



Norma



# 3

COMPETENCIAS  
CIENTÍFICAS

*Química - secundaria*

Eugenia Segovia Yépes  
Héctor Sandoval Lozada  
Susana Ulloa Arellano  
Jorge Ortega Cárdenas



Esta obra fue elaborada bajo la dirección editorial de Lorenza Cecilia Estandía González-Luna.

Participaron en esta edición:

**Jefe editorial:** Alejandro Barrera Damián  
**Coordinación editorial:** Azucena García Nares  
**Edición:** Antonio Cardoso Zúñiga  
**Revisión técnica y pedagógica:** Verónica María López Pérez  
**Lectura técnica:** Claudia Verónica Zaga Clavellina  
**Redacción de evaluaciones tipo Pisa:** Antonia Hernández Hernández y Susana Villeda Reyes  
**Asistencia editorial:** Norma Castañón Arreola  
**Corrección de estilo:** Guadalupe Escalante Ramírez  
**Lectura ortotipográfica:** Arlén Penélope Jiménez Juárez y Dení Stincer Gómez  
**Coordinación de diseño:** Carlos García Ortega  
**Diseño original de interiores y de cubierta:** acHeBe Diseño (Hilda Bustos Barrera)  
**Diseño de cubierta:** Carlos García Ortega  
**Diagramación y adaptación de diseño de interiores:** Elizabeth Martínez Suástegui  
**Investigación iconográfica e ilustración:** Emmanuel de la Cruz Hinojos  
**Fotografía:** Shutterstock y Archivo Norma

*Competencias científicas 3, Química, tercer grado de secundaria*

Derechos reservados

© 2014, Eugenia Segovia Yépes  
Héctor Sandoval Lozada  
Susana Ulloa Arellano  
Jorge Ortega Cárdenas

© 2014, Norma Ediciones, S.A. de C.V.  
Avenida de los Ángeles 303, Bodega 2,  
Col. San Martín Xochinahuac,  
Ciudad de México, C.P. 02120

Miembro de la Cámara Nacional de la Industria Editorial Mexicana  
Registro número 3074

**ISBN 978-607-722-144-9**

El contenido y diseño de la presente obra son propiedad de la casa editora. La publicación no puede ser reproducida o transmitida de manera parcial o total mediante algún sistema electrónico o mecánico, sin el consentimiento previo y por escrito de la editorial.

Impreso en México  
*Printed in Mexico*

**Primera edición: 2014**

Esta obra se terminó de imprimir en los talleres de Reproducciones Fotomecánicas, S.A. de C.V., con domicilio en Calle Durazno 1, Col. Las Peritas, Delegación Xochimilco, C.P. 16010, Ciudad de México, en el mes de abril de 2016.

## Introducción

La serie *Competencias científicas* se ha diseñado como un apoyo a los procesos de enseñanza-aprendizaje de las Ciencias Naturales en Educación Secundaria. Consta de tres libros: *Competencias científicas 1, Biología*, para primer grado; *Competencias científicas 2, Física*, para segundo grado, y *Competencias científicas 3, Química*, para tercer grado.

Tomando como punto de partida las actuales discusiones sobre el desarrollo de competencias, la serie propone un planteamiento pedagógico dirigido a que los estudiantes alcancen los conocimientos, habilidades y actitudes que se esperan para el ciclo escolar, a la vez que ofrece una obra diseñada para ser consultada fácilmente y con ilustraciones y fotografías que motivan su uso y consulta. Cada uno de los libros se convierte en una herramienta diseñada para alcanzar los propósitos de la educación en ciencias en secundaria, es decir, lograr que los estudiantes:

- Valoren la ciencia como una forma de buscar explicaciones, en estrecha relación con el desarrollo tecnológico y como resultado de un proceso histórico, cultural y social en constante transformación.
- Participen de manera activa, responsable e informada en la promoción de su salud con base en el estudio del funcionamiento integral del cuerpo humano y la cultura de la prevención.
- Practiquen, por iniciativa propia, acciones individuales y colectivas, que contribuyan a fortalecer estilos de vida favorables al cuidado del ambiente y al desarrollo sustentable.
- Avancen en el desarrollo de sus habilidades para representar, interpretar, predecir, explicar y comunicar fenómenos biológicos, físicos y químicos.
- Amplíen su conocimiento de los seres vivos, en términos de unidad, diversidad y evolución.
- Expliquen los fenómenos físicos con base en la interacción de los objetos, las relaciones de causalidad y sus perspectivas macroscópica y microscópica.
- Profundicen en la descripción y comprensión de las características, propiedades y transformaciones de los materiales a partir de una estructura interna básica.
- Integren y apliquen sus conocimientos, habilidades y actitudes para proponer soluciones a situaciones problemáticas de la vida cotidiana.

Con esto, esperamos contribuir a la apuesta por una educación de calidad en el país.

*Competencias científicas 3* fue diseñada para que obtengas los conocimientos necesarios en la asignatura de Química, de forma agradable, sencilla y cercana a tu vida cotidiana.

Esta obra está dividida en cinco bloques temáticos que estudian distintos contenidos químicos. Éstos se dividen en lecciones que inician con un relato que te demuestra que otros adolescentes como tú, también experimentan y descubren las características y propiedades de los materiales, las reacciones químicas y el modo en que se crean nuevos materiales.

Cada uno de los bloques fue planeado para que conforme descubras la importancia de la química y el modo en que interviene en todos los procesos y ámbitos de la vida, también conozcas que en la conformación y divulgación del conocimiento científico, los jóvenes como tú, son parte esencial.

El bloque 1 estudia las características de los materiales, especifica qué define a una mezcla y analiza una de las etapas más importantes en el conocimiento químico: la primera revolución de la química.

El bloque 2 explica cuáles son las propiedades de los materiales, así como los criterios que se siguen para clasificar los elementos.

La transformación de los materiales y, en particular, las reacciones químicas, son el punto central del bloque 3. Este apartado te ofrece información importante sobre los cambios químicos: la combustión y el consumo calórico.

El bloque 4 estudia la formación de nuevos materiales y muestra cómo se lleva a cabo el proceso de óxido-reducción, del cual resultan la fermentación y la respiración.

La parte final del libro presenta siete proyectos para consolidar y llevar a la práctica lo aprendido en los bloques anteriores.

Las evaluaciones que se incluyen al final de cada bloque, te ayudarán a determinar cuáles son las fortalezas de tu proceso de aprendizaje y cuáles contenidos debes analizar con mayor detenimiento o expresarle tus dudas al profesor.

Las competencias científicas que desarrollarás en cada bloque son las siguientes:

- Comprensión de fenómenos y procesos naturales desde la perspectiva científica.
- Toma de decisiones informadas para el cuidado del ambiente y la promoción de la salud, orientadas a la cultura de la prevención.
- Comprensión de los alcances y limitaciones de la ciencia y del desarrollo tecnológico en diversos contextos.

Deseamos que este recorrido por las *Competencias científicas 3* sea para ti y para tus compañeros y profesores, atractivo, sorprendente y, sobre todo, muy útil.

Los autores

Una de las transformaciones más importantes en el ámbito educativo la constituye el direccionamiento de los procesos pedagógicos hacia el desarrollo de las competencias en los estudiantes. Los profesores enfrentan el reto de lograr que sus alumnos no sólo adquieran conocimientos sino que, además, los apliquen al contexto de las situaciones vitales en las que se desenvuelvan.

Para el caso de las Ciencias Naturales, fomentar competencias científicas, significa que los estudiantes tienen los conocimientos, pueden aplicar los procesos y los métodos de investigación científica, a la vez que poseen las habilidades y las actitudes necesarias para realizarlo. Implica, necesariamente, el conocimiento de la ciencia, la comprensión de sus características fundamentales y la puesta en funcionamiento de las actitudes y habilidades de la misma (Pisa, 2006).

Desde esta perspectiva de las competencias científicas, el libro está pensado para ser utilizado como complemento a los procesos de enseñanza-aprendizaje a partir de la realización de secuencias didácticas.

El libro se organiza en cinco bloques, los cuatro primeros de desarrollo temático y el quinto formado por proyectos de integración. Los bloques 1 a 4, se organizan a su vez, en tres o más contenidos generales, con sus respectivas lecciones, y una sección de proyectos de integración y aplicación.

Las lecciones, que son la unidad básica para el desarrollo de la propuesta pedagógica, están planteadas siguiendo una secuencia didáctica, cuyo fin es que se alcance el aprendizaje esperado: se inicia con una actividad dirigida a explorar las ideas o concepciones previas que tienen los alumnos acerca de los tópicos por tratar y que propicia que se expliciten sus hipótesis e ideas alternativas, a la vez que se vincula el aprendizaje a las situaciones vitales de los estudiantes, en una propuesta que parte de ellas como centro del proceso.

Posteriormente, se presenta el desarrollo de la lección, que incluye textos informativos, ilustraciones,

fotografías, información complementaria, términos clave y glosario, y en donde se estudian los conceptos desde una perspectiva en la que la ciencia es un proceso social y culturalmente determinado. Finalmente, las actividades de cierre de la lección regresan al estudiante a la actividad exploratoria inicial para que, en un ejercicio autoevaluativo, tome conciencia de los cambios y transformaciones cognitivas, de habilidades y actitudinales que se han producido durante el desarrollo de la lección y logren evidenciar así, el aprendizaje esperado.

Las actividades iniciales afianzan las lecciones en una unidad conceptual y organizativa y se convierten, al mismo tiempo, en una brújula que guiará el trabajo general en el aula y a través de la cual, al final del contenido, se evidenciará qué tanto se ha avanzado en el logro de los aprendizajes propuestos a nivel general. Igualmente, al finalizar el contenido, se presentan las propuestas para el desarrollo de los proyectos de aula.

La serie de Competencias científicas ha interpretado, desde un inicio, los proyectos de aula como el espacio pedagógico por excelencia en el cual se pone en evidencia el desarrollo de competencias científicas alcanzado por los estudiantes; así, se les propone que, a medida que avanza el desarrollo del bloque, vayan ejecutando también el proyecto.

Para finalizar el bloque se encuentra la sección de evaluación, la cual está diseñada para evaluar competencias a partir del modelo de reactivos desarrollados por Pisa, en los que se privilegia, fundamentalmente, el proceso de aplicación de conocimientos, habilidades y actitudes en la resolución de problemas cercanos a los contextos cotidianos de los estudiantes.

Esperamos que *Competencias científicas 3* se convierta en una herramienta que contribuya a la importante labor que miles de profesores realizan día a día en pos de la educación de nuestros estudiantes.

Los autores

Introducción 3  
 Para el alumno 4  
 Para el profesor 5  
 ¿Cómo es tu libro? 7

**Las características de los materiales 10**

**Contenido 1** La ciencia y la tecnología en el mundo actual 12; 1.1 Relación de la química y la tecnología con el ser humano, la salud y el ambiente 12.  
**Contenido 2** Identificación de las propiedades físicas de los materiales 20; 2.1 Estados de agregación de la materia 20; 2.2 Propiedades cualitativas, extensivas e intensivas 26; 2.3 Medición de las propiedades de la materia 34.  
**Contenido 3** Experimentación con mezclas 39; 3.1 Homogéneas y heterogéneas 39; 3.2 Métodos de separación de mezclas con base en las propiedades físicas de sus componentes 46.  
**Contenido 4** ¿Cómo saber si la muestra de una mezcla está más contaminada que otra? 53; 4.1 Toma de decisiones relacionada con: Contaminación de una mezcla, Concentración y efectos 53.  
**Contenido 5** Primera revolución de la química 60; 5.1 Aportaciones de Lavoisier: la Ley de conservación de la masa 60.  
 Proyecto 1 ¿Qué podemos hacer para recuperar y reutilizar el agua del ambiente? 68.  
 Evaluación tipo PISA 1 74.

**Las propiedades de los materiales y su clasificación química 76**

**Contenido 1** Clasificación de los materiales 78; 1.1 Mezclas y sustancias puras: compuestos y elementos 78.  
**Contenido 2** Estructura de los materiales 85; 2.1 Modelo atómico de Bohr 85; 2.2 Enlace químico 85.  
**Contenido 3** ¿Cuál es la importancia de rechazar, reducir, reusar y reciclar los metales? 94; 3.1 Propiedades de los metales 94; 3.2 Toma de decisiones relacionada con: rechazo, reducción, reúso y reciclado de metales 94.  
**Contenido 4** Segunda revolución de la química 100; 4.1 El orden en la diversidad de las sustancias: aportaciones del trabajo de Cannizzaro y Mendeleiev 100.  
**Contenido 5** Tabla periódica: organización y regularidad de los elementos químicos 107; 5.1 Regularidades de la tabla periódica de los elementos químicos representativos 107; 5.2 Carácter metálico, valencia, número y masa atómica 107; 5.3 Importancia de los elementos químicos para los seres vivos 116.  
**Contenido 6** Enlace químico 121; 6.1 Modelos de enlace: covalente e iónico 121; 6.2 Relación entre las propiedades de las sustancias con el modelo de enlace covalente e iónico 121.  
 Proyecto 2 ¿Cuáles elementos químicos son importantes para el buen funcionamiento de nuestro cuerpo? 125.  
 Evaluación tipo PISA 2 130.

**La transformación de los materiales: la reacción química 132**

**Contenido 1** Identificación de cambios químicos y el lenguaje de la química 134; 1.1 Manifestaciones de las reacciones químicas 134; 1.2 Representación de las reacciones químicas (ecuación química) 141.  
**Contenido 2** ¿Qué me conviene comer? 149; 2.1 La caloría como unidad de medida de la energía 149; 2.2 Toma de decisiones relacionada con: los alimentos y su aporte calórico 149.  
**Contenido 3** Tercera revolución de la química 159; 3.1 Tras la pista de la estructura de los materiales: aportaciones de Lewis y Pauling 159; 3.2 Uso de la tabla de electronegatividad 159.  
**Contenido 4** Comparación y representación de escalas de medida 169; 4.1 Escalas y representación 169; 4.2 Unidad de medida: mol 169.  
 Proyecto 3 ¿Cómo elaborar jabones? 180.  
 Evaluación tipo PISA 3 186.

**La formación de nuevos materiales 188**

**Contenido 1** Importancia de los ácidos y las bases en la vida cotidiana y en la industria 190; 1.1 Propiedades y representación de ácidos y bases 190; 1.2 Reacciones ácido-base 198; 1.3 Teoría de la disociación electrolítica 198.  
**Contenido 2** ¿Por qué evitar el consumo frecuente de los "alimentos ácidos"? 207; 2.1 Toma de decisiones relacionada con: importancia de una dieta correcta 207.  
**Contenido 3** Importancia de las reacciones de óxido-reducción 214; 3.1 Características y representaciones de las reacciones redox 214; 3.2 Número de oxidación 214.  
 Proyecto 4 ¿Cómo evitar la corrosión? 226.  
 Evaluación tipo PISA 4 232.

**Química y tecnología 234**

Introducción 236  
**Proyecto 1** ¿Cómo se sintetiza un material elástico? 237; **Proyecto 2** ¿Qué aportaciones a la química se han generado en México? 241; **Proyecto 3** ¿Cuáles son los beneficios y riesgos del uso de fertilizantes y plaguicidas? 245; **Proyecto 4** ¿De qué están hechos los cosméticos y cómo se elaboran? 250; **Proyecto 5** ¿Cuáles son las propiedades de algunos materiales que utilizaban las culturas mesoamericanas? 255; **Proyecto 6** ¿Cuál es el uso de la química en diferentes expresiones artísticas? 259; **Proyecto 7** ¿Puedo dejar de utilizar los derivados del petróleo y sustituirlos por otros compuestos? 265.  
 Evaluación tipo PISA 5 270.

Bibliografía 272  
 Créditos iconográficos 272

BLOQUE 1

BLOQUE 2

BLOQUE 3

BLOQUE 4

BLOQUE 5

Te presentamos las distintas partes y organización de tu libro *Competencias científicas 3, Química* para que identifiques su propósito y función.

Son cuatro bloques de contenido y uno de proyectos. Cada bloque inicia con dos páginas de presentación que se ven así:

Los **títulos** de los contenidos que se abordarán en el bloque.

**Número y título del bloque**

Abre con un breve texto inicial que establece relaciones entre el contenido del bloque y tu entorno.



Un listado con los **aprendizajes** que alcanzarás al final del bloque. A medida que vayas avanzando en el desarrollo del contenido, podrás volver a este listado e identificar cuáles aprendizajes has logrado.

Cada bloque se divide en tres o más contenidos y cada uno se divide en lecciones, que incluyen las siguientes secciones:

**Número y título del contenido**

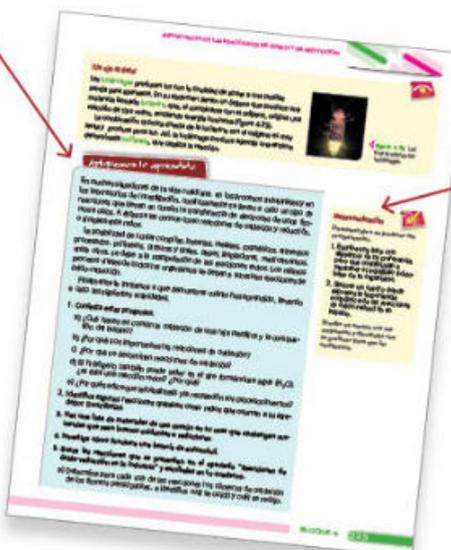
**Conozcamos juntos.** Esta sección te propone un recorrido conjunto, en el que tanto tú como tus compañeros avancen en cada uno de los temas de un modo amable, gradual y, sobre todo, apegándose a los contenidos. Se incluyen actividades de experimentación y se te invita, de modo particular, a la reflexión sobre los conceptos químicos involucrados en ellos.



**Título de la lección** por estudiar.

**Lo que sabemos.** En esta sección introductoria, además de conocer la experiencia de otros adolescentes como tú, que aprenden y viven la química día con día, te presentamos un marco que prepara el camino para adquirir nuevos conceptos y emprender actividades de experimentación. Esto facilita la adquisición de aprendizajes y recuperan tu saber.

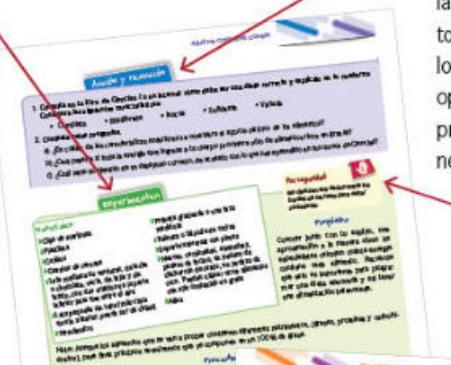
**Apliquemos lo aprendido.** La sección constituye un cierre adecuado para repasar y aplicar los contenidos aprendidos y relacionarlos con las nuevas lecciones. En ese punto se te invita a pensar y a considerar la importancia de los nuevos conocimientos, ya sea en tu vida, tu comunidad, el ambiente y/o tu salud.



**Heteroevaluación.** Esta sección le permitirá a tu profesor valorar las habilidades, capacidades y competencias científicas que has desarrollado.

En cada lección deberás llevar a cabo actividades que te servirán para construir nuevos conceptos y comprender fenómenos, o bien, comprobar, por medio de experimentos, la validez de los conceptos.

**Experimenten.** Este apartado ha sido diseñado para que lleves a cabo prácticas de laboratorio que se vinculan con la investigación científica, las cuales, además de que motivan la interacción y el trabajo en equipo, refuerzan los aprendizajes.



**Acción y reacción.** Se trata de ejercicios que pueden realizarse sin necesidad de usar instrumental de laboratorio y en los cuales, por lo general, no debes tomar precaución alguna. Resolver o llevar a cabo lo que se te pide en esta sección representa una oportunidad para repasar y comprender con mayor profundidad el conocimiento químico y establecer nexos entre éste y la realidad.

**Por seguridad...** En cada uno los experimentos descritos en este libro, es importante que observes medidas de seguridad indispensables, que te ayudan a prevenir accidentes.

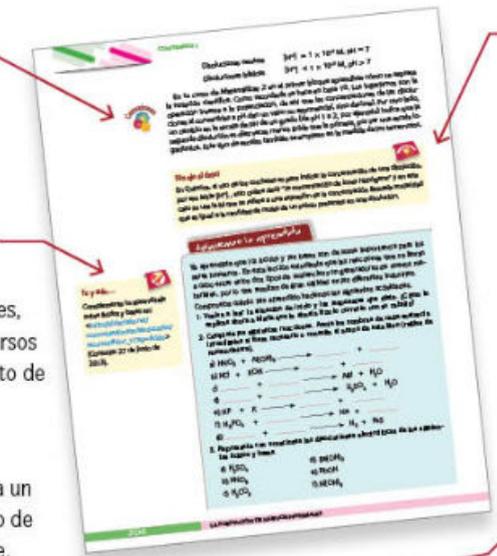
**Hacia el proyecto.** En este apartado conocerás aspectos de la realidad que motivarán el pensamiento y que te prepararán para enfocarte en el proyecto que, junto con tus compañeros, deberás realizar al final de cada bloque.



**No olviden...** Incluye sugerencias de cómo desechar o reutilizar los materiales y las sustancias utilizados en los experimentos.

**Glosario.** Este medio de consulta se despliega cada vez que aparece un término que puede ser nuevo para ti y cuyo significado desconozcas.

**Conexiones.** Mediante este icono identificarás los temas que te vinculan con otros contenidos estudiados en diferentes asignaturas.



**¡Un ojo al dato!** El mundo en que vivimos es una fuente inagotable de asombro: en todo ser vivo, en cada fenómeno químico, en cada hecho común, encontramos material suficiente para darnos cuenta de que la química está presente en todo. De ahí que sea importante, en tu formación como estudiante, acceder a datos curiosos, insospechados, confiables, que se vinculen con los contenidos de la asignatura.

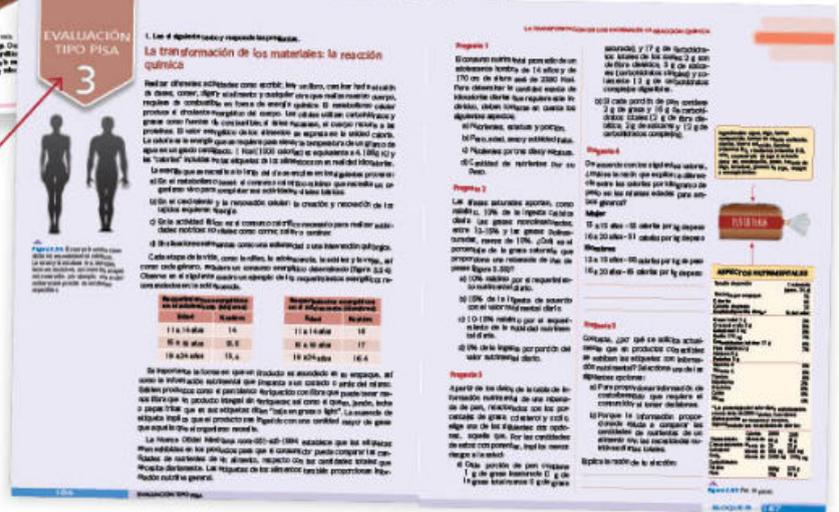
**Tic y más...** En esta sección te ofrecemos vínculos a páginas, archivos de texto, presentaciones, ponencias, videos y demás recursos que son avalados, desde el punto de vista académico.

**Sugerencia adicional para el proyecto.** Esta sección presenta un tema opcional para el desarrollo de tu proyecto final en cada bloque.



**Proyectos.** A manera de cierre, en cada bloque se incluye una actividad que debe ser realizada en equipo y que consolida y vincula con la realidad, los contenidos estudiados. El objetivo es que la información pueda ser comprobada, compartida, reforzada y divulgada por ti y tus compañeros, de tal manera que los temas de *Competencias científicas 3*, motiven reflexiones y acciones en tu entorno. Las fases que comprenden cada proyecto son: inicio, planeación, desarrollo, comunicación y evaluación.

**Evaluaciones tipo Pisa.** Estas son pruebas que, mediante recursos como lecturas o presentación de datos, te ayudan a comprender tu grado de conocimiento de los temas y te indican cuáles son las áreas y aprendizajes que debes reforzar. Se incluyen al final de cada bloque.





Contenido 1:  
La ciencia y la tecnología en la actualidad



Contenido 2:  
Propiedades físicas de los materiales



Contenido 3:  
Mezclas

## Las características de los materiales

La química, no sólo como ciencia, es importante para todos los seres vivos. La vida en la Tierra se basa en una serie de procesos físicos y químicos que el ser humano heredó mucho antes de que pudiera definirlos o tuviera la capacidad de investigarlos y de desarrollar ciencia.

1

La ciencia y la tecnología en el mundo actual

CONTENIDO  
2

Identificación de las propiedades físicas de los materiales

CONTENIDO  
3

Experimentación con mezclas

CONTENIDO  
4

¿Cómo saber si la muestra de una mezcla está más contaminada que otra?

CONTENIDO  
5

Primera revolución de la química

PROYECTO  
B1

¿Qué podemos hacer para recuperar y reutilizar el agua del ambiente?



### APRENDIZAJES ESPERADOS

Al finalizar este bloque serás capaz de:

- Identificar las aportaciones del conocimiento químico y tecnológico en la satisfacción de necesidades básicas, en la salud y el ambiente.
- Analizar la influencia de los medios de comunicación y las actitudes de las personas hacia la química y la tecnología.
- Clasificar diferentes materiales con base en su estado de agregación e identificar su relación con las condiciones físicas del medio.
- Identificar las propiedades extensivas (masa y volumen) e intensivas (temperatura de fusión y de ebullición, viscosidad, densidad, solubilidad) de algunos materiales.
- Explicar la importancia de los instrumentos de medición y observación como herramientas que amplían la capacidad de percepción de nuestros sentidos.
- Identificar los componentes de las mezclas y clasificarlas en homogéneas y heterogéneas.
- Identificar la relación entre la variación de la concentración de una mezcla (porcentaje en masa y volumen) y sus propiedades.
- Deducir métodos de separación de mezclas con base en las propiedades físicas de sus componentes.
- Identificar que los componentes de una mezcla pueden ser contaminantes, aunque no sean perceptibles a simple vista.
- Identificar la funcionalidad de expresar la concentración de una mezcla en unidades de porcentaje (%) o en partes por millón (ppm).
- Identificar que las diferentes concentraciones de un contaminante, en una mezcla, tienen distintos efectos en la salud y en el ambiente, con el fin de tomar decisiones informadas.
- Argumentar la importancia del trabajo de Lavoisier al mejorar los mecanismos de investigación (medición de masa en un sistema cerrado) para la comprensión de los fenómenos naturales.
- Identificar el carácter tentativo del conocimiento científico y las limitaciones producidas por el contexto cultural en el cual se desarrolla.
- A partir de situaciones problemáticas plantear premisas, supuestos y alternativas de solución, considerando las propiedades de los materiales o la conservación de la masa.
- Identificar, mediante la experimentación, algunos de los fundamentos básicos que se utilizan en la investigación científica escolar.
- Argumentar y comunicar las implicaciones sociales que tienen los resultados de la investigación científica.
- Evaluar los aciertos y debilidades de los procesos investigativos al utilizar el conocimiento y la evidencia científicos.

CONTENIDO  
1

## La ciencia y la tecnología en el mundo actual

### 1.1 Relación de la química y la tecnología con el ser humano, la salud y el ambiente

Lo que sabemos

Desde épocas remotas, el ser humano ha tenido necesidades que cubrir para asegurar su subsistencia (figura 1.1). Con el fin de satisfacerlas, creó herramientas y con ellas fabricó refugios, ropa, medios de transporte y otros satisfactores que facilitarían su vida. En ese proceso, observó cómo cambiaban las condiciones de su entorno a lo largo del tiempo: cuándo era mejor sembrar ciertos vegetales, cuándo debía recogerlos, en qué momento había más agua, cómo parecía cambiar la posición de los astros, entre otros hechos.



Figura 1.1 En la Prehistoria, el ser humano llevaba a cabo diversas actividades. La regularidad de las mismas, al igual que la capacidad de observación de los individuos, se tradujo en conocimiento. En la imagen puedes ver a un cazador, que representa el modo en que los humanos aprendieron a procurar sus alimentos.

Esto le dio la posibilidad de comunicarse con otros miembros de la comunidad mediante imágenes (pictogramas), sonidos y señas.

Todo este cúmulo de conocimientos fue transmitido de generación en generación, y evolucionó conforme se descubrían nuevos fenómenos.

Al conocimiento que se adquiere mediante la experiencia se le conoce como empírico y éste constituyó la base del conocimiento cada vez más organizado y sistematizado que hoy conocemos como ciencia.

La química es una ciencia y, como tal, es relativamente joven. Muchos de los fenómenos observados no tenían una explicación clara; dadas las limitaciones de algunas culturas antiguas, fueron atribuidos a la magia o a la presencia de dioses, y de ahí surgieron algunas disciplinas no científicas como la astrología y la alquimia. A esta última se le ha considerado el antecedente de la química, del mismo modo que a la filosofía natural se le ha visto como antecesora de la física (aunque la filosofía natural era mucho más formal como disciplina de estudio que la alquimia).

1. Después de leer el texto anterior, contesta lo siguiente:

- ¿Cuáles consideras que eran las necesidades básicas que el ser humano debía satisfacer para subsistir?
- Piensas que los conocimientos que aporta la química a nuestra vida cotidiana son benéficos o perjudiciales. ¿Por qué?

Tic y más...

Conoce cómo la química interviene en todos los procesos, hasta en el enamoramiento, disponible en: [http://www.unamiradaalaciencia.unam.mx/la\\_prensa/consulta\\_prensa\\_pdf.cfm?vArchivoPrensa=410](http://www.unamiradaalaciencia.unam.mx/la_prensa/consulta_prensa_pdf.cfm?vArchivoPrensa=410)> (Consulta: 7 de junio de 2013).

- ¿Qué crees que hubiera sucedido si no hubieran evolucionado los conocimientos empíricos para dar lugar a la ciencia y, por consiguiente, a la química?
  - Investiga algunos pasajes de la historia de la ciencia, por ejemplo, en los tiempos del esplendor de la cultura griega con Aristóteles, en la Edad Media, en los tiempos de Isaac Newton (siglos XVII y XVIII), y con algunos personajes del siglo XIX. Anota en tu cuaderno los resultados de tus investigaciones y determina en qué momento el conocimiento fue más científico que empírico.
2. Discutan en equipos de cuatro personas sus respuestas y después, con la ayuda del profesor, elaboren respuestas grupales.

Conozcamos juntos

La ciencia tiene la particularidad de ser un proceso absolutamente humano que surge del estudio de los fenómenos naturales.

Recordarás de tu curso de Ciencias II, que la ciencia es el conjunto de los conocimientos organizados, obtenidos por el estudio experimental de fenómenos conocidos. En este bloque trataremos las particularidades y aplicaciones sorprendentes que tiene una de las más antiguas, la química, ¿sabes, en términos formales, qué estudia?

La química se ocupa de las propiedades, estructura, composición, transformación y cambios de la materia, así como de la energía involucrada en dichos cambios. La materia es todo lo que nos rodea, ocupa un lugar en el espacio y tiene masa.

Son prácticamente incontables los cambios de la materia. Algunos de ellos son espontáneos, pero la mayoría son controlados: en los laboratorios se llevan a cabo en pequeña escala, a nivel experimental, mientras que en las industrias ocurren a gran escala; en ambos casos, las operaciones que se realizan van desde la extracción de productos naturales hasta la síntesis de nuevos materiales, de acuerdo con las necesidades específicas en cada caso (figura 1.2).



Figura 1.2 Ejemplos de productos industrializados: a) de la industria petroquímica, b) papelera, c) vidriera, y d) metalúrgica. Todos ellos se obtienen por procesos químicos.

Glosario

**Edulcorante.** Sustancia que endulza los alimentos o medicamentos.

## Glosario

**Aleación.** Mezcla homogénea compuesta de dos o más elementos en estado sólido. Algunas aleaciones metálicas conocidas son el acero, el bronce y el latón.

das refrescantes, así como agua purificada y comida para animales, por mencionar sólo algunas posibilidades (figura 1.3).

**Figura 1.3** La industria alimentaria es resultado de siglos de conocimiento; se encarga de recolectar, conservar, preparar y envasar alimentos para que aumente su vida útil.



**Figura 1.4** La torre Eiffel, en París, Francia, es una estructura de hierro construida por el ingeniero Gustavo Eiffel en 1889.

La **industria metalúrgica** se encarga de la extracción y procesamiento de metales para hacerlos químicamente puros; es lo que se hace con el mercurio (que se utiliza en termómetros y amalgamas), el estaño (empleado en la fabricación de **aleaciones** como el bronce y el latón), el hierro (que se emplea en materiales de construcción (figura 1.4), para edificios, automóviles, barcos), y muchos otros.

La **industria papelera** fabrica toda clase de papeles para diferentes usos; ejemplo de ello son los papeles para imprenta y escritura, el papel fotográfico, el sanitario, el filtro, el cartón (figura 1.5), entre otros.



**Figura 1.5** El cartón es un material formado por varias capas de papel superpuestas, a base de fibra virgen o de papel reciclado.

La **industria electrónica** prepara y ensambla circuitos eléctricos en computadoras, teléfonos, calculadoras, alarmas, satélites, cafeteras y videojuegos (figura 1.6).



**Figura 1.6** Tableta con circuitos electrónicos usados en computadoras, computadoras, teléfonos celulares, entre otros. Las Tecnologías de la Información y Comunicación (tic) también se han beneficiado de la química.

