: McGraw-Hill.
3. Hart, H., Craine, L., Hart, D. y Hadad, C. (2007). Capítulos 7, 8, 9, 10, 11, 15, 16 y 17. *Química orgánica*. (12.ª ed.). Madrid: McGraw-Hill.
4. Hein, M. (1992). Capítulo 20. *Química*. Ciudad de México: Iberoamericana.
5. McMurry, J. (2005). Capítulos 17, 18, 19, 20, 21, 24, 25, 26 y 27. *Química orgánica*. (5.ª ed.). Ciudad de México: Editorial Thomson.
6. Morrison, R. y Boyd, R. (1998). Capítulos 17, 19, 21, 23, 24, 26, 38 y 40. *Química orgánica*. (5.ª ed.). Ciudad de México: Pearson Educación.

I. Lee las siguientes preguntas y selecciona la alternativa correcta:

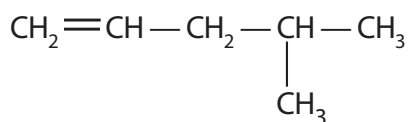
- ¿Cuál de los siguientes ejemplos corresponde a un elemento químico?
 - Agua potable.
 - Gasolina.
 - Acero.
 - Permanganato de potasio.
 - Hierro.
- El agua de mar es un ejemplo de:
 - mezcla homogénea.
 - coloide.
 - suspensión.
 - sustancia pura.
 - elemento químico.
- ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?
 - El aire es una mezcla heterogénea.
 - Una mezcla heterogénea está formada por dos o más fases.
 - En una mezcla homogénea, los componentes forman una sola fase.
 - Una mezcla se puede separar por métodos físicos.
 - El agua potable es una mezcla homogénea.
- ¿Cuáles de las siguientes descripciones son correctas en relación con el disolvente?
 - Es el componente mayoritario en una disolución.
 - Corresponde a la fase dispersante de la disolución.
 - Necesariamente debe ser un líquido
 - En las disoluciones acuosas el agua es el disolvente.
 - Solo I y II
 - Solo I y III
 - Solo II y III
 - Solo I, II y IV
 - Solo I, III y IV
- ¿Cómo se podría incrementar la solubilidad de un soluto apolar en un determinado disolvente?
 - Aumentando la presión.
 - Adicionando más disolvente.
 - Incrementando la temperatura.
 - Utilizando un disolvente apolar.
 - Reduciendo la masa de soluto y el volumen de disolvente.
- Una disolución al 10 % m/m presentará, respectivamente:
 - 10 g de disolvente y 100 g de soluto.
 - 10 g de soluto y 90 g de disolvente.
 - 10 g de soluto y 100 g de disolvente.
 - 90 g de disolución y 10 g de soluto.
 - 90 g de disolvente y 100 g de soluto.
- ¿Cuál es la fracción molar del alcohol metílico (CH_3OH) en una disolución preparada a partir de 8,5 g CH_3OH disueltos en 224 g H_2O ? ($M_{\text{CH}_3\text{OH}} = 32 \text{ g mol}^{-1}$; $M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g mol}^{-1}$)
 - $3,66 \cdot 10^{-2}$
 - $2,09 \cdot 10^{-2}$
 - $2,13 \cdot 10^{-2}$
 - $4,02 \cdot 10^{-2}$
 - $3,66 \cdot 10^{-1}$
- ¿Cuál será la molaridad de un litro de solución de ácido nítrico, HNO_3 , que contiene disueltos 12,6 g del ácido? ($M_{\text{HNO}_3} = 63 \text{ g mol}^{-1}$)
 - 0,2 M
 - 0,02 M
 - 1 M
 - 5,04 M
 - 12,6 M

9. ¿Cuál es la molaridad de 2 L de una disolución acuosa de etanol (C_2H_5OH) que contiene 4,6 g de soluto? ($M_{C_2H_5OH} = 46 \text{ g mol}^{-1}$)
- 2,3 M
 - 0,5 M
 - 4,6 M
 - 0,1 M
 - 0,05 M
10. ¿Cuál de las siguientes definiciones es correcta con respecto a la presión osmótica (π)?
- Es la presión que experimenta un gas sobre una disolución.
 - Es la presión ejercida por un electrolito sobre una membrana semipermeable.
 - Es la presión que detiene el paso de un disolvente a través de una membrana semipermeable.
 - Es la presión que ejerce una membrana semipermeable sobre un disolvente para facilitar su paso.
 - Es la presión que impide el movimiento del disolvente a través de una membrana semipermeable.
11. ¿Qué debiera suceder si colocamos una hoja de lechuga en salmuera (mezcla de agua y sal)?
- La hoja perdería su turgencia.
 - Aumentaría de volumen.
 - Se deshidrataría.
- Solo I
 - Solo II
 - Solo III
 - Solo I y II
 - Solo I y III
12. ¿Cuál de los siguientes nombres de alcanos es correcto según las reglas IUPAC?
- 1-metilbutano
 - 2-etilbutano
 - 2,2-dimetilbutano
 - 2,2-dietilbutano
 - 3,3-dimetilbutano
13. ¿Cuál de los siguientes hidrocarburos es isómero del butano?
- 1-metilbutano
 - 2-metilpropano
 - 3-metilpropano
 - 2-metilbutano
 - 1-metilpropano
14. ¿Cuál es la fórmula molecular del 2,4-dimetilhexano?
- C_6H_{10}
 - C_7H_{16}
 - C_7H_{12}
 - C_5H_{12}
 - C_8H_{18}
15. ¿Cuál es el nombre del siguiente hidrocarburo?



- 2-metil-3-propil-5-etilhexano
- 5-etil-2-metil-3-propilhexano
- 5-isopropil-3-metiloctano
- 2,5-dimetil-3-propilheptano
- 4-isopropil-6-metiloctano

16. ¿A qué nombre corresponde la siguiente estructura?



- A. 2-metil-4-penteno
 B. 4-metil-1-penteno
 C. 2-metil-5-penteno
 D. 3-isopropil-1-propeno
 E. 4-metil-1-pentino
17. ¿Cuál de los siguientes grupos de compuestos se puede clasificar como aromático?
- A. Benceno, tolueno y etano
 B. Tolueno, propeno y naftaleno
 C. Anilina, naftaleno y antraceno
 D. Propano, etileno y tolueno
 E. Etileno, benceno y benzopireno
18. ¿Cuáles de las siguientes parejas de funciones orgánicas contienen al grupo carbonilo?
- I. Éter y cetona.
 II. Aldehído y éster.
 III. Cetona y amina.
 IV. Aldehído y amida.
- A. Solo I y II
 B. Solo II y III
 C. Solo II y IV
 D. Solo I, II y III
 E. Solo II, III y IV

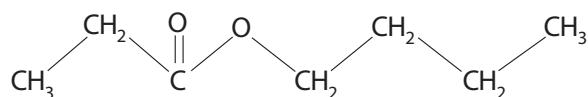
19. El grupo hidroxilo se puede encontrar en diversas moléculas orgánicas, entre ellas las pertenecientes a la función:

- A. éster.
 B. éter.
 C. aldehído.
 D. cetona.
 E. ácido carboxílico.

20. Si un compuesto orgánico presenta la fórmula molecular $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$, este podría ser:

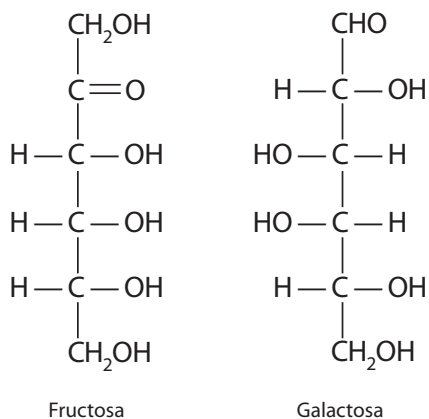
- A. un aldehído o una cetona.
 B. un alcohol o una cetona.
 C. un éter o un aldehído.
 D. un alcohol o un aldehído.
 E. un alcohol o un éter.

21. ¿Cuáles son los reactantes que se requieren para la preparación del siguiente éster?



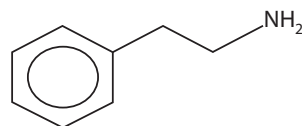
- A. Ácido etanoico y butanol.
 B. Ácido butanoico y propanol.
 C. Ácido propanoico y propanol.
 D. Ácido butanoico y etanol.
 E. Ácido propanoico y butanol.

22. Con respecto a las estructuras de los monosacáridos fructosa y galactosa se puede afirmar que:



- I. ambas poseen grupos hidroxilos.
 - II. ambas contienen al grupo carbonilo.
 - III. el grupo carbonilo de la fructosa se encuentra en forma de cetona.
 - IV. la galactosa presenta la función aldehído.
- A. Solo I y II
 - B. Solo III y IV
 - C. Solo I y III
 - D. Solo I, II y IV
 - E. I, II, III y IV

23. La feniletilamina (FEA) es un neurotransmisor responsable de la sensación de enamoramiento ¿Cuáles de las siguientes características se pueden observar en la estructura de la feniletilamina?



- I. Es un compuesto aromático.
 - II. Presenta un grupo amino.
 - III. Su fórmula molecular es $\text{C}_8\text{H}_{11}\text{N}$.
 - IV. Corresponde a una amida primaria.
- A. Solo I y II
 - B. Solo I y III
 - C. Solo I, II y III
 - D. Solo I, II y IV
 - E. I, II, III y IV

Medidas de seguridad en el laboratorio



El trabajo en el laboratorio debe ser riguroso, ya que de eso depende el éxito de las actividades que realices. Para ello, es importante que conozcas una serie de medidas que te ayudarán a que tu trabajo experimental sea satisfactorio y seguro.

A. Recomendaciones generales

Entre las recomendaciones que debes tener presente en cualquier actividad experimental, están:

- Escucha atentamente las indicaciones de tu profesor o profesora.
- Lee con atención el procedimiento que debes seguir. Si tienes dudas, acláralas antes de comenzar a trabajar.
- Usa siempre cotona o delantal para evitar que tu ropa se manche.
- Mantén limpio y ordenado tu lugar de trabajo.
- Nunca manipules material de laboratorio sin la autorización de tu profesor o profesora.
- Si tienes el pelo largo, mantenlo recogido, y evita el uso de bufandas, collares, pulseras u otros elementos que puedan enredarse con los materiales de trabajo.
- Nunca corras o juegues en el laboratorio.
- No consumas alimentos mientras trabajas, ya que pueden contaminarse con sustancias presentes en el laboratorio.
- Asegúrate de que en el laboratorio haya un botiquín de primeros auxilios y un extintor.
- Antes de salir del laboratorio, lava prolijamente tus manos con abundante agua y jabón.

B. Manipulación de material de vidrio

Gran parte del material que hay en el laboratorio es de vidrio, como los tubos de ensayo, los vasos de precipitado y las probetas. Al manipularlos, considera las siguientes medidas:

- El vidrio es frágil, por lo que los instrumentos hechos con este material debes usarlos cuidadosamente para que no se rompan.
- Antes de utilizar cualquier instrumento de vidrio, asegúrate de que no esté trizado o quebrado para evitar cortes. Si encuentras un material en malas condiciones, avísale a tu profesor o profesora para que lo reemplace.

- Evita forzar el material de vidrio. Si vas a introducir un tapón u otro material a presión a un tubo de ensayo o un matraz, por ejemplo, emplea guantes.
- No expongas material de vidrio directamente a la llama del mechero sin la autorización de tu profesor o profesora. Si tienes que hacerlo, escucha atentamente las indicaciones.
- El material de vidrio tarda en enfriarse y presenta el mismo aspecto que el vidrio frío. Si has calentado algún material de vidrio, ponlo en un lugar seguro, y avísales a tus compañeros y compañeras para que no lo tomen.

C. Manipulación de material cortopunzante

El uso de material cortopunzante requiere de un cuidadoso manejo, ya que puede ocasionar cortes. Al emplear este tipo de material, ten presentes las siguientes medidas:

- Utiliza material cortopunzante solo cuando tu profesora o profesor lo indique, y nunca juegues ni corras con él en tus manos, para evitar accidentes.
- Mantén el material cortopunzante en un lugar visible, y cuando dejes de ocuparlo, guárdalo en un lugar seguro.

D. Trabajo con calor

Al trabajar en el laboratorio, muchas veces tendrás que utilizar fuentes de calor, como el mechero. Dada la peligrosidad que implica esto, recuerda las siguientes medidas preventivas:

- Cuando trabajes con una fuente de calor, ubícala al centro del mesón, y alejada de sustancias inflamables, incluyendo tu ropa y tu pelo.
- Utiliza pinzas de madera para tomar cualquier material que expongas o que hayas expuesto al calor.
- Nunca calientes instrumentos en mal estado o que no sean resistentes a altas temperaturas.
- Cuando calientes una sustancia en un tubo de ensayo, hazlo por los costados, agitando suavemente el contenido. Además, asegúrate de que la boca del tubo no apunte hacia ti o hacia alguna compañera o compañero.
- Nunca calientes frascos totalmente cerrados.
- Apaga bien la fuente de calor cuando termines de usarla. Si esta emplea gas como combustible, asegúrate de cerrar bien la llave de paso.

E. Manipulación de reactivos y sustancias químicas

Antes de trabajar con sustancias químicas y reactivos, es importante que conozcas los símbolos de advertencia que pueden tener. La tabla que aparece a continuación muestra los símbolos de peligrosidad, su significado y las precauciones que debes tener al manipular sustancias químicas o reactivos que las posean.

Símbolo	Significado (abreviación)	Precaución
	Nocivo (Xn)	Estas sustancias pueden provocar graves daños a la salud por inhalación, ingestión o absorción cutánea. Evita cualquier contacto con tu cuerpo.
	Tóxico (X)	Sustancias que pueden tener consecuencias mortales, por lo que deben manipularse bajo estrictas medidas de seguridad. Evita cualquier contacto con tu cuerpo.
	Irritante (Xi)	Estas sustancias pueden producir inflamaciones en la piel y mucosas. Nunca las inhales, y evita cualquier contacto con tus ojos y piel.
	Corrosivo (C)	Sustancias que dañan la piel. Al usarlas, emplea guantes e indumentaria apropiada. Evita todo contacto con tus ojos y piel, y nunca las inhales.
	Comburente (O)	Estas sustancias reaccionan fuertemente con otras, sobre todo si son inflamables, y dificultan la extinción de los incendios. Evita todo contacto con sustancias inflamables.
	Inflamable (F)	Sustancias que pueden inflamarse, y luego continuar quemándose o permanecer incandescentes. Manténlas alejadas de chispas, fuego y fuentes de calor.
	Explosivo (E)	Estas sustancias reaccionan liberando energía y pueden explotar. Evita choques, fricción, formación de chispas, fuego y la acción del calor cuando trabajas con ellas.
	Peligro para el ambiente (N)	Sustancias que pueden afectar los ecosistemas, alterando su equilibrio natural. Deben eliminarse bajo las condiciones adecuadas, según sea el caso.