La **industria textil** trabaja en la fabricación de fibras a partir de materiales como el algodón, la lana o el yute, y también cuenta con procesos para su teñido y estampado. En la actualidad se fabrican fibras sintéticas como el rayón, el acrilán y el nylon, que se usan en infinidad de objetos como paracaídas, cuerdas, casas de campaña, medias y ropa (figura 1.7).



**Figura 1.7** Algunos textiles estampados y teñidos se usan en la elaboración de numerosas prendas. La química, desde tiempos remotos, ha hecho posible que los hombres tengan ropa y que ésta sea de colores llamativos, tenga diferentes texturas y responda a distintas épocas del año.

De la refinación del petróleo surge la **industria petroquímica** (figura 1.8), de la cual se pueden obtener productos como parafinas, asfaltos y toda clase de combustibles como el gas LP (licuado del petróleo), las gasolinas y el diésel. De los productos petroquímicos primarios se elaboran infinidad de otros productos nuevos como los plásticos (llamados en la industria polímeros sintéticos), por ejemplo: el teflón (politetrafluoroetileno), el politereftalato de etileno (conocido comúnmente como PET, con el que se hacen las botellas para agua y refrescos), el polietileno y el polipropileno (con los que se producen envases para alimentos, medicamentos y productos de limpieza), el policloruro de vinilo (con el que fabrican perfiles para ventanería y tubería) y el poliestireno expandible (conocido como unicep y que es utilizado para hacer desde letreros hasta rellenos para vaciado de concreto).



**Figura 1.8** Planta de refinación de petróleo, donde se obtienen principalmente combustibles y los compuestos básicos que sirven para fabricar productos más complejos.

La **industria vidriera** produce desde vidrios para ventanas, espejos y botellas, hasta vidrios de seguridad y vidrio óptico (figura 1.9). Los vidrios de colores (usados en decoración para fabricar vitrales y vajillas) se fabrican incorporando a la mezcla original algunos metales como el plomo, el oro, la plata o el platino.



**Figura 1.9** El nombre lente proviene del latín *lens*, *lentis* que significa lenteja, debido a que tiene una forma parecida a la leguminosa.

La **industria farmacéutica** se enfoca en la investigación y desarrollo de productos para curar y prevenir enfermedades y produce medicamentos que cumplen con diversos propósitos, como los antipiréticos (para bajar la fiebre), los analgésicos (para aliviar el dolor), los anticoagulantes (para prevenir la formación de coágulos dentro de las arterias y venas), los **antibióticos**, los **antivirales** y los antisépticos (que sirven para mantener libre de gérmenes un tejido como la piel). Posiblemente

## Glosario

**Antibiótico.** Sustancia química que sirve para frenar el desarrollo de ciertos microorganismos patógenos (bacteriostática), o que causa la muerte de ellos (bactericida).  
**Antiviral.** Medicamento que se utiliza para impedir el desarrollo de los virus.

habrás visto que tienen distintas presentaciones como tabletas, cápsulas, jarabes, disoluciones inyectables, entre otras variedades (figura 1.10).



**Figura 1.10** Los medicamentos son también muestra de cómo la química ha mejorado la calidad de vida de las personas. En el presente, muchas enfermedades que décadas atrás se consideraban incurables, ya no lo son gracias a las investigaciones químicas.

Como ves, la lista de productos y aplicaciones es enorme, pues resulta casi imposible incluir a todas las industrias que producen o transforman materiales y todos los productos que de ellas se obtienen.

### Acción y reacción

#### 1. Contesta las siguientes preguntas en tu cuaderno.

- ¿Qué estarías dispuesto a hacer para asegurar que las generaciones siguientes tuvieran aire, agua y suelo limpios?
- ¿Cuáles deberían ser los avances tecnológicos en los próximos años, para garantizarle a las futuras generaciones un planeta saludable?
- ¿De qué manera piensas que el conocimiento científico (y en particular la química), pueden ayudar a mejorar nuestro ambiente?

#### 2. Discute con tres compañeros tus respuestas y, entre todos, elaboren un mapa conceptual.

#### 3. Realiza la siguiente actividad. Antes de iniciar debes conseguir:

- Un papel de rotafolio.
- Al menos dos noticias relacionadas con la química, pueden ser del periódico, revistas o internet. No se te olvide escribir la fuente y la fecha de la cual obtuviste tal información.
- Colores y marcatextos.

- Organiza con tus compañeros de clase, equipos de cuatro personas.
- Lee con atención las noticias que encontraste y con el marcatextos resalta las ideas principales.
- En el rotafolio organicen la información que consiguieron en forma de tabla. Escribe el título de la noticia en la primera columna y la idea principal del desarrollo de la nota. Clasifica los riesgos y beneficios de tal información.
- Para cada noticia escriban todos cuál debería ser la solución que la ciencia y la tecnología pueden aportar.
- Siguiendo las indicaciones de su profesor, presenten sus rotafolios explicando por qué escogieron esas noticias y cuáles fueron sus hallazgos. Anoten la información que les parezca más relevante de las exposiciones de los demás equipos.
- En grupo, comenten lo que aprendieron en esta actividad y elaboren conclusiones.
- Si tienen permiso de su profesor, peguen sus rotafolios en la pared y déjenlos expuestos un tiempo.

### Influencia de los medios de comunicación y las actitudes de las personas hacia la química y la tecnología

Los **medios de comunicación**, entre los que se incluyen los periódicos, las revistas, el cine, la radio e internet, y que difunden noticias y entretenimiento a audiencias amplias y diferentes desde el punto de vista social, constituyen una gran fuerza política, cultural e ideológica (figura 1.11).

En caso de alguna crisis o emergencia, por ejemplo, es vital la comunicación de los medios con el público para que la gente sepa cómo reaccionar y los daños físicos y humanos sean menores.

Además, los medios de comunicación también pueden ayudar a difundir campañas de salud (como las de vacunación infantil o adulta, o de promoción al uso del condón), de fomento al ahorro de energía y agua, o de educación vial como la de conductor responsable, entre otras.

No obstante, los medios de comunicación también han fomentado la mala imagen que tiene la química ante la sociedad, al cubrir grandes catástrofes que ocupan mucho tiempo de transmisión, que son las que más recuerda la gente, y dejar menos espacio a "las buenas noticias", que atraen menos la atención. En el caso de la química, es más llamativo hablar de peligrosos derrames químicos, de sustancias tóxicas que contaminan el aire, el agua y el suelo, que de las cosas positivas que ocurren gracias a la ciencia y, en particular, a la química.

Así como la industria química tiene sus pros y sus contras, la industria de la comunicación también los tiene, y nos corresponde aprender a ser críticos al respecto. Por ejemplo, siempre que consultes internet, evalúa la fuente. Haz algo parecido cuando recibas información de otros medios de comunicación. En la época actual existe una gran cantidad de información y debemos aprender a discriminarla.

Con esto no te decimos que cierres tus ojos y oídos a tal o cual medio, sino que nunca te conformes sólo con la información superficial. Desde hace más de una década, la comunicación pública de la ciencia y la tecnología ha tratado de facilitar el contacto entre los productores del conocimiento y la sociedad. La idea es concientizar a la gente acerca del quehacer científico. Los medios para ello son revistas de divulgación científica, exposiciones, clubes de ciencia, museos y conferencias. Cada país debe encontrar cuál es la forma que más le convenga para esta labor.



#### Tic y más...

Si quieres saber más sobre la comunicación pública de la ciencia y la tecnología, visita: <http://www.razonypalabra.org.mx/N/n65/actual/dcasaux.html>

(Consulta: 5 de junio de 2013).

**Figura 1.11** La química puede ayudarnos a encontrar las soluciones a los problemas que tenemos, la idea es estar bien informados para tomar las decisiones correctas.

**¡Un ojo al dato!**

Aunque se piense que los vasos desechables de papel son amigables con el medio ambiente porque derivan de los árboles, el estudio de los impactos de todas sus etapas de producción y disposición indica que consumen muchos más compuestos químicos y contaminan más el agua que la producción de vasos de plástico, principalmente por el proceso de blanqueado. No obstante, el plástico no se descompone ni se integra a la naturaleza. Por eso, se han buscado materiales biodegradables como la fécula de maíz o de papa y la caña de azúcar. Tendremos que estudiar el proceso de elaboración, para decidir cuál producto escoger.

**Acción y reacción****1. Reúnete con dos compañeros y hagan lo siguiente:**

- a) Investiguen las principales aportaciones de la química y la tecnología a la salud y al medio ambiente. Seleccionen las 10 que consideren más importantes. Llenen con estos datos una papeleta como la que se muestra a continuación y realicen su encuesta.

- Aportación 1 elegida por ti (nombre)
- Aportación 2 elegida por ti (nombre)
- Aportación 3 elegida por ti (nombre)

- b) Pon en un círculo la contribución que consideres más importante para la salud y el medio ambiente y en él, escribe el nombre de cada persona que la elija, hasta que tengas los 10 nombres.

- c) Encuesten al menos a 100 personas.

- Pregunten su opinión sobre la química. ¿Es positiva, negativa o neutra? Investiguen el porqué de su respuesta.
- Pregúntenles cuál es, en su opinión, la contribución más importante de las 10 que escogieron.

2. Compartan sus resultados con el resto de sus compañeros y su profesor, elaborando un cuadro entre todo el grupo.

**Tic y más...**

Analiza por qué 2011 fue el año internacional de la química...

Bonfil Olivera, Martín, "El año de la química", en *¿Cómo ves?*, número 149, disponible en: <<http://www.comoves.unam.mx/numeros/ojodemosca/149>>

Bonfil Olivera, Martín, "Creatividad científica", en *¿Cómo ves?*, número 119, disponible en: <<http://www.comoves.unam.mx/numeros/ojodemosca/119>> (Consulta: 21 de diciembre de 2016).

**Apliquemos lo aprendido**

Los procesos químicos ya existían en la Tierra antes que el ser humano. Sin embargo, el desarrollo de la ciencia ha ocurrido al mismo tiempo que la evolución del ser humano como especie. En este avance se han desarrollado campos de estudio específicos como la química.

La tecnología surgió con el ser humano, una vez que necesitó herramientas para sobrevivir, y la ciencia nació apoyada en la tecnología. Ahora la ciencia y la tecnología trabajan conjuntamente.

El desarrollo tecnológico nos ha proporcionado comodidades, pero también implica responsabilidades. Para tomar las decisiones correctas debemos estar bien informados.

El uso **ético** que se haga de los conocimientos científicos por las personas que los aplican en las diversas industrias en las que interviene la ciencia da como resultado beneficios para la humanidad y el ambiente.

Es responsabilidad de todos (científicos o no científicos) preservar el medio ambiente y tener una actitud crítica ante lo que los medios de comunicación presentan como noticias que involucran algún adelanto científico.

**1. Demuestra ahora cuánto aprendiste en esta lección.**

- a) Elabora un mapa conceptual de la química y responde lo siguiente: ¿qué estudia la química?, ¿qué necesidades satisface?, ¿con qué industrias se relaciona?, ¿cuáles son los riesgos que genera su uso?, ¿cuáles son los beneficios que de ella obtenemos?
- b) En equipos de tres alumnos, elaboren un cartel acerca de la química y la tecnología en el mundo actual con recortes de revistas o periódicos.
- c) Muestren los carteles de todos los equipos, compárenlos y analicen qué fue más relevante para cada equipo.
- d) Organícense para que cada equipo exponga brevemente su visión de la química y la tecnología en el mundo actual.
- e) Lleguen a una conclusión consensuada y redacten un lema que represente su opinión grupal.

**¡Un ojo al dato!**

En una pequeña isla casi a un kilómetro de Venecia, Italia, se encuentra un pequeño poblado llamado Murano, en el que desde tiempos del imperio romano se hacen objetos de cristal soplado. Durante siglos, los secretos para colorear el cristal le pertenecieron sólo a las pocas familias que habitaban la isla. Actualmente, gracias a los conocimientos químicos que poseen los vidrieros de todo el mundo, se sabe que los colores del cristal son gracias a las sales metálicas fundidas en él. El color rojo, por ejemplo, lo causa el sulfuro de cadmio (figura 1.12).

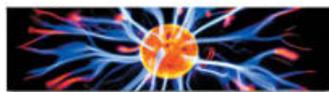


**Figura 1.12** Copa de cristal de Murano. Desde hace siglos, esta isla es famosa por la calidad de sus productos de cristal, llenos de color. Esas tonalidades son resultado de procesos químicos que en el presente se mantienen.

**Glosario**

**Ética.** Se refiere a la conducta honesta, legal y moral que en el caso de las ciencias reviste una serie de actitudes de respeto ante el trabajo propio, el de los demás y la vida (Bioética). Consulta con tu profesor de Formación Cívica y Ética, cuáles son las actitudes que deben seguirse cuando se pone en práctica el conocimiento científico.





CONTENIDO

2

## Identificación de las propiedades físicas de los materiales

### 2.1 Estados de agregación de la materia

#### Lo que sabemos

Desde pequeños podemos distinguir, incluso con los ojos cerrados, entre el agua de un vaso, un trozo de hielo y el **vapor** que sale de una tetera, sólo con tocarlos (figura 1.13). ¿Por qué? Porque tanto su textura como su temperatura se sienten diferente.



Figura 1.13 La sensación que nos provoca un trozo de hielo en las manos es distinguible de la que nos provoca el agua líquida o el vapor de agua.

#### Glosario

**Vapor.** Sustancia en estado gaseoso. El término hace referencia más comúnmente al agua que se ha evaporado.

Sabemos que toda la materia puede ser **sólida**, **líquida** o **gaseosa**, y que dependiendo de su manifestación física serán las sensaciones que percibamos de la misma.

Por ejemplo, el trozo de hielo puede resbalarse fácilmente sobre una mesa, lo que no resultará así con el agua de un vaso o el vapor de la tetera. Pero a su vez, con el hielo no se puede hacer lo que con el agua y el vapor sí: partirlo con una cuchara y volver a unirlo como si no hubiera pasado nada, o transportarlo a través de un popote, sea cual sea la figura de éste (figura 1.14).



Figura 1.14 Los líquidos y los gases pueden viajar a lo largo del interior de un tubo, sin importar la forma que éste tenga, por ejemplo un popote.

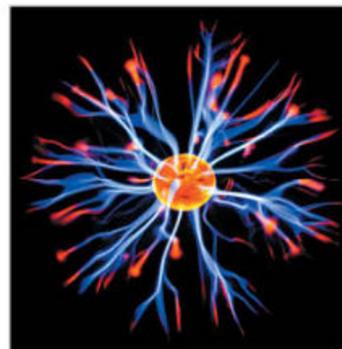
También sabemos que cuando decimos "agua" nos referimos a su presentación, ya que al agua sólida le llamamos "hielo" y al agua gaseosa le decimos "vapor". ¿Por qué, entonces, si en los tres casos se trata de la misma sustancia, ya sea hielo, agua líquida o vapor, el modo en que el agua se mueve sobre la mesa es diferente? ¿De qué manera podríamos explicar este fenómeno? Y además, ¿de qué depende que el agua esté en uno u otro estado? Esto es lo que aprenderás a continuación.

1. Reúnete con un compañero y clasifiquen los siguientes materiales de acuerdo con el estado en que se encuentran habitualmente (sólido, líquido o gaseoso): arena, agua, hielo, vapor de agua, aire, alcohol, leche, jugo, un chocolate, una moneda de plata, vidrio. Elaboren una tabla en su cuaderno con esta clasificación.
2. Contesten, en equipos de cuatro personas, las siguientes preguntas:
  - a) ¿Qué le sucede al vapor de agua cuando se enfría?
  - b) ¿Qué le sucede al hielo si se calienta en tu mano?, ¿y si se calienta aún más en la estufa?
  - c) ¿Qué crees que le ocurrirá al alcohol, al aire y la arena cuando se calientan o se enfrían?
3. Comenten sus respuestas con su profesor y establezcan una conclusión grupal, elaborando un diagrama en el pizarrón.

#### Lo que vamos a aprender

En tu curso de *Ciencias II* estudiaste que las formas que tiene la materia se denominan **estados** de agregación y que son el sólido, el líquido y el gaseoso.

Cuando las partículas que conforman un gas están cargadas eléctricamente reciben el nombre de plasma (figura 1.15). Éste se considera el cuarto estado de la materia.



Seguramente ya habrás concluido que uno de los factores que determina el estado de agregación de la materia es la **temperatura**. Por regla general, cuando ésta aumenta, los materiales sólidos tienden a cambiar al estado líquido. Este cambio se denomina **fusión**. Si la temperatura aumenta aún más, los líquidos tienden a transformarse en gases, cambio que se denomina **evaporación**. Sin embargo, algunos sólidos pueden transformarse en gases directamente al subir la temperatura. Este cambio se denomina **sublimación**, mientras que a la transformación inversa, de gas a sólido, se le llama **deposición**.

Pero aún hay más cambios: si la temperatura disminuye, el gas se transforma en líquido, cambio que se llama **condensación**. Si la temperatura disminuye aún más, el líquido se transforma en un sólido, cambio que se denomina **solidificación** (figura 1.16).

#### Tic y más...

Amplía tu conocimiento sobre los estados de la materia, busca en tu computadora: [http://bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen1/ciencia2/03/htm/sec\\_6.html](http://bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen1/ciencia2/03/htm/sec_6.html) (Consulta: 21 de diciembre de 2016).



Figura 1.15 El plasma es un gas cuyas partículas están orientadas debido a que tienen carga eléctrica. En un gas común esto no sucede.

#### Tic y más...

Aprende más sobre el "cuarto estado de la materia", disponible en: <http://www.revista.unam.mx/vol.10/num10/art67/int67.htm> (Consulta: 21 de diciembre de 2016).

Figura 1.16 Estados de agregación de la materia.



### Tic y más...

Para completar tus conocimientos sobre lo indispensable que es el agua (con miras a tu proyecto) visita: Lagarde Torres, Marco Antonio; Rodríguez Ramírez, Antonio; *Guía ilustrada con ejercicios propuestos y resueltos en cada temática para presentar examen extraordinario de Química I*, disponible en: [http://www.cch-naucalpan.unam.mx/guias/quimica/EX\\_QUIMICA\\_I\\_2011.pdf](http://www.cch-naucalpan.unam.mx/guias/quimica/EX_QUIMICA_I_2011.pdf) (Consulta: 23 de enero de 2017).

Figura 1.17 Ahora sabes qué reacción química ocurre cuando prendes un encendedor.



¿Cuántos ejemplos de cambio de estado de agregación puedes encontrar a tu alrededor? ¿Para qué sirven? Piensa que para obtener sal del agua de mar, ésta puede calentarse hasta que el agua se evapora, es decir, pasa del estado líquido al gaseoso, dejando tras de sí la sal que es un sólido y que no sufrirá ningún cambio a esa temperatura.

Lo que quizá desconocías es que no sólo la temperatura juega un papel importante en estos cambios; también lo hace la presión. Por ejemplo, en un encendedor el combustible (butano) se encuentra en estado líquido debido a la presión; cuando se acciona la válvula para encenderlo, la presión disminuye y el butano pasa al estado gaseoso (figura 1.17).

### ¡Un ojo al dato!

El descubrimiento de lo que hoy conocemos como el cuarto estado de la materia, plasma, ha atravesado por un largo proceso. En 1667, miembros de la Academia de Ciencias de Florencia advirtieron que la llama de un mechero tenía la propiedad de producir electricidad. Cerca de 30 años después, en 1698, se descubrió en Inglaterra que al frotar un fragmento de ámbar se generaba una chispa, la primera de la que se tenga registro en los anales de la ciencia, aunque Tales de Mileto en el año 600 a.n.e. ya había experimentado algunos fenómenos electrostáticos con el ámbar, cuyo nombre en griego, *elektron*, denomina lo que hoy conocemos como electricidad. Sin embargo, fue sólo hasta el siglo XIX, en 1879, que el científico inglés William Crookes notó que, al experimentar con distintas descargas eléctricas producidas en diversos gases, el gas en el que tenía lugar la descarga mostraba un comportamiento diferente al gas regular. A este hallazgo se le denominó plasma.

### Tic y más...

Puedes aprender más sobre el agua marina y su importancia para los seres vivos en: Gaytán-Caballero, Adriana; Gío-Argáez, Raúl; García Gasca, Adolfo, "El hombre y su interés por el mar", en *Revista ciencia*, número 118, disponible en: <http://www.revistaciencia.amc.edu.mx/index.php/77-vol-58-num-3-julio-septiembre-2007/agua/118-el-agua-marina> (Consulta: 23 de enero de 2017).

## Experimenten

### Materiales

- 2 botellas de plástico transparente de un refresco de 1 litro, con su taparrosca
- Bomba para inflar llantas de bicicleta o globos
- Tapón de hule que le quede a la botella. El tapón deberá tener un agujero donde pueda insertarse la válvula de la bomba
- Cerillos de madera o palillos

### Sustancias

- Alcohol etílico. Lo puedes conseguir en una farmacia
- Agua caliente, pero que no esté hirviendo

### Por seguridad

Recuerden que todo el tiempo deberán protegerse con su bata y gafas de seguridad. El agua caliente puede producir quemaduras graves. El alcohol etílico se evapora fácilmente y es inflamable, no lo manipulen cerca de flamas abiertas; además la exposición a sus vapores puede dañar los ojos. El alcohol de farmacia está desnaturalizado, por lo que es tóxico y no debe ingerirse bajo ninguna circunstancia.

### Propósito

Observar el cambio de estado de agregación de las sustancias debido a los cambios en la presión y la temperatura a la que están sometidas.

### Procedimiento

#### Experimento 1

- Trabaja en equipo con otro compañero.
- Agreguen un poco de alcohol etílico en la botella (basta con lo que cabe en medio vaso pequeño). Agiten la botella cerrada con su tapa.
- Coloquen el tapón de hule en la boca de la botella de manera que no haya fugas.
- Pónganle la válvula al tapón y procedan a bombear aire al interior de la botella. Con dos o tres acciones de la palanca de la bomba será suficiente.
- Retiren el tapón de hule con todo y la válvula; pongan mucha atención porque el cambio será espontáneo y rápido.
- Registren sus observaciones en su bitácora de laboratorio.
- Contesten las siguientes preguntas:

- ¿Qué es lo que pasa en el interior de la botella cuando accionamos la bomba para empujar aire dentro de ella?
- ¿Qué sucede con el aire contenido dentro de la botella cuando quitamos el tapón de hule?
- ¿La presión en el interior de la botella cambia durante el experimento?
- ¿En algún momento del experimento cambia la temperatura en el interior de la botella?

- ¿Qué sucedió con el alcohol etílico contenido en la botella al quitar el tapón de hule?
- ¿Qué sucede con un líquido cuando la presión a la que está sometido disminuye?
- ¿Puede un líquido evaporarse sin aumentar su temperatura?

#### Experimento 2

- En otra botella agreguen un poco de agua caliente. Basta con lo que cabe en medio vaso pequeño. Cierren la botella con su taparrosca y agítanla un poco para que se llene lo más posible con vapor.
- Dejen que la botella se caliente durante 3 minutos.
- Prendan un cerillo de madera o un palillo. Apaguen la flama e inmediatamente sosténganlo en el interior de la botella durante unos segundos para que penetre un poco de humo en la misma. Inclinen la botella y será más fácil.
- Vuelvan a cerrar la botella con la taparrosca y aprieten el cuerpo de la botella con fuerza, de tal manera que disminuya su volumen. Dejen de apretar la botella para que recupere su forma; observen lo que sucede en el interior.
- Registren sus observaciones en su cuaderno.
- Contesten las siguientes preguntas en su bitácora de laboratorio:

- ¿Qué pasa en el interior de la botella cuando vertemos en ella agua caliente?
- ¿Qué sucede con la presión en el interior de la botella cuando la apretamos?
- ¿Qué ocurre cuando la soltamos y recupera su forma?
- ¿Qué sucede con el vapor de agua contenido en la botella mientras la apretamos?
- Y cuando dejamos de apretar la botella, ¿qué sucede con el vapor de agua?
- ¿En algún momento del experimento, después de que ya se ha calentado la botella, cambia la temperatura en su interior? ¿Por qué ocurre esto?

- ¿Qué sucede con el vapor de agua cuando la temperatura a la que se encuentra disminuye?
7. Discutan con su profesor las conclusiones de sus experiencias en el laboratorio y redáctenlas de forma grupal.

**No olviden...**

recuperar el alcohol etílico y devolverlo al frasco o recipiente correspondiente. Una vez que se enfríe el agua, rieguen las plantas de su escuela. Las botellas pueden ir en el contenedor de materiales reciclables.

**Tic y más...**

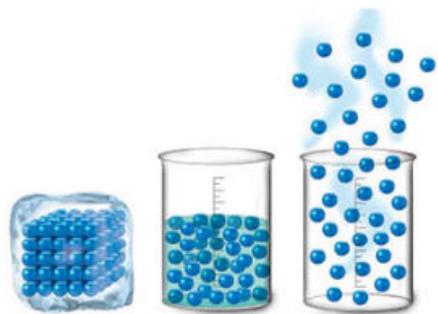
Puedes complementar los conceptos sobre el modelo corpuscular en este sitio:

<[http://intercentros.edu.gva.es/iesleonardodavinci/Fisica/Cinetico-corporcular/Modelo\\_cinetico\\_corporcular.pdf](http://intercentros.edu.gva.es/iesleonardodavinci/Fisica/Cinetico-corporcular/Modelo_cinetico_corporcular.pdf)>

(Consulta: 23 de enero de 2017).

La teoría **cinético corpuscular** enuncia que toda la materia está formada por partículas que se encuentran en movimiento. En los **sólidos**, el espacio entre las partículas es pequeño debido a que la fuerza de atracción entre ellas es grande, así que el movimiento que presentan es únicamente vibratorio. Esta característica es observable en varias propiedades de los sólidos: conservan su forma, tienen un volumen definido, no fluyen ya que sus partículas no pueden moverse libremente unas sobre otras y, son impenetrables, es decir, no pueden partirse sin romper su forma.

En los **líquidos**, el espacio entre las partículas es mayor, lo que permite su rotación y traslación de un punto a otro, pero a pesar de estos desplazamientos, existen fuerzas de atracción entre ellas. Por lo anterior, los líquidos se adaptan a la forma del recipiente que los contiene, pero sin cambiar su volumen. Pueden fluir ya que sus partículas pueden moverse unas sobre otras y esto mismo los hace penetrables. En el estado líquido, las partículas tienen mayor energía cinética que en el estado sólido. En el estado **gaseoso**, las partículas tienen más espacio y su movimiento es completamente libre, ya que su energía cinética es aún mayor que en los líquidos y en los sólidos. Debido a lo anterior, los gases ocupan por completo el volumen de todo el recipiente que los contiene: son fluidos penetrables y no tienen forma ni volumen propios (figura 1.18).



**Figura 1.18** Representación de un sólido, un líquido y un gas con el modelo cinético corpuscular.

Todos los materiales que nos rodean están en un estado de agregación definido por la temperatura y la presión a la que están sometidos.

**Apliquemos lo aprendido**

En este momento ya eres capaz de clasificar los materiales según su estado de agregación. Fácilmente y por sus características, puedes identificar cuándo un material es sólido, líquido o gaseoso.

Conoces también los términos correctos para las transformaciones de estado: fusión, solidificación, condensación, evaporación, sublimación y deposición.

Ahora ya sabes que el estado de agregación de un material está definido por la presión y la temperatura a la que está sometido, y que cuando estas condiciones cambian, el estado de agregación puede cambiar también.

**1. Reafirma lo aprendido en esta lección, con la siguiente actividad:**

a) Formen equipos de cuatro personas e investiguen, en la biblioteca o en internet, cualquiera de los siguientes temas. Cada equipo elegirá un tema diferente:

- ¿Cuáles son las condiciones de presión y temperatura denominadas estándares o normales? ¿Para qué sirven?
- ¿Cuáles son las características de los sólidos, de los líquidos y de los gases?
- ¿Qué es la presión y cómo se mide?
- ¿Qué es la temperatura y cómo se mide?
- ¿En qué consiste el modelo cinético corpuscular?

b) Elaboren un cartel con los resultados más importantes de su investigación y expónganlo con todos los demás en una fecha determinada en un lugar de la escuela donde la comunidad pueda leerlos. Entre todos, voten por el mejor cartel.

c) Pídanle a su profesor que elabore preguntas para que sean respondidas por cada equipo, con relación al tema de cada investigación. El profesor puede evaluar el desempeño de cada equipo en la investigación, desarrollo y elaboración del cartel.

**Tic y más...**

Puedes comprender el porqué del comportamiento del agua a cierta temperatura en: Alaniz Álvarez, Susana A.; Nieto Samaniego, Ángel F.; "¿Qué pesa más", en *Experimentos simples para entender una tierra complicada*, disponible en: <[http://www.geociencias.unam.mx/geociencias/experimentos/serie/libro3\\_arquimides.pdf](http://www.geociencias.unam.mx/geociencias/experimentos/serie/libro3_arquimides.pdf)>

Para hacer un póster científico puedes apoyarte en:

Lozano Sánchez, José Rogelio, "Presentación en cartel de trabajos de investigación", en *Pautas en educación médica*, disponible en: <[http://riem.facmed.unam.mx/sites/all/archivos/V1Num02/08\\_PE\\_PRESENTACION\\_EN\\_CARTEL.PDF](http://riem.facmed.unam.mx/sites/all/archivos/V1Num02/08_PE_PRESENTACION_EN_CARTEL.PDF)>

Revuelta, Gema, *Taller sobre elaboración de pósters científicos*, disponible en: <[https://www.insp.mx/congisp2017/images/resumenes/lineamientos/Manual\\_posters\\_CONGISP.pdf](https://www.insp.mx/congisp2017/images/resumenes/lineamientos/Manual_posters_CONGISP.pdf)>

(Consulta: 23 de enero de 2017).

## 2.2 Propiedades cualitativas, extensivas e intensivas

### Lo que sabemos

Javier, de 12 años, estaba de vacaciones en Puebla, disfrutando del Jardín Etnobotánico Francisco Peláez. Al estar frente a los jazmines, aspiró profundamente. El aroma que él percibió lo hizo recordar algo... Chiapas, donde se encontraba la casa de sus abuelos y una sonrisa se esbozó en su rostro.

—¿Qué te pone tan contento? —preguntó su papá.

—Acordarme de la casa de los abuelos, porque esta flor huele tan rico, como el patio con fuente que había ahí, ¿te acuerdas? —respondió nostálgico Javier.

—Sí, cómo no. El aroma se filtraba hasta las recámaras. Era delicioso. Pero, ¿sabes por qué te vino ese recuerdo tan intenso?

—Supongo que porque los quise mucho —reflexionó el muchacho.



—Sin duda, pero también porque nuestras emociones, es decir, tristezas, alegrías, afectos... todo lo que te puede evocar un rico olor, como éste, o un sabor delicioso, como el del chocolate que preparaba la abuela, llega a nuestros cerebros por medio de los sentidos. Y ahí se desencadena toda una serie de recuerdos que pueden ser placenteros... o no tanto —explicó el señor (figura 1.19).

—Pues sí —pensó Javier, con sus ojos llenos de agua—, es fuerte el sentimiento. Pero para que sigamos acordándonos de esas tardes de chocolate, ¿qué tal, papá, si vamos al mercado a tomar un rico chocolate?

Y así, capturando imágenes, olores y sabores, padre e hijo caminaron hacia el mercado Melchor Ocampo, donde continuarían agasajando los sentidos.

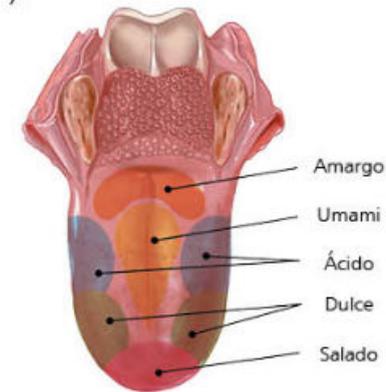
1. Contesta las siguientes preguntas en tu cuaderno y después discutan las respuestas entre todo el grupo:

- ¿Para qué nos sirven los sentidos?
- ¿De qué depende que percibamos una sensación, como el olor de las flores?
- ¿Consideras que características como el olor y el color de los materiales son las más importantes para distinguirlos e identificarlos? ¿Por qué?

Figura 1.19 Ciertos aromas pueden evocar recuerdos especiales.

### ¡NOOZLAMOS JUNTOS!

Los **sentidos** nos ayudan a conocer el mundo que nos rodea. Con nuestra vista podemos observar las diferentes formas que tienen las cosas y sus colores, o también saber cuando algo está lejos o está cerca. Nuestros oídos nos ayudan a distinguir entre los diferentes sonidos y ritmos, incluso a reconocer nota por nota toda la escala musical. Y, ¿qué decir de nuestro sentido del olfato? Somos capaces de reconocer muchos aromas, desde los que nos causan sensaciones placenteras como los perfumes de las flores, hasta aquellos que nos resultan desagradables y nos advierten por ejemplo del peligro de ingerir un alimento en estado de descomposición. Además, si no fuera por el sentido del olfato, nuestro sentido del gusto sólo percibiría los sabores básicos en los alimentos: dulce, amargo, ácido, salado y **umami** (figura 1.20).



### Glosario

**Umami.** Palabra de origen japonés que significa "de sabor gustoso". Se encuentra en diversos alimentos, pero se ha identificado más con las carnes, el jitomate, salsas de soya y consomé de pollo, entre otros.

Figura 1.20 Partes de la lengua donde se perciben los cinco sabores básicos.

Por último, el tacto nos proporciona una forma de distinguir entre las texturas de los objetos: lisa, rugosa, áspera, suave, y entre los diferentes estados de agregación de la materia, como estudiamos en la lección anterior.