Al usar sustancias químicas y reactivos, ten presentes las siguientes medidas de seguridad:

- Lee siempre las etiquetas de los frascos que los contienen.
- Nunca los pruebes, y evita todo contacto con tu piel y tus ojos.
- Nunca los mezcles sin que tu profesor o profesora lo indique, ya que pueden reaccionar peligrosamente. Tampoco intercambies las tapas de los recipientes que los contienen, y usa distintas pipetas para trasvasarlos.
- No devuelvas al recipiente original los restos de sustancias químicas o reactivos, aunque no hayan sido utilizados.
- Para eliminar los restos de sustancias químicas o reactivos, sigue las indicaciones de tu profesor o profesora, y nunca los viertas directamente al desagüe.

¿Qué hacer en caso de accidentes?

En caso de cualquier accidente, lo primero que debes hacer es avisarle a tu profesora o profesor, y nunca actuar por iniciativa propia para controlar la situación, ya que esta podría empeorar. No obstante, es importante que conozcas algunas medidas que se deben seguir en diferentes situaciones, como las descritas a continuación:

A. Herida cortante

- Lavar la herida con abundante agua por unos 10 minutos.
- Si la herida es pequeña y deja de sangrar, después de lavarla hay que desinfectarla.

Para ello es aconsejable usar un algodón impregnado con agua oxigenada al 3 %, y luego cubrirla con una venda o un apósito, sin presionar demasiado la herida. Si la herida es grande y no deja de sangrar, se necesita asistencia médica inmediata.

B. Quemadura con sustancias calientes

- Poner la zona afectada bajo el chorro de agua fría durante 5 a 10 minutos.
- Si la zona afectada es muy grande o tiene mal aspecto, requiere atención médica inmediata.

C. Quemadura con ácidos

- Lavar la zona afectada con abundante agua. Luego, aplicar una disolución de bicarbonato de sodio al 5 % durante 10 a 15 minutos. Otra opción es lavar la zona afectada con una disolución diluida de una base débil, como amoníaco al 5 %.

D. Quemadura con bases

- Lavar la zona afectada con abundante agua. Luego, aplicar una disolución diluida de ácido bórico o acético.

E. Salpicadura o contacto de sustancias químicas con los ojos

- Lavar con abundante agua durante 10 a 15 minutos.

F. Incendio de ropa

- Cubrir a la persona con una manta o hacerla rodar por el piso.
- Para evitar la expansión del fuego, es importante no correr.

Comunicación de resultados científicos

En ciencias, existen varias formas de comunicar resultados; las principales son: informe científico, resumen o *abstract* y panel o póster científico. A continuación, se entrega una descripción general de cada uno de ellos:

1. Informe científico

Tiene como propósito comunicar el método, los resultados obtenidos y la discusión que se derivan de una investigación. En un informe científico se pueden reconocer las siguientes partes o secciones:

- **Título del informe.** Presenta la temática central de investigación.
- **Nombre del autor o autores.** Da a conocer la identidad de quienes desarrollaron la investigación.
- **Resumen del trabajo o *abstract*.** Expone la idea general del trabajo en unas 100 o 150 palabras. Se refiere a la introducción, método, resultados y conclusiones.
- **Introducción.** Presenta los antecedentes teóricos de la investigación (marco teórico), detalla las variables de estudio y plantea la hipótesis o las predicciones sobre los resultados esperados.
- **Sección de materiales e instrumentos.** Describe los materiales utilizados en el desarrollo del experimento y los instrumentos, con sus unidades de medida y margen de error asociado a ellos.
- **Procedimiento.** Describe la secuencia de los pasos desarrollados en el experimento.
- **Sección de resultados.** Comunica en forma clara y concisa los resultados obtenidos. Este apartado solo expone los resultados y no su interpretación.
- **Sección de discusión.** Interpreta los resultados obtenidos en el estudio. Cumple con verificar la relación entre los resultados y la o las hipótesis planteadas en el inicio, y revisar si se han cumplido las predicciones señaladas.
- **Referencias bibliográficas.** Ordena alfabéticamente las fuentes utilizadas en la investigación.

2. Resumen científico

Es una síntesis de la investigación. Presenta las ideas más relevantes de cada una de las etapas del trabajo realizado en una reseña que incluye los siguientes componentes:

- Objetivo de la investigación.
- Diseño o diseños experimentales.
- Resultados obtenidos.
- Interpretación de los resultados.

Al desarrollar el último elemento, el resumen debe contemplar información acerca de los antecedentes de la investigación, el método realizado, los resultados obtenidos, su respectivo análisis y las conclusiones que se desprenden de la interpretación de los resultados.

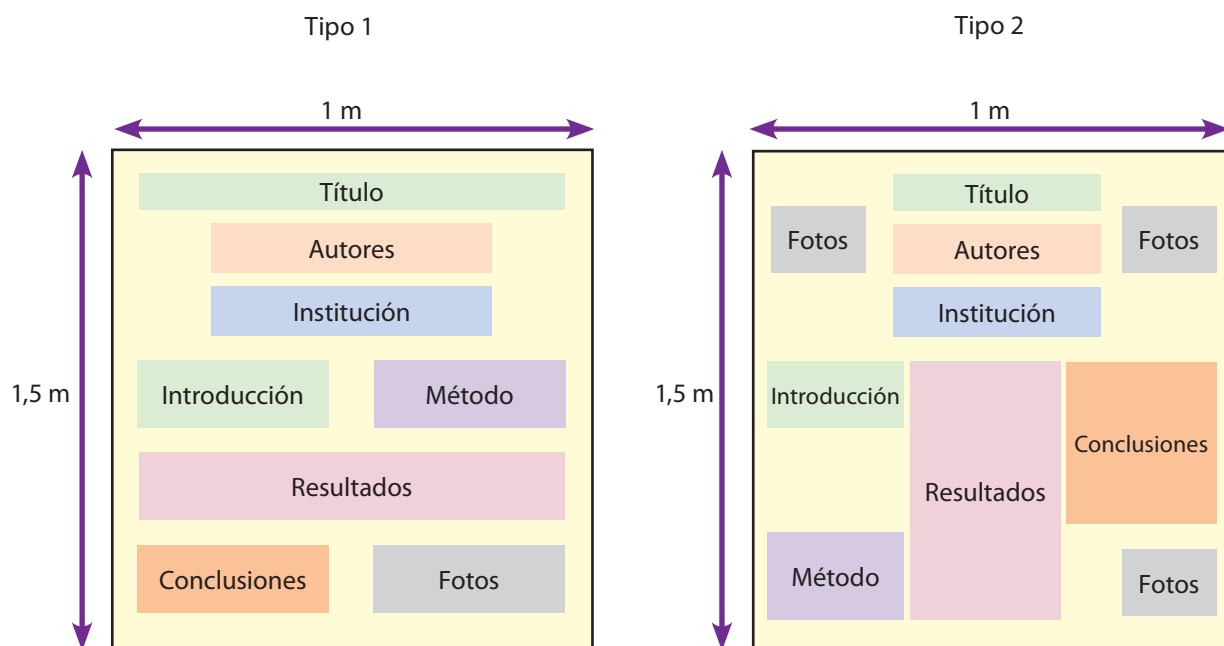
3. Panel o póster científico

Es una forma práctica y eficiente de comunicar resultados, pues entrega informaciones y datos en pocos minutos y es fácil de leer. Tiene un formato de afiche, lo que hace de esta modalidad gráfica un excelente medio visual para captar la atención de los lectores.

Para construir un póster científico hay que tener en cuenta los siguientes aspectos:

- Debe imponerse visualmente para lograr la atención de potenciales lectores.
- Su diseño debe privilegiar las imágenes por sobre el texto (ilustraciones, gráficos, figuras, entre otros). Además, hay que cuidar los espacios en blanco para evitar el peso visual.
- Sus textos, a pesar de ser escuetos y precisos, no deben omitir información.
- Debe seguir una secuencia que facilite su lectura, es decir, que exprese un orden lógico para indicar los pasos seguidos en la investigación.
- Debe combinar los atributos de las exhibiciones y de la presentación oral.