Sin embargo, no todos percibimos las cosas de la misma manera. Cuando nos fijamos en el color del mar, un amigo puede decir que es verde mientras que para nosotros es azul (figura 1.21). Una piña puede resultar dulce para una persona y demasiado ácida para otra (figura 1.22). Un aroma que es delicioso para una persona puede pasar inadvertido para otra.



Figura 1.21 Las diferentes tonalidades del mar dependen de la persona que lo observa.



Figura 1.22 Una piña es tan ácida como la persona que la ha probado dice que es. Esto se explica porque todos los seres humanos somos diferentes y percibimos las sensaciones a través de nuestros sentidos de distinta forma.

Glosario

**Subjetivo(a).** (Del latín *subiectivus*). Perteneciente o relativo al sujeto, considerado en oposición al mundo externo.

Hacia el proyecto

Para algunas personas el sabor salado es tan necesario que agregan sal a todos sus alimentos. En abril de 2013, el gobierno del Distrito Federal decretó que se retiraran los saleros de las mesas de los restaurantes para evitar el consumo excesivo, ya que contribuye a aumentar la presión arterial. La hipertensión arterial desencadena condiciones médicas que incluso pueden provocar la muerte.

Glosario

**Fiel.** (Del lat. *fidēlis*). Exacto, conforme a la verdad.  
**Medir.** (Del lat. *metiri*). Comparar una cantidad con su respectiva unidad, con el fin de averiguar cuántas veces la segunda está contenida en la primera.

A todas las características que percibimos del mundo que nos rodea se les llama **propiedades cualitativas**, porque precisamente describen las cualidades de las cosas. Como podrás darte cuenta son completamente **subjetivas**, es decir, dependen del criterio y la percepción de la persona que las esté describiendo.

Acción y reacción

1. Reúnete con cinco compañeros y pónganse de acuerdo para traer rebanadas de piña (que sean de una sola piña, no de varias).
2. Deben haberse lavado las manos previamente para evitar enfermedades. Coloquen las rebanadas de piña sobre un plato o trapo perfectamente limpio para evitar cualquier contaminación. Tome cada quien una rebanada de piña.
3. Prueben su rebanada y después califiquen su grado de dulzura, escribiendo en una tarjeta una calificación numérica, de tal manera que los demás no la vean. La menor calificación será 0 y la mayor 5, esto quiere decir que escribirán 0 si no es nada dulce, 1 si es un poco dulce, 2 si es más dulce, y así sucesivamente. Una calificación de 5 querrá decir que es muy dulce.
4. Hagan lo mismo con la acidez. Una calificación de 0 significará que no es nada ácida, mientras que una calificación de 5 significará que es tan ácida que hacen muecas al probarla. Procuren distinguir sus calificaciones para evitar confusiones.
5. Entreguen las tarjetas con sus calificaciones a un compañero, él se encargará de transcribirlas en una tabla como la siguiente, donde escribirá el nombre de los cinco integrantes del equipo (uno por fila):

| Nombre | Acidez | Dulzura |
|--------|--------|---------|
|        |        |         |
|        |        |         |
|        |        |         |
|        |        |         |

6. Después de conocer los resultados, comenten con su profesor por qué las calificaciones son diferentes. ¿Qué tipo de propiedad son la dulzura y la acidez?
7. Reflexionen y contesten entre todos: ¿pueden nuestros sentidos darnos una medida de las sensaciones que percibimos?

No olviden...

limpiar el lugar en que realizaron sus evaluaciones. Si no van a consumir la piña sobrante, llévensela a su casa para evitar desperdicios.

Aunque podemos distinguir las características de los materiales con nuestros sentidos, el hecho de que esta percepción sea subjetiva nos ha obligado a buscar otras maneras de percibir sin depender de nuestros sentidos, es decir, una percepción **fiel** para cualquier persona. Por ejemplo, imaginemos que para preparar un jarabe nos dicen que utilicemos un poco de azúcar. Pero, ¿cuánto es "un poco"? Para algunos será una cucharada mientras para otros serán dos o tres. Y si además usamos cucharas de diferente tamaño, el problema se complica aún más. ¿Cómo solucionar esto? La respuesta es **midiendo**. Si al preparar el jarabe anterior nos dicen que hay que agregar 20 gramos de azúcar, entonces el sabor dulce de nuestro

jarabe será el correcto y siempre será el mismo, sin importar quién lo haga, ya que la cantidad de azúcar siempre será la misma.

Y, ¿cuáles son las propiedades de los materiales que podemos medir? Si reflexionamos acerca del asunto, todas las propiedades son susceptibles de medirse. El problema es que no siempre sabemos cómo hacerlo, o no existe la tecnología para lograrlo. Por ejemplo, desde la antigüedad las personas han inventado maneras de medir la masa y el volumen, pero hay propiedades que sólo pudieron ser medidas muchos siglos después, cuando se inventaron los instrumentos para eso.

Como recordarás haber estudiado en tu curso de *Ciencias II*, bloque 3, las propiedades que pueden medirse se denominan **cuantitativas** y se clasifican en extensivas e intensivas.

Las **propiedades extensivas** se llaman así porque su valor depende de la extensión de la materia, es decir, de cuánta materia hay.

La **masa** es la cantidad de materia que tiene un cuerpo y el **volumen** es el espacio que éste ocupa.

A mayor cantidad de materia, mayor masa tendrá el material y mayor volumen ocupará. Es por esto que la masa y el volumen son propiedades extensivas.

En cambio, las **propiedades intensivas** tienen valores que no dependen de la cantidad de materia presente. Entre las propiedades intensivas de los materiales están: la densidad, la viscosidad, la temperatura de fusión, la temperatura de ebullición y la solubilidad.

La **densidad** de una sustancia es la razón que existe entre su masa y su volumen.

La densidad ( $\rho$ ) puede calcularse dividiendo la masa ( $m$ ) del material entre el volumen ( $v$ ) que ocupa. Esto puede expresarse matemáticamente de la siguiente manera:

$$\rho = \frac{m}{v}$$

Por ejemplo, imaginemos que tenemos un objeto cuya masa es de 35 g y su volumen es de 7 cm<sup>3</sup>, entonces la densidad del objeto se calcularía como:

$$\frac{35 \text{ g}}{7 \text{ cm}^3} = 5 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

En casi todos los casos, la medición de masas es tan simple como utilizar una balanza para ello. Sin embargo, la medición de volúmenes no siempre puede realizarse directamente. En el caso de los líquidos podemos usar recipientes graduados, como pipetas, buretas (figura 1.23), probetas, matraces volumétricos y picnómetros (figura 1.24), diseñados para medir el volumen de líquidos.

El agua en estado líquido a 4 °C ocupa un volumen exacto de 1000 cm<sup>3</sup>, por lo que sirve como referencia para **calibrar** estos instrumentos de medición.

Para medir el volumen de sólidos podemos utilizar fórmulas geométricas cuando se trate de cuerpos geométricos regulares. También es posible medir la diferencia de volúmenes por desplazamiento del líquido contenido en un recipiente graduado. Ésta es una manera indirecta de medición.

De igual manera se puede medir el volumen

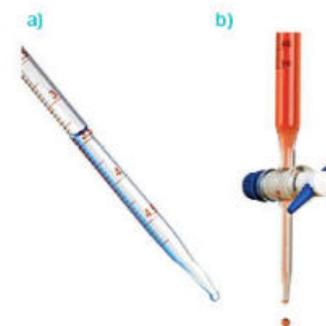


Figura 1.23 Material de laboratorio para medición de volúmenes: a) pipeta y b) bureta.



Figura 1.24 Recipiente con un volumen fijo (25 ml). Después de llenar el picnómetro por completo, se mide su masa, lo que hace posible el cálculo de la densidad del líquido.



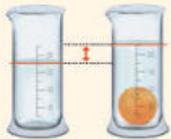
Glosario

**Calibrar.** Ajustar, con la mayor exactitud posible, las indicaciones de un instrumento de medida con los valores de la magnitud que ha de medir.

de un gas que ha desplazado a un líquido contenido dentro de una probeta o matraz volumétrico. En el cuadro 1.1 puedes ver la medición de la densidad de diferentes materiales dependiendo de su estado de agregación.

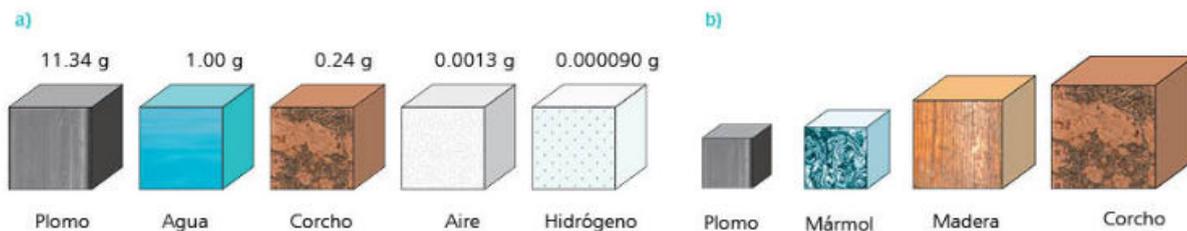
No importa si se mide la densidad del agua contenida en un vaso, en una jarra, o en un tanque de almacenamiento, será la misma en todos los casos. Esto se debe a que la densidad es una propiedad intensiva, como ya lo habíamos mencionado.

Cuadro 1.1 Formas de medir la densidad de diferentes clases de cuerpos

| Tipo de medición | Objeto utilizado | Sólido   | Líquido   | Gaseoso   |
|------------------|------------------|--|---|---|
| Masa             | Balanza          | Se obtiene la masa por medición directa<br>   | Se considera la masa del recipiente contenedor<br>  | Se considera la diferencia de masa entre el recipiente con gas y sin éste (al vacío)<br>                     |
| Volumen          | Probeta          | Se llena una probeta con un volumen conocido de agua y se sumerge el sólido. Se determina la diferencia entre niveles para obtener el volumen del sólido<br> | Se utiliza una probeta o cualquier otro recipiente volumétrico para determinar el volumen del líquido<br> | Se mide el volumen del líquido desplazado por el gas, empleando una probeta llena de agua hasta el tope<br> |

En todos los casos se emplea la fórmula para calcular la densidad una vez obtenidos los datos:  $\rho = \frac{m}{v}$

Figura 1.25 En la imagen se muestra cómo a) volúmenes iguales de diferentes sustancias tienen distintas masas y cómo b) masas iguales de diferentes sustancias tienen distintos volúmenes. Esto se debe a sus densidades.



Cuando comparamos la densidad de varios materiales, algunas veces utilizamos los adjetivos "ligero" o "pesado" sin detenernos a pensar que estos adjetivos lo que comparan es la masa de los materiales. Para que resulte más evidente, observa las siguientes imágenes (figura 1.25). En la primera parte se ilustran bloques de diferentes materiales del mismo volumen, pero de diferente masa (ya que al ser distintos materiales tienen diferente densidad).

En cambio, en la segunda parte de la imagen se ilustran bloques de diferentes materiales que tienen la misma masa, por lo que el volumen entre ellos será distinto. Obviamente aquel que posea la menor densidad, tendrá el mayor volumen.

La **viscosidad** de un líquido es su resistencia a fluir. Esta propiedad se nota únicamente cuando el líquido está en movimiento. De seguro habrás notado cómo fluyen de manera diferente el agua, el aceite para cocinar y la miel (figura 1.26). En la actualidad la viscosidad se mide con instrumentos llamados viscosímetros, de los que existen varios tipos (figura 1.27).



Figura 1.26 La miel es un líquido más viscoso que el agua.



Figura 1.27 Viscosímetro de Ostwald.

La **temperatura de fusión** de un material es aquella a la que el material en estado sólido se transforma en líquido. Por ejemplo, si calentamos hielo hasta llegar a su temperatura de fusión, éste dejará de ser sólido para volverse líquido. Si la temperatura desciende, el agua se enfría y se vuelve sólida de nuevo. Si por el contrario, la temperatura continúa aumentando, entonces el agua líquida llegará a su **temperatura de ebullición**, misma a la cual el líquido se transforma en vapor. Es importante mencionar que no todos los materiales se comportan así, en algunos casos, sustancias como la cera, que tiene un punto de ebullición menor que el del agua, se quema antes de transformarse en vapor.

Como siempre, el agua es la sustancia de referencia. La temperatura de fusión del agua es 0 °C y su temperatura de ebullición 100 °C, ambas temperaturas al nivel del mar donde la presión es de 1 atm.

En tu curso de *Ciencias II*, bloque 3, estudiaste cómo se expresan la presión y la temperatura, así como los cambios de estado de agregación de la materia; ahora podrás relacionar tu aprendizaje actual con la lección anterior, en la cual aprendiste que los estados de agregación de las sustancias dependen de la temperatura y la presión a la que están sometidas.

Se puede elaborar una gráfica con los datos de temperatura y presión a los que una sustancia cambia de estado. A estas gráficas se les llama **diagramas de fase**. Si observas el diagrama de fases del agua en la figura 1.28 de la página siguiente notarás que las temperaturas de fusión y ebullición dependen de la presión a la que esté expuesto el material. Por ejemplo, si la presión es menor a 1 atm, la temperatura de ebullición será menor también. En la Ciudad de México, el agua hierve a 94 °C, ya que la presión atmosférica es de 0.77 atm.



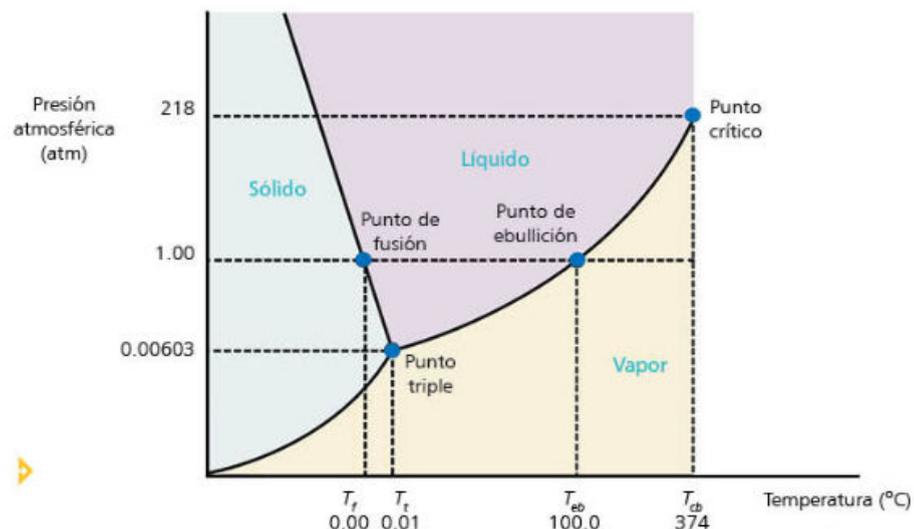


Figura 1.28 Diagrama de fases del agua. Las escalas de presión y temperatura son logarítmicas.

La **solubilidad** es la razón que existe entre la cantidad máxima de un sólido que se disuelve en una cantidad fija de un líquido a una temperatura determinada. La mayoría de las veces, el líquido que se utiliza es agua y la temperatura a la que se determina la solubilidad es de 25 °C. Dependiendo de los materiales que formen la disolución, la solubilidad puede aumentar o disminuir de acuerdo con la temperatura.

**Tic y más...**

Complementa tus conocimientos sobre solubilidad en: <https://www.ecured.cu/Solubilidad> (Consulta: 23 de enero de 2017).

**Acción y reacción**

- Con base en el diagrama de fases del agua de la figura 1.28 contesta, con la ayuda de tu profesor:
  - ¿Qué significan las líneas que dividen al sólido del líquido, a éste del vapor y a este último del sólido?
  - ¿Cuál es la interpretación del punto triple?

**Por seguridad**

Usa tu bata y lentes de protección. Ten cuidado con el agua caliente porque un mal manejo de ella puede provocar quemaduras de seriedad.

**Propósito**

Observar el cambio en la solubilidad de una sustancia debido al cambio en la temperatura.

**Experimenten**

**Materiales**

- 3 vasos desechables de plástico transparente
- 3 cucharas pequeñas iguales

**Sustancias**

- Azúcar
- Agua caliente, pero que no esté hirviendo
- Agua muy fría
- Agua a temperatura ambiente

**Procedimiento**

- Hagan equipo de dos compañeros. Numeren los vasos de 1 a 3. El vaso 1 será para el agua fría. El vaso 2 será para el agua a temperatura ambiente y el vaso 3 para el agua caliente.
- En cada uno de los vasos viertan el agua que corresponde, pero tengan cuidado de agregar la misma cantidad de agua en todos.
- Añadan una cucharada pequeña de azúcar en cada uno de los vasos y revuelvan perfectamente. Si se disolvió por completo el azúcar, repitan la operación, de lo contrario ya no agreguen más.

**Analicen sus resultados**

- Contesten las siguientes preguntas en equipo:
  - ¿Cuántas cucharaditas de azúcar se disolvieron en cada caso?
  - ¿Qué ocurre con el azúcar que no se disolvió?
  - ¿Qué sucederá con el azúcar disuelta si el agua caliente se enfría?
  - ¿Qué sucederá con el azúcar depositado en el fondo del vaso con agua fría si lo calientas?
  - ¿Cómo cambia la solubilidad del azúcar en el agua respecto de la temperatura?
- Discutan sus observaciones con ayuda del profesor de manera grupal.

**No olviden...**

que cuando terminen el experimento desechen los residuos. Dejen que se enfríe el agua y rieguen con ella las plantas de su escuela. Los vasos y las cucharas deben ir al contenedor de materiales reciclables.

**Apliquemos lo aprendido**

En esta lección aprendiste que podemos describir los materiales que nos rodean de acuerdo con sus propiedades.

Todas las propiedades que podemos percibir son cualitativas y las que además pueden medirse se denominan cuantitativas (figura 1.29). También tomaste nota de que la masa y el volumen son propiedades extensivas, mientras que otras como la densidad, la viscosidad, la solubilidad y las temperaturas de fusión y ebullición son propiedades intensivas.

- Con la siguiente actividad reafirmarás lo aprendido en esta lección.
  - Formen equipos de cuatro personas e investiguen en la biblioteca o en internet cualquiera de las propiedades que hemos visto en la lección. Traten de que cada equipo trabaje con una propiedad diferente.
  - Elaboren una presentación en la que expongan el tema de su investigación a todos sus compañeros, ésta no deberá durar más de cinco minutos. Al final de cada exposición, pidan a su profesor que les haga dos preguntas acerca del tema para evaluarlos.



Figura 1.29 En los laboratorios de análisis químico se realizan experimentos para la medición de propiedades de los materiales, a lo que se le denomina caracterización.

## 2.3 Medición de las propiedades de la materia

### Lo que sabemos



Figura 1.30 ¿Qué otros instrumentos de medición conoces además de la báscula?

—Pues sí —declaró el doctor Romero después de pesar a Luisa—, esta señorita está en su peso correcto.

Luisa, de 14 años, bajó de la báscula y sonrió a su mamá, mientras se ponía los zapatos.

—Entonces, ¿ya llegué al peso que debo tener, doctor? —preguntó la chica.

—Sí, para tu estatura y edad, estás estupenda. Pero hay que cuidarse comiendo lo apropiado, ¡ah!, y nada de dietas raras.

—¿Y qué más nos recomienda, doctor? —preguntó la madre de Luisa.

—Pesar a Luisa constantemente. Su índice de masa corporal, a su edad, es ideal: 0.7 (figura 1.30).

1. Contesta, en tu cuaderno, estas preguntas:

- ¿Qué significa medir?
- ¿Por qué es importante que todos utilicemos las mismas unidades de medición?
- ¿Qué propiedades de los materiales se pueden medir?

2. Comenta tus respuestas con tu profesor y compañeros de grupo.

### Conozcamos juntos

Luisa, como tú y como todos, tiene su propio peso, estatura y masa. Para controlar que su peso no se exceda, requiere de control, y éste sólo se puede llevar a cabo por medio de instrumentos que hacen posible un cálculo preciso.

En la lección anterior aprendiste que todos los materiales pueden ser caracterizados por sus propiedades, y a partir de ellas, existen valores determinados para cada uno, que pueden ser identificados. Ahora la pregunta es ¿cómo se obtienen las medidas de las propiedades de los materiales? Recuerda que nosotros también estamos hechos de materia y, por lo tanto, todo lo que compone nuestros cuerpos, y nuestros cuerpos mismos, tienen propiedades que pueden ser medidas.

Cuando queremos saber cuál es la longitud de un pedazo de cordón, lo comparamos con una longitud conocida, que puede ser la de una regla. Si queremos saber cuál es la masa de una piedra, la comparamos en una balanza con una pesa que ha sido medida con anterioridad. Esta comparación que hacemos entre la magnitud de una propiedad conocida, a la que llamamos **patrón**, y otra magnitud de la misma propiedad, pero desconocida, se conoce como **medición**.

Las primeras mediciones hechas por las personas datan de tiempos antiguos y se llevaron a cabo con patrones que se tenían a la mano. En realidad, tan al alcance, que la mano misma fue el primer patrón de medición (figura 1.31).

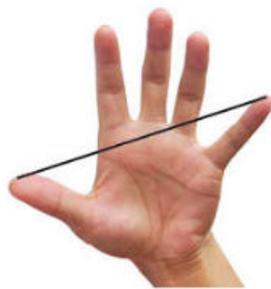


Figura 1.31 La cuarta ha sido una medida usada para dar una idea aproximada de la longitud de un objeto.

### Glosario

**Patrón.** Representación física de una unidad de medición que se usa como referencia. Es un valor definido y conocido que debe ser reproducible (repetible), invariable y accesible.

En la antigua Grecia, la longitud se medía comparándola con el ancho de los dedos; cuatro dedos juntos constituían la unidad que se conocía como cuarta. Otra medida era el codo, medido desde la punta del dedo mayor hasta el codo, y otras más se efectuaban con un pie, un paso, un paso doble, y así hasta llegar a la longitud de un estadio, que eran 240 pasos.

Así como había medidas para la longitud, también las había para la superficie o área, para el volumen y, por supuesto, para la masa. Medir era una necesidad: la longitud de las cuerdas, la superficie de un sembradío, el volumen de la cerveza (ya que los antiguos egipcios acostumbraban beberla), y la masa de los granos dentro de un saco o la piel de un becerro, dado que una de las principales actividades de los pueblos en la antigüedad fue el comercio y la administración de las riquezas.

En los antecedentes de tu curso de *Historia*, bloque 1, estudiaron que conforme los pueblos en la antigüedad comenzaron a comunicarse y a comerciar, hicieron falta unidades de medición conocidas por todos. En este sentido, cada región tenía sus propios métodos y unidades de medición, lo que probablemente condujo a muchas discrepancias entre los comerciantes que terminaron en conflictos.

Uno de los primeros esfuerzos que se hicieron por unificar los sistemas de medición se estableció en el imperio romano. Los romanos heredaron las unidades griegas de medición (figura 1.32) y utilizaban el dedo (*digitus*), el palmo (*palmus*), el pie (*pes*), el paso (*passus*) equivalente a 5 pies, el doble paso (*pertica*) y la milla (*mille passus*), que era equivalente a 5000 pies, entre otras. Su unidad de masa era la libra, equivalente a 16 onzas (*uncias*), y cada onza se dividía en 24 *scrupulus* (en latín significa "piedrecilla").



Figura 1.32 Las unidades de medición griegas, heredadas de los egipcios, permitieron el desarrollo de la geometría y la construcción de grandes templos como el Partenón, en Atenas, Grecia, cuyas dimensiones aproximadas son 69.5 m de largo por 30.9 m de ancho y sus columnas tienen 10.4 metros de altura.

Con el paso del tiempo y la formación de nuevos imperios y reinos, por ejemplo, el Sacro Imperio Romano Germánico (dirigido por Carlomagno) se establecieron nuevas unidades de medición. El pie (equivalente a 30.48 cm) y la pulgada (equivalente a 2.54 cm) eran precisamente las medidas del pie y el ancho del pulgar de Carlomagno (figura 1.33).

No fue sino hasta el siglo XVIII, que se consideró unificar los sistemas de medición en Francia, dándosele la tarea a un reconocido científico: Antoine-Laurent de Lavoisier. Fue en esa época que se reconoció la importancia y necesidad de medir las propiedades de los materiales y, sobre todo, de tener las mismas unidades de medición.

Con el tiempo, estos esfuerzos conducirían a la creación de la Oficina Internacional de Pesas y Medidas (BIPM, por sus siglas en francés) que se encuentra en París, Francia, y que es actualmente la encargada de establecer los patrones de medición para las unidades básicas y derivadas que se utilizan en los países miembros de la



Figura 1.33 Retrato del emperador Carlomagno.



Conexiones

misma. Así, en el año 1960, se estableció el **Sistema Internacional de Unidades (SI)** con las unidades físicas básicas de medición (cuadro 1.2).

Cuadro 1.2 Unidades básicas del Sistema Internacional de Unidades

| Magnitud física                   | Unidad             |
|-----------------------------------|--------------------|
| Longitud                          | metro (m)          |
| Masa                              | kilogramo (kg)     |
| Tiempo                            | segundo (s)        |
| Temperatura                       | Kelvin (K)         |
| Intensidad de corriente eléctrica | <b>amperio (A)</b> |
| Cantidad de sustancia             | <b>mol (mol)</b>   |

## Glosario

**Amperio.** Cantidad de corriente eléctrica que pasa por un conductor en una unidad de tiempo.

**Mol.** Medida de la cantidad de materia, que corresponde a un número determinado de unidades elementales (átomos, moléculas o iones). Lo estudiarás con detalle en los bloques 2 y 3.

En México, el instituto encargado de resguardar los patrones de medición es el **Centro Nacional de Metrología (CENAM)**, que se encuentra en Querétaro.



## ¡Un ojo al dato!

Para medir la masa se inventaron dispositivos o aparatos que funcionaban de la siguiente manera: para comparar la masa de un material con la de otro tomado como patrón, se colocaban éstos en los platos de los extremos opuestos de un solo brazo, que al mantener ambos materiales colgados a la misma altura, indicaba la equivalencia de masas. Este aparato es conocido como *balanza* (figura 1.34), del latín *bilanx*, que significa "dos platos".

Figura 1.34 Balanza de platos, cuando ambos platos están equilibrados entre sí, significa que las masas son iguales.

## Acción y reacción

## Glosario

**Sensibilidad.** Grado o medida de la eficacia de ciertos aparatos de medición. Mínima división en la escala de medición de un instrumento.

1. Reúnete con tres compañeros y traigan una bolsa de frijoles, arroz, garbanzos, lentejas o cualquier otra semilla.
2. Consigan una balanza granataria o una báscula de cocina que tenga una **sensibilidad** de 5 g o menos (esto quiere decir que ése es el peso mínimo que puede medir). Consigan también 5 bolsitas de plástico iguales y una cuchara.
3. Numeren las bolsitas de 1 a 5 y llénelas con las semillas que trajeron, echando en cada bolsa 15 cucharadas de semillas.
4. Utilizando únicamente las manos y su apreciación personal ordenen las bolsitas, de la que tiene menos masa a la que tiene más. Registren los datos en su cuaderno, en forma de una tabla.

5. Ahora obtengan la masa de cada bolsita en la balanza y registren su valor. Si no saben cómo se utiliza la balanza pregúntenle a su profesor o a alguna persona que sepa hacerlo.
6. Registren los resultados en su cuaderno en una tabla como la siguiente.

| Número de bolsa | Masa de la bolsa (g) |
|-----------------|----------------------|
| 1               |                      |
| 2               |                      |
| 3               |                      |
| 4               |                      |
| 5               |                      |

7. Comparen las masas obtenidas con la balanza y ordénelas de menor a mayor. Comenten con el profesor por qué la comparación de masas reales no concuerda algunas veces con la comparación que hicieron en el paso 4.
8. Reflexionen de manera grupal y con ayuda del profesor contesten:
  - a) Si las bolsas contienen igual número de cucharadas de semillas, ¿por qué no todas tienen la misma masa?
  - b) ¿Pueden nuestros sentidos darnos una medida exacta de las propiedades de los materiales?
  - c) ¿Sería correcto medir la temperatura de un material con el tacto?
  - d) ¿Cuál es la importancia de los instrumentos de medición?
  - e) ¿Por qué es conveniente describir un material utilizando la magnitud de sus propiedades?

Quizá ya hayas notado que los instrumentos de medición nos dan la posibilidad de que todos tengamos la misma percepción de las cosas. Si lo que queremos es describir la masa de una bolsa con azúcar, utilizaremos una báscula o balanza para medirla. Si queremos saber cuánta leche produjo nuestra vaca, emplearemos un recipiente de capacidad graduada para medir ese volumen. Si deseamos saber a qué temperatura se calienta la leche para pasteurizarla, nos auxiliaremos de un termómetro.

Pero los instrumentos de medición no sólo nos permiten tener una reproducción fiel de la realidad, sino también aumentar el límite de nuestros sentidos. ¿Crees que sea posible diferenciar entre la masa de una semilla de maíz y una de frijol sólo utilizando los sentidos?, o ¿sería posible diferenciar entre media tonelada (500 kg) de maíz y 550 kg del mismo grano, usando únicamente nuestra vista y apreciación? Sin ayuda del equipo adecuado esto no sería posible (figura 1.35).

En definitiva, medir es importante en muchas situaciones: ¿cómo hacer una receta de cocina si no se miden las cantidades de los ingredientes?, ¿cómo saber si la cantidad de un medicamento es la adecuada para una persona?, ¿cómo nos mandaríamos a hacer una camisa que nos quede perfectamente bien, si no está hecha precisamente "a la medida"?

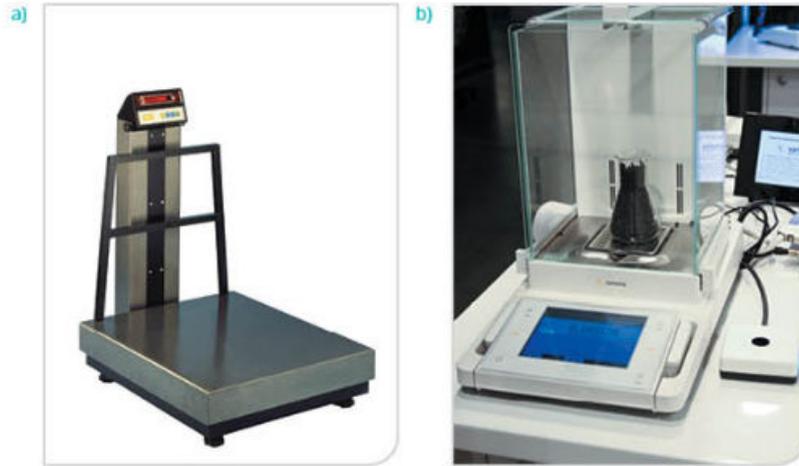


Figura 1.35 a) La báscula Industrial se utiliza para medir grandes masas. b) La balanza analítica mide masas tan pequeñas como un miligramo.

### Apliquemos lo aprendido

En esta lección aprendiste que es importante medir las magnitudes que describen las propiedades de los materiales y que los instrumentos de medición nos permiten tener fidelidad en nuestras percepciones además de aumentar el límite de nuestros sentidos.

#### 1. Para reafirmar lo que han aprendido en esta lección, hagan lo siguiente:

- Formen equipos de cuatro personas e investiguen en la biblioteca o en internet cómo funciona un instrumento de medición. Procuren que cada equipo seleccione uno diferente entre: la balanza granataria, el flexómetro, el termómetro, el matraz volumétrico, la bureta, la pipeta, la probeta y el barómetro o algún otro que les llame la atención.
- Elaboren una presentación para todos sus compañeros en la que desarrollen el tema de su investigación. La presentación no deberá durar más de 5 minutos. Al final de cada exposición el profesor les hará cuatro preguntas acerca del tema para corroborar que lo han comprendido.

Las preguntas del profesor pueden ser como las siguientes:

- ¿Qué tipo de propiedad mide el instrumento?
- ¿Cómo se define la unidad de medición que mide el instrumento?
- ¿Cuál es la sensibilidad del instrumento?
- ¿De qué otras formas se puede medir la propiedad que mide el instrumento?

## Experimentación con mezclas

### 3.1 Homogéneas y heterogéneas

#### Lo que sabemos

Nadia y su hermana gemela, Brenda, acudieron a la graduación de su prima Doris. La fiesta estaba animada y había un DJ produciendo diferentes ruidos en la consola (figura 1.36). Todos los chicos bailaban sin parar y nadie parecía tener deseos de conversar, salvo las mellizas y la recién graduada.

Cuando las chicas se fueron a un rincón a hablar de sus planes, se dieron cuenta de que era complicado darse a entender en medio de tanto ruido, así que acudieron al DJ y le hicieron un señá con la mano: que le bajara el volumen a la música. El joven artista respondió a las muchachas:

—No puedo bajarle, lo más que puedo hacer por ustedes es cambiarles la mezcla.

—¿Cambiar la mezcla? —replicó Brenda—, si lo que queremos es un poco menos de ruido.

Al ver que las muchachas parecían molestarse, el músico bajó de su consola.

—Si quieren, y para que no se enojen, les puedo ofrecer otra clase de mezclas —ofreció el DJ—, pero éstas son de jugo de naranja con agua mineral.

—Oye, es cierto —observó Nadia—, la verdad es que no me había dado cuenta de que la música, los alimentos y las bebidas son mezclas.



Figura 1.36 El término "mezcla" en la música se refiere a elaborar una pieza musical continua con fragmentos de piezas diferentes.

#### 1. Contesta las siguientes preguntas en tu cuaderno:

- ¿Qué significa para ti el término mezcla?
- ¿Qué ejemplos de mezclas conoces?
- ¿De qué está hecha una mezcla?
- ¿Todas las mezclas son iguales? ¿Por qué?

#### 2. Discute con tres compañeros tus respuestas y, en equipo, elaboren una respuesta por cada pregunta.

#### Conozcámonos juntos

Prácticamente todos los materiales que nos rodean son combinaciones de otros más simples. Por ejemplo, el agua que bebemos contiene sales minerales necesarias para hacerla potable. Sin embargo, estas sales están presentes en cantidades pequeñas, tanto, que no resultan perceptibles para nuestro sentido del gusto.





**Figura 1.37** El ponche de frutas navideño es una mezcla. A su vez, sus componentes, como las mismas frutas, son el resultado de mezclas.

La leche es también un conjunto de varios componentes: agua, grasas, azúcares, vitaminas, proteínas y minerales. Y qué decir de los cereales comerciales que no sólo tienen maíz o trigo tostados, sino también azúcares, vitaminas y hierro. Como podrás darte cuenta, casi todo lo que nos rodea está formado por combinaciones de diferentes materiales que reciben el nombre de **mezclas**.

En algunas ocasiones, los componentes de las mezclas son evidentes. Cuando tenemos en nuestras manos un rico ponche (figura 1.37), es posible distinguir a simple vista sus ingredientes, y aunque están mezclados, cada uno sigue teniendo su aroma y sabor propios. En pocas palabras, conservan sus propiedades.

Además, si nos fijamos bien, podremos notar que también cada uno de estos componentes puede definirse, a su vez, como una mezcla: el tejocote está formado, a simple vista, por la pulpa que rodea a las semillas y, a su vez, la pulpa está rodeada por una delgada cáscara. Podemos afirmar también que la guayaba, la manzana, la ciruela y en sí todas las demás frutas, son mezclas.

Las mezclas en las que es posible identificar sus componentes (también denominados fases), son conocidas como **mezclas heterogéneas**, pues están formadas por dos o más fases (figuras 1.38 y 1.39).



**Figura 1.38** Un vaso de agua con hielos es una mezcla heterogénea temporal, ya que cuando los hielos se derriten la mezcla deja de existir y acaba siendo sólo agua líquida.



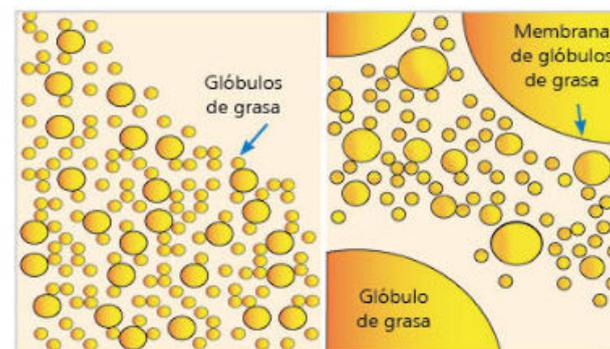
**Figura 1.39** En los vinos, licores y cervezas, la cantidad de alcohol etílico que contienen se expresa como porcentaje en volumen (% v/v) o como grados Gay-Lussac ("G.L."). Un grado G.L. equivale a 1% de alcohol etílico (v/v).

Las fases de una mezcla heterogénea no necesariamente tienen que estar en el mismo estado de agregación: existen mezclas heterogéneas de sólidos con líquidos (como en el jugo de naranja con pulpa); de líquidos con gases (como en el agua mineral gasificada) y de sólidos con gases, como las nubes. Cualquier combinación es posible.

Son mezclas heterogéneas también la arena de la playa, la madera, el granito y el mármol, por citar sólo algunos ejemplos. Un tipo particular de mezclas heterogéneas son las suspensiones (algunos antiácidos, por ejemplo), pues como veremos más adelante, el tamaño de partícula de uno de sus componentes (la parte que se disuelve) es grande, tanto, que se va al fondo. Entonces se dice que se asienta. Cuando se usa una mezcla así, es necesario agitarla para que las partículas se dispersen temporalmente.

En algunos casos, la presencia de los componentes no es evidente; observa que en los jugos de frutas no puede distinguirse a simple vista de qué están hechos; pero si usas algún instrumento óptico que aumente el alcance de tu visión (por

ejemplo, un microscopio), observarás dichos componentes. En la leche puedes ver que se trata de esferas de grasa dispersas en el seno del líquido (figura 1.40).



**Figura 1.40** Esquema de glóbulos de grasa en la leche, se trata de una dispersión coloidal. En particular, ésta se denomina "emulsión".

También la sangre es una mezcla, como recordarás de tu curso de *Ciencias I*. En ella es posible identificar minúsculas células, como los eritrocitos (figura 1.41). Los ejemplos anteriores describen un tipo de mezclas denominadas dispersiones coloidales o coloides, y constan de, por lo menos, dos componentes: el que está en mayor proporción, es identificado como fase continua (o dispersora), mientras que el que se encuentra en menor proporción, es conocido como fase dispersa.



**Figura 1.41** Microfotografía de eritrocitos en la sangre. El cuerpo humano también cuenta con mezclas que hacen posible su funcionamiento.

En las **mezclas homogéneas (disoluciones)** el tamaño de las partículas que las componen es tan pequeño que ya no pueden verse ni siquiera con microscopio. Su apariencia es completamente uniforme en cualquier punto y, además, sus propiedades también lo son. Esto quiere decir que si tomas una pequeña porción o muestra de ellas, y mides sus propiedades intensivas (como la densidad, por ejemplo), serán las mismas para cualquier otra muestra de la misma mezcla, sin importar su tamaño. Por su apariencia a simple vista, los coloides parecen mezclas homogéneas pero, como ya hemos mencionado, se diferencian de las disoluciones, precisamente por el tamaño de las partículas que las componen, entre otras propiedades.

De acuerdo con lo anterior, podemos decir que como consecuencia de su uniformidad, en las disoluciones distinguiremos a simple vista una sola fase.

Cuando mezclamos sal de mesa con agua, observamos cómo la sal "desaparece" y sólo queda el agua. Sin embargo, en realidad la sal no desaparece, sino que se disuelve, y podemos verificarlo porque al probar la disolución resultante tiene un sabor salado. Recuerda que: en las mezclas, los componentes no pierden sus propiedades, por eso aunque la sal está completamente mezclada con el agua, seguimos percibiendo su sabor.

#### Tic y más...

Conoce de un modo práctico cómo distinguir las mezclas homogéneas de las heterogéneas, visita el siguiente sitio:

<<http://es.slideshare.net/tango67/sustancias-puras-mezclas-y-mtodos-de-separacin>> (Consulta: 23 de enero de 2017).



¿Has observado el café en polvo que mucha gente acostumbra beber por la mañana? Pues bien, se trata de una sustancia soluble, así se le llama a un material cuando puede mezclarse completamente con otro. Todas las disoluciones constan de por lo menos dos componentes: uno que es el que se disuelve, al que llamaremos **soluto**, y el otro que disuelve al primero y al que denominaremos **disolvente**. Como regla general, el soluto siempre estará en menor cantidad que el **disolvente**. El café, que se toma en una porción pequeña con una cuchara, se disuelve en leche o agua (figura 1.42).



Figura 1.42 Incluso en una bebida cotidiana como el café puedes encontrar ejemplos de cómo se mezclan el soluto en un disolvente.

En el cuadro 1.3 te mostramos algunos ejemplos de disoluciones que existen, de acuerdo con el estado físico de sus componentes.

Cuadro 1.3 Ejemplos de disoluciones

| Disolvente \ Solute | Sólido                | Líquido     | Gas                         |
|---------------------|-----------------------|-------------|-----------------------------|
| Sólido              | acero, aleaciones     | amalgama    | dióxido de carbono en hielo |
| Líquido             | agua de mar           | vinagre     | agua mineral                |
| Gas                 | desodorante ambiental | aire húmedo | aire                        |

### Acción y reacción

- Para que compruebes qué tanto has comprendido sobre el tema de las mezclas, responde las siguientes preguntas en tu cuaderno:
  - Piensa en un vaso con agua para beber, ¿es una mezcla?, y si lo es, ¿qué tipo de mezcla es?
  - Imagina ahora un vaso de **agua destilada** (sin sales disueltas) con hielos, ¿es una mezcla?, ¿qué tipo de mezcla es y cuántas fases tiene?, ¿cuántos componentes tiene la mezcla?
- De forma grupal y con ayuda del profesor, contesten lo siguiente: supón que tienes dos vasos, en uno de ellos hay agua con azúcar y en el otro agua con sal. Ambos se ven exactamente igual. ¿Qué harías para distinguirlos? ¿Qué tipo de mezclas se encuentran en ambos casos y cuántas fases tienen? ¿La sal o el azúcar cambiaron alguna de sus propiedades al ser disueltas?

Como acabas de aprender, las mezclas homogéneas o disoluciones tienen por lo menos un soluto y un disolvente. Pero, ¿cómo diferenciar entre dos mezclas que tienen los mismos componentes, pero en diferente cantidad? Para esto nos servirá un término: **concentración**.

Esta palabra describe la razón que guardan las cantidades de soluto y disolvente entre sí. Tales cantidades pueden ser medidas en masa o en volumen, y pueden

expresarse en unidades de soluto por cada cien unidades de mezcla, expresión a la que se denomina **porcentaje**. Es posible calcular la concentración de soluto en una disolución mediante la siguiente ecuación:

$$\text{concentración en porcentaje del soluto} = \frac{\text{cantidad de soluto}}{\text{cantidad de disolución}} \times \frac{100}{100}$$

En la ecuación anterior, si la cantidad de soluto y disolución se expresa en gramos, se tiene una relación masa/masa; si se expresa uno en gramos y el otro en mililitros, la relación es masa/volumen y si ambos se expresan en mililitros, la relación es volumen/volumen.

Ejemplifiquemos lo anterior: si tenemos 5 g de sal de mesa y los disolvemos en 100 ml de agua, y queremos expresar su relación como masa/masa, tenemos que calcular la masa de agua que ocupa dicho volumen. Si la densidad del agua es de 1 g/ml, esto significa que 1 ml de agua tiene una masa de 1 g, por lo tanto, 100 ml de agua tienen una masa de 100 g. Para calcular la masa de la disolución se suma la masa de la sal con la del agua:

$$100 \text{ g de agua} + 5 \text{ g de sal} = 105 \text{ g de disolución}$$

Al aplicar la ecuación anterior, el porcentaje en masa de la sal en la disolución (o la concentración del soluto) es:

$$\begin{aligned} \text{porcentaje del soluto en la disolución} &= \frac{\text{cantidad de soluto}}{\text{cantidad de disolución}} \times \frac{100}{100} \\ &= \frac{5 \text{ g de sal}}{105 \text{ g de disolución}} \times \frac{100}{100} = \frac{4.76 \text{ g de sal}}{100 \text{ g de disolución}} = 4.76\% \text{ (m/m)} \end{aligned}$$

Imaginemos ahora que hacemos una mezcla de 25 ml de alcohol etílico con 125 ml de agua. ¿Cuál será la concentración de alcohol en la mezcla expresada como porcentaje en volumen?

Como en los casos anteriores, sólo tenemos que calcular la relación soluto/disolvente. Si retomamos la ecuación anterior, tenemos que:

$$\text{porcentaje del soluto en la disolución} = \frac{\text{cantidad de soluto}}{\text{cantidad de disolución}} \times \frac{100}{100}$$

Sustituimos, a continuación:

$$\frac{25 \text{ ml de alcohol etílico}}{125 \text{ ml de agua} + 25 \text{ ml de alcohol etílico}} \times \frac{100}{100} = 16.67\% \text{ (v/v)}$$

Así, la concentración del alcohol etílico en la disolución es de 16.67 % (v/v). Por cada 100 ml totales de disolución hay 16.67 ml de alcohol, y el resto, 83.33 ml, son agua.

### Acción y reacción

- Para que practiques el cálculo de la concentración de las disoluciones, resuelve los siguientes problemas con ayuda de tu profesor:
  - ¿Cuál es la concentración porcentual (m/m) de una disolución elaborada mezclando 1 g de yoduro de plata en 1 m<sup>3</sup> de agua?
  - Si a una muestra de 50 litros de agua de mar con una concentración de 3.5% (m/m) de sales, se le evapora el agua, ¿qué cantidad en gramos de solutos se obtienen?
- Pídele a tu profesor que evalúe tu comprensión del tema, resolviendo algún problema de cálculo de concentración que él te proponga.

### Tic y más...

Aprende, en síntesis, qué es una mezcla y cuáles son sus características, disponible en: <http://www.educ.ar/sitios/educar/recursos/ver?id=124625> (Consulta: 23 de enero de 2017).

### Glosario

**Agua destilada.** Agua sin sales en la que no ha sido disuelta sustancia alguna, porque ha sido purificada mediante destilación. No es potable.

**Hacia el proyecto**

El agua de mar es una disolución formada por agua, que es el disolvente, y solutos disueltos, entre los que se encuentran principalmente: cloruros, fluoruros, yoduros, bromuros, sulfatos y bicarbonatos de metales, como el sodio, el potasio, el magnesio, el calcio y el estroncio, entre otros. La cantidad en que se hallan estos solutos presentes varía con la localización geográfica y la profundidad a la que se haya tomado la muestra de agua. Los mares más salados están en el Medio Oriente y los menos salados cerca del Círculo Polar Ártico. Considera esta información para, en una fase posterior, reflexionar sobre la importancia de recuperar el agua para que ésta sea apta para consumo humano.

Como hemos visto, para diferenciar entre disoluciones con los mismos componentes, es necesario conocer la concentración de cada una. Las disoluciones elaboradas con los mismos componentes no tienen las mismas propiedades, pues éstas dependen directamente de su composición. Por ejemplo, podemos elaborar dos disoluciones de sal en agua, pero si la primera disolución tiene tres veces más sal en el mismo volumen de disolución que la segunda, la primera tendrá un sabor salado mucho más acentuado. Lo mismo pasa con otras propiedades como la densidad, la temperatura de fusión o la viscosidad.

Para demostrar cómo varían las propiedades de las mezclas de acuerdo con la concentración, lleva a cabo la siguiente actividad experimental.

**Experimenten****Materiales**

- 6 vasos de precipitados de 250 ml o vasos desechables de plástico
- Probeta de 100 ml o una taza medidora de cocina
- 2 cucharas pequeñas
- Balanza
- Papel limpio y seco de cualquier clase

**Sustancias**

- Sal de mesa (cloruro de sodio)
- Agua a temperatura ambiente

**Procedimiento**

- Haz equipo con tres de tus compañeros. Numeren los vasos de 1 a 6. En cada vaso agreguen 100 ml de agua midiéndolos con la probeta o con la taza medidora. Sean cuidadosos para que todos los vasos tengan la misma cantidad de agua.
- Midan con la balanza 0.5 g de sal, colóquenla en un pedazo de papel limpio, pero no directamente sobre el plato de la balanza. Pueden usar la cuchara para dosificar la sal sobre el papel. Tomen con cuidado el

- papel y agreguen la sal al vaso con agua que tiene el número 1. Disuélvanla con otra cuchara.
- Midan la masa del vaso con la sal disuelta y registren el dato en su cuaderno.
- Repitan los pasos 2 y 3 con el siguiente vaso de agua, pero esta vez agreguen 0.5 g más de sal. Entonces, el vaso 2 tendrá 1 g de sal, el vaso 3 tendrá 1.5 g de sal y así sucesivamente, hasta llegar al vaso número 6, que tendrá 3 g de sal.

**Por seguridad**

Trabajen con bata y gafas de protección, ya que el agua salada arde en los ojos y no debe ingerirse.

**Propósito**

Observar cómo cambia la densidad de una disolución conforme cambia la concentración del soluto.

- Determinen la densidad de la disolución en cada vaso. Recuerden que la densidad se calcula como la razón entre la masa de la disolución y el volumen que ésta ocupa. Todos deben usar las mismas unidades para expresar la densidad, en este caso pueden ser g/ml.

- Determinen en cada caso la concentración porcentual (m/m) de la disolución.

- Elaboren una gráfica de la densidad de la disolución contra la concentración porcentual (m/m) de la sal. Usen, de preferencia, papel milimétrico.

**Analicen sus resultados**

- Comparen su gráfica con las que elaboraron otros equipos. Con esta gráfica predigan la densidad que tendría una disolución de sal con una concentración porcentual de 3.5%.
- ¿Qué utilidad tienen este tipo de gráficas?
- ¿Existe alguna diferencia entre su gráfica y la de sus compañeros? ¿A qué se debe?
- Busquen en la biblioteca de la escuela o en internet la gráfica de la densidad para disoluciones de cloruro de sodio en agua con respecto a la concentración. Comparen esta gráfica con la de ustedes. ¿Encontraron alguna diferencia entre sus datos o gráfica? ¿Por qué?
- ¿Cómo cambia la densidad de las disoluciones con respecto a la concentración?

**No olviden...**

cuando terminen el experimento, desechen los residuos. El agua salada puede verterse directamente al drenaje, pero esperen indicaciones de su profesor, pues es posible que les pida recolectar los otros líquidos en algún recipiente para usarla de nuevo posteriormente. Los vasos y las cucharas pueden ir en el contenedor de materiales reciclables.

**Apliquemos lo aprendido**

En esta lección hemos aprendido las diferencias entre las mezclas homogéneas y heterogéneas. Recuerda que en una mezcla, sus componentes mantienen sus propiedades, puesto que sólo se trata de una unión física.

- De forma grupal y con ayuda del profesor, responde lo siguiente:
  - ¿Por qué te imaginas que no existen coloides gaseoso, pero sí disoluciones en este estado de agregación?
  - Investiga si las disoluciones reciben algún nombre especial, tal como ocurre con los coloides. Añade más ejemplos de estos tipos de mezclas e ilústralos.
  - De acuerdo con el cuadro 1.3 de la página 42, investiga qué es una amalgama y cómo es que un gas puede estar disuelto en un sólido.
  - Busca en tu casa 15 productos y clasifícalos como mezclas homogéneas o heterogéneas. Guarda tus respuestas, pues más adelante verificarás si eran o no correctas tus predicciones.
  - ¿Crees que la densidad de una mezcla pueda utilizarse como una medida de la concentración? ¿Por qué?

**Tic y más...**

Conoce más sobre un tipo de mezcla que es una alternativa, ante la escasez de hidrocarburos en: Espinoza de Aquino, Wendy; Goddard Juárez, Mónica; Gutiérrez Arellano, Claudia; Bonfil Sande, Consuelo; "Los biocombustibles", en *¿Cómo ves?*, número 123, disponible en: <<http://www.comoves.unam.mx/numeros/articulo/123/los-biocombustibles>> (Consulta: 23 de enero de 2017).

### 3.2 Métodos de separación de mezclas con base en las propiedades físicas de sus componentes

#### Lo que sabemos



Figura 1.43 La arena es una mezcla heterogénea formada por dos o más componentes que se distinguen a simple vista.

Isabel y José acudieron a una playa en Veracruz para conocer las características del ecosistema. Ambos chicos, de 14 años, no conocían la playa, así que quedaron fascinados. Se quitaron sus sandalias y jugaron un poco en el mar.

Su profesora les pidió que dejaran a un lado el juego y que se concentraran en describir en su cuaderno, cómo era el entorno. En lo primero en que los estudiantes pusieron atención, además de la arena (figura 1.43), que pudieron retener con ambas manos, fueron los sedimentos de origen mineral que conforman la arena en las playas.

—Yo traigo unas latas —exclamó José—, vamos a tomar la arena y a guardarla para mostrarla a nuestros papás.

—No —advirtió la profesora—, las playas son ecosistemas que merecen respeto y deben ser cuidadas por todos. Pueden tocar y sentir, pero debemos disfrutar sin ocasionar daño.

Les indicó que tomaran un colador y vertieran agua con arena, observaron que los granos más pequeños traspasaron la malla pero que había guijarros y granos de arena más gruesos que quedaron retenidos.

1. Reúnanse en equipos de cuatro compañeros y, con base en el texto, contesten en su cuaderno las siguientes preguntas:

- ¿Te pareció conocido lo que hicieron José, Isabel y sus compañeros con la arena y el colador? ¿En qué se parece este procedimiento a algún otro que se hace en tu casa y para qué sirve?
- ¿Qué estado físico tiene cada uno de los componentes de la actividad que llevaron a cabo los chicos?
- La arena y el agua forman una mezcla ¿de qué tipo?, ¿y el agua de mar?, ¿y el aire?

2. Con ayuda del profesor comparen las respuestas de todos los equipos.

#### Conozcamos juntos

La historia anterior nos hace suponer que separar el agua y la arena es fácil. Sin embargo, no siempre es sencillo separar los componentes de una mezcla, como la del agua de mar. Por esta complejidad, es importante conocer otros métodos de separación.

Los **métodos de separación** son útiles para obtener los componentes que forman las mezclas, ya sean homogéneas o heterogéneas. Los procesos de separación se caracterizan porque en ellos los componentes conservan sus propiedades químicas.

Si te preguntas para qué son útiles los métodos de separación de mezclas, encontrarás muchas respuestas: estos procesos se utilizan en la investigación y análisis

de contaminantes que hay en el agua, en la producción de esencias de perfumes, en la separación y obtención de derivados del petróleo y en el tratamiento de aguas residuales, en la separación de los componentes de la sangre para su estudio, y en la obtención de **sustancias puras**, entre muchos otros procesos.

Pero los métodos de separación también están en la naturaleza, y para que te des una idea, pondremos como ejemplo el **ciclo del agua** (figura 1.44), el cual se basa en los cambios de estado.

El proceso se puede describir del siguiente modo: una parte del agua del océano (lagos, ríos y hasta charcos) se evapora por la acción del calor y se separa de la tierra, al igual que de las demás sustancias disueltas en ella. Al pasar el agua al estado gaseoso, forma las nubes que en determinadas condiciones (cuando baja la temperatura) se condensan y caen en forma de lluvia. De esta manera, el agua cae de nuevo al suelo, y regresa a los **cuerpos de agua**, donde el ciclo vuelve a comenzar.

A partir de lo anterior puedes ver que tanto en la naturaleza como en la vida cotidiana y las industrias se usan métodos de separación. A continuación describiremos los métodos más comunes de separación de mezclas.

- **Filtración.** En este método se retienen las partículas sólidas que son insolubles en el medio de la mezcla (por lo general, agua); para este fin se emplea un material poroso que deja pasar el líquido reteniendo las partículas sólidas, por ser de mayor tamaño. En las cafeteras instaladas en cocinas y oficinas se emplea este método para separar los sólidos del café de grano, porque no es agradable beberse los residuos de café molido. En el laboratorio, el material poroso (papel filtro) se acomoda en un embudo para facilitar la separación (figura 1.45).

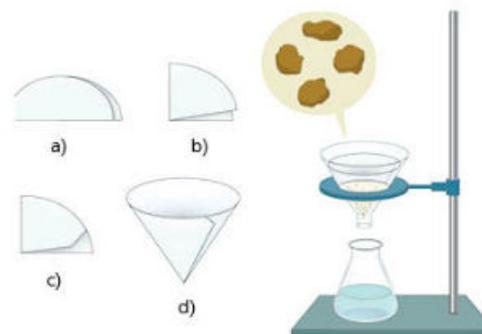


Figura 1.45 Forma de doblar el papel filtro para llevar a cabo una filtración simple.

- **Evaporación.** Este proceso será de utilidad cuando necesitemos separar sólidos disueltos en una disolución. La mezcla se calienta hasta alcanzar su temperatura de ebullición, lo cual hace que el disolvente líquido pase a estado gaseoso y deje al soluto en estado sólido. Puedes ver lo anterior en la vida cotidiana cuando un guiso tiene mucha agua y lo queremos más espeso; entonces lo dejamos hervir el tiempo suficiente para que se evapore el exceso de agua.
- **Destilación.** Es útil si lo que nos interesa es recuperar un líquido que forma parte de una disolución. Este método se emplea en la separación de

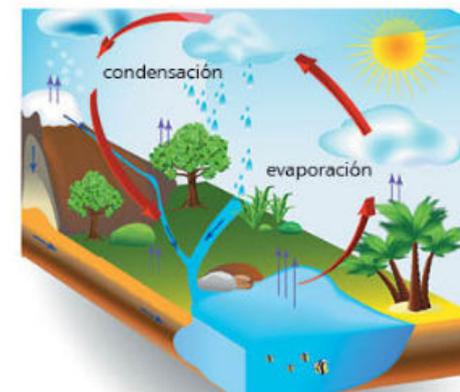


Figura 1.44 El ciclo del agua es un proceso físico natural de purificación del líquido.

#### Glosario

**Sustancia pura.** Toda sustancia que no se puede purificar más de lo que ya está. En esta clasificación se encuentran los elementos y compuestos, y en general se les dice sólo sustancias, ya que se entiende que están puras.

**Cuerpos de agua.** Extensión de agua natural o artificial que cubre parte de la superficie terrestre como mares, océanos, lagos, estanques y charcos.

## Glosario

**Miscible.** Sustancia que puede mezclarse para formar una mezcla homogénea.

Figura 1.46 Equipo de destilación para laboratorio.

mezclas homogéneas de dos o más líquidos **miscibles** con diferente punto de ebullición.

Para hacer la destilación en el laboratorio se requiere de equipo especial: una fuente de calor, un matraz de destilación, un termómetro, un refrigerante y un colector (figura 1.46). La mezcla a separar se calienta en el matraz de destilación y, conforme aumenta la temperatura, se evaporan primero los líquidos con menor punto de ebullición. Estos vapores pasan a través del refrigerante, que los enfría hasta condensarlos, y se recoge el líquido en un recipiente colector.



Si quieres saber cómo se usa un producto de la destilación, observa las ampollas de agua destilada que acompañan a los antibióticos: ésta no contiene sales ni otros componentes, por lo que pueden entrar al organismo sin causar daños.

En lugares desérticos, en los que la extensión de tierra es grande y se recibe la luz del sol de manera continua, la **destilación solar** es un auxiliar para obtener agua sin sales. El funcionamiento es el siguiente: se coloca un recipiente extendido y de poca profundidad bajo una estructura metálica en forma de pirámide. Con el calor del sol, el agua líquida se convierte en vapor y se condensa en las paredes interiores de la pirámide, de donde escurre y se recupera en las orillas.

- **Decantación.** En algunas mezclas formadas por un sólido insoluble en un líquido (por ejemplo tierra y agua), sus componentes se separan por acción de la gravedad al dejar la sustancia en reposo, lo que se aprecia a simple vista en diferentes fases. Esto mismo ocurre cuando tenemos dos líquidos de diferente densidad, pero, sobre todo, inmiscibles (que no se pueden mezclar) como el agua y el aceite (figura 1.47); en ese caso, es evidente en qué capa quedará cada uno. Es posible aplicar el método que consiste en eliminar el líquido de la capa superior trasvasándolo a otro recipiente, aunque tiene el inconveniente de que no siempre se logra una separación completa.
- **Imantación o magnetización.** Este método se vale de la identificación de las propiedades magnéticas de los materiales **ferromagnéticos**; así, las piezas de hierro, cobalto y níquel que están en una mezcla, son atraídas por un imán separándose del resto. A gran escala, este método se aplica atrayendo

Mezcla de aceite de cocina y agua. Se deja reposar hasta que se separe en dos fases.



Se trasvasa suavemente una de las fases a otro recipiente.



Figura 1.47 Proceso de decantación.

piezas con grandes electroimanes; lo que es útil en la industria, para extraer los desechos de hierro reciclables.

- **Sublimación.** Es un método que se emplea para purificar sustancias sólidas, que por efecto de la temperatura pasan directamente al estado gaseoso, sin haber atravesado por el líquido. El **hielo seco**, la **naftalina** y el yodo son ejemplos de sustancias con esta propiedad (figura 1.48). Una vez en estado gaseoso, la sustancia se deposita al entrar en contacto con una superficie a menor temperatura.
- **Tamizado o cribado.** Es la separación de dos o más sólidos mezclados, cuyas partículas poseen diferentes tamaños. La mezcla se pasa a través del tamiz, que es una malla por cuyas aberturas penetrarán sólo las partículas más pequeñas.

Un ejemplo de cómo este método es útil en tu vida cotidiana lo tienes en la preparación de un pastel, cuando se elabora la mezcla para el pan con varios ingredientes, cuatro de los cuales son sólidos: la harina, los polvos para hornear, el azúcar y la sal. En las recetas se recomienda que cernas la harina antes de empezar. Esto se hace colocándola en un **cedazo o tamiz** y agitándola de manera que caiga la textura fina en un recipiente, mientras que los pedazos de harina compactados se quedan en el cernidor.

- **Cristalización.** Éste es un proceso físico en el cual el componente líquido de una mezcla homogénea (una disolución) se calienta para que se evapore lentamente y el soluto quede en el recipiente de forma sólida (cristales).

Si te preguntas cuál puede ser un ejemplo común en el que se aplique este método, puedes verlo en la obtención de la sal refinada. Ésta se consigue igualmente por cristalización (figura 1.49).



Figura 1.49 Un ejemplo de cristalización es la sal gema o halita, que es un tipo de sal que se encuentra en minas y que cristaliza a lo largo de mucho tiempo. Una de sus variedades es la sal gema del Himalaya, de color rosa, a la que se le atribuyen muchas cualidades medicinales.

- **Centrifugación.** Este método consiste en colocar la mezcla en recipientes que se hacen girar a gran velocidad (1500 revoluciones por minuto); así, mediante la acción de la **fuerza centrífuga**, los componentes más densos se depositan en el fondo.

Este método se emplea en los laboratorios clínicos para separar los componentes de la sangre para estudios específicos (figura 1.50). El proceso también se lleva a cabo en la industria alimentaria para separar los sólidos de la leche y en la industria de polímeros para extraer los componentes de mayor peso molecular.



Figura 1.48 Proceso de sublimación. En éste, cuando el sólido se calienta se convierte en un gas.

## Glosario

**Hielo seco.** Dióxido de carbono en forma sólida.

**Naftalina.** Sólido cristalino orgánico y de color blanco que se usa para evitar el crecimiento de polillas.

**Cedazo o tamiz.** Instrumento compuesto por un aro y una red, parecido a una coladera sin asa. Sirve para separar las partes finas de las gruesas en una mezcla de sólidos.



Figura 1.50 Centrífugadora para muestras de sangre.

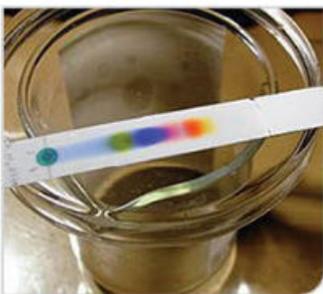


Figura 1.51 Cromatograma de una mezcla de tintes de diferentes colores.

- **Cromatografía.** Este método se basa en una propiedad física llamada **adsorción**, que es la capacidad de ciertas sustancias para atraer o retener en su superficie a otras. En la cromatografía, a la sustancia adsorbente le llamamos **fase estacionaria**. Las sustancias que pasan a través de la fase estacionaria fluyen a diferente velocidad, ya que unas son adsorbidas en mayor medida que otras. A la sustancia en que están disueltos los componentes de la mezcla, y que no es adsorbida por la fase estacionaria, se le denomina fase **móvil** o **eluyente** (figura 1.51).

La separación cromatográfica de sustancias con actividad biológica, como algunas enzimas, es sumamente importante.

### Acción y reacción

1. Describe en tu cuaderno de manera breve y con tus propias palabras cada uno de los métodos de separación de mezclas.
2. De acuerdo con lo que leíste en el texto, clasifica la información en una tabla de dos columnas: en la primera escribe los métodos que separan mezclas homogéneas y, en la segunda, los que separan mezclas heterogéneas.

### Experimentos

#### Materiales

- ▶ 5 vasos de plástico incoloros y translúcidos
- ▶ Plato de plástico
- ▶ Jeringa de 10 ml sin aguja para medir líquidos
- ▶ Cuchara metálica o abatelenguas
- ▶ 2 vasos de precipitados de 50 ml
- ▶ Embudo de plástico
- ▶ Papel filtro (el que se usa para el café)
- ▶ Mortero con pistilo
- ▶ Imán (lo consigues en una ferretería)
- ▶ Plumones base de agua (negro, azul marino, café, verde, rojo, amarillo)

#### Sustancias

- ▶ Arroz (10 g)
- ▶ Carbón en polvo (1 g)
- ▶ Sal de mesa (1 g)
- ▶ Agua
- ▶ Cereal de hojuelas de maíz (50 g)
- ▶ Aceite de cocina (20 ml)
- ▶ 2 clips pequeños

#### Por seguridad

Recuerden que todo el tiempo deberán protegerse con su bata y gafas de seguridad.

#### Propósito

Observar y deducir qué tipo de separación de mezclas se requiere en cada caso.

#### Procedimiento

##### Experimento 1

1. Organicen equipos de máximo cuatro integrantes y coloquen en un vaso de precipitados una cucharada de arroz, un gramo de carbón en polvo, un gramo de

sal de mesa, 10 ml de agua y 20 ml de aceite de cocina. Mezclen. Anoten y dibujen sus observaciones.

2. ¿Cómo separarían los cinco componentes de la mezcla anterior? Diseñen una propuesta, dibujen un diagrama y coméntenlo con su profesor antes de llevar a la práctica su proceso.
3. De acuerdo con su propuesta y con la autorización de su profesor, separen los componentes de la mezcla.