Estructura sugerida para la elaboración de un panel o póster científico



Solucionario

Unidad 1

Disoluciones químicas

Evaluación diagnóstica (páginas 14 y 15)

- I.**
- 1. a.** A: sustancia pura; B: mezcla; C: sustancia pura. **b.** El perfume es una mezcla homogénea, ya que los componentes de la mezcla se distribuyen uniformemente en toda la muestra. **c.** Sustancias puras: azúcar (sacarosa); sal de mesa (cloruro de sodio); alcohol (etanol); hierro.
 - 2.** A: mezcla homogénea; B: mezcla heterogénea; C: mezcla heterogénea.
 - 3.** Desde arriba hacia abajo: c, d, a, e, b, f.
- II.**
- 1. a.** El azúcar corresponde al soluto y el agua al disolvente. **b.** La mezcla resultante es una mezcla homogénea, ya que la distribución de sus componentes y sus propiedades son uniformes en cualquier parte de la muestra. **c.** El factor que favorece la formación de la mezcla es la temperatura.
 - 2. a.** Se utilizó una sustancia pura en el primer ensayo; corresponde a agua. En el segundo y tercer ensayo se utiliza una mezcla de sustancias puras (agua y sal), generándose mezclas homogéneas. **b.** Al aumentar la cantidad de sal disuelta en agua, aumenta la temperatura con la que se alcanza el punto de ebullición del agua. **c.** Las temperaturas alcanzan valores superiores al punto de ebullición del agua, porque aumenta la cantidad de soluto presente en la disolución acuosa.

Evaluación de proceso capítulo I (páginas 24 y 25)

- I.**
- 1.** D. **2.** C. **3.** A. **4.** C. **5.** D. **6.** A.
- II.**
- 1.** Electrolitos: c; no electrolitos: a, b y d. **2. a.** El cinc corresponde al soluto y el cobre al disolvente. El estado físico de los componentes en esta disolución es sólido-sólido. **b.** La disolución sólida (latón) es insaturada, ya que el disolvente (cobre) disuelve mayor cantidad de soluto (cinc).

Evaluación de proceso capítulo II (páginas 36 y 37)

- I.**
- 1.** B. **2.** D. **3.** C. **4.** E. **5.** C. **6.** C.
- II.**
- 1. a.** A medida que aumenta la presión, aumenta la solubilidad de los gases. El gas A es más soluble a 70 atm de presión. **b.** Aproximadamente 18 mL de gas.

Evaluación final (páginas 42, 43, 44 y 45)

- I. 1. D. 2. E. 3. B. 4. E. 5. D. 6. B. 7. E. 8. A. 9. D. 10. E. 11. D. 12. B.**
- II. 1. a.** El benzoato de sodio es un compuesto iónico; por lo tanto, es soluble en un disolvente polar. **b.** Sí es soluble en agua, porque es un compuesto polar. **2. a.** Al aumentar la temperatura aumenta la solubilidad de las tres sales, ya que se facilita el proceso de disolución del soluto (sal) en el disolvente (agua). **b.** A los 20 °C, la sal más soluble es el bromuro de potasio (KBr); a los 60 °C, la sal menos soluble es el sulfato de cobre (II) (CuSO_4). **c.** A 40 °C, el orden creciente es: sulfato de cobre (II), nitrato de potasio y bromuro de potasio. **3. a.** Las bebidas gaseosas suelen almacenarse en recipientes sellados para evitar que escape el gas dióxido de carbono disuelto. **b.** Al mantener refrigerada la bebida gaseosa, se disminuye la temperatura, por lo cual será mayor la solubilidad del gas dióxido de carbono disuelto.
- III. 1. a.** El cloruro de litio (LiCl) porque es más soluble en agua a los 60 °C. **b.** La disolución no se encontraría sobresaturada de iones cloruro, solo sería una disolución insaturada. **c.** A los 0 °C precipitarán 27,6 g de KCl y 67,0 g de LiCl. **2. a.** 35 g de KCl/100 g de agua. **b.** 23 °C. **c.** 16 g de cloruro de sodio. **d.** 18 g y 12 g de CaCrO_4 /100 g de agua, respectivamente. **3.** La solubilidad del oxígeno gaseoso en agua es $1,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ a 25 °C.

Unidad 2

Propiedades de las disoluciones químicas

Evaluación diagnóstica (páginas 50 y 51)

- I. **1.** A: 83,9 g; B: 100,1 g; C: 249,5 g. **2.** A: electrolito; B: no electrolito; C: electrolito. **3. a.** En las tres disoluciones el soluto es el dicromato de potasio y el disolvente, agua. **b.** A: insaturada; B: saturada; C: sobresaturada. **c.** Se emplea menor cantidad de soluto en la disolución A (insaturada).
- II. **1. a.** El tolueno. **b.** 39,5 mL. **c.** 2412,5 g. **2. a.** Leche de vaca. **b.** Leche de búfalo, 69 g de grasa. **c.** Vaca: 88 %; búfalo: 84 %; humano: 87,5 %.

Evaluación de proceso capítulo I (páginas 64 y 65)

- I. **1.** C. **2.** D. **3.** E. **4.** E.
- II. **1. a.** La disolución contiene 10 g de NaCl por cada 100 g de disolución. **b.** La disolución contiene 2 moles de HCl por cada litro de disolución. **c.** La disolución contiene 5,5 moles de LiOH por cada kilogramo de disolución. **d.** La disolución contiene 7 equivalentes-gramo de KCl por cada litro de disolución. **2.** 720 g de alcohol puro. **3.** 1,9 M.

Evaluación de proceso capítulo II (páginas 76 y 77)

- I. **1.** E. **2.** A. **3.** A. **4.** A.
- II. **1.** La disolución debe prepararse disolviendo 21,39 g de sacarosa en 250 mL de agua. **2. a.** 200 mL. **b.** 5 mL. **c.** 138,8 mL. **3.** 15,5 g.

Evaluación de proceso capítulo III (páginas 88 y 89)

- I. **1.** B. **2.** E. **3.** D. **4.** E. **5.** C.
- II. **1.** Las presiones de vapor de las disoluciones serán iguales, es decir, 23,7 mmHg en ambos casos. **2. a.** El combustible (butano: punto de ebullición $-0,5\text{ }^{\circ}\text{C}$) sale en forma de gas, porque disminuye la presión de vapor; por lo tanto, el líquido se transforma en gas rápidamente. **b.** La presión que ejerce la olla permite que aumente la presión de vapor; como consecuencia, el agua permanece líquida a una mayor temperatura (superior a la de su ebullición), razón por la cual los alimentos se cocinan más rápido. **c.** El anticongelante es un soluto, por lo que disminuye la temperatura de ebullición. Por esta razón permanece constante a temperaturas menores a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$. **d.** Al adicionar un soluto sólido, aumenta la temperatura de ebullición del agua; debido a esto el agua de la cacerola dejará de ebullicir.

Evaluación de proceso capítulo IV (páginas 100 y 101)

I. **1. D. 2. C. 3. E. 4. B.**

II. **1. a.** A: hipertónico; B: hipotónico; C: isotónico. **b.** A: el volumen del glóbulo rojo disminuye, el agua difunde hacia el medio extracelular; B: el volumen de la célula no aumenta ni disminuye, el ingreso y salida de agua se encuentra en equilibrio; C: el volumen de la célula aumenta, el agua difunde hacia medio intracelular. **2.** La concentración de suero fisiológico que debe inyectarse al paciente es de 0,3 M.

Evaluación final Unidad 2 (páginas 106, 107, 108 y 109)

I. **1. E. 2. D. 3. D. 4. B. 5. C. 6. C. 7. E. 8. B. 9. B. 10. D. 11. D. 12. B. 13. B. 14. C.**

II. **1. a.** El procedimiento es incorrecto. Primero debe tomar la alícuota con el volumen deseado y luego medir el volumen total de disolvente, de lo contrario, el volumen final de la disolución será mayor. **b.** Primero, se debe tomar la alícuota con el volumen necesario para realizar la disolución a partir de la solución concentrada y luego diluirla hasta alcanzar el volumen deseado. **2. a.** Se alcanzará primero el punto de ebullición en la olla que contiene solo agua. La adición de un soluto a un disolvente genera una disminución en la presión de vapor y por ende un aumento en el punto de ebullición. **b.** La olla que contiene agua con sal tarda más tiempo en congelarse. La adición de un soluto (sal) a un disolvente genera una disminución en la presión de vapor y por ende una disminución en el punto de congelación. **3. a.** $0,1625 \text{ mol kg}^{-1}$ **b.** $20 \text{ }^\circ\text{C m}^{-1}$; **c.** $-3,2 \text{ }^\circ\text{C}$. Una mayor concentración de soluto en la disolución genera una disminución en la presión de vapor y por lo tanto es más difícil alcanzar el punto de congelación. **4.** Las moléculas de disolvente fluirán de derecha a izquierda. Mediante osmosis, el disolvente fluirá desde la disolución de menor concentración (derecha) a la disolución de mayor concentración (izquierda).

III. **1.** Primero se debe calcular la masa de permanganato de potasio por utilizar en la preparación de la disolución y luego preparar la disolución. Para esto, se deben pesar 7,9 g de permanganato y luego diluirlos en 100 mL de agua. **2. a.** La disolución más concentrada es la A (4 M). **b.** Se deben tomar 25 mL de la disolución A. **c.** La concentración de la nueva disolución es 0,4 M. **3. a.** 0,43 M; **b.** 0,43 N; **c.** 24.390 ppm; **d.** $X_{\text{solute}} = 0,008$; $X_{\text{disolvente}} = 0,992$. **4.** La presión osmótica es de 12,33 atm.

Evaluación de Síntesis 1 (páginas 112 y 113)

I. **1. C. 2. E. 3. E. 4. D. 5. C. 6. A. 7. C. 8. B. 9. C. 10. B. 11. B. 12. C. 13. B. 14. D.**

Unidad 3

Química orgánica

Evaluación diagnóstica (páginas 116 y 117)

I. 1. **a.** Productos de origen orgánico: A y C. **b.** Ambos están constituidos por moléculas que contienen átomos de carbono. **c.** Orgánicos: alimentos, derivados del petróleo, algunos medicamentos; inorgánicos: minerales, agua, gases (dióxido de carbono).

2. A. Covalente; B. Iónico; C. Metálico.

3.

Carbono	
Símbolo químico	C
Número atómico	6
Masa atómica	12
Grupo y período	14 y 2
Electronegatividad	2,5
Configuración electrónica	$1s^2 2s^2 2p^2$
Electrones capa de valencia	4
Estructura de Lewis	$\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \text{ C } \cdot \\ \cdot \end{array}$

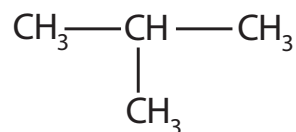
4. **a.** A: s; B: p; C: d; **b.** A: 1; B: 2; C: 3; **c.** A: 2; B: 6; C: 10; **d.** Nivel 2; orbitales atómicos 4.

II. 1. **a.** C = 4; H = 1. **b.** $\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{H} : \text{C} : \text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$; enlace covalente. **c.** Tetraédrica: $109,5^\circ$

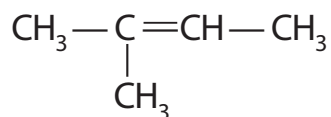
Evaluación de proceso capítulo I (páginas 134 y 135)

I. 1. B. 2. B. 3. D. 4. B. 5. B. 6. D.

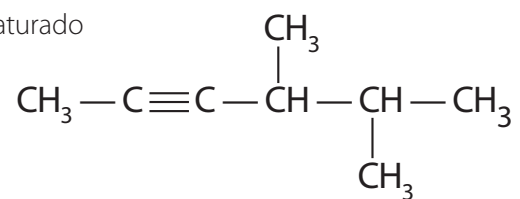
II. 1. Saturado.



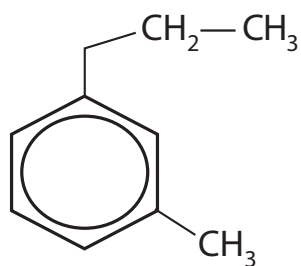
2. Insaturado.



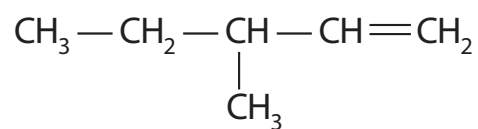
3. Insaturado



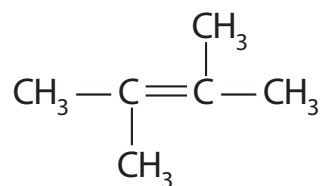
4. Insaturado



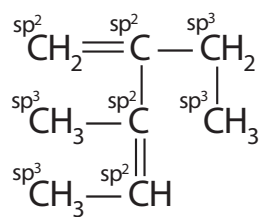
5. Insaturado

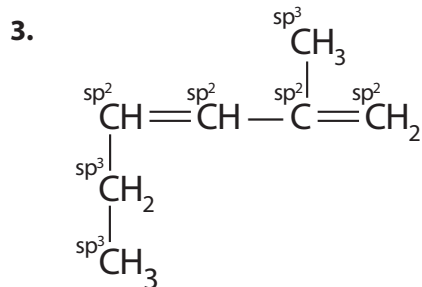
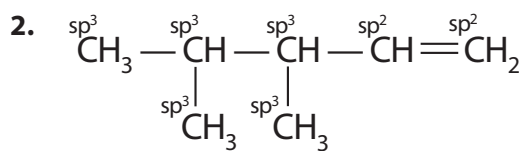


6. Insaturado



III. 1.

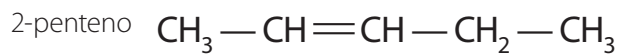
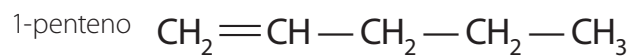




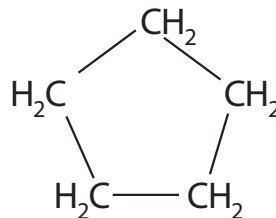
Evaluación de proceso capítulo II (páginas 150 y 151)

I. 1. D. 2. C. 3. C. 4. D.

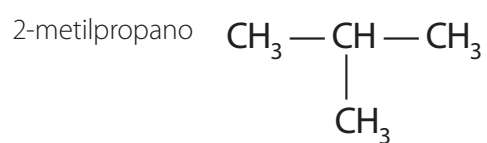
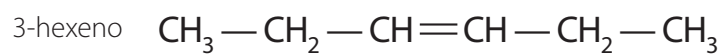
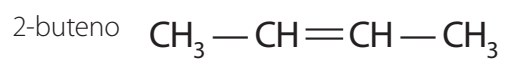
II. 1.



ciclopentano

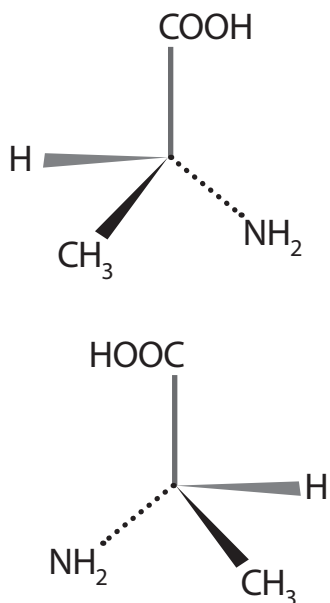


2.