#### Experimento 2

1. Peguen o aten firmemente a un abatelenguas un pequeño imán.
2. En un vaso de plástico coloquen 50 g de cereal de hojuelas de maíz, triturándolo lo más fino posible usando el mortero y adicione 50 ml de agua.
3. Con el abatelenguas unido al imán, agiten la mezcla anterior 10 minutos de manera vigorosa. Después, agiten lentamente durante 5 minutos.
4. Coloquen dentro de otro vaso de plástico 50 ml de agua, introduzcan el abatelenguas con el imán. Enjuagen suavemente, sólo para quitar el exceso de cereal.
5. Observen el imán detenidamente. Anoten sus resultados.

#### Experimento 3

1. Corten el papel filtro en rectángulos de 7 x 12 cm.
2. Pinten con plumones únicamente un punto de cada color como se muestra en la figura 1.52 a 1-1/2 cm de la orilla. Enrollen el papel y sujételo con los clips, de manera que se forme un cilindro, pero sin que se encimen los puntos de las orillas.

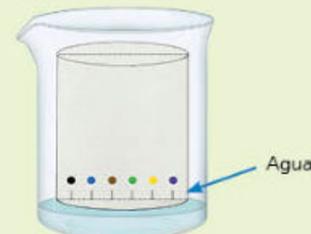


Figura 1.52 Cada punto se hace con un color diferente y a 1 cm de distancia entre ellos. Asegúrense de que el agua llegue hasta 1 cm arriba de la orilla del papel sin tocar los puntos de colores.

3. Adicionen a un vaso de plástico aproximadamente 20 ml de agua. Introduzcan el papel filtro verticalmente, de manera que los puntos queden cerca del líquido. Traten de que el papel no toque las paredes del vaso. Esperen 30 minutos. Observen las manchas y cópienlas en su cuaderno. Anoten sus observaciones.

#### Analicen sus resultados

1. Lean con atención lo que anotaron en su cuaderno y discutan entre todos los integrantes del equipo lo que observaron en cada experimento.
2. Tracen, en sus cuadernos, un cuadro en el que describan sus observaciones. En la primera columna enlisten los experimentos que llevaron a cabo. En la segunda escriban como encabezado "tipo de mezcla"; en la tercera, "método(s) de separación empleados"; en la cuarta, "componentes de las mezclas y estado físico que presentan" y, en la quinta y última, "fases que se observan". Completen el cuadro con sus resultados.
3. En el experimento anterior se aplicaron diferentes métodos de separación. Con base en ellos, contesta en tu cuaderno las siguientes preguntas y, posteriormente, comparen de forma grupal sus resultados.
  - a) En el primer experimento se emplearon varios métodos de separación. ¿Cuáles fueron y qué componentes se separaron?
  - b) En el experimento 2 se separó un componente del cereal y quedó retenido en el imán. ¿De qué sustancia crees que se trata?, ¿cuál es el estado físico de la sustancia?, ¿por qué fue retenido por el imán?
  - c) En el experimento 3 empleaste la cromatografía. ¿Cuál es la fase estacionaria?, ¿cuál es la fase móvil?, ¿qué sucedió con los colores?, ¿a qué se debe que los colores se hayan comportado como lo hicieron?
  - d) Discutan con ayuda del profesor: ¿Una mezcla puede separarse de distintas maneras? ¿Por qué?

#### No olviden...

desechar los residuos cuando terminen todos los experimentos.

El material plástico y de vidrio debe lavarse con agua y jabón, se seca y se guarda para prácticas posteriores. El papel, junto con cualquier sustancia que haya quedado, se tira en el contenedor de desechos orgánicos.

**Hacia el proyecto**

Una de las aplicaciones de la química es determinar las sustancias que se encuentran presentes en una muestra de agua. La química analítica es una rama de la química que estudia los métodos para determinar la composición de mezclas, ya sean homogéneas o heterogéneas.

Debido a que los océanos cubren 70% de la Tierra, el agua de mar es una excelente fuente de agua y sales minerales. El 3.5% corresponde a sales disueltas. ¿Cuál es el tipo principal de sal que se obtiene? ¿Qué método de separación usarías si quisieras obtener las sales de una muestra de agua de mar?

**Aplicamos lo aprendido**

Los métodos de separación de mezclas que emplearon en esta lección son procesos físicos en los que se aprovechan los cambios de estado que presentan las sustancias, así como sus diferentes propiedades intensivas, tales como la densidad, el punto de ebullición y la solubilidad.

**1. Contesta en tu cuaderno las siguientes preguntas:**

- Si tuvieras una mezcla compuesta por arena y agua de mar, ¿cómo separarías cada uno de sus componentes? Explica tu respuesta por medio de un diagrama.
- Lee con atención el siguiente problema:
 

Tienes una muestra de una mezcla formada por cuatro componentes, a los que llamaremos *A*, *B*, *C* y *D*, la cual vas a separar. Se proporciona la siguiente información:

  - El componente *A* es un líquido cuya temperatura de ebullición es de 78.3 °C.
  - El componente *B* es un líquido cuya temperatura de ebullición es de 100 °C.
  - Los componentes *A* y *B* son miscibles entre sí.
  - El componente *C* es un sólido insoluble en *A* y en *B*.
  - El componente *D* es soluble en la sustancia *B*, y también en la *A*.

De acuerdo con lo anterior, responde:

- ¿Qué tipo de mezcla es la formada por *A*, *B*, *C* y *D*?
  - Escribe el orden de separación de los componentes.
  - Escribe los métodos por los que se separa cada uno de los componentes.
- 2. Soliciten al profesor que evalúe la comprensión del tema, proponiéndoles un problema como el anterior. Pueden resolverlo en equipos de cuatro personas y, después, comparar sus respuestas de forma grupal.**

**¿Cómo saber si la muestra de una mezcla está más contaminada que otra?****4.1 Toma de decisiones relacionada con:**

- Contaminación de una mezcla
- Concentración y efectos

**Lo que sabemos**

La abuela de Manolo le pidió a éste que le ayudara a limpiar el cuarto de los triques en su vieja casa, en el norte de México.

Cuando el muchacho de 15 años limpiaba una pila de viejas publicaciones, cayó en sus manos una que decía en su portada: "El asesinato de Napoleón". La fecha de la revista era octubre de 1981.

Rápidamente bajó las escaleras y fue a preguntarle a su abuela, ¿cómo era posible que Napoleón hubiera sido asesinado? Siempre le había parecido interesante la figura del general francés, y recordaba varios retratos en los que la mano del militar aparecía escondida bajo la casaca (figura 1.53). Sabía que había sido un gran conquistador, pero ningún libro de historia que él había consultado mencionaba algo sobre un supuesto asesinato.

—Uy hijo, eso no se sabe; nadie ha podido asegurar si a Napoleón lo asesinaron o no —comentó la abuela—, pero lo cierto es que en sus cabellos han encontrado cantidades de arsénico más grandes que en las de cualquier otra persona.

—¿Arsénico? —preguntó Manuel—, ¿qué es eso?

—Ah, eso te lo tengo que explicar —agregó la abuela—, porque me encantan las novelas policíacas, y este caso tiene muchos ingredientes. Por lo pronto te puedo asegurar que todos tenemos arsénico en distintas cantidades, pero a Napoleón se le encontraron grandes proporciones.

Y así, fascinado por las palabras de su abuela, Manolo pasó toda la tarde escuchando sobre el misterioso caso de Napoleón y el arsénico encontrado en sus cabellos, hace más de 30 años.

**1. Contesta las siguientes preguntas en tu cuaderno:**

- De acuerdo con el relato, ¿de qué forma pudieron haber asesinado a Napoleón?
- ¿Cómo se puede determinar en qué cantidad resulta tóxica una sustancia?
- ¿Nuestros sentidos nos permitirían detectar un veneno antes de ingerirlo? ¿Por qué?

## CONTENIDO

## 4



**Figura 1.53** Napoleón Bonaparte (1769-1821). Empezó varias campañas para conquistar Europa. Se nombró emperador de Francia y sus colonias. Al final, derrotado en Waterloo, Bélgica, fue desterrado en la isla de Santa Elena, donde se supone fue envenenado por conspiradores que le agregaron sales de arsénico a sus vinos.

## CONOZCAMOS JUNTOS

### Tic y más...

Para saber más sobre la medición de la calidad del aire, te recomendamos consultar:

<<http://www.nl.gob.mx/conoce-la-calidad-del-aire-del-area-metropolitana-de-monterrey>>

<[http://portal2.edomex.gob.mx/rama/contaminacion\\_atmosferica/que\\_es\\_imeca/index.htm](http://portal2.edomex.gob.mx/rama/contaminacion_atmosferica/que_es_imeca/index.htm)>

(Consulta: 23 de enero de 2017).



**Figura 1.54** Contaminación provocada por los automóviles en la Ciudad de México.

En la lección anterior aprendiste que las mezclas homogéneas o disoluciones están formadas al menos por un soluto y un disolvente. También estudiaste que la cantidad de soluto disuelta en un disolvente puede expresarse como la concentración porcentual, ya sea en masa o en volumen. Pero, ¿qué pasa cuando la cantidad de soluto disuelta es extremadamente pequeña?

Imaginemos que disolvemos 1 g de sal en una cubeta de 20 l de agua. Calculemos la concentración porcentual de la sal en el agua. Es importante considerar, primero, que la densidad del agua prácticamente no cambia, porque la cantidad de sal es pequeña comparada con la cantidad de agua en la que se ha disuelto. Así, la densidad del agua puede considerarse de 1 g/ml. Si tenemos 20 l, esto significa que la masa del agua es de 20 000 g. Entonces la concentración de la sal será:

$$\frac{1 \text{ g de sal}}{20\,000 \text{ g de agua} + 1 \text{ g de sal}} \times \frac{100}{100} = 0.00499\%$$

Esta cantidad comienza a ser difícil de entender debido a su magnitud. Para resolver este problema, podemos cambiar la escala de comparación. Repetiremos el cálculo pero, en lugar de calcular la cantidad de soluto por cada 100 unidades de disolución, lo haremos por cada 1 000 000.

Así, tenemos que:

$$\frac{1 \text{ g de sal}}{20\,000 \text{ g de agua} + 1 \text{ g de sal}} \times \frac{1\,000\,000}{1\,000\,000} = \frac{49.9 \text{ g de sal}}{1\,000\,000 \text{ g de disolución}} = 49.9 \text{ ppm}$$

Entonces, la concentración de la sal en el ejemplo anterior es de 49.9 ppm (se lee partes por millón). Aunque no lo parezca, 49.9 ppm es equivalente a 0.00499%, es decir, es la misma magnitud sólo que expresada en distintas unidades, tal como cuando decimos que 1000 ml es equivalente a 1 l, o que 100 cm equivalen a 1 m. La utilidad de estas unidades estriba en que podemos manejar con facilidad concentraciones pequeñas con sentido práctico.

Una aplicación del empleo de concentraciones en ppm es la medición de contaminantes en la atmósfera (figura 1.54). Aunque se usan los puntos IMECA (Índice Metropolitano de la Calidad del Aire), ya que esta escala presenta los niveles de la calidad del aire en un lenguaje comprensible para todo el público, se basa en las concentraciones en partes por millón de contaminantes como monóxido de carbono, dióxido de azufre, ozono y dióxido de nitrógeno. La cantidad de partículas suspendidas se expresan en microgramos por metro cúbico.

En otro ejemplo, según la Organización Mundial de la Salud (OMS), la cantidad máxima de cloruro disuelto en el agua potable, proveniente de sales (como el cloruro de sodio, el cloruro de potasio o el cloruro de magnesio, principalmente), es de 25 mg/l. Calculemos este valor de la concentración en partes por millón. Lo primero es convertir las unidades en las que está expresada la cantidad de soluto y de disolvente para que sean las mismas. Consideremos nuevamente que la densidad de la disolución es igual a la densidad del agua, esto es, de 1 g/ml. Entonces:

$$\frac{25 \text{ mg de cloruro de sodio}}{1 \text{ litro de disolución}} \times \frac{1 \text{ litro de disolución}}{1000 \text{ ml de disolución}} \times \frac{1 \text{ ml de disolución}}{1 \text{ g de disolución}} \times \frac{1 \text{ g de disolución}}{1000 \text{ mg de disolución}} = \frac{25 \text{ mg de cloruro de sodio}}{1\,000\,000 \text{ mg de disolución}} = 25 \text{ ppm}$$

Es importante hacer notar que cada uno de los factores en la multiplicación anterior, representa una igualdad. Por ejemplo, el factor (1 g de disolución/1000 mg de disolución) significa que 1 g de disolución es igual a 1000 mg de disolución, mientras que el factor (1 ml de disolución/ 1 g de disolución) implica que 1 ml de la disolución tiene una masa de 1 g. Esto último proviene de la consideración que hicimos antes, donde convenimos en que la densidad tanto de la disolución como del agua son iguales.

En este caso, 25 mg/l es igual a 25 ppm. Como podrás darte cuenta, expresar la concentración de un soluto en mg/l, es igual a expresarla en partes por millón. Sin embargo, no hay que olvidar que esta equivalencia se aplica sólo para las disoluciones acuosas que tienen cantidades pequeñas de soluto, comparadas con la cantidad de disolvente, por lo que en éstas, la densidad es casi igual a la del agua.

Calculemos ahora la concentración en porcentaje en masa, aprovechando el dato que obtuvimos previamente:

$$\frac{25 \text{ mg de cloruro de sodio}}{1\,000\,000 \text{ mg de disolución}} \times \frac{100}{100} = \frac{0.0025 \text{ mg de cloruro de sodio}}{100 \text{ mg de disolución}} = 0.0025\% \text{ (m/m)}$$

El número 25 es más fácil de manejar que el número 0.0025 y es menos probable que se cometa un error.

### Acción y reacción

1. Resuelve de manera individual los siguientes ejercicios para que practiques el cálculo de concentraciones expresadas en partes por millón.

- El límite máximo de cloruros en el agua, para considerarla aún potable, es de 250 mg/l. Calcula esta concentración en partes por millón.
- El Índice Metropolitano de la Calidad del Aire (IMECA) es una escala que indica la calidad del aire en una región y se calcula con base en las concentraciones de contaminantes presentes en el aire y detectados por instrumentos colocados en varios puntos de la ciudad. Algunos de estos contaminantes son tan tóxicos en cantidades tan pequeñas, que su concentración se expresa en partes por millón. Tal es el caso del dióxido de azufre ( $\text{SO}_2$ ), que es un compuesto gaseoso producido por el uso de combustibles derivados del petróleo. El límite máximo permisible de  $\text{SO}_2$  en el aire es de 2 ppm. Si consideramos que la densidad del aire a temperatura ambiente y a 1 atm de presión es de  $1.29 \text{ kg/m}^3$ , ¿cuál es la cantidad máxima de  $\text{SO}_2$ , expresada en miligramos, que puede existir dentro de una habitación cerrada de  $55 \text{ m}^3$  de volumen?
- Si se cae un salero con 50 g de sal en una alberca con un volumen de  $150 \text{ m}^3$ , y se disuelve la sal por completo, ¿cuál será la concentración porcentual (m/m) y en partes por millón de sal en el agua?

2. Resuelvan los ejercicios anteriores en el pizarrón con la ayuda del profesor.

### Experimenten

#### Materiales

- 7 vasos de precipitados de 100 ml o siete vasos de plástico transparente
- Jeringa desechable de 10 ml
- Probeta de 100 ml o una taza medidora

- Agitador de vidrio o una cucharita de plástico
- Balanza granataria o una báscula de cocina
- Gotero
- Lápiz de cera, plumón indeleble o etiquetas

#### Sustancias

- Azúcar (sacarosa)
- Agua potable a temperatura ambiente
- Colorante para alimentos (rojo, azul o verde)

### Por seguridad

El material que vayan a usar deberá estar perfectamente limpio para evitar alguna intoxicación o infección, ya que van a degustar las disoluciones que elaboren. Recuerden protegerse todo el tiempo con su bata y gafas de seguridad y lavarse las manos con jabón antes y después de la actividad.

## Propósito

Elaborar disoluciones y calcular sus concentraciones.

## Procedimiento

## Experimento 1

1. Organícense en equipos de cuatro integrantes y numeren los vasos de 1 a 7.
2. Midan 100 ml de agua con la probeta y viértanla en el vaso número 1.
3. Midan 10 g de azúcar en la balanza colocando esta cantidad en un papel limpio y disuélvanla por completo en el agua del vaso número 1.
4. Tomen con la jeringa 10 ml de la disolución anterior y viértanla en el vaso 2. Midan con la probeta o taza medidora 90 ml de agua y viértanla en el

mismo vaso. Agiten para disolver bien. Tienen ahora una nueva disolución con un volumen de 100 ml.

5. Repitan el paso anterior en cada vaso hasta tener las siete disoluciones (figura 1.55).
6. Calculen la concentración porcentual (m/m) y en partes por millón (m/m) de cada una de las disoluciones y registrenlas en una tabla.
7. Recuerden que para calcular la concentración porcentual deben dividir la masa del soluto entre la masa de la disolución y multiplicar este resultado por 100, mientras que para calcular la concentración en partes por millón, en lugar de multiplicar por 100 deben hacerlo por 1 000 000.

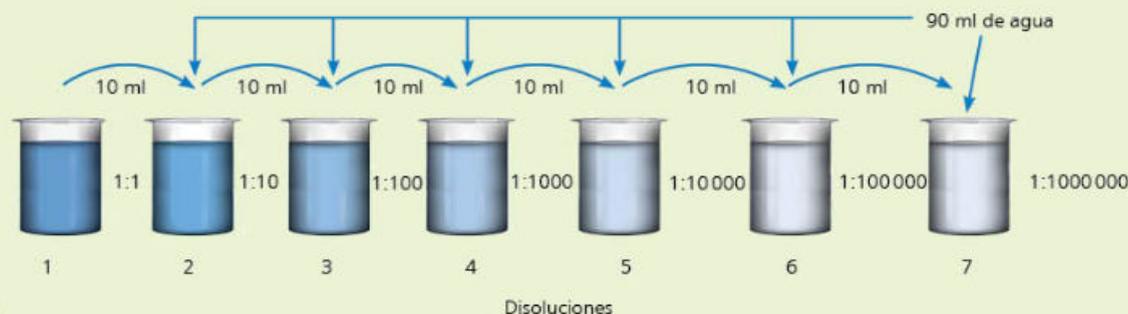


Figura 1.55 Esquema de la disolución del agua.

## Analicen sus resultados

1. Perciban el sabor de cada una de las disoluciones pero en orden inverso, es decir, desde la número 7 hasta la 1. Contesten las siguientes preguntas:
  - a) ¿La disolución número 7 tiene sabor dulce?
  - b) ¿En cuál de las disoluciones comienzan a percibir el sabor dulce?
  - c) ¿Cuántas veces más azúcar tiene la disolución 3 que la 6?
  - d) Si tuvieran que hacer agua fresca de limón, ¿cuánta azúcar agregarían por cada litro?

## Experimento 2

1. Numeren los vasos de 1 a 7.
2. Midan 100 ml de agua y viértanla en el vaso número 1.
3. Disuelvan 10 gotas del colorante para alimentos en el agua del vaso 1.
4. Tomen con la jeringa 10 ml de la disolución anterior y viértanlos en el vaso 2. Midan con la probeta o taza medidora 90 ml de agua y viértanlos en el mismo vaso. Agiten para disolver bien. Tienen ahora una nueva disolución con un volumen de 100 ml.

5. Repitan el paso anterior en cada vaso hasta tener las siete disoluciones.
6. Si suponemos que cada gota de colorante tiene un volumen de 0.05 ml, calculen la concentración porcentual (v/v) y en partes por millón (v/v) de cada una de las disoluciones y registrenlas en una tabla.
7. Recuerden que para calcular la concentración porcentual deben dividir el volumen del soluto entre el volumen de la disolución y multiplicar este resultado por 100, mientras que para calcular la concentración en partes por millón, en lugar de multiplicar por 100 deben multiplicar por 1 000 000.

## No olviden...

lavar el material de vidrio con agua y jabón cuando terminen todos los experimentos y guardarlo para otra ocasión. El material de plástico puede ir en el contenedor de desechos reciclables.

## Analicen sus resultados

1. Observen la coloración de las disoluciones. Contesten, de forma grupal y con ayuda de su profesor, las siguientes preguntas:
  - a) ¿En cuál de las disoluciones hay 10 000 veces menos colorante en volumen que en la disolución número 1?
  - b) ¿A partir de qué concentración el color ya no es perceptible?
  - c) Si les dijeran que el agua de la disolución 7 está perfectamente limpia, ¿estarían seguros de eso sólo por su apariencia? ¿La beberían?
  - d) Si les dijeran que el agua de la disolución 7 es de agua negra, ¿la beberían aunque supieran que sólo contiene 5 ppm de desechos?

Como ya habrán advertido, el hecho de que los componentes de una mezcla no sean perceptibles a simple vista no significa que su concentración no podría causar algún daño a nuestro organismo. Por ejemplo, uno de los principales contaminantes del agua es el arsénico. La Norma Oficial Mexicana NOM-127-SSA1-1994 establece que el límite máximo permisible de arsénico en el agua potable es de 0.05 mg/l.

Así que recuerden que, si bien muchas de las sustancias que ingerimos pueden tener ciertas cantidades de arsénico, para que ocurra un hecho semejante al supuesto asesinato de Napoleón que se describió en el relato introductorio, tendrían que usarse cantidades significativas de este elemento.

Por otro lado, aunque se ejemplifica que el arsénico, en pequeñas dosis, tiene la capacidad de producir daños en el organismo de los seres vivos (e incluso la muerte), también existen otros elementos que pueden envenenar a los seres vivos cuando se presentan en dosis mayores.

## Acción y reacción

1. Lee el siguiente texto.

En la República Mexicana hay regiones donde la contaminación del agua con arsénico representa un problema de salud pública. Estados como Chihuahua, Durango, Zacatecas y en especial la Comarca Lagunera en Coahuila, presentan índices de arsénico que sobrepasan la Norma Oficial Mexicana. En particular, la actividad minera agudiza el problema.

Aunque por su mismo hábitat los seres vivos que más posibilidades tienen de estar expuestos al arsénico son los peces, los humanos también podemos recibir este elemento a través de la comida, el agua y el aire,

aunque también es posible entrar en contacto con él por otras vías. Los fumadores, por ejemplo, lo introducen de forma constante a su cuerpo, lo cual puede ocasionar daños a mediano y largo plazos (figura 1.56).



**Figura 1.56** Algunos efectos dañinos del consumo de tabaco son el envejecimiento prematuro de la piel, deterioro de los dientes, úlceras gástricas y cáncer.

El arsénico es un elemento químico tóxico y cancerígeno. Entre sus efectos nocivos no cancerígenos están los asociados con su ingestión, mismos que pueden presentarse en la piel causando cambios de color e **hiperqueratosis**, o en otros órganos (daños al sistema cardiovascular, alteraciones en riñones e hígado, desarrollo de neuropatías periféricas y encefalopatías y posible desarrollo de diabetes).

2. Reúnete con dos de tus compañeros e investiguen lo siguiente:

- ¿Es recomendable tomar agua directamente de ríos o lagos? ¿Por qué?
- ¿Debe reducirse o eliminarse la presencia de arsénico en el agua?
- ¿Han existido casos de envenenamiento por ingerir agua contaminada con arsénico cerca de tu comunidad?
- ¿Qué otros agentes pueden contaminar el agua?
- ¿Qué proponen para que este tipo de toxicidad se reduzca?

#### Glosario

**Hiperqueratosis.** Trastorno de la piel donde su capa exterior se vuelve más gruesa y dura por la acumulación de queratina, que es una proteína.



#### ¡Un ojo al dato!

Algunas sustancias resultan mortales incluso en cantidades pequeñas. La dosis letal, es decir, la cantidad de sustancia que una persona debe ingerir para que sea un veneno, puede ser de sólo algunos mg/kg de masa corporal. Por ejemplo, la dosis letal de la biotoxina que contiene el veneno de la cobra real (figura 1.57), *Ophiophagus hannah*, es de aproximadamente 1.6 mg/kg de masa corporal.

**Figura 1.57** Esta serpiente puede inyectar a su presa entre 200 y 500 mg de veneno en una sola mordida, lo que significa que tiene el veneno suficiente para matar hasta cuatro personas de un promedio de 80 kg cada una.

#### Apliquemos lo aprendido

En esta lección has aprendido que la presencia de sustancias, inclusive en cantidades pequeñas, no perceptibles a simple vista, puede afectar la calidad de una mezcla, como en el caso del agua potable. Aprendiste también que la concentración de estas sustancias puede expresarse en partes por millón, pues es más sencillo expresar de este modo las cantidades pequeñas que en porcentajes.

Por último, reflexionaste sobre la importancia de contar con fuentes de agua que, en la medida de lo posible, estén libres de la presencia de sustancias tóxicas y una de las más peligrosas es el arsénico.

1. Lleven a cabo, con ayuda de su profesor y en equipos de cuatro personas, las siguientes actividades:

- Investiguen en internet (de preferencia en sitios académicos y gubernamentales, cuáles son las tecnologías disponibles para eliminar el arsénico del agua.
  - Analicen si, de acuerdo con la Norma Oficial Mexicana, el agua que consumen tu familia, amigos, y en general la comunidad, contiene niveles aceptables para consumo.
  - Averigüen cuáles son los métodos usados para potabilizar el agua en su comunidad.
- Busquen la composición de diferentes aguas minerales que se vendan en su localidad.
  - Calculen la concentración de todos los solutos presentes en porcentajes y en partes por millón.
  - Elaboren un cartel donde den a conocer la composición porcentual y en partes por millón de las diferentes aguas minerales.
  - Expongan su cartel donde pueda verlo la comunidad.

#### Hacia el proyecto

En los países más ricos de Medio Oriente se desaliniza el agua de mar para obtener agua potable, mientras que en otros países con menor cantidad de recursos se potabiliza el agua de ríos caudalosos.

En nuestro país tenemos las dos opciones, ¿cuál será la más ecológica? ¿Cuántos litros de agua debe consumir un ser humano al día de manera razonable?

#### Tic y más...

Conoce más sobre el arsénico y otras sustancias tóxicas que pueden ocasionar efectos en la salud en Uruchurtu, Gertrudis, "Venenos, envenenados y envenenadores", en *¿Cómo ves?* número 90, disponible en: <http://www.comoves.unam.mx/numeros/articulo/90/venenos-envenenados-y-envenenadores>

Obtén más datos para un proyecto futuro, en el siguiente sitio: <http://www.conagua.gob.mx/>

(Consulta: 23 de enero de 2017).



CONTENIDO

5

## Primera revolución de la química

### 5.1 Aportaciones de Lavoisier: la Ley de conservación de la masa

#### Lo que sabemos

Regina compró dos kilogramos de carne, la lavó y le comentó a su mamá:

—Creo que es mucha carne; apenas va a caber en la olla de presión.

—No te preocupes, aunque esté apretada la carne, en un rato más hasta espacio le va a sobrar —respondió la señora.

Cuando pasó un tiempo considerable, la mamá de Regina retiró la olla del fuego y la puso bajo el chorro de agua para enfriarla más rápido; luego, con sumo cuidado, quitó la tapa.

Regina se sorprendió cuando vio que la cantidad de vapor que salió de la olla era tan grande que hasta parecía una pequeña nube. Al acercarse a la olla observó que la carne no tenía el color inicial con que la habían metido, ni mucho menos el tamaño, parecía que había desaparecido al menos un tercio de ésta. Regina se preguntó: ¿cómo es que hay menos cantidad de carne, si nadie abrió la tapadera de la olla para sacar algo de ella?

Tanta curiosidad le provocó observar eso que le pidió a su mamá que midiera la masa de la carne, quería saber cuánta quedaba, y para su sorpresa ya no eran los dos kilogramos iniciales, sólo eran 1350 gramos.



Figura 1.58 De acuerdo con lo que has estudiado hasta ahora, ¿cómo clasificarías al pozole?

1. Contesta en tu cuaderno las siguientes preguntas y, después, compáralas con tres de tus compañeros.

- Después de haber determinado la masa de la carne cocida, ¿por qué "se redujo" 650 gramos?
- ¿Cocer la carne implica un fenómeno físico o químico?
- ¿Crees que habría forma de que no ocurriera la pérdida de masa una vez cocida la carne? ¿Cómo?



d) Cita dos ejemplos en los que ocurra algo similar a lo descrito en la historia, y otros dos en donde la masa se conserve sin cambio. ¿En qué tipo de procesos o cambios sucede lo primero y en cuáles lo segundo?

e) ¿Qué explicación convincente le darías a Regina con lo sucedido con la carne?

#### Conozcámonos juntos

En la antigüedad existían dos concepciones sobre la constitución de la materia; una de ellas establecía que todo estaba compuesto de cuatro principios o "elementos": la tierra, el aire, el fuego y el agua (figura 1.59) y que de su relación se obtenían las propiedades de la materia, como la dureza y la inflamabilidad, entre otras. Aristóteles (384-322 a.n.e.) propuso la existencia de un quinto elemento o éter, el cual llenaba todos los espacios haciéndolos perfectos. Además, pensaba que unos elementos se podían convertir en otros; por ejemplo, al hervir agua, era posible transformarla en tierra y piedras, una vez que se evaporara por completo.



#### Tic y más...

Descubre por qué se considera que la alquimia es antecesora de la química moderna, te recomendamos que visites: [www.iim.unam.mx/revista/pdf/numero11.pdf](http://www.iim.unam.mx/revista/pdf/numero11.pdf) (Consulta: 23 de enero de 2017).

Figura 1.59 Representación de los cuatro elementos que, según Aristóteles, daban origen a todas las sustancias conocidas.

Varios siglos después, en la Edad Media, los alquimistas se dedicaron a estudiar las transformaciones de la materia; especialmente buscaron el elixir de la vida y la piedra filosofal, que permitiría la transmutación de los metales en oro. A esta disciplina se le considera la antecesora de la química; muchos de sus métodos siguen siendo útiles en la actualidad, pero por el lenguaje que empleaban los alquimistas (sólo entendido por algunos) y el estricto cuidado que tenían de no divulgar sus descubrimientos, estos conocedores fueron tachados de herejes, brujos y estafadores, y fueron condenados a morir quemados en la hoguera. Es importante que sepas que algunos científicos importantes de la Edad Media y de épocas posteriores a ella como Roger Bacon (1212-1294), Isaac Newton (1643-1727), Tycho Brahe (1546-1601) y Robert Boyle (1627-1691) fueron alquimistas que no pretendían engañar a las personas, sino que se valieron de sus trabajos para aprender más del mundo.

#### El flogisto

En 1682 Joachim Becher (1635-1682), científico alemán, investigó la naturaleza de materiales que en la actualidad llamamos combustibles. Propuso la existencia de algo que él llamó "espíritu de fuego", lo cual otorgaba a las cosas la propiedad de ser inflamables. A partir de estas ideas, Georg Ernst Stahl (1660-1734), médico y químico, también de origen alemán, llamó al "espíritu de fuego" de Becher, flogisto

#### Glosario

**Hereje.** Persona cuyo sistema de creencias va en contra de un dogma establecido.



Figura 1.60 El flogisto o principio inflamable fue una de las primeras teorías químicas.

### Glosario

**Combustión.** Reacción química entre el oxígeno y un material oxidable que produce energía en forma de calor o luz.

### Experimenten

#### Materiales

- ▶ Dos frascos pequeños de boca angosta o dos matraces Erlenmeyer de 150 ml máximo
- ▶ Balanza granataria
- ▶ Un globo grande
- ▶ Un jeringa de 10 ml sin aguja
- ▶ Un trozo de hilo grueso

#### Sustancias

- ▶ Dos tabletas de antiácido efervescentes
- ▶ Vinagre (10 ml)
- ▶ Agua (10 ml)

### Por seguridad

Protéjase con su bata y gafas de seguridad todo el tiempo.

### Propósito

Comprobar las transformaciones de la materia y que la masa permanece constante aun después de la transformación.

### Procedimiento

#### Experimento 1

1. Formen equipos de dos personas e introduzcan en el frasco de vidrio 5 ml de agua y cinco de vinagre.
2. Midan en la balanza, al mismo tiempo pero sin mezclar, la masa del frasco del punto anterior, una tableta efervescente sin la envoltura y el globo. Registren el dato en su bitácora.
3. Rompan la tableta en unos cuantos trozos, de manera que los puedan introducir al globo.
4. Con cuidado, unan la boca del frasco a la boca del globo y amárrenlo para que no se zafe.
5. Dejen caer los pedazos de tableta a la solución dentro del frasco. Anoten sus observaciones.
6. Sin quitar el globo vuelvan a medir la masa del frasco con la tableta ya disuelta.

(palabra griega que significa "hacer arder"). Para Stahl, cuando una sustancia se quemaba, el flogisto que contenía se escapaba en el aire hasta que se agotaba y dejaba de arder (figura 1.60).

Siguiendo esta lógica, este investigador determinó que la madera estaba llena de flogisto, pero las cenizas ya no lo tenían, por eso la masa de las cenizas era inferior a la de la madera. También, Stahl consideraba que el flogisto estaba involucrado en la oxidación

de los metales: de acuerdo con sus postulados, para obtener un metal puro a partir de su óxido, era necesario mezclar éste con sustancias que contuvieran mucho flogisto.

La teoría del flogisto parecía razonable, aunque dos hechos importantes quedaban sin una explicación satisfactoria: la madera tiene más masa que las cenizas, pero si se oxida un metal con fuego, el producto resultante (el óxido), al contrario que las cenizas de madera, tiene más masa que el metal. Para explicar lo anterior, hubo quienes propusieron la existencia de un flogisto negativo y otro positivo.

Posteriormente, otros científicos descubrieron que había una relación entre la **combustión** y los gases como materiales que se desplazan o que se emplean para permitirlos. En todo caso, la descripción del flogisto sirvió para considerar que probablemente los gases tenían masa.

### Experimento 2

1. Introduzcan en el otro frasco de vidrio 5 ml de agua y cinco de vinagre.
2. Midan en la balanza y, al mismo tiempo, la masa del frasco del punto anterior, junto con la tableta efervescente (sin la envoltura). Registren este dato en su bitácora de laboratorio.
3. Agreguen la tableta a la solución contenida en el frasco. Anoten sus observaciones.
4. Cuando ya no noten ningún cambio, midan de nuevo la masa y anoten el dato.

### No olviden...

laven, sequen y guarden el material que pueda servir para prácticas posteriores.

### Analicen sus resultados

1. Contesten las siguientes preguntas en su bitácora de laboratorio.
  - a) ¿Hubo alguna diferencia entre la primera y segunda medición de masa en el experimento 1? ¿a qué lo atribuyen?
  - b) ¿Qué sucedió con la masa en el experimento 2? ¿Aumentó, disminuyó o quedó igual? ¿Por qué?
  - c) Si hubo alguna diferencia entre las masas registradas en el primero y el segundo experimentos expliquen a qué se debió.
2. Elaboren una conclusión de esta experiencia y compártanla con su profesor.

Hacia 1773 el químico, biólogo y abogado francés Antoine-Laurent de Lavoisier (1743-1794, figura 1.61) se dedicó a estudiar las ideas de Stahl sobre el flogisto, porque no estaba convencido de su pertinencia. Hizo experimentos midiendo cuidadosamente la masa de las sustancias con que trabajaba, él sostenía que esa era la única herramienta con que contaba para descubrir si el flogisto era real o no.



### ¡Un ojo al dato!

Gracias al trabajo que Lavoisier desarrolló como recaudador de impuestos, se relacionó con el gobierno francés, y en ese ambiente se sabía que además de abogado era científico, por ello le encomendaron investigar la producción de pólvora; también mejoró los métodos para alumbrar París, Francia. Esta encomienda hizo que se interesara en el fenómeno de la combustión.

### Tic y más...

Conoce más acerca de la vida de Lavoisier y del contexto en el que desarrolló su trabajo, disponible en: <<https://thales.cica.es/rd/Recursos/rd99/ed99-0314-01/lavoisier.htm>> (Consulta: 23 de enero de 2017).

Figura 1.61 Antoine-Laurent de Lavoisier es considerado el padre de la química moderna por sus aportaciones al desarrollo de esta ciencia.



Figura 1.62 El descubrimiento del oxígeno que hizo Joseph Priestley, fue su aportación más importante.



Una de las influencias más importantes para Lavoisier fue Joseph Priestley (1733-1804, figura 1.62), clérigo inglés, con sus descubrimientos respecto del "aire desflogistado": al calentar "cal metálica de mercurio" (óxido de mercurio) obtuvo mercurio metálico y un gas parecido al aire; cuando unos ratones en cautiverio respiraban dicho "aire" se mantenían más despiertos que con el aire ordinario. También este aire resultante del experimento tenía la capacidad de avivar la llama de una vela, por lo que pensó que ese aire atraía flogisto, y sin proponérselo descubrió lo que ahora llamamos oxígeno.

Lavoisier calentó estaño (figura 1.63), fósforo y otros elementos en presencia de aire. Notó que los metales reaccionaban formando lo que se conocía como "cal metálica" aumentando de masa, mientras que la combustión en los no metales producía ciertos gases que se esparcían en el aire, lo que resultaba en la disminución de la masa. Este científico observó que, invariablemente, la masa total de todas las sustancias formadas tras el calentamiento, era mayor que la masa de inicio.



Figura 1.63 Lavoisier experimentó con el estaño, que es un metal maleable y dúctil. Una de sus aplicaciones es en la soldadura eléctrica.

Además de explicar la presencia del aire desflogistado (que un año después llamaría oxígeno "formador de óxidos") y del dióxido de carbono como ese gas que se producía en la combustión del carbón, Lavoisier notó que al someter las sustancias a calentamiento en recipientes cerrados, la masa del conjunto se mantenía igual antes y después del proceso. Con ello determinó que:

- en un cambio químico no es posible crear masa que no estaba originalmente en el sistema.
- la masa no puede desaparecer después de un cambio químico.

Estas observaciones condujeron a lo que hoy conocemos como la **Ley de la conservación de la materia** que enuncia: "La materia no se crea ni se destruye, sólo se transforma". En la figura 1.64 se muestra una representación de este principio.

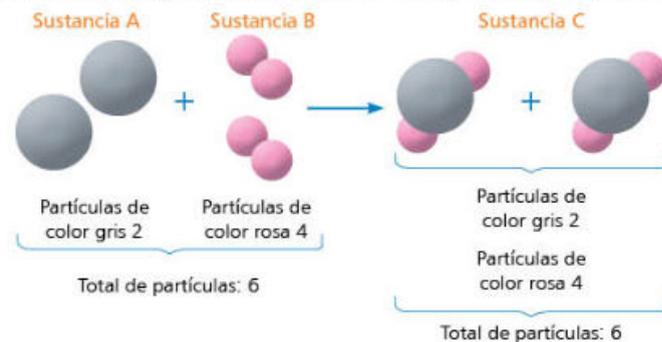


Figura 1.64 Representación de la transformación y conservación de la materia.



Lavoisier experimentó con la combustión y descubrió que el aire estaba compuesto por una mezcla de gases. Entre sus aportaciones se encuentran el descubrimiento del nitrógeno y el nombre que dio al oxígeno; también determinó que este último es esencial para la combustión. Además, fue el primero en utilizar nombres para los compuestos químicos de manera sistemática, es decir, confiriendo jerarquía y orden a las sustancias. Al periodo en que Lavoisier hizo sus aportaciones (1770-1790) se le denomina **Primera Revolución de la Química**, ya que cambió totalmente la forma de estudiar esta ciencia.



### ¡Un ojo al dato!

Por trabajar para el gobierno y ser recaudador de impuestos, Antoine-Laurent Lavoisier fue arrestado a sus 51 años y sentenciado por los rebeldes de la época a morir en la guillotina (figura 1.65). Hasta antes de la existencia de este científico, la química estaba sumida en una oscuridad de la cual parecía que no saldría.

Figura 1.65 El periodo conocido como "El terror" se distinguió porque muchas personas fueron condenadas a morir en la guillotina por actuar contra la Revolución Francesa. Maximilien Robespierre, uno de los líderes de la Revolución Francesa, y Antoine-Laurent de Lavoisier fueron algunos personajes decapitados.

### Acción y reacción

1. Investiguen en equipos formados por dos estudiantes los sucesos o hechos históricos, culturales y sociales de la época en que vivió Lavoisier en Francia.
2. Presenten los resultados que obtengan de su investigación en un rotafolio en forma de línea de tiempo y discutan en equipo lo que investigaron.

### Experimenten

#### Materiales

- ▶ 1 probeta de 10 ml o una jeringa de 10 ml sin aguja
- ▶ 1 cuchara
- ▶ 2 recipientes de plástico de aproximadamente 150 ml
- ▶ 1 balanza granataria

#### Sustancias

- ▶ Harina de trigo (60 g)
- ▶ Sal de mesa (30 g)
- ▶ Agua (50 ml)
- ▶ Colorante vegetal (5 gotas)
- ▶ Glicerina o aceite para bebé (10 ml)

### Por seguridad

Recuerden protegerse todo el tiempo con su bata y gafas.

### Propósito

Reconocer la importancia de la medición.

### Procedimiento

#### Experimento 1

1. Formen equipos de dos personas y numérenlos.
2. En un recipiente de plástico coloquen una pequeña cantidad de cada una de las siguientes sustancias: harina de trigo, sal de mesa, agua, colorante vegetal y glicerina o aceite.
3. Mezclen vigorosamente con la cuchara hasta que tengan una mezcla homogénea.
4. Escriban en su bitácora de laboratorio las características de su mezcla, como consistencia y textura.

5. Coloquen en la mesa de su profesor el recipiente con la mezcla. El recipiente debe tener rotulado "Experimento 1" y el número de su equipo para evitar confusiones.

### Experimento 2

- En otro recipiente de plástico coloquen 30 g de harina de trigo, 15 g de sal de mesa, 20 ml de agua, 1 gota de colorante vegetal y 3 ml de glicerina o aceite para bebé.
- Mezclen vigorosamente con la cuchara hasta que tengan una mezcla homogénea.
- Escriban en su bitácora de laboratorio las características de su mezcla, como consistencia y textura.
- Rotulen el recipiente como "Experimento 2" y pongan el número de su equipo.

### No olviden...

tomar en cuenta las siguientes acciones:

- El producto obtenido (masa modeladora) se puede guardar en una bolsa de plástico para que no se seque.
- Guarden los productos que sobren.
- Laven, sequen y guarden el material que pueda servir para prácticas posteriores.

### Analicen sus resultados

1. Contesten en su bitácora de laboratorio las siguientes preguntas:

- ¿Qué diferencias hay en la consistencia y textura entre la mezcla del experimento 1 y la del experimento 2, hechas por su equipo?
- Cuando hayan colocado todas las mezclas de los equipos en la mesa de su profesor, observen únicamente las del experimento 1.
  - Las cantidades que obtuvieron de mezcla, ¿son iguales en todos los grupos?
  - Si hubo diferencias entre las mezclas, ¿a qué se debe? Argumenten su respuesta.
- Ahora, observen únicamente las cantidades de mezcla obtenidas en el experimento 2.
  - ¿La cantidad de mezcla es igual para todos los equipos?
  - ¿De qué manera pueden comprobarlo?
- Escriban en su bitácora de laboratorio los resultados del experimento 2 en forma de tabla, como la siguiente:

| Número de equipo | Masa de la mezcla |
|------------------|-------------------|
|                  |                   |
|                  |                   |

- Observen los resultados registrados en la tabla: ¿son iguales las masas, o al menos similares?
  - ¿Qué importancia tiene hacer mediciones cuidadosas en un experimento?
2. Con ayuda de su profesor propongan un experimento por equipo, en el que se demuestre la importancia de la medición.

Gracias a las aportaciones de Antoine-Laurent de Lavoisier, en la actualidad la química se ha convertido en una ciencia sistemática que abarca tres etapas: la observación, la representación y la interpretación de los fenómenos y cambios que ocurren en la materia.

La **observación** consiste en mediciones realizadas en el mundo macroscópico, es decir, lo que nuestros sentidos captan, en lo que se conoce, en los datos y hechos.

La **representación** comprende el uso de dibujos, símbolos de notación abreviada y ecuaciones, de modo que la persona que la escribe pueda comunicarse, y a la vez quienquiera que conozca ese lenguaje sea capaz de entenderlo.

La **interpretación** se basa en la idea o creencia basada en la representación y la observación de lo que creemos que ocurre en el mundo microscópico.

Con estas tres etapas podemos describir los fenómenos, construir una teoría y eventualmente una ley; a este proceso se le conoce como método científico.

### Apliquemos lo aprendido

Nuestro primer contacto con la naturaleza se da a través de los sentidos. Las observaciones y el registro meticuloso de los datos nos sirven para proponer experimentos que podamos realizar muchas veces con el fin de comprobar que se cumple alguna hipótesis.

Antoine-Laurent de Lavoisier demostró por medio de la experimentación, luego de un razonamiento lógico y estructurado, que el concepto que tenían los alquimistas sobre la combustión estaba equivocado; sus investigaciones desecharon la teoría del flogisto. Con base en sus experimentos, Lavoisier concluyó y postuló la Ley de la conservación de la materia: *la materia no se crea ni se destruye, sólo se transforma*.

En la realización de los experimentos es necesario ordenar los procedimientos, ser riguroso en las observaciones, tomar notas y dibujar los esquemas necesarios para lograr entender el fenómeno que estamos estudiando y así emitir conclusiones sólidas.

1. Con ayuda del profesor y de manera grupal, contesten las siguientes preguntas. Argumenten sus puntos de vista.

- ¿Qué actitudes le valieron a Lavoisier para llegar a postular su Ley de la conservación de la materia?
- ¿Por qué se dice que la mayoría de los descubrimientos e inventos científicos están relacionados con el contexto histórico?
- ¿Cuál fue la importancia de que Lavoisier hiciera mediciones en sus experimentos?
- ¿Por qué consideras relevante tener el control de las cantidades de las sustancias que participan en los procesos industriales?
- Se dice que el agua que existe en la actualidad es la misma que existía en la era paleozoica, hace millones de años. ¿Cómo explicas esto?

### Heteroevaluación

Demuéstrale a tu profesor tus competencias.

- ¿De qué manera averiguarías si el agua de tu casa es potable?
- En caso de que no lo fuera, ¿cómo lo remediarías?

Escribe un ensayo con tus respuestas y discútelas con tu profesor para que las enriquezca.

## ¿Qué podemos hacer para recuperar y reutilizar el agua del ambiente?

### Proyecto 1

Al término de cada bloque, tú y tus compañeros llevarán a cabo un proyecto estudiantil, el cual tiene como objetivo resolver un problema o pregunta. La metodología de resolución se basa en los conocimientos adquiridos a lo largo de cada bloque. Retoma las conclusiones a las que llegaste en la sección "Hacia el proyecto".

En este primer bloque aprendiste a identificar las propiedades físicas de los materiales, así como la importancia de su medición.

También conociste cómo identificar los componentes de las mezclas, su clasificación y los cambios que ocurren en sus propiedades, de acuerdo con la concentración y los métodos de separación en sustancias, tanto homogéneas como heterogéneas.

Para trabajar en los proyectos, es necesario que formes equipos de trabajo en los que, junto con tus compañeros, participes en el análisis y la solución de un problema. Los resultados pueden ser de interés para la comunidad estudiantil, tu familia y, en general, para los habitantes del lugar en que vives.

#### Sugerencia adicional para el proyecto

¿Cómo funciona una salinera y cuál es su impacto en el ambiente?



### FASE 1 Inicio

1. Lean la siguiente información, será punto de partida para que planteen preguntas que delimiten el tema de su proyecto.

El agua, como sabemos, es un líquido vital para todos los seres vivos, ya que un gran número de reacciones químicas que mantienen la vida, dependen de ella: aunque en algunos organismos funciona como regulador de la temperatura corporal mediante el sudor, por lo cual es indispensable mantener una hidratación adecuada. Además de lo anterior, transporta desechos del organismo para que se eliminen mediante la orina y las heces. La proporción de agua en el cuerpo humano es aproximadamente de 75%, algunas estructuras contienen más agua que otras, por ejemplo el cerebro es más húmedo que los huesos.

Los seres vivos obtienen el agua que necesitan de los cuerpos de agua dulce como ríos, lagos, lagunas y algunas corrientes subterráneas. De toda el agua que existe en la Tierra (que constituye 75% de la superficie del planeta), tan sólo 2.5% es dulce y de este pequeño porcentaje, la mayoría se concentra en los casquetes polares. El agua se recicla y mantiene en proporciones más o menos constantes gracias a que existe el ciclo del agua, el problema es que el agua disponible cada vez está más contaminada, por lo que es fundamental pensar en métodos que posibiliten recuperarla para reusarla y que eliminen, hasta donde sea posible, las fuentes de contaminación (figura 1.66).



Figura 1.66 La falta de agua es un problema creciente. Compara ambas imágenes.



### FASE 2 Planeación

1. Para iniciar la investigación de la problemática, les sugerimos que, en equipos de cuatro personas, realicen la búsqueda de información, con base en las siguientes preguntas:

- ¿Qué son y de dónde provienen las aguas residuales?
- ¿En qué actividades se puede reutilizar el agua que proviene de las aguas residuales?
- ¿Cuáles son los contaminantes biológicos, físicos y químicos del agua?
- ¿Por qué a los contaminantes químicos se les considera de efectos crónicos?
- ¿Qué características debe tener el agua para considerarse potable?

f) ¿Cómo funciona una planta potabilizadora industrial?

g) Si en México hay plantas potabilizadoras, ¿en qué lugares se ubican?

h) ¿Qué métodos se emplean a nivel industrial y doméstico para purificar el agua?

i) ¿Se puede recuperar el agua de lluvia para purificarla y darle un uso doméstico (figuras 1.67 y 1.68)? ¿Por qué? Argumenten sus respuestas.

2. Busquen información en internet, así como en libros, revistas y, de ser posible, entrevisten a un especialista. Después lean, ordenen y clasifiquen la información en tablas, cuadros, cuestionarios, cuadros sinópticos o resúmenes.



Figura 1.67 Ante la falta de agua, muchas comunidades han optado por captar este recurso en temporada de lluvia.



Figura 1.68 El problema de la escasez de agua en las grandes ciudades podría ser parcialmente solucionado, si se aprovechara el agua de lluvia.

### FASE 3 Desarrollo

Con la información obtenida y en equipo, decidan qué parte o fase del proyecto hará cada integrante. Presenten su propuesta por escrito a su profesor para su evaluación y seguimiento.

Llegó el momento de llevar a cabo lo que planearon en la fase anterior. La siguiente actividad puede realizarse en cualquier región geográfica en la que vivan.

A esta etapa corresponde la actividad que desarrollaron Josefina, Agustín y Carlos, en la escuela María del Carmen Serdán Alatríste, de Campeche. Los pasos que llevaron a cabo les pueden ser útiles en el diseño que ustedes hagan y tendrán más elementos para proponer un prototipo innovador.

**Paso 1**

Los estudiantes definieron cuál era el propósito del proyecto: recuperar agua de diversas fuentes para hacer posible su consumo.

**Paso 2**

Revisaron una propuesta científica para hacer un purificador de agua doméstico con productos reciclados.

**Paso 3**

Se organizaron para conseguir los materiales en casa o comprar lo necesario:

**Materiales**

- ✓ 2 botellas de plástico de 1.5 l de capacidad
- ✓ Tijeras
- ✓ Papel filtro o tela de algodón
- ✓ Piedras medianas (de 2 o 3 cm de diámetro aproximadamente) lavadas perfectamente
- ✓ Piedras pequeñas o grava bien lavadas
- ✓ Arena tamizada
- ✓ Carbón ligeramente molido (las piezas no deben superar los 0.5 cm, aproximadamente)

**Sustancias**

- ✓ Agua de lluvia (en caso de que no sea temporada de lluvias pueden emplear agua residual del lavado de los trastos o de ropa, que son consideradas aguas grises).
- ✓ Cloro

**Paso 4**

**Desarrollo del purificador**

Tomaron 50 mililitros de muestra de agua de lluvia en un vaso y conservaron un poco para compararla posteriormente. Escribieron en su bitácora de proyecto las características del agua como color, olor, turbidez, tierra, aceite o partículas de polvo.

**Paso 5**

Cortaron a la mitad una de las botellas de plástico y conservaron la parte que tiene el fondo.

En la segunda botella midieron 2 centímetros desde el fondo hacia arriba y marcaron la circunferencia con una línea punteada y recortaron:

- Tomaron la taparrosca de la segunda botella y con un clavo perforaron el centro.
- Cortaron un círculo de papel filtro del diámetro de la taparrosca y lo introdujeron en ella.
- Colocaron la tapa en la botella y lo mantuvieron con la boca hacia abajo.
- Introdujeron los materiales en el siguiente orden y en capas de tres centímetros cada una: carbón, arena, grava y piedras medianas.
- Colocaron la botella con los materiales dentro de la botella que cortaron por la mitad; esta última sirvió como soporte y recolector del agua ya filtrada.
- En la parte abierta de la botella vertieron un litro del agua que recolectaron y esperaron a que se filtrara.

**Paso 6**

**Obtención del agua filtrada**

- Cuando se terminó de filtrar el agua escribieron en su bitácora las características del agua y guardaron su filtro.
- Determinaron el volumen de líquido que recuperaron.
- Agregaron una gota de cloro. Agitaron y dejaron reposar por 10 minutos.
- Hirvieron el agua, los primeros tres minutos con la olla destapada, y los siete restantes con la olla tapada.
- Después percibieron y anotaron las características de color y olor del agua que recuperaron después del filtrado.

**Paso 7**

**Análisis de resultados**

Respondieron las siguientes preguntas:

- ¿Cuáles son las diferencias más evidentes entre la muestra de agua inicial y la muestra filtrada?

- ¿En qué parte del filtrado se eliminaron los sólidos?
- ¿Consideran que el filtro creado fue eficiente para eliminar las sustancias que le daban el aspecto original al agua? ¿Por qué?
- ¿En qué parte del filtrado se eliminó el color (si es que lo había)?
- ¿Consideran que el filtro fue eficiente para eliminar los olores que tenía la muestra original? ¿Por qué?
- ¿Para qué se añadió cloro al agua?
- ¿Cuál es el propósito de hervir el agua?

- ¿Es posible considerar que el agua quedó limpia? ¿Por qué?
- ¿Podría beberse el agua ya tratada? ¿Por qué?
- ¿Cómo podrían saber si su agua es potable?
- ¿Qué cambiarían, mejorarían o rediseñarían del proceso que experimentaron?

Elaboraron una conclusión en la que resaltaron lo que aprendieron.

Escribieron todas las observaciones, resultados, errores, así como todo lo que consideraron importante en su bitácora del proyecto y usaron toda esa información para redactar un reporte escrito.

Con la información obtenida y trabajando en equipo, decidan qué parte o fase del proyecto hará cada miembro del equipo. Presenten esta información por escrito a su profesor para su evaluación y seguimiento.

**FASE 4 Comunicación**

Dada la importancia del tema que abordaron en este proyecto, den a conocer sus resultados. Elaboren un reporte en el que presenten el diseño de su sistema purificador de agua, destaquen la importancia de recuperar y reutilizar el agua; si su proyecto lo hicieron con agua de lluvia, mencionen cuál sería la importancia de contar con sistemas que evitarán que las aguas residuales del lavado sean eliminadas sin tratamiento previo; si su proyecto lo hicieron con agua residual, destaquen la importancia de recuperar el agua de lluvia.

1. Incluyan en su reporte las reflexiones y conclusiones a las que llegaron a partir de las siguientes preguntas guía.
  - a) ¿Cuáles son las ventajas o beneficios de recuperar o reutilizar el agua del ambiente?
  - b) ¿Existen desventajas al recuperar y reutilizar el agua de esta manera?
  - c) ¿Cuál es el costo-beneficio de estos procesos?

2. Elaboren su reporte con alguno de los siguientes formatos:
  - a) Presentación de diapositivas en una computadora
  - b) Folleto o tríptico
  - c) Cartel
  - d) Video
3. Intercambien su reporte con otros equipos y pídanles que les sugieran cómo mejorarlo. Después, muéstrenselo a su profesor y organicen una presentación a sus padres, a la comunidad escolar o a sus vecinos. También pueden darlo a conocer a través de las redes sociales.



**Tic y más...**



Les sugerimos que consulten las siguientes páginas de internet. En esos documentos pueden encontrar ideas útiles.

<[http://www.agua.unam.mx/noticias/2013/unam/not\\_unam\\_marzo26.html](http://www.agua.unam.mx/noticias/2013/unam/not_unam_marzo26.html)>

Cordero Sancho, Mónica, "Crean diseño que purifica el agua", en *Red del agua*, UNAM, disponible en:

<[http://www.agua.unam.mx/noticias/2012/internacionales/not\\_inter\\_julio14\\_2.html](http://www.agua.unam.mx/noticias/2012/internacionales/not_inter_julio14_2.html)>

Mazari Hiriart, Marisa, "El agua como recurso", en *¿Cómo ves?*, número 54, disponible en:

<<http://www.comoves.unam.mx/numeros/articulo/54/el-agua-como-recurso>>

Para conocer algunas líneas de acción para fomentar la cultura de ahorro del agua visita:

<<http://www.conagua.gob.mx>>

Para estar prevenidos y recolectar el agua de lluvia consulta el Sistema Meteorológico Nacional (SMN):

<<http://smn.cna.gob.mx>>

(Consulta: 23 de enero de 2017).

**¡Un ojo al dato!**



¿Alguna vez has reflexionado acerca de cuánta agua se necesita para obtener algunos productos que utilizamos cotidianamente?

- Se necesitan 5680 litros de agua para producir un barril de cerveza y 200 litros para producir un solo litro de refresco.
- El proceso para la fabricación del papel necesario para editar un periódico requiere más o menos 568 litros de agua.
- Cada año se arrojan al mar más de 450 kilómetros cúbicos de agua contaminada. Para diluir esta polución se utilizan 6000 kilómetros cúbicos adicionales de agua dulce.
- Una lámpara incandescente posee 0.01% de su peso en mercurio, sin embargo, arrojarla a una fuente de agua puede contaminar hasta 30 000 litros.



**Figura 1.69** Se requieren de 7 000 litros de agua para refinar un barril de petróleo crudo.



**FASE 5 Evaluación**

Aunque esta fase se denomina "evaluación", esto no implica otorgar un valor numérico al trabajo de otro. En los proyectos no hay aprobados o reprobados, sino que se trata de que cada quien analice en qué puede mejorar (autoevaluación). En suma, cómo mostrar mejores actitudes ante el trabajo colaborativo. Esta reflexión fortalecerá tus resultados en el futuro, en diversas áreas.

Asimismo, esta etapa del trabajo conjunto es la ocasión para que todos aprendan de sus compañeros, reciban retroalimentación y conozcan cuáles son los puntos que deben mejorar, con el propósito de enriquecer proyectos posteriores. Siempre deben mostrar respeto entre compañeros y a esto se le conoce como coevaluación, es decir, "yo te evalúo, y tú me evalúas".

1. Contesten las siguientes preguntas, primero de manera individual y luego en equipo, para que se percaten de los logros alcanzados en este proyecto:

| Preguntas para evaluar nuestro proyecto  |
|--|
| ¿Cómo fue tu participación en el proyecto?   |
| ¿Participaste, tomaste notas y propusiste algunos modos para mejorar la práctica?                                    |
| ¿Preguntaste tus dudas y ayudaste a los demás a resolver sus inquietudes?  |
| ¿Cómo fue la comunicación con tus compañeros de equipo?  |
| ¿De qué manera este tipo de proyectos ayudan a que tu entorno sea más amigable con el ambiente?                      |
| ¿El trabajo en equipo te resulta importante? ¿Por qué?   |
| ¿La capacidad de tus compañeros para dialogar y aportar ideas enriquecieron tu modo de pensar? Explica tu respuesta. |

2. Al final, muestren sus respuestas a su profesor y pídanle su opinión al respecto. En ocasiones, él percibirá aspectos que ustedes pasaron por alto y, de esta manera, retroalimentará su trabajo.

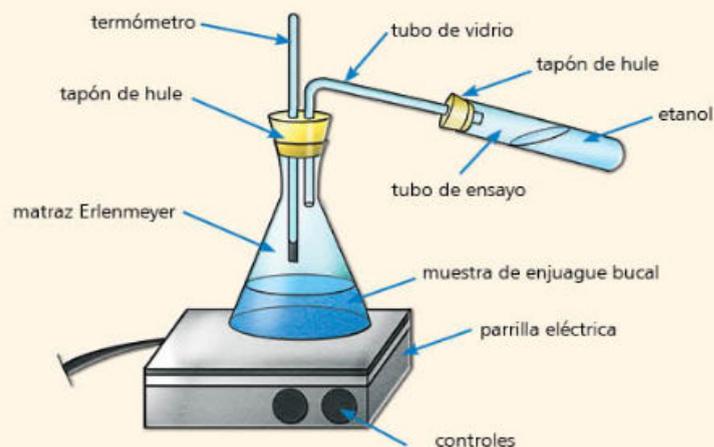


## Los enjuagues bucales

En el desarrollo de un proyecto de *Ciencias III*, el equipo de Mayra, Joaquín y Perla, en Veracruz, realizó el siguiente procedimiento para comprobar si existe una variación en la concentración de etanol entre diferentes marcas de enjuague bucal. Tú puedes seguir estos pasos y consolidar tus aprendizajes.

### Procedimiento

1. Los estudiantes colocaron un matraz de 500 ml con 100 ml de enjuague bucal "Alfa". Taparon el matraz con un tapón con dos orificios (horadado) que conectaron previamente a un tubo de vidrio y a un termómetro.
2. Calentaron el matraz lentamente en la parrilla eléctrica para evitar que hirviera la muestra de enjuague "Alfa".
3. Cuando la temperatura de la mezcla dejó de aumentar (alrededor de los 78 °C) colectaron, en un tubo de ensayo, el líquido que se condensa a través del tubo de vidrio y dejaron de recolectarlo cuando la temperatura comenzó a aumentar de nuevo (alrededor de los 80 °C).
4. Repitieron el procedimiento con la muestra de enjuague bucal: "Gama" y "Omega".
5. Registraron, en su cuaderno, cuántos mililitros de etanol recolectaron de cada muestra de los enjuagues "Alfa", "Gama" y "Omega", midiendo el líquido con una probeta.
6. Anotaron en su cuaderno los datos que se obtuvieron del experimento.



| Enjuague                | Alfa | Gama | Omega |
|-------------------------|------|------|-------|
| Cantidad de etanol (ml) | 17.5 | 12.0 | 6.0   |

### Pregunta 1

De acuerdo con los métodos de separación de mezclas, ¿cuál emplearon los estudiantes para separar el etanol?

- a) Filtración
- b) Destilación
- c) Cristalización
- d) Decantación

### Pregunta 2

Selecciona alguno de los siguientes argumentos que justifica el proceso del método empleado para la separación de etanol de cada enjuague bucal.

- a) Al calentarse la mezcla se desprende vapor formado por agua, que arrastra consigo etanol procedente de la muestra.
- b) Al calentarse la mezcla se desprende primero vapor de etanol, ya que tiene una temperatura de ebullición menor que la del agua.

### Pregunta 3

¿Para qué se mide la temperatura mientras se separa el etanol de la mezcla?

- a) La temperatura de ebullición del etanol indica el momento en que éste comienza a evaporarse. La temperatura cambia cuando ya no hay etanol en la mezcla.
- b) La temperatura de ebullición del etanol cambia con la concentración de éste en cada enjuague bucal. A mayor concentración, mayor temperatura de ebullición.

### Pregunta 4

¿Por qué las mezclas de enjuague bucal se deben calentar en parrilla eléctrica y no a fuego directo? Explica.

---



---



---



---

### Pregunta 5

¿Este método de separación serviría para determinar si la concentración de etanol, en un enjuague bucal, está dentro de los límites permitidos? Explica por qué.

---



---



---



---

### Pregunta 6

¿Podría determinarse con este método si se ha utilizado metanol en lugar de etanol para elaborar el enjuague bucal? Argumenta tu respuesta.

---



---



---



---



Contenido 1:  
Clasificación de materiales



Contenido 2:  
Estructura de materiales



Contenido 3:  
Importancia de reusar los metales

## Las propiedades de los materiales y su clasificación química

Con la materia nos relacionamos de manera cotidiana, ¿te has preguntado cómo está constituida? Esa pregunta es el eje de este bloque. Estudiaremos, en un principio, cómo están constituidos los diversos materiales, desde los que podemos percibir mediante nuestros sentidos (mezclas, compuestos y elementos) hasta las partículas fundamentales del átomo (electrones, neutrones y protones). También estudiaremos, de manera general, cómo se forman los compuestos a partir de los elementos.

### CONTENIDO 1

Clasificación de los materiales

### CONTENIDO 2

Estructura de los materiales

### CONTENIDO 3

¿Cuál es la importancia de rechazar, reducir, reusar y reciclar los metales?

### CONTENIDO 4

Segunda revolución de la química

### CONTENIDO 5

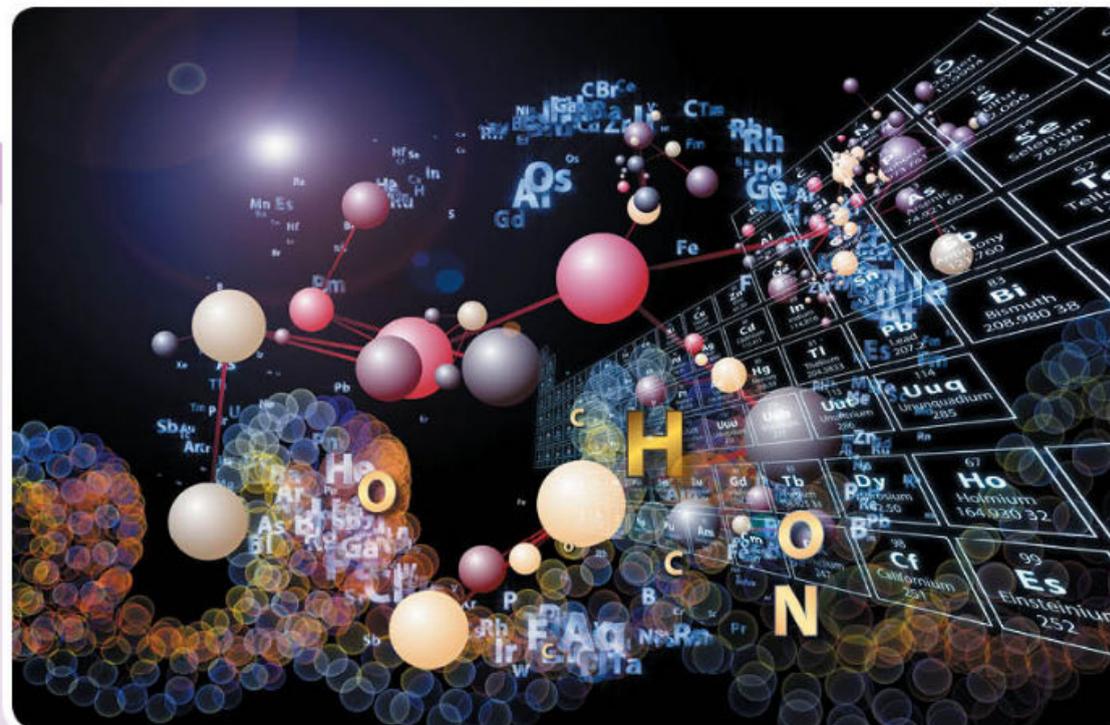
Tabla periódica: organización y regularidades de los elementos químicos

### CONTENIDO 6

Enlace químico

### PROYECTO B2

¿Cuáles elementos químicos son importantes para el buen funcionamiento de nuestro cuerpo?