El 2-buteno y 3-hexeno presentan isomería geométrica.

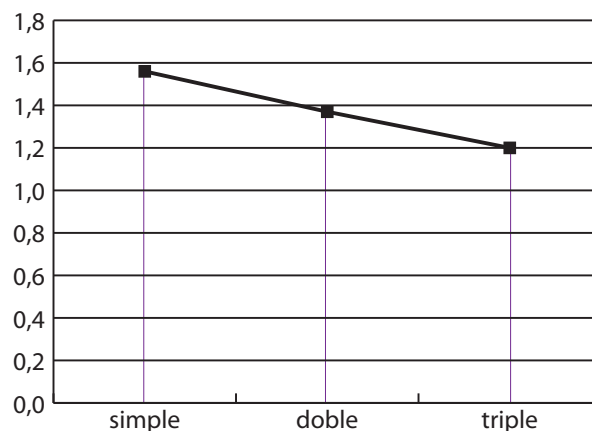
3.



Evaluación final (páginas 156, 157, 158 y 159)

I. 1. E. 2. B. 3. B. 4. D. 5. C. 6. A. 7. D. 8. C. 9. B. 10. A. 11. C.

II. 1. a. Etino, porque la longitud de enlace carbono-carbono es menor.



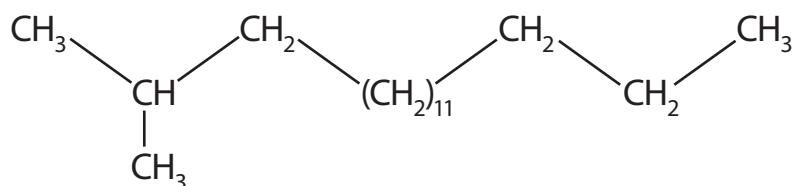
b. A mayor número de enlaces carbono-carbono, menor será su longitud de enlace.

c. La longitud de enlace se relaciona inversamente con la fuerza de enlace, dado que un enlace más fuerte también es un enlace más corto.

2. a. Los tres compuestos son hidrocarburos alifáticos, alcanos, saturados e isómeros entre sí. b. Porque la disposición de sus átomos es de forma lineal. c. A mayor número de sustituyentes en la cadena principal, mayor será el punto de fusión.

3. a. 3-isopropil-2-metilhexano. b. C1: primario; C2: terciario; C3: terciario; C4: secundario; C5: secundario; C6: primario. c. C3.

III. 1. a.



b. 2-metilheptadecano. c. Es un hidrocarburo, alifático, alcano y saturado.

2. a. Ambas estructuras corresponden a bencenos disustituídos, se puede aplicar la nomenclatura orto, meta y para. b. A: o-dimetilbenceno. B: p-dimetilbenceno. c. Metilo.

3. a. Corresponde a una mezcla racémica. b. Levorrotatoria. c. Isómeros ópticos. d. No, porque son isómeros, su única diferencia la respuesta frente a la luz polarizada.

Evaluación de síntesis 2 (páginas 162 y 163)

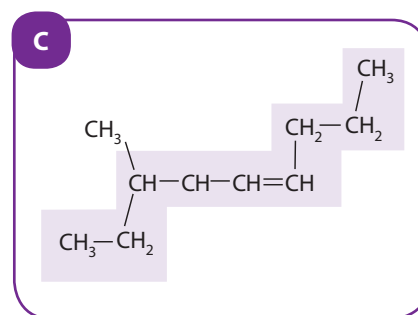
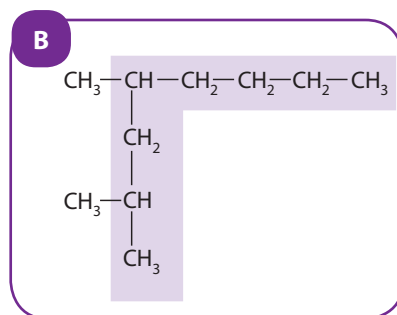
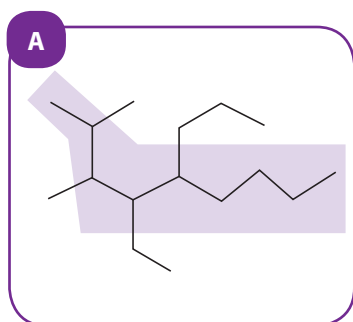
I. 1. C. 2. E. 3. C. 4. E. 5. C. 6. B. 7. A. 8. B. 9. E. 10. B. 11. B. 12. E.

Unidad 4

Diversidad de compuestos orgánicos

Evaluación diagnóstica (páginas 166 y 167)

I. 1.



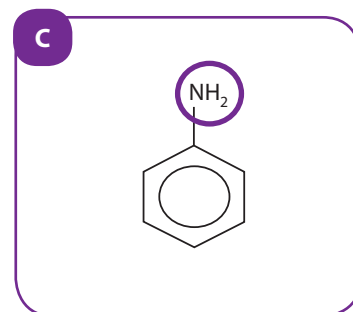
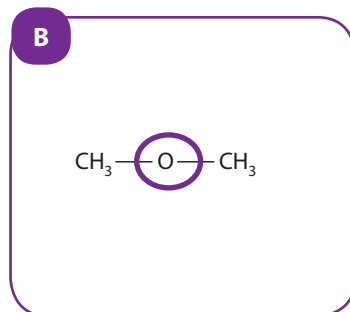
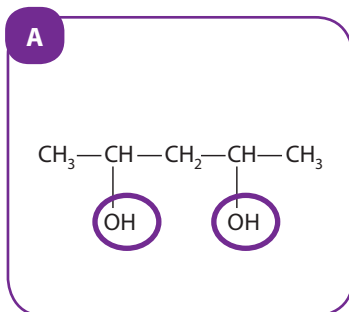
2. A: saturada. B: insaturada. C: insaturada.

3.

	Oxígeno	Nitrógeno
Símbolo químico	O	N
Número atómico	8	7
Masa atómica	16,00	14,01
Grupo y período	16 ; 2	15 ; 2
Electronegatividad	3,5	3,0
Configuración electrónica	$1s^2 2s^2 2p^4$	$1s^2 2s^2 2p^3$
Electrones de valencia	6	5
Estructura de Lewis	$ \begin{array}{c} \cdot \quad \cdot \\ \cdot \quad \text{O} \quad \cdot \\ \cdot \end{array} $	$ \begin{array}{c} \cdot \quad \cdot \\ \cdot \quad \text{N} \quad \cdot \\ \cdot \end{array} $

4. a. A: $C_5H_{12}O_2$. B: C_2H_6O . C: C_6H_7N .

b.



c. Las tres estructuras están formadas por átomos de carbono e hidrógeno. Las estructuras A y B contienen oxígeno y la estructura C un átomo de nitrógeno.

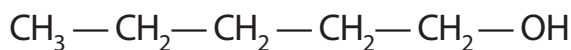
- II. 1. a. No, solo la estructura B corresponde a un compuesto orgánico.
 b. Dos en ambos casos. El oxígeno es el átomo más electronegativo.
 c. A: apolar, B: polar.
2. a. Tres compartidos y dos sin compartir. b. Sí, porque posee una cadena carbonada.

Evaluación de proceso capítulo I (páginas 184 y 185)

I. 1. C. 2. E. 3. B. 4. E. 5. B. 6. A.

II. 1. a. Alcohol aromático. b. Metilo e isopropilo.

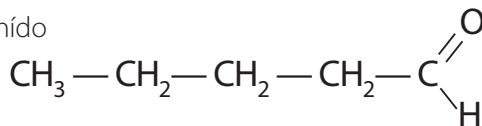
2. a. Alcano



Alcohol



Aldehído



b. Porque los alcoholes son moléculas altamente polares y forman interacciones por puentes de hidrógeno. c. El pentanal.