### APRENDIZAJES ESPERADOS

Al finalizar este bloque serás capaz de:

- Establecer criterios para clasificar materiales cotidianos en mezclas, compuestos y elementos considerando su composición y pureza.
- Representar y diferenciar mezclas, compuestos y elementos con base en el modelo corpuscular.
- Identificar los componentes del modelo atómico de Bohr (protones, neutrones y electrones), así como la función de los electrones de valencia para comprender la estructura de los materiales.
- Representar el enlace químico mediante los electrones de valencia a partir de la estructura de Lewis.
- Representar mediante la simbología química elementos, moléculas, átomos, iones (aniones y cationes).
- Identificar algunas propiedades de los metales (maleabilidad, ductilidad, brillo, conductividad térmica y eléctrica) y relacionarlas con diferentes aplicaciones tecnológicas.
- Identificar en su comunidad aquellos productos elaborados con diferentes metales (cobre, aluminio, plomo, hierro), con el fin de tomar decisiones para promover su rechazo, reducción, reuso y reciclado.
- Identificar el análisis y la sistematización de resultados como características del trabajo científico realizado por Cannizzaro, al establecer la distinción entre masa molecular y masa atómica.
- Identificar la importancia de la organización y sistematización de elementos con base en su masa atómica, en la tabla periódica de Mendeleiev, que lo llevó a la predicción de algunos elementos aún desconocidos.
- Argumentar la importancia y los mecanismos de la comunicación de ideas y productos de la ciencia como una forma de socializar el conocimiento.
- Identificar la información de la tabla periódica, analizar sus regularidades y su importancia en la organización de los elementos químicos.
- Identificar que los átomos de los diferentes elementos se caracterizan por el número de protones que los forman.
- Relacionar la abundancia de elementos (C, H, O, N, P, S) con su importancia para los seres vivos.
- Identificar las partículas e interacciones electrostáticas que mantienen unidos a los átomos.
- Explicar las características de los enlaces químicos a partir del modelo de compartición (covalente) y de transferencia de electrones (iónico).
- Identificar que las propiedades de los materiales se explican a través de su estructura (atómica, molecular).
- A partir de situaciones problemáticas, plantear preguntas, actividades por desarrollar y recursos necesarios, considerando los contenidos estudiados en el bloque.
- Plantear estrategias con el fin de dar seguimiento a su proyecto, reorientando su plan en caso de ser necesario.
- Argumentar y comunicar, por diversos medios, algunas alternativas para evitar los impactos en la salud o el ambiente de algunos contaminantes.
- Explicar y evaluar la importancia de los elementos en la salud y el ambiente.

## Clasificación de los materiales

### 1.1 Mezclas y sustancias puras: compuestos y elementos

#### Lo que sabemos

Josué le pidió a su tía que lo llevara a una perfumería para investigar cómo elaboraban los perfumes.

Dentro de un laboratorio de perfumes, la empleada explicó que éstos eran mezclas de aceites esenciales (de almendras o geranio), parafinas, fijadores y materias primas como el esperma de ballena (que se usa para dar consistencia a los cosméticos) y el estearato de zinc (figura 2.1).



Figura 2.1 Para producir un perfume es necesario mezclar una esencia, un fijador y un medio para diluirlos.

- De acuerdo con el relato anterior y, con lo que sabes, reflexiona y contesta:
  - Si un compuesto involucra los elementos de la tabla periódica, ¿qué lo distingue de una mezcla?
  - ¿Qué clase de mezcla es el perfume?
  - Además de los perfumes, ¿qué otras mezclas conoces?
  - ¿Por qué consideras que es importante hacer la distinción entre mezcla y compuesto?

- Discute tus respuestas en el grupo y compáralas con las de tus compañeros.

Como estudiaste en el bloque anterior, la mayoría de los materiales que nos rodean forman mezclas a partir de diferentes sustancias; es lo que ocurre cuando preparas agua de limón: puedes distinguir los sabores de cada uno de los ingredientes como el limón y el azúcar, y sabes que la combinación de esos ingredientes le confiere al agua su sabor particular. En la vida diaria haces mezclas de sustancias para obtener algún beneficio de su combinación, como en el caso de la preparación de un alimento, o incluso, también separas los componentes de una mezcla para beneficiarte de sus propiedades por separado, como cuando haces pasar el agua de la llave por un filtro para obtener agua limpia (figura 2.2).

- De manera grupal y con ayuda de tu profesor indica, de las siguientes mezclas, algunas de las sustancias que las forman: agua de mar, café, bronce, mayonesa, aire y gelatina.
- Discutan sus respuestas y lleguen a acuerdos respecto a la actividad.



Figura 2.2 Al pasar agua de la llave por un filtro, separamos los componentes de una mezcla y nos beneficiamos al obtener agua potable.

#### ¡Un ojo al dato!

En 1370 se creó el primer perfume llamado "Agua de Hungría" para la Reina Isabel de dicho país. Ese perfume se asemejó a los que usamos actualmente porque los monjes húngaros le agregaron alcohol a la mezcla de aceites.

#### ¡CONOZCAMOS JUNTOS!

Como estudiaste anteriormente, una **mezcla** es la combinación de dos o más sustancias que conservan su composición química y sus propiedades físicas y, por lo tanto, podemos separar estas sustancias mediante un método de separación. También aprendiste que, por ejemplo, una mezcla como la que se encuentra en el alcohol de farmacia que, por lo general, es de 96° o al 96%, es una mezcla en la que por cada 100 ml, 96 son de alcohol y 4 son agua. Ésta se puede separar por destilación, lo que se obtiene, en ese caso, es alcohol y agua (en ese orden) por la diferencia en sus puntos de ebullición (100 y 78.3 °C, respectivamente).

Para definir con claridad lo que es una mezcla, conviene saber primero lo que es una **sustancia pura**. Ésta puede definirse como la materia cuya composición química es definida, y que presenta propiedades intensivas específicas.

La anterior explicación nos obliga a analizar lo que es la **composición química**, la cual se expresa por medio de la **fórmula química** de la sustancia; por ejemplo, el agua (H<sub>2</sub>O) es una sustancia que contiene dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno. No importa si está en estado sólido, líquido o gaseoso. Si está contaminada o en un vaso de agua fresca: en cualquiera de sus formas, sigue teniendo la misma composición química (figura 2.3).

#### Glosario

##### Fórmula química.

Representación simbólica de la molécula o unidad estructural de una sustancia en la que se indica la cantidad o proporción de átomos que intervienen.



**Figura 2.3** El agua en cualquier forma que se encuentre mantiene su composición química propia, al igual que sus propiedades físicas.

Debes recordar que las **propiedades físicas** se refieren a las características de los materiales, entre ellas: densidad, punto de ebullición y punto de fusión. Es importante tener esto en cuenta, ya que, por lo general, una mezcla no tiene propiedades físicas constantes, y su composición puede ser variable.

Existen tablas en las que se encuentran las propiedades físicas de muchas sustancias; éstas se pueden comparar para determinar la pureza de una sustancia específica, cuando se aísla una mezcla.

En nuestro análisis es necesario distinguir que las sustancias puras (o simplemente sustancias) pueden ser de dos tipos: elementos o compuestos. Podemos definir un elemento como aquella sustancia que está conformada por átomos de la misma clase; por ejemplo el cobre, el diamante o el azufre (figura 2.4) están formados nada más por átomos de cobre, de carbono o de azufre, respectivamente. Los elementos no pueden ser separados por métodos químicos ni físicos para obtener sustancias más simples.

En cambio, un compuesto es una combinación de dos o más elementos que se puede descomponer tan sólo mediante métodos químicos. Ejemplos de compuestos son también los ilustrados en la figura 2.4.

**Tic y más...**

Repasa tus conocimientos sobre mezclas y separaciones, en este sitio: <http://www.educ.ar/sitios/educar/recursos/ver?id=15069> (Consulta: 23 de enero de 2017).



**Figura 2.4** Algunos ejemplos de compuestos y elementos.

**Experimenten**

**Materiales**

- Recipiente para hervir agua (de preferencia que no sea de aluminio)
- Un agitador de vidrio, o bien, una cuchara
- Un sistema de calentamiento, puede ser parrilla eléctrica o mechero de gas o alcohol

**Sustancias**

- Papel aluminio (10 cm x 10 cm)
- Una pizca de bicarbonato de sodio
- Una pieza de plata opaca
- Un vaso con agua

**Por seguridad**

Tengan cuidado con la orilla del papel aluminio para evitar cortaduras.

**Propósito**

Establecer criterios para clasificar materiales cotidianos como mezclas, compuestos o elementos con base en su composición y pureza.

**Procedimiento**

**Experimento 1**

1. Formen equipos de tres personas y coloquen el papel aluminio en el recipiente con la parte brillante hacia arriba y, sobre éste, la pieza de plata. Agreguen agua lentamente hasta cubrir la pieza de plata.
2. Añadan la pizca de bicarbonato de sodio y pongan a calentar el sistema, dejen hervir el agua entre cinco

y diez minutos, sin que se evapore por completo. Si es necesario, añadan más agua para que la plata siempre esté cubierta. Retiren de la fuente de calentamiento, dejen enfriar y limpien bien la pieza de plata con un trapo seco.

**Analicen sus resultados**

Los metales tienen la ventaja de que, en muchos casos, se encuentran como elementos: el cobre, la plata, el hierro, el oro o el aluminio. Una de sus características es su brillo. Cuando el metal se opaca, se debe a la formación de compuestos sobre su superficie.

1. Con base en lo anterior, determinen, al inicio del experimento, cuál de los dos metales está en forma elemental y cuál en forma de compuesto.
2. Al final del experimento, especifiquen cuál de los dos materiales ahora está en forma elemental y cuál en forma de compuesto.
3. Anoten sus observaciones y coméntenlas en grupo.
  - a) ¿Qué apariencia tenían el papel aluminio y la pieza de plata antes del experimento?
  - b) ¿Cuál es apariencia de estos dos materiales después del experimento?
4. Compartan sus resultados con sus compañeros y verifiquen sus respuestas con ayuda de su profesor.

**No olviden...**

juntar todas las disoluciones y entregarlas a su profesor para su tratamiento.

**El modelo corpuscular**

En tu curso de *Ciencias II*, bloque tres, estudiaste el modelo cinético de partículas, te recomendamos repasarlo para comprender mejor lo que es el modelo corpuscular, o modelo cinético de partículas, el cual explica que la materia está formada por partículas extremadamente pequeñas llamadas **moléculas**, las cuales se encuentran



en continuo movimiento y ejercen fuerzas de atracción y repulsión entre sí. Por lo general, éstas se representan como pequeñas esferas.

Dependiendo del estado de agregación de la materia, las moléculas se mueven más o menos; pues entre ellas hay un vacío.

Para ilustrar mejor los conceptos de sustancia y mezcla, a partir del modelo corpuscular, te sugerimos llevar a cabo la siguiente actividad en equipo (dos o tres personas).

### Acción y reacción

1. Para realizar esta actividad lleva el siguiente material: 3 barritas de plastilina de colores azul, rojo y verde, una caja de palillos de madera y una caja que tenga el tamaño aproximado de media caja de zapatos.
2. Con la plastilina moldea bolitas de cada color del tamaño de una canica mediana. Las bolitas azules representarán átomos de nitrógeno; las rojas, átomos de oxígeno; y las verdes, átomos de cloro (figura 2.5).



Átomo de nitrógeno  
N



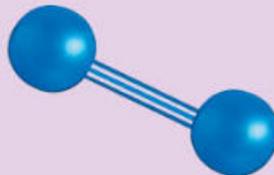
Átomo de oxígeno  
O



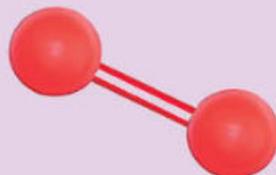
Átomo de cloro  
Cl

Figura 2.5 Representación de átomos de acuerdo con el modelo corpuscular.

3. El siguiente paso es que con palillos de madera formes las moléculas de nitrógeno, oxígeno y cloro elementales. Observa que en el caso del nitrógeno debe haber tres palillos entre las esferas, en el oxígeno dos, y en el cloro uno (figura 2.6).



Molécula de nitrógeno  
N



Molécula de oxígeno  
O



Molécula de cloro  
Cl

Figura 2.6 Representación de moléculas de acuerdo con el modelo corpuscular.

4. Coloca en la caja de cartón las moléculas de nitrógeno; la idea es obtener un sistema con un elemento. Coloca los modelos que construiste de las moléculas de oxígeno y cloro, de manera aleatoria. Si puedes, agita la caja de tal manera que no se rompan los modelos. ¿Qué se formó? Coméntalo con tus compañeros y lleguen a una conclusión.
5. Ahora, intercambien bolitas azules y rojas o verdes y rojas. En este caso no importa tanto que sepan cuántos palillos debe haber en cada uno de los productos, ¿qué se ha formado? ¿Se trata de algo diferente de lo que formaron en el paso anterior?

6. Analicemos lo que hiciste en la actividad: tienes la caja con los modelos de las tres moléculas. Como es posible separar cada uno (sacando los modelos de la caja), en realidad lo que tenemos es una mezcla. Si tuviéramos los gases en un contenedor, en la práctica requeriremos de un método de separación que funcione con base en las propiedades físicas de cada sustancia (figura 2.7).

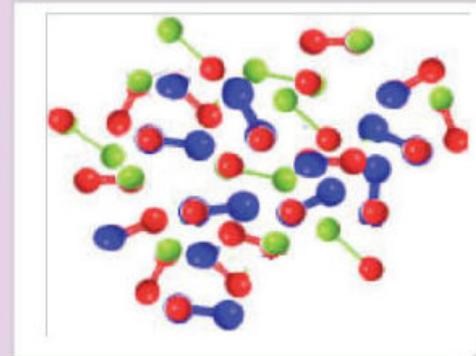
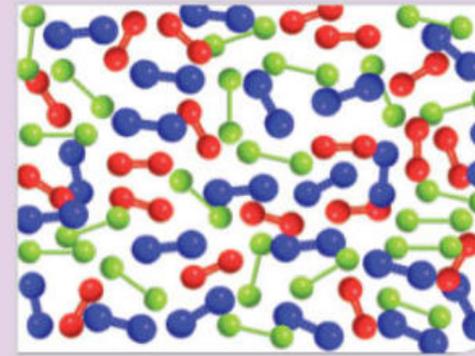


Figura 2.7 ¿Qué representan las moléculas así dispuestas en la caja, en cada caso?

En el caso de los modelos, una vez que tengamos cada gas por separado, sólo hay una manera de obtener los átomos que componen cada molécula: separándola de los palillos, es decir, romper los enlaces que mantienen unidas estas estructuras. En la vida real si se quisiera llevar a cabo este procedimiento, equivaldría a realizar un método de separación químico o descomposición.

¿Qué sucedió cuando separaron las bolitas y las combinaron? En este caso se representó físicamente lo que sucede cuando se forma un compuesto, que es una combinación de átomos diferentes, en proporciones variables. Para obtener cada bolita por separado o, átomos individuales, será necesario, al igual que en el caso anterior, llevar a cabo una reacción de descomposición.

No es posible convertir cada bolita en algo más pequeño, ni por métodos físicos ni por medios químicos, por lo que éstas representan elementos.

Como recordarás, con el modelo corpuscular también es posible entender mejor cómo se disponen las moléculas en los tres estados de agregación de la materia: sólido, líquido y gaseoso. En el estado sólido las **fuerzas intermoleculares** son grandes, lo que provoca que las moléculas se encuentren juntas y tengan menor movimiento. En estado líquido, las fuerzas intermoleculares son menores, lo cual hace posible que las moléculas tengan mayor separación y movimiento. En el estado gaseoso, las fuerzas intermoleculares son débiles, así que las moléculas se encuentran separadas y tienen mucho movimiento.

#### Hacia el proyecto

En un alimento preparado (un guisado, por ejemplo), se encuentran mezclas de sustancias nutritivas (proteínas, carbohidratos, lípidos) y éstas a su vez están compuestas por elementos químicos en diferentes proporciones. Piensa en esto cuando vayas a elegir el tema de tu proyecto final.

#### Glosario

##### Fuerzas intermoleculares.

Son aquellas que mantienen unidas a las moléculas.





### Apliquemos lo aprendido

En esta lección aprendiste la diferencia entre mezcla y sustancia pura y conociste los dos tipos de sustancias puras que existen: elementos y compuestos. También estudiaste que las sustancias puras que se combinan en una mezcla conservan su composición química y sus propiedades físicas y, por lo tanto, pueden separarse de la mezcla. Este conocimiento es útil para purificar materiales. Trabajen en parejas para reafirmar estas nociones.

1. Observen las siguientes imágenes y determinen si se trata de una mezcla o de una sustancia (especifiquen si es compuesto o elemento). Anótenlo en su cuaderno y expliquen por qué lo consideraron así. Comenten con los demás equipos el porqué eligieron sus respuestas y concluyan cuál era la clasificación correcta de los materiales.



Hierro



Té de jamaica



Vinagre



Pastel



Azúcar

2. De manera individual, elabora un mapa conceptual donde incluyas mezclas homogéneas, mezclas heterogéneas, compuestos y elementos; entrégalo a tu profesor para su evaluación, quien elegirá al azar a algunos de tus compañeros para que expongan ante el grupo su mapa conceptual.

## Estructura de los materiales

### 2.1 Modelo atómico de Bohr

### 2.2 Enlace químico

#### Lo que sabemos

Andrea y María José pasaron un día completo en Universum, Museo de las Ciencias de la UNAM, en la Ciudad de México. En la sala *Estructura de la materia* aprendieron lo que es la atracción y la repulsión eléctrica.

Ya agotadas, se sentaron en la cafetería para comer algo. Andrea tomó sus galletas y empezó a partir una en pedazos cada vez más pequeños.

María José la observaba asombrada:

—Pero, ¿qué haces? —preguntó pasmada—. Las galletas son para comerse.

—Me pregunto qué pasaría si pudiéramos partir en pedazos cada vez más pequeños esta galleta...

—¡Podíamos obtener átomos! Aunque creo que ya no seríamos capaces de verlos.

—Me parece interesante tu deducción, pero tienes razón, necesitaríamos un aparato especial para ver nuestros trocitos de galleta de tamaño atómico.



Figura 2.8 Nosotros y la materia que nos rodea, aunque no alcancemos a percibirlo con nuestros sentidos, estamos conformados por átomos.

1. En el estudio de la estructura de la materia es importante comprender cómo se unen los átomos para formar la materia; éste ha sido un problema que el hombre ha abordado desde hace muchos siglos. Reflexiona:
  - a) ¿Por qué consideras que los átomos y su estructura han sido estudiados desde diferentes perspectivas?
  - b) ¿Por qué consideras que para estudiar los átomos ha sido necesario desarrollar "modelos"?
  - c) ¿Puedes imaginar cómo se unen los átomos para conformar la materia?
2. En tu curso de *Ciencias II*, bloque 4, estudiaste algunos modelos atómicos, bázate en esos conocimientos para responder lo siguiente:
  - a) ¿Qué es un átomo?
  - b) ¿Cómo está constituido un átomo?
  - c) Observa las imágenes, ordénalas cronológicamente y determina quién propuso cada modelo. En tu cuaderno escribe lo que recuerdes de éstos.



a) Observa las imágenes, ordénalas cronológicamente y determina quién propuso cada modelo. En tu cuaderno escribe lo que recuerdes de éstos.

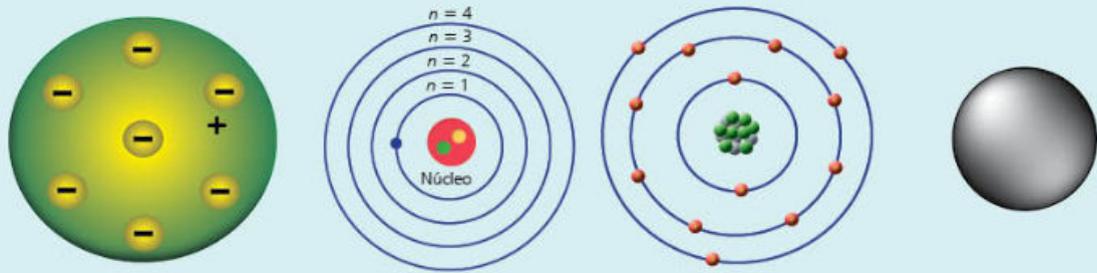


Figura 2.9 Modelos atómicos de Thomson, Bohr, Rutherford y Dalton.

3. Discutan y expongan sus respuestas en grupo y, con ayuda de su profesor, verifiquen qué tan correctas son. Al terminar este tema, retómenlas y corrijanlas si lo consideran necesario.

CONOZCAMOS JUNTOS



Figura 2.10 ¿Hasta qué punto podrías dividir la materia, como por ejemplo un gis?

En este apartado estudiarás el modelo atómico de Bohr, pero para llegar a su análisis, resulta importante remontarte a la antigua Grecia; ahí, los filósofos se preguntaban acerca de la constitución de la materia. Una de las dudas fundamentales era si ésta se podía dividir indefinidamente o si había un punto en el cual ya no se podía hacer esto (figura 2.10).

En el año 450 a.n.e. el filósofo griego Leucipo propuso que si dividiáramos la materia en partes cada vez más pequeñas, se llegaría hasta un límite en el cual ya no se podría dividir más.

Demócrito, alumno de Leucipo, puso a estas partículas indivisibles el nombre de **átomos**. Estos dos filósofos fundaron la corriente atomista, proponían que la realidad está formada por partículas indivisibles siempre en movimiento, y que las propiedades de la materia variaban, dependiendo de cómo se agruparan los átomos.

Esta corriente filosófica permaneció vigente hasta que en 1808 el inglés **John Dalton** (1766-1844) presentó la primera teoría atómica moderna. Sus postulados, basados en la idea atomista de los griegos, indicaban lo siguiente:

- La materia se compone de un número extremadamente grande de partículas diminutas llamadas átomos.
- Todos los átomos de un mismo elemento son semejantes en todos sus aspectos. En particular, todos los átomos del mismo elemento tienen masa constante.
- Los átomos son las unidades de los cambios químicos.
- Las moléculas se forman por la combinación de los átomos en relaciones fijas de números enteros pequeños.

¡Un ojo al dato!

John Dalton nació en Eaglesfield, un pueblo de Reino Unido en 1766. Estudió en Manchester y en 1794 presentó un trabajo acerca de la visión de los colores que impresionaría a la comunidad científica, al punto que a la ceguera al color se le llamó **daltonismo**. Fue físico y químico. En 1802 publicó su primer trabajo relacionado con el estudio de los gases y en 1803 postuló su modelo atómico, por lo que en 1825 se le otorgó una medalla por sus descubrimientos (figura 2.11). Falleció en Manchester en 1844.



Figura 2.11 El modelo atómico de Dalton se representa como esferas.

Para Dalton, cada elemento está formado por una clase de átomos distintos entre sí, por sus propiedades. Este científico asignó a cada elemento conocido un símbolo característico, el cual ha ido cambiando hasta llegar a los símbolos de los elementos químicos que conocemos actualmente (figura 2.12). La tabla que propuso es la siguiente:

|  |           |  |          |  |          |
|--|-----------|--|----------|--|----------|
|  | Hidrógeno |  | Azufre   |  | Plomo    |
|  | Nitrógeno |  | Magnesio |  | Plata    |
|  | Carbono   |  | Hierro   |  | Oro      |
|  | Oxígeno   |  | Cinc     |  | Mercurio |
|  | Fósforo   |  | Cobre    |  | Calcio   |

Figura 2.12 Algunos símbolos químicos propuestos por Dalton.

¡Un ojo al dato!

Joseph John Thomson (1856-1940) fue un físico británico. Realizó sus estudios en la Universidad de Manchester y en el Trinity College de Cambridge. En 1906 le fue concedido el Premio Nobel de Física por su trabajo sobre la conducción de la electricidad a través de los gases.

Dalton, sin embargo, no propuso cómo están constituidos los átomos. A principios del siglo XIX se sabía que algunos materiales podían perder o ganar carga eléctrica, algo que es común observar, por ejemplo, cuando frota un globo con el cabello y puedes pegarlo a la pared, es porque éste se carga de electricidad estática.

La pregunta que se hacían los investigadores era ¿en qué parte de los átomos se encontraba la carga eléctrica?

No fue sino hasta 1904 que **J. J. Thomson** propuso que la mayor parte de la masa del átomo está formada por cargas positivas ubicadas en una esfera; los electrones se encuentran inmersos en dicha esfera. A este modelo se le conoce como "budín de pasas", porque los electrones asemejaban a las pasas dentro de un budín de carga positiva (figura 2.13).

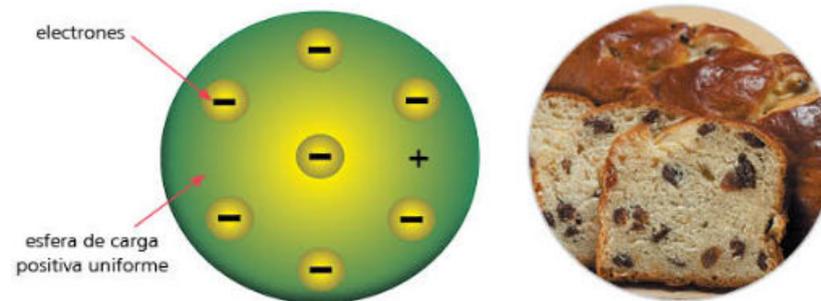


Figura 2.13 Modelo atómico de Thomson. Algunos encontraron en él semejanzas con un panqué de pasas.



Glosario

**Radiación.** Es la propagación de energía, ya sea como ondas electromagnéticas o partículas.

**Electrón.** Partícula subatómica con una carga eléctrica elemental negativa.



En 1911 **E. Rutherford**, después de una serie de experimentos, propuso un modelo atómico en el que existía un núcleo en el centro del átomo, el cual contenía casi toda la masa del átomo. Este centro estaba formado por protones que son partículas cargadas positivamente y neutrones que son partículas sin carga. Rodeando al núcleo se encuentran órbitas circulares por donde giran los electrones.

El modelo de Rutherford también indicaba que el átomo es eléctricamente neutro; es decir, que el número de protones es igual al número de electrones en cada átomo. Uno de los problemas más importantes del modelo de Rutherford es que contradecía las leyes del electromagnetismo de Maxwell, las cuales indicaban que una carga eléctrica en movimiento emite energía continuamente en forma de radiación. Esto apuntaría a que el **electrón** caería poco a poco hacia el núcleo y la materia se destruiría (figura 2.14).

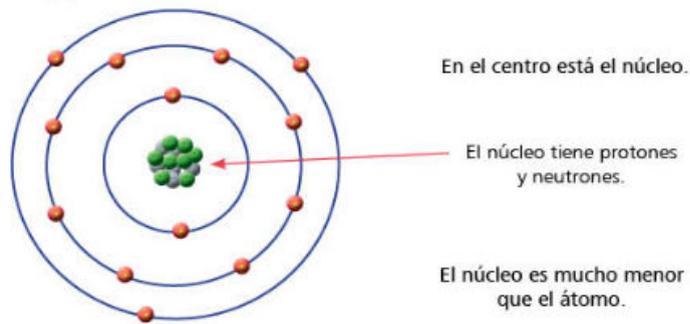


Figura 2.14 Modelo atómico de Rutherford.

Tic y más...

Complementa tu conocimiento sobre los modelos del átomo visitando: [http://bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen1/ciencia2/42/htm/sec\\_6.html](http://bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen1/ciencia2/42/htm/sec_6.html) > Mendoza Cruz, María, *Poesía química*, México, IPN, disponible en: <http://bibliotecavirtual.diba.cat/documents/10934/2694863/document1.pdf> > (Consulta: 23 de enero de 2017).



Fue entonces cuando un físico danés, **Niels Bohr**, propuso un modelo que resolvía este asunto. Su propuesta puede describirse del siguiente modo:

- El electrón gira alrededor del núcleo en órbitas circulares sin emitir energía radiante.
- Las órbitas en las que giran los electrones no se encuentran a cualquier distancia del núcleo, sino que sólo hay ciertas órbitas que tienen una energía específica o valores permitidos de un parámetro que Bohr denominó número cuántico  $n$  y que se les asigna números enteros  $n = 1, 2, 3, 4, 5...$  hasta siete; a cada valor de  $n$  se le denomina nivel de energía.

En la figura 2.15 se muestra el modelo atómico de Bohr, en el que se representan cuatro de los siete niveles de energía que propone el modelo; cada uno de estos niveles soporta un número determinado de electrones; es decir, no se puede colocar cualquier número de electrones en cada nivel de energía. Para los cuatro primeros niveles, el número máximo de electrones es el siguiente:



Figura 2.15 Modelo atómico de Bohr para el átomo de hidrógeno, se muestran sólo los primeros cuatro niveles de energía.

El modelo indica que la energía requerida para que un electrón ocupe un nivel de energía aumenta conforme el nivel está más alejado del núcleo; por ello los electrones comienzan a ocupar los niveles de energía de 1 a 7.

Este modelo explica bien el comportamiento del átomo de hidrógeno cuando emite energía, pero no el de los elementos más pesados, debido a que el modelo es relativamente simple.

Analícemos más de cerca el **modelo de Bohr**, empleando el átomo de litio (Li):

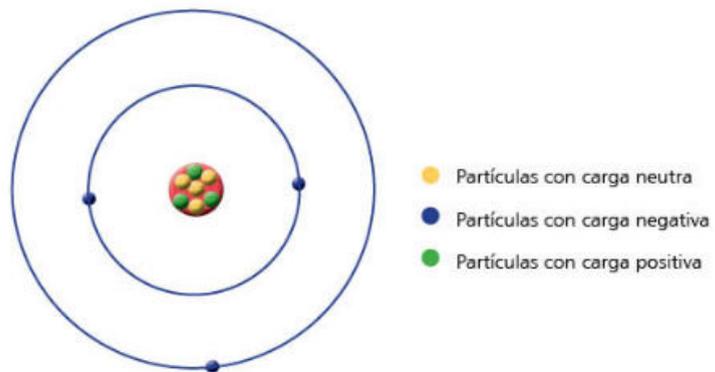


Figura 2.16 Modelo de Bohr para el átomo de litio (Li).

En la figura 2.16 podemos diferenciar bien el núcleo y las partículas que lo forman, que son los neutrones y los protones. En esta parte del átomo se concentra la mayor cantidad de masa. En las órbitas se distribuyen los electrones. Como el átomo es eléctricamente neutro, la cantidad de protones en el núcleo es igual a la cantidad total de electrones.

Hay dos conceptos que nos serán de utilidad para construir el modelo atómico de los diferentes elementos químicos:

- a) Número atómico ( $Z$ ) que corresponde al número de protones ( $p^+$ ) en el átomo correspondiente.

$$Z = p^+$$

- b) Masa atómica ( $A$ ) que es la suma de protones ( $p^+$ ) y neutrones ( $n^0$ ) en el núcleo.

$$A = p^+ + n^0$$

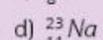
En estas ecuaciones,  $p^+$  es la representación de los protones y  $n^0$  la de los neutrones, mientras que  $e^-$  corresponde a la de los electrones.

Usando  $X$  para representar el símbolo de un elemento cualquiera, se emplea la siguiente notación, que indica el número atómico ( $Z$ ) y la masa atómica ( $A$ ) de un elemento.



Acción y reacción

1. De manera individual, elabora en tu cuaderno una tabla en la que indiques el número de protones, neutrones y electrones de cada uno de los siguientes elementos. Recuerda que los átomos son eléctricamente neutros.



Tic y más...

En el siguiente sitio obtén información completa sobre los modelos atómicos: [http://portalacademico.cch.unam.mx/alumno/quimica1/u2/modelos\\_atomicos/modelosatomicos](http://portalacademico.cch.unam.mx/alumno/quimica1/u2/modelos_atomicos/modelosatomicos) > (Consulta: 23 de enero de 2017).



2. Discute en clase tus resultados; con ayuda de tu profesor elijan compañeros al azar para que presenten sus resultados en el pizarrón. Verifica si los tuyos son correctos.
3. Una vez verificadas tus respuestas, forma equipos con otros dos compañeros y juntos construyan el modelo atómico de Bohr para los anteriores elementos químicos.
4. Lo que harás será colocar en el núcleo los protones y neutrones que constituyen cada elemento; después pondrás los electrones: el primero en el primer nivel de energía, hasta un máximo de 2; después continuarás con el siguiente nivel, colocando los electrones que requieras hasta un máximo de 8. Continúa el procedimiento hasta que el número de electrones sea igual al de protones; es decir, la construcción de cada modelo para cada átomo es progresiva. Anota todas tus dudas en tu cuaderno y plantéalas a tu profesor.

Ya tenemos un modelo para comprender cómo es la estructura atómica de la materia; estudiemos, ahora cuáles son los **electrones de valencia**, para lo cual analicemos la siguiente imagen:

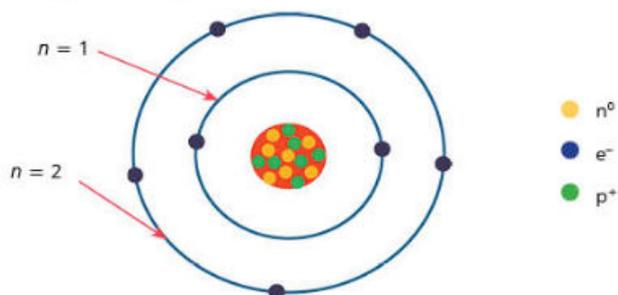


Figura 2.17 Modelo de Bohr para el átomo de nitrógeno (N).

Tenemos dos niveles (recuerda que cada nivel puede alojar los siguientes electrones).

- $n = 1$  como máximo 2 electrones
- $n = 2$  como máximo 8 electrones

En el átomo de nitrógeno tenemos siete electrones ubicados en los niveles 1 y 2. Dos electrones en el primer nivel y los restantes (cinco) en el segundo. No se puede completar ningún nivel hasta que el anterior esté lleno a su máxima capacidad.

En este caso al nivel 1, que está completamente ocupado por electrones, le denominamos **nivel interno** y al nivel dos, que está casi completo, lo nombramos **nivel externo**. Si en el nivel 3 tuviéramos electrones, como sería el caso para el sodio (Na), ése sería el nivel externo y los niveles 1 y 2 el interno.

A los electrones que se encuentran en el nivel externo se les denomina electrones de valencia. Éstos son empleados por los átomos para formar compuestos.

El nitrógeno (N), que está representado en la figura 2.17, tiene cinco electrones de valencia, que se encuentran en el nivel 2.

La pregunta que en este punto podrías hacerte es ¿hay alguna manera sencilla de representar los electrones de valencia? La respuesta es sí, y eso puede hacerse mediante las estructuras de Lewis que propuso el fisicoquímico Gilbert Newton Lewis en 1916, que consiste en el símbolo del elemento rodeado de puntos que representan los electrones de valencia.

Veamos un ejemplo con el átomo de nitrógeno (N); en primer lugar se coloca el símbolo del elemento:



Después se determinan los electrones de valencia que, de acuerdo con la figura anterior, son cinco. Imagina que el símbolo del elemento está dentro de un cuadrado. Entonces colocarás los electrones de valencia a cada lado del cuadrado, primero de uno en uno y después se aparean hasta un máximo de ocho electrones, dependiendo del elemento. En nuestro ejemplo colocamos primero cuatro de los electrones de valencia:



Como son cinco electrones de valencia, colocamos el último formando un par de electrones a un lado del elemento.



Ahora relacionemos el modelo atómico de Bohr para obtener la estructura de Lewis; en primer lugar, determinamos el modelo atómico correspondiente al elemento de interés, determinando el número de electrones, neutrones y protones que lo forman. Después especificamos los electrones de valencia y con ellos elaboramos las estructuras de Lewis del elemento correspondiente (figura 2.18).

Observa el ejemplo siguiente para el átomo de magnesio (Mg):  $^{24}_{12}\text{Mg}$ .

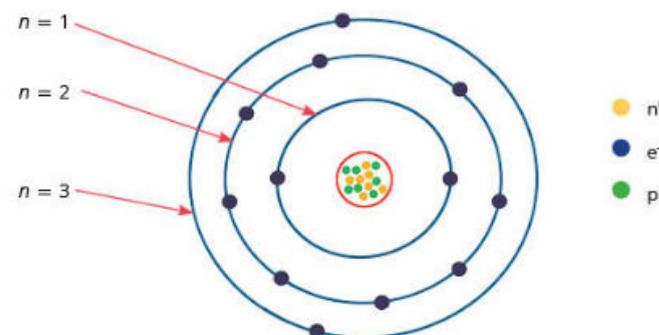


Figura 2.18 Modelo de Bohr para el átomo de magnesio; no se colocan todos los neutrones y protones en el núcleo por falta de espacio.

En este caso, los electrones de valencia están en el nivel 3 y son dos; con esta información elaboramos la estructura de Lewis, teniendo en cuenta que se coloca el símbolo del elemento y después los electrones de valencia de uno en uno hasta completar dos; recuerda que si hay más electrones de valencia se ubican por pares. En nuestro ejemplo, el magnesio sólo tiene dos electrones de valencia:



**¡Un ojo al dato!**

Si consultas la tabla periódica (que estudiaremos un poco más adelante en este mismo bloque) verás que los elementos del grupo A (llamados también representativos) son los que están en los grupos I al VIII o en la nomenclatura más moderna, en los grupos 1, 2 y del 13 al 18. El periodo (o renglón) en el que está el elemento, te dirá cuántas órbitas dibujar en el modelo de Bohr y el grupo (columna) indica el número de electrones de valencia del elemento (en el caso de los elementos que están de los grupos 13 al 18, deberás restar 10 para obtener el número de electrones de valencia) para dibujar su estructura de Lewis.

## Acción y reacción

1. Forma equipos con otros tres compañeros; juntos elaboren en su cuaderno las estructuras de Lewis de los siguientes elementos químicos, siguiendo el procedimiento descrito para el ejemplo del átomo de magnesio.



2. Expongan sus resultados al grupo, compárenlos con sus compañeros y discútanlos con la guía de su profesor, quien evaluará sus resultados. Es importante que verifiquen los datos; de no ser correctos, discutan cuáles fueron los errores que cometieron para aclarar sus dudas.

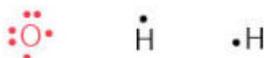
## Glosario

**Enlaces.** Son las fuerzas que mantienen unidos a los átomos.



Las **estructuras de Lewis** son una sencilla pero poderosa herramienta en la química; por medio de ellas podemos visualizar en un principio los **enlaces** que se llevan a cabo. Su autor, Lewis, postuló que los átomos se combinan para completar ocho electrones a su alrededor, lo cual le da estabilidad a los átomos. Esto se conoce como la regla del octeto; es importante aclarar que esta regla se cumple para los primeros 10 elementos y en los demás casos puede haber excepciones.

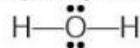
Pongamos como ejemplo la formación de la molécula del agua. En primer lugar sabemos que su fórmula química es  $\text{H}_2\text{O}$ ; esto implica que se requieren dos átomos de hidrógeno por uno de oxígeno. Colocamos las estructuras de Lewis de estos átomos. Fíjate que los hidrógenos tienen diferente disposición de los puntos. Ambas representaciones son equivalentes.



Después acomodamos los átomos de tal manera que compartan los electrones de valencia que se encuentran solos, es decir, formaremos pares de electrones alrededor del átomo de oxígeno.



Si contamos, hay ocho electrones alrededor del oxígeno y, por lo tanto, se cumple la regla del octeto; alrededor del hidrógeno hay dos electrones y este elemento es estable con ellos. Cuando dos elementos comparten un par de electrones de valencia, se dice que forman un **enlace químico**, el cual podemos representar mediante una línea que une los átomos que comparten los pares de electrones. Observa en la siguiente imagen que cada dos electrones compartidos se pueden representar mediante una línea, y ello significa que hay un enlace químico entre átomos:



Esta misma estructura también se puede representar con esferas y bastones (figura 2.19), del siguiente modo:

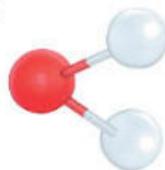


Figura 2.19 Modelo de la molécula de agua, en rojo se representa el átomo de oxígeno y en blanco, los átomos de hidrógeno.

Otro ejemplo es la molécula de nitrógeno ( $\text{N}_2$ ), que está constituida por dos átomos de nitrógeno, que a temperatura ambiente es un gas que forma parte de la atmósfera. La estructura de Lewis de cada átomo de nitrógeno es la siguiente:



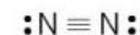
Como cada átomo de nitrógeno tiene cinco electrones de valencia y a cada uno les faltan tres electrones para completar el octeto. La forma de acomodarlos puede ser la siguiente:



Al unirse lo harán de la siguiente manera:



Se forman tres pares de electrones en medio de los nitrógenos estableciendo tres enlaces, ambos nitrógenos tienen alrededor ocho electrones y, por lo tanto, cumplen con la regla del octeto de Lewis.



Nuevamente, con esferas y bastones tenemos la figura 2.20, nota que los tres enlaces están juntos y aparentan ser uno.

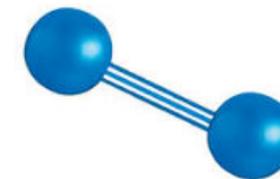
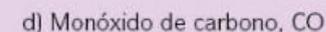
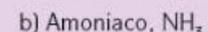
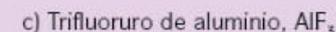
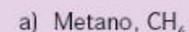


Figura 2.20 Modelo de esferas y bastones de la molécula de nitrógeno.

## Acción y reacción

1. De manera individual, elabora las estructuras de Lewis de las siguientes moléculas:



2. Una vez resuelto el ejercicio, verifíquelo resolviéndolo nuevamente en grupo. Aclara todas tus dudas y, si tuviste errores, modifica tus respuestas. Analiza el porqué de tus errores.

## Aplicamos lo aprendido

En esta lección hemos estudiado un modelo de cómo está formado el átomo, y también cómo se unen los átomos para formar moléculas. Un punto importante ha sido comprender su representación en fórmulas químicas.

Es momento de que apliques tu conocimiento sobre la construcción de modelos atómicos, lleva a cabo esta actividad de manera individual.

1. Construye el modelo atómico de Bohr para los átomos de oxígeno, sodio, cloro, magnesio, berilio y fósforo. Determina los electrones de valencia y propón su estructura de Lewis. Responde cuántos enlaces se forman entre los dos átomos de oxígeno. Especifica el número de enlaces entre los de cloro, que es un gas diatómico, al igual que el nitrógeno y el oxígeno.
2. El neón es un gas que se emplea mucho en iluminación, se dice que es inerte porque prácticamente no reacciona con otros elementos. Crea el modelo atómico de este elemento y su estructura de Lewis, ¿podría formar algún compuesto siguiendo la regla del octeto o no?
3. Compara tus respuestas con las de tus compañeros y discute tus resultados en el grupo.



# CONTENIDO 3

## ¿Cuál es la importancia de rechazar, reducir, reusar y reciclar los metales?

### 3.1 Propiedades de los metales

### 3.2 Toma de decisiones relacionada con: rechazo, reducción, reúso y reciclado de metales

#### Lo que sabemos

Hoy es el cumpleaños 16 de Beto. Él está feliz, porque además de que tendrá su fiesta el fin de semana, oficialmente comenzará a trabajar en el taller de su padre y sus tíos, ubicado en Santa Clara del Cobre, Michoacán.

De los talleres de la familia Briones, que por generaciones han transformado el cobre en piezas de gran valor artístico, han salido fruteros, paneles para puertas, cazos, jarrones... una amplia gama de productos que Beto espera igualar, ahora que se inicia formalmente como artesano. Para que él se perfeccionara recibió, además de las enseñanzas familiares, consejos sobre el oficio, en el Taller Casa del Artesano, donde aprendió que el cobre es un metal útil para todas las personas: gracias a él, contamos con electricidad en nuestras casas, y también con alambres, monedas y utensilios de cocina.

—Quiéranlo mucho, porque el cobre, en apariencia duro, es un metal vulnerable, él nos da de comer y nos llena de calor. Cuando le peguen con el martillo, háganlo con cariño, para crear algo nuevo —les habría enseñado en sus clases el maestro Aniceto.

Y esas palabras “vulnerable” y “calor” se repetían en la mente de Beto en su primer día de trabajo.



Figura 2.21 El cobre tiene múltiples usos: a) las tuberías y b) cacerolas hechas de este metal se distinguen por su durabilidad.



- El maestro Aniceto nos deja importantes ideas que sirven como pauta para plantearte las siguientes preguntas:
  - ¿A qué se refiere el maestro artesano de nuestro relato con “calor” y “vulnerable”?
  - ¿Qué otros metales empleas de manera cotidiana, ya sea como componentes de algún objeto o en estado puro?
  - ¿Consideras que los metales son necesarios? ¿Por qué?
  - ¿Te imaginas la vida sin metales? Justifica tu respuesta.
- Compara tus respuestas con las de tus compañeros y discútelas de manera grupal.

En la vida diaria hacemos uso de diversos objetos que son metálicos o que contienen metales (figura 2.22); éstos se emplean para fabricar diversos artículos como joyas y monedas. Los metales han sido integrados a la tecnología para producir componentes de aparatos eléctricos, partes para aviones, automóviles e, incluso, medicamentos.

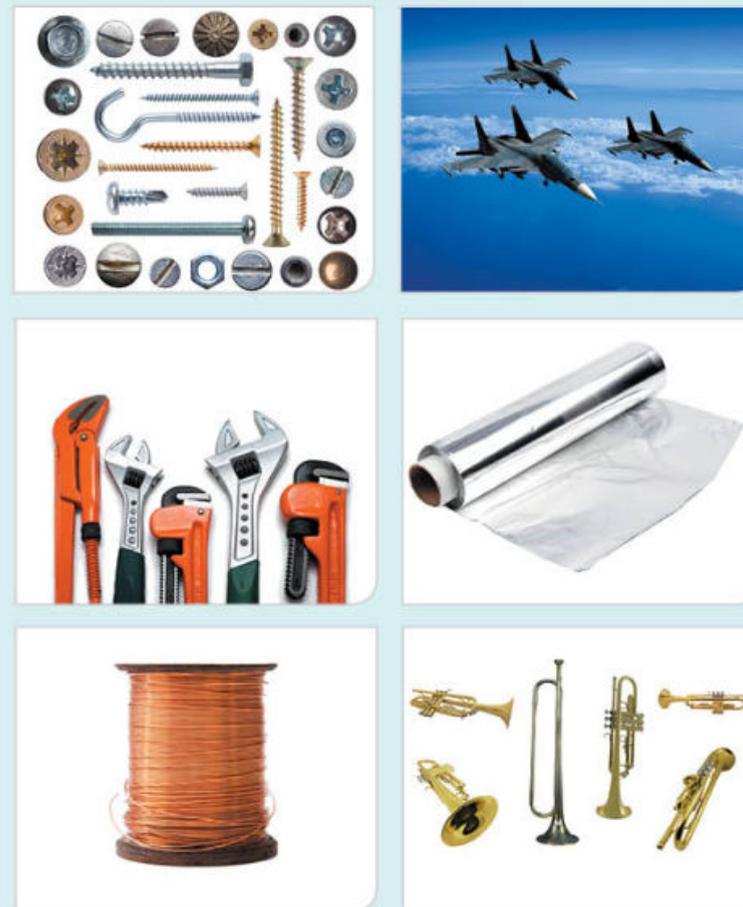


Figura 2.22 En nuestra vida cotidiana usamos múltiples objetos de metal.

CONOZCAMOS JUNTOS

Los **metales** son elementos químicos que conforman la mayor parte de la tabla periódica (figura 2.23).

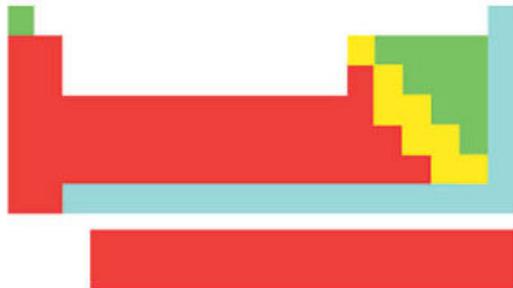


Figura 2.23 Silueta de la tabla periódica de los elementos químicos. Los elementos que se encuentran en la zona coloreada de rojo son metales.

Los metales poseen propiedades particulares: brillo característico en su superficie, alta densidad y la mayoría son sólidos a temperatura ambiente (figura 2.24).



Figura 2.24 El punto de fusión del mercurio es  $-38.83\text{ }^{\circ}\text{C}$ , por lo que es líquido casi en cualquier lugar de la corteza terrestre; otros metales como el francio, galio y cesio se funden a temperatura ambiente (de un día más o menos caluroso):  $27$ ,  $29.7$  y  $28.4\text{ }^{\circ}\text{C}$ , respectivamente.

Los metales también presentan buena **conductividad eléctrica**, es decir, tienen la capacidad de mover partículas cargadas eléctricamente de un lugar a otro (esto lo estudiaremos posteriormente, cuando expliquemos cómo es el enlace metálico; figura 2.25). Tales características hacen que los metales sean utilizados para fabricar cables y circuitos.

Figura 2.25 Se aprovecha la conductividad eléctrica del metal para construir con él cables que abastecen de energía.



Figura 2.26 Las sartenes y otros utensilios para cocinar cumplen su función gracias a la conducción térmica del metal.



La **conductividad térmica** es otra propiedad de los metales que es aprovechada en las ollas y sartenes para cocinar (figura 2.26). Otras característica de los metales es la **maleabilidad**, es decir, la capacidad de un metal de formar láminas delgadas sin romperse (figura 2.27).



Figura 2.27 El papel de estaño que se usa comúnmente para la cocina es maleable.

La **ductilidad**, que es la capacidad de formar hilos finos sin romperse; y la **dilatación**, que es la cualidad que presenta un material para aumentar su volumen con el aumento de temperatura, también son atributos en todos ellos.

Experimenten

Materiales

- ▶ Pila AA
- ▶ LED
- ▶ Cable de, aproximadamente, 40 cm de largo
- ▶ Cinta aislante
- ▶ Distintos materiales para experimentar (metales, madera, plástico)

Por seguridad

Trabajen lejos de superficies metálicas y de fuentes de agua. Es importante que realicen el experimento con la supervisión de su profesor.

Propósito

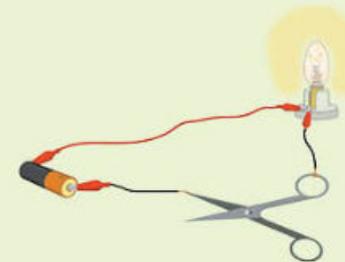
Comprobar la capacidad de conducción eléctrica de algunos materiales.

Procedimiento

1. Formen equipos de cinco personas y corten el cable en dos fragmentos de 20 centímetros de largo cada uno. Si son de dos alambres, sepárenlos y quiten el hule de los extremos y con la cinta únalos a los polos de la pila por un extremo y al LED por el otro, cuidando que el polo positivo de la pila esté unido con

- el cable a la patita más larga del LED (figura 2.28). Verifiquen que se encienda el LED y comiencen a experimentar.
2. Coloquen los extremos del circuito en contacto con alguno de los materiales con los que experimentarán; impidan que se toquen las puntas entre sí.

a)



b)

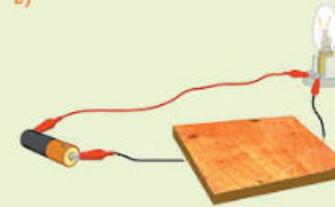


Figura 2.28 Esquema de circuito eléctrico. En el inciso a) se observa un material que conduce y en b) un material que no conduce.

Analicen sus resultados

1. En su cuaderno elaboren una tabla con dos columnas: en una escriban los materiales con los que experimentaron y en la otra si éstos conducen o no la electricidad.
2. Respondan, en la misma tabla:
  - a) ¿Qué materiales condujeron la electricidad?
  - b) ¿Qué diferencias existen entre los materiales que la conducen y los que no?
  - c) ¿Cuáles son las características de los materiales que conducen la electricidad?
3. Discute por parejas tus resultados, comparándolos y, posteriormente, compártelos con el grupo.

No olviden...

que todo el material que utilizaron se puede reusar en otra ocasión.



Hacia el proyecto

Entre los metales con utilidad industrial existen algunos cuya presencia en el organismo resulta benéfica, como es el caso del hierro; sin embargo, hay otros que no sólo son innecesarios, sino que son tóxicos como el plomo, mercurio y arsénico, entre otros metales pesados. Toma en cuenta esta información para el desarrollo de tu proyecto al final del bloque.

Ya hemos descrito las propiedades de los metales y algunos de sus usos, pero ¿qué les confiere a los metales esas características? ¿Por qué otros materiales no poseen esas propiedades? En los metales existe algo conocido como **enlace metálico**, lo cual mantiene unidos sus átomos entre sí. Los metales tienen, al menos, un electrón de valencia que puede ser fácilmente extraído de su órbita, lo que le concede al electrón capacidad de movimiento entre los núcleos atómicos. En el enlace metálico, los átomos forman una estructura tridimensional compacta entre la que se mueven los electrones; a esto se le conoce como mar de electrones (figura 2.29).

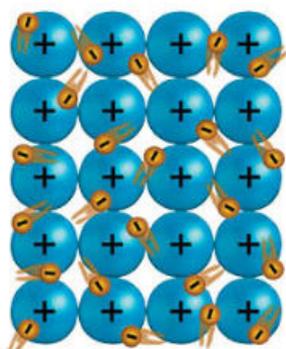


Figura 2.29 Representación del mar de electrones en el enlace metálico. Los núcleos de los átomos (azul) comparten electrones (café).

Rechazo, reducción, reúso y reciclado de metales

Para contribuir al mejoramiento del ambiente, es necesario tener conciencia de cómo empleamos los materiales de uso cotidiano. Para evitar la contaminación ambiental es necesario aplicar las "cuatro erres" (4R): **rechazo, reducción, reúso y reciclado** de metales. El rechazo se refiere a evitar la adquisición de materiales compuestos por metales; por ejemplo, puedes preferir comprar frijoles o papas y prepararlos en casa, en lugar de adquirir una lata o una bolsa metálica, las cuales contribuyen a contaminar el medio ambiente, o bien comprarlos empacados en otro tipo de material (plástico **biodegradable**).

La reducción se refiere a utilizar menos material del que usas normalmente; una solución que puedes aplicar en casa consiste en dejar de usar papel aluminio para envolver los alimentos o en comprar una botella de refresco de un litro en lugar de una lata de 250 ml.

Glosario

**Biodegradable.** Compuesto químico que se puede transformar en una sustancia de constitución más sencilla por acción biológica.

El reúso consiste en recuperar un material ya sea para el mismo o diferente fin, por ejemplo, cuando vuelves a utilizar un clip de un documento pasado para agrupar uno nuevo. Algunas latas también pueden ser aprovechadas para crear objetos en el hogar (lapiceros o macetas, por mencionar sólo algunos).

El último punto que explicaremos es el reciclado, que consiste en someter un material ya utilizado en un tratamiento especial para emplearlo con el mismo o diferente fin. El aluminio resultante del consumo de bebidas gaseosas puede ser sometido a tratamientos para cortar y limpiar las latas y, después de fundir el metal, está listo para ser aprovechado y prolongar la vida útil del aluminio (figura 2.30).

Aunque el aluminio brinda enormes posibilidades para el reciclaje y, en general, estos procesos reducen en 95% la contaminación del aire, lo recomendable es rechazar, reducir y reciclar, pues incluso los procesos de extracción, industrialización y fundición pueden ocasionar daños ambientales.



Figura 2.30 La separación de latas en contenedores especiales facilita su recolección y posterior reciclado.

Aplicamos lo aprendido

En esta lección aprendiste qué son los metales y algunas de sus propiedades como la conducción eléctrica y térmica, el brillo, la maleabilidad, la ductilidad y la dilatación.

1. Menciona cinco objetos metálicos: qué metal tienen, cuál es su uso y la función del metal en dicho objeto.

Con base en lo anterior, analiza cómo aplicarías todas o algunas de las "cuatro erres" (rechazo, reducción, reúso y reciclaje) en ese objeto. Ejemplo:

|                   |                                     |
|-------------------|-------------------------------------|
| Objeto            | Cable eléctrico                     |
| Metal             | Cobre                               |
| Uso               | Abastecimiento de energía eléctrica |
| Función del metal | Conductividad eléctrica             |
| Reducción         | Usar celdas solares                 |

2. Elabora cinco propuestas para aplicar las "cuatro erres" en tu entorno cotidiano, expón tus propuestas a tu grupo y enriquecelas con las de tus compañeros.

¡Un ojo al dato!

Los cables que conducen la electricidad están hechos de cobre, pero ¿por qué se usa este metal y no otro? Existen otros metales que conducen mejor la electricidad: el oro y la plata; sin embargo, no se usan para hacer cables por su elevado costo y su ductilidad deficiente.



## Segunda revolución de la química

### 4.1 El orden en la diversidad de las sustancias: aportaciones del trabajo de Cannizzaro y Mendeleiev

#### Lo que sabemos

En el pasado, hacia el siglo XIX, la química era una ciencia que aún carecía de registros sistematizados, por lo que era difícil establecer un vínculo entre los diferentes elementos que componen todo cuanto existe en la Tierra y conocer el modo en que las sustancias se interrelacionan.



Figura 2.31 Retrato de Mendeleiev.

Dimitri Ivanovich Mendeleiev nació en 1834, en Tobolsk, ciudad que fuera en el pasado la capital de Siberia. Para poder sacar adelante sus estudios, tuvo que emigrar a Rusia.

Una vez que se graduó como profesor partió a Alemania, donde estudió con Robert Wilhelm Bunsen (1811-1899) y Gustav Robert Kirchhoff (1824-1887), ambos eminentes científicos en el campo de la química.

Mendeleiev creó un sistema para clasificar los elementos que denominó tabla periódica de elementos (figura 2.31).

Este hombre fue uno de los iniciadores de la "Segunda revolución de la química", ya que, además de que facilitó la lectura, ubicación y relación de los elementos, de acuerdo con los pesos atómicos y valencias, encontró vínculos importantes entre las masas de los elementos, sus propiedades y su ubicación en la tabla periódica.

1. Ahora te corresponde analizar, junto con tus compañeros, los siguientes puntos:

- ¿Por qué consideras que, en el pasado, el conocimiento sobre los elementos era tan limitado?
- ¿De qué manera la falta de orden y sistematicidad obstaculiza el avance del conocimiento?
- ¿Consideras que conocer los atributos de los elementos químicos contribuye a obtener provecho de ellos? Justifica tu respuesta.
- Si tú hubieras tenido que hacer una clasificación de los elementos, ¿cuáles habrían sido tus criterios?

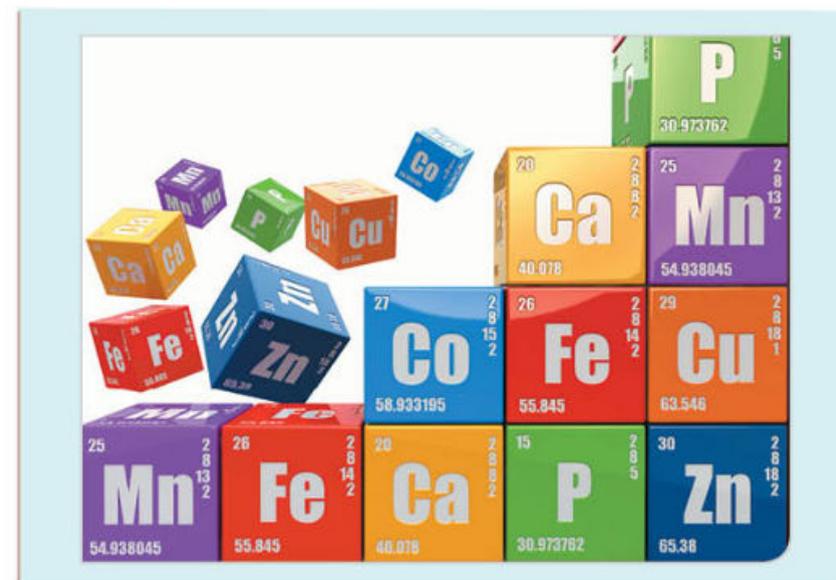


Figura 2.32 La actual clasificación de los elementos data del siglo XIX; su perfeccionamiento es obra de Dmitri Ivanovich Mendeleiev.

#### ¡Un ojo al dato!

La única letra que no aparece en la Tabla periódica es la "J". Esto se debe a que los nombres de los elementos químicos son una abreviación de sus denominaciones en latín, idioma en el cual dicha letra no existía.

#### ¡NO SOZCAMOS JUNTOS

Tratar de comprender el mundo que nos rodea ha sido una inquietud del ser humano; una de las maneras de ordenar el conocimiento es clasificando y sistematizando la información. Hemos estudiado el modelo atómico de Bohr que se apoya en los descubrimientos hechos por muchos hombres y mujeres.

Si tuvieras que ordenar los siguientes elementos químicos, ¿cómo lo harías?



Recuerda la información que te da la notación anterior, puedes emplear el modelo atómico que has utilizado hasta ahora para analizar las propuestas. Compara tus respuestas con tus compañeros.



## Aportación de Cannizzaro

Los **elementos químicos** se han descubierto a lo largo de la historia de la humanidad; algunos de ellos datan de tiempos remotos. Hace aproximadamente 6000 años a.n.e., se incorporó el cobre en la fabricación de utensilios y armas. El oro se comenzó a emplear alrededor de 5500 a.n.e. y se empleó en joyería (figura 2.33). Después, mediante una primitiva forma de fundición, se extrajo plata y plomo, hacia el año 3000 a.n.e. También se logró obtener el estaño y, 300 años después, el hierro.



**Figura 2.33** El oro ha sido un elemento que se conoce desde hace seis mil años. En la necrópolis (o cementerio) de Varna, Bulgaria, que data de los años 4600-4200 a.n.e., se trabajó por primera vez en todo el mundo.

Como recordarás, en el tema anterior mencionamos los cuatro elementos que los griegos consideraban como formadores de la materia; posteriormente, el trabajo de los alquimistas exploró este conocimiento. Algunos de ellos descubrieron elementos químicos, pero no los clasificaron formalmente. En realidad no hubo gran avance en el desarrollo de la química, ya que muchas de las ideas concebidas desde la época de los griegos permanecieron inamovibles, hasta que John Dalton modificó el estado de cosas al proponer una de las primeras clasificaciones de los elementos y su modelo del átomo.

A principios del siglo XIX la química avanzó de manera significativa y fue posible identificar muchos elementos, lo que se vio reflejado en el aumento del número de elementos conocidos, que pasó de 31 en 1800 a 63 en 1865.

Con la búsqueda de elementos químicos, muchos científicos se dedicaron a investigar si había alguna relación entre ellos que sirviera para identificarlos. Uno de los primeros intentos por clasificar los elementos químicos la llevó a cabo el químico alemán Johann Wolfgang Döbereiner (1780-1849) en 1817. Él agrupó los elementos por tríadas y observó que en ellas, el elemento ubicado en el centro tenía un peso atómico igual al promedio de los extremos, así como propiedades intermedias a los de los elementos de los extremos. Lo anterior puede observarse en la tríada cloro (Cl), bromo (Br) y yodo (I), cuyos pesos atómicos son 36, 80 y 127, respectivamente; si sumamos 36 más 127 y dividimos el resultado entre 2, obtenemos un valor de 81, que es aproximadamente el peso del bromo. Tú puedes hacer un cálculo similar escogiendo otros tres elementos, observa otro ejemplo en la figura 2.34.

|              |    |    |    |
|--------------|----|----|----|
| Tríada       | Li | Na | K  |
| Peso atómico | 7  | 23 | 39 |

→ P.A. (Na) =  $\frac{7 + 39}{2} = 23$

**Figura 2.34** Otro ejemplo de las tríadas de Döbereiner es la que conforman el litio (Li), sodio (Na) y potasio (K).



Hacia 1840 el francés Jean Baptiste André Dumas (1800-1884) agregó algunos elementos a las tríadas de Döbereiner, entre ellos el magnesio a la tríada calcio-estroncio-bario, con lo cual confirmó las similitudes entre estos elementos.

A pesar de los intentos por sistematizar los elementos químicos con base en sus pesos atómicos, la determinación exacta de su ubicación era un problema que imposibilitaba encontrar relaciones precisas. Entre las dificultades se encontraba el uso indistinto de los términos átomo y molécula, por lo que, en muchos casos, la masa atómica era incorrecta.

El problema de la determinación de las masas atómicas quedó resuelto en 1858 por el químico italiano Stanislao Cannizzaro (1826-1910; figura 2.35), quien reafirmó el concepto de molécula propuesto anteriormente por el físico y químico italiano Amedeo Avogadro (1776-1856), diferenciándolo del concepto de átomo.

Cannizzaro logró medir con mayor exactitud las masas relativas de los átomos (considerando la posibilidad de que existían moléculas monoatómicas y poliatómicas), ya que hasta ese momento había gran confusión, debido a que se consideraban los volúmenes de los gases y no el número de átomos. Además confirmó algunos hallazgos de sus predecesores, como Berzelius, quien había establecido una escala de pesos atómicos en 1814.

En 1858, Cannizzaro publicó una lista de masas atómicas fijas (conocidas en la actualidad como masas atómicas relativas) para los 60 elementos ya identificados. Al ordenar los elementos de acuerdo con su **masa atómica** (de menor a mayor), las propiedades químicas se repetían curiosamente a intervalos regulares.



**Figura 2.35** Stanislao Cannizzaro.

## ¡Un ojo al dato!



Stanislao Cannizzaro fue un químico italiano que vivió exiliado en Francia por motivos políticos; trabajó en sus investigaciones en un laboratorio parisino, de 1849 a 1851. Ya en 1858, en el Instituto de Alessandria demostró cómo obtener masas atómicas desconocidas de elementos a partir de masas moleculares conocidas, que provenían de compuestos que contenían dichos elementos. Escribió *Compendio de un curso de filosofía química* en el que publicó sus hallazgos, mismos que más tarde presentaría en el congreso de Karlsruhe. Los resultados fueron reveladores para algunos químicos como Mendeleiev.

## Un congreso fundamental

El primer congreso de química del mundo se llevó a cabo en la ciudad alemana de Karlsruhe, en septiembre de 1860; ahí se reunieron los químicos