3. a. Ácido acetilsalicílico. b. Metanal. c. Etilenglicol. d. Sacarosa.

Evaluación de proceso capítulo II (páginas 202 y 203)

I. 1. C. 2. D. 3. C. 4. C. 5. C.

II. 1. **a.** Metilamina. **b.** La N.º 2 es secundaria y la N.º 3 es terciaria.
c. Al aumentar la cadena alifática en una amina primaria, mayor será el punto de ebullición. **d.** 6; 5; 4, 3; 2; 1.

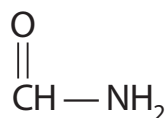
2. **a.** Glicina. **b.** Anilina. **c.** Urea. **d.** Albúmina. **e.** TNT. **f.** Putrescina.

Evaluación final (páginas 208, 209, 210 y 211)

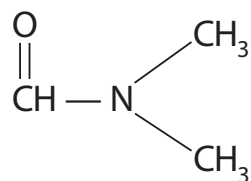
I. 1. A. 2. E. 3. D. 4. B. 5. B. 6. C. 7. E. 8. E. 9. E. 10. E.

II. 1. Butanoato de etilo; ácido etanoico y octanol; hexanoato de propilo.

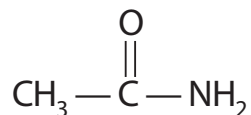
2. **a.**



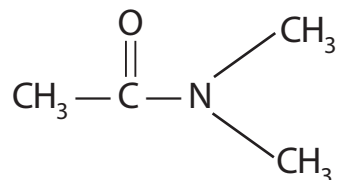
Metanamida (amida primaria)



N,N-dimetilmetanamida (amida terciaria)



Etanamida (amida primaria)



N,N-dimiletanamida (amida terciaria)

b. Las aminas lineales poseen menores puntos de ebullición que las aminas ramificadas. Sí, existe relación entre el grupo alquilo unido a N y el punto de ebullición. Las aminas primarias pueden formar con mayor facilidad puentes de hidrógeno entre los H unidos a grupo N que las aminas terciarias, ya que los H han sido remplazados por grupos alquilo.

- 3.** Los alcoholes pueden formar interacciones de puentes de hidrógeno entre las moléculas; esto hace que los puntos de ebullición de los alcoholes sean más altos que una amina de similar peso molecular.
- 4. a.** F: contiene el grupo funcional ciano. **b. V. c. V. d.** F: trinitrotolueno. **e.** F: es la unión de dos aminoácidos. **f.** F: transporta oxígeno.
- III. 1. a.** propanona y propanal. **b.** 2-pentanol y 3-pentanol. **c.** N-etilpentanamida; N-metil-N-propilpropanamida y N-propilbutanamida.
- 2. a.** $C_6H_8O_6$. **b.** Alcohol y éster. **c.** Sí, es soluble en agua por la presencia de grupos polares como el carbonilo e hidroxilo.
- 3. A:** ácido carboxílico y éster. **B:** Alcohol y amida. **C:** Ácido carboxílico y éter. **D:** Alcohol y cetona.

Evaluación de síntesis 3 (páginas 214, 215, 216 y 217)

- I. 1. E. 2. A. 3. A. 4. D. 5. D. 6. B. 7. B. 8. A. 9. E. 10. C. 11. E. 12. C. 13. B. 14. E. 15. C. 16. B. 17. C. 18. C. 19. E. 20. E. 21. E. 22. E. 23. E.**

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

GRUPO
1 IA 2 IIA 3 III B 4 IV B 5 V B 6 VI B 7 VII B 8 VII B 9 VII B 10 VIII B 11 IB 12 IIB

PERODO
1 2 3 4 5 6 7

18 VIII A
2 He Helio 4.0
10 Ne Neón 20.1
17 VII A 9 F Flúor 19.0
16 VIA 8 O Oxígeno 16.0
15 VA 7 N Nitrógeno 14.0
14 IVA 6 C Carbono 12.0
13 III A 5 B Boro 10.8
18 VIII A 18 Ar Argón 39.9
17 VII A 10 Ne Neón 20.1
16 VIA 9 F Flúor 19.0
15 VA 7 N Nitrógeno 14.0
14 IVA 6 C Carbono 12.0
13 III A 5 B Boro 10.8

18 VIII A
36 Kr Cripton 83.8
35 Br Bromo 79.9
34 Se Selenio 78.9
33 As Arsénico 74.9
32 Ge Germanio 72.6
31 Ga Galio 69.7
13 III A 13 Al Aluminio 27.0
12 IIB 12 Zn Cinc 65.4
11 IB 11 Cu Cobre 63.5
10 VIII B 10 Ni Níquel 58.7
9 VII B 9 Co Cobalto 58.9
8 VII B 8 Fe Hierro 55.8
7 VII B 7 Mn Manganeso 54.9
6 VI B 6 Cr Cromo 52.0
5 V B 5 V Vanadio 50.9
4 IV B 4 Ti Titanio 47.9
3 III B 3 Sc Escandio 44.9
2 IIA 2 Be Berilio 9.0
1 IA 1 H Hidrógeno 1.0

86 Rn Radón (222)
85 At Astatio (210)
84 Po Polonio (210)
83 Bi Bismuto 208.9
82 Pb Plomo 207.2
81 Tl Talio 204.3
80 Hg Mercurio (200.5)
79 Au Oro (196.9)
78 Pt Platino (195.1)
77 Ir Iridio (192.2)
76 Os Osmio (196.2)
75 Re Renio (186.2)
74 W Wolframio (183.8)
73 Ta Tantalio (180.9)
72 Hf Hafnio (178.5)
71 Lu Lutecio (174.9)
70 Yb Iterbio (173.0)
69 Tm Tulio (168.9)
68 Er Erbio (167.3)
67 Ho Holmio (164.9)
66 Dy Disprosio (162.5)
65 Tb Terbio (158.9)
64 Gd Gadolinio (157.2)
63 Eu Europio (151.9)
62 Sm Samario (150.3)
61 Pm Prometio (147)
60 Nd Neodimio (144.2)
59 Pr Praseodimio (140.9)
58 Ce Cerio (140.1)

116 Uuh Ununhexio (289)
115 Uu Ununpentio (288)
114 Uuq Ununquadio (284)
113 Uub Ununbio (284)
112 Ubu Ununbio (277)
111 Uuu Ununbio (272)
110 Uun Ununbio (269)
109 Mt Meitnerio (266)
108 Hs Hassio (265)
107 Bh Bohrio (262)
106 Sg Seaborgio (263)
105 Db Dubnio (262)
104 Rf Rutherfordio (261)
103 Lr Laurencio (257)
102 No Nobelio (254)
101 Md Mendelevio (246)
100 Fm Fermio (253)
99 Es Einstenio (254)
98 Cf Californio (247)
97 Bk Berkelio (247)
96 Cm Curio (247)
95 Am Americio (243)
94 Pu Plutonio (242)
93 Np Neptunio (237)
92 U Uranio (238.0)
91 Pa Protactinio (231)
90 Th Torio (232.0)

18 VIII A
18 Ar Argón 39.9
36 Kr Cripton 83.8
86 Rn Radón (222)
116 Uuh Ununhexio (289)

17 VII A
17 Cl Cloro 35.5
53 I Yodo 126.9
85 At Astatio (210)
115 Uu Ununpentio (288)

16 VIA
16 S Azufre 32.0
52 Te Teluro 127.6
84 Po Polonio (210)
114 Uuq Ununquadio (284)

15 VA
15 P Fósforo 31.0
51 Sb Antimonio 121.7
83 Bi Bismuto 208.9
113 Uub Ununbio (284)

14 IVA
14 Si Silicio 28.0
50 Sn Estaño 118.7
82 Pb Plomo 207.2
114 Uuq Ununquadio (284)

13 III A
13 Al Aluminio 27.0
49 In Indio 114.8
81 Tl Talio 204.3
113 Uub Ununbio (284)

12 IIB
12 Zn Cinc 65.4
48 Cd Cadmio 112.4
80 Hg Mercurio (200.5)
112 Ubu Ununbio (277)

11 IB
11 Cu Cobre 63.5
47 Ag Plata 107.9
79 Au Oro (196.9)
111 Uuu Ununbio (272)

10 VIII B
10 Ni Níquel 58.7
46 Pd Paladio 106.4
78 Pt Platino (195.1)
110 Uun Ununbio (269)

9 VII B
9 Co Cobalto 58.9
45 Rh Rodio 101.1
77 Ir Iridio (192.2)
109 Mt Meitnerio (266)

8 VII B
8 Fe Hierro 55.8
44 Ru Rutenio 101.1
76 Os Osmio (196.2)
108 Hs Hassio (265)

7 VII B
7 Mn Manganeso 54.9
43 Tc Tecneio 99
75 Re Renio (186.2)
107 Bh Bohrio (262)

6 VI B
6 Cr Cromo 52.0
42 Mo Molibdeno 95.9
74 W Wolframio (183.8)
106 Sg Seaborgio (263)

5 V B
5 V Vanadio 50.9
41 Nb Niobio 92.9
73 Ta Tantalio (180.9)
105 Db Dubnio (262)

4 IV B
4 Ti Titanio 47.9
40 Zr Zirconio 91.2
72 Hf Hafnio (178.5)
104 Rf Rutherfordio (261)

3 III B
3 Sc Escandio 44.9
39 Y Itrio 88.9
71 Lu Lutecio (174.9)
103 Lr Laurencio (257)

2 IIA
2 Be Berilio 9.0
12 Mg Magnesio 24.3
20 Ca Calcio 40.1
38 Sr Estroncio 87.6
56 Ba Bario (137.3)
88 Ra Radio (226)
114 Uuq Ununquadio (284)

1 IA
1 H Hidrógeno 1.0
3 Li Litio 6.9
11 Na Sodio 22.9
19 K Potasio 39.1
37 Rb Rubidio 85.5
55 Cs Cesio (132.9)
87 Fr Francio (223)

Número atómico → 20 **Ca** Calcio 40.1
Masa atómica →
Simbolo (en azul; sólido; en verde; líquido; en naranja; gas; en negro; elemento preparado sintéticamente) →

LANTANIDOS →
ACTINIDOS →

Índice temático

A

Ácidos carboxílicos

- definición de los, 176,
- estructura de los, 176
- propiedades de los, 177

Actividad

- de una disolución, 75
- óptica, 144

Alcanos, 125

Alcoholes

- definición de los, 170
- estructura de los, 170
- propiedades de los, 171

Aldehídos

- definición de los, 174
- estructura de los, 174
- propiedades de los, 174

Alquenos, 125

Alquinos, 125

Amidas

- definición de las, 192
- estructura de las, 192
- propiedades de las, 192

Aminas

- definición de las, 190
- estructura de las, 190
- propiedades de las, 191

Aminoácidos, 194

B

Benceno, 126

C

Carbohidratos, 180, 206

Carbono

- alfa (α), 194
- cuaternario, 121
- electronegatividad del, 120
- primario, 121
- quiral, 143
- secundario, 121

- terciario, 121
- tetravalencia del, 120

Centro estereogénico, 143

Cetonas

- definición de las, 174
- estructura de las, 174
- propiedades de las, 174

Coloides, 17

Compuesto químico, 16

Compuestos orgánicos

- nitrogenados, 188
- oxigenados, 168

Concentración

- definición de, 54
- unidades físicas de, 54, 55
- unidades químicas de, 56, 57

Conductividad eléctrica, 20

Cristalización, 34

Cromatografía, 34

D

Destilación, 34

Dextrorrotatorio, 144

Difusión, 94

Dilución, 70

Disoluciones

- acuosas, 18
- electrolíticas, 20
- hipertónicas, 94
- hipotónicas, 94
- insaturadas, 20
- isotónicas, 94
- no electrolíticas, 21
- saturadas, 20
- sobresaturadas, 20

Disolvente, 18

E

Efecto Tyndall, 17

Electrolitos

- débiles, 20
- definición de los, 20
- fuertes, 20
- no electrolitos, 21

Elemento, 16

Enantiómeros, 143

Enlace

- doble, 122
- peptídico, 195
- simple, 122
- triple, 122

Estereoisómeros, 142

Ésteres

- definición de los, 178
- estructura de los, 178
- propiedades de los, 178

Éteres

- definición de los, 172
- estructura de los, 172
- propiedades de los, 173

Extracción, 34

F

Factor Van't Hoff, 98

Fase dispersa, 16

Fase dispersante, 16

Filtración, 34

Fracción molar, 57

Fuerza de enlace, 124

G

Grupo

- alcoxi, 172
- amino, 192
- carbonilo, 174
- carboxilo, 176
- hidroxilo, 170
- nitrilo, 200
- nitro, 200

Grupo funcional, 164

H**Hibridación**

- definición de, 120
- sp, 122
- sp², 122
- sp³, 122

Hidrocarburos

- alicíclicos, 126
- alifáticos, 125
- aromáticos, 126
- definición de, 125
- insaturados, 125
- saturados, 125

I**Isomería**

- definición de, 138
- geométrica, 142
- óptica, 143

Isómeros

- clasificación de los, 138
- definición de, 138
- estructurales, 140
- geométricos, 142
- ópticos, 143

Iones, 20**L****Levorrotatorio**, 144**Ley**

- de Henry, 32
- de Raoult, 81

Lípidos, 182**Longitud de enlace**, 124**Luz polarizada**, 144**M****Mezclas**

- heterogéneas, 16
- homogéneas, 16
- inmiscibles, 29
- miscibles, 29
- racémicas, 145

Mol, 52, 53**Molalidad**, 56**Molaridad**, 56**N****Nitrilos**, 200**Nitroderivados**, 200**Nitrógeno**, 189**Nomenclatura**

- ácidos carboxílicos, 176
- alcoholes, 171
- aldehídos, 174
- alicíclicos, 130
- alifáticos, 128
- amidas, 192
- aminas, 191
- aromáticos, 132
- cetonas, 174
- definición de, 128
- ésteres, 178
- éteres, 172

Normalidad, 57**Número de Avogadro**, 52**O****Osmosis**

- definición de, 92
- inversa, 97

Oxígeno, 169**P****Par iónico**, 98**Partes por billón**, 62**Partes por millón**, 62**Polarímetro**, 144**Presión**

- factor solubilidad, 32
- osmótica, 94

Presión de vapor

- definición de, 81
- disminución de la, 81

Propiedades

- coligativas, 80
- constitutivas, 80
- de las disoluciones, 80

Proteínas

- definición de las, 196
- estructura de las, 197
- funciones de las, 196

Proyección de líneas y cuñas, 143**Puentes de hidrógeno**, 171**Punto de congelación**

- definición de, 83
- disminución del, 83

Punto de ebullición

- definición de, 82
- elevación del, 82

Q**Química orgánica**, 118**R****Rotación específica**, 145**S****Solubilidad**

- definición de, 28
- factores que afectan la, 30

Soluto, 18**Suero fisiológico**, 73**Suspensión**, 17**Sustancia pura**, 16**Sustituyentes alquilo**, 128**T****Tanto por ciento**

- en masa, 54
- en volumen, 54
- masa volumen, 54

AGRADECIMIENTOS

Agradecemos al Departamento de Química, Facultad de Ciencias de la Salud, Universidad Autónoma de Chile, por el aporte de material fotográfico para este texto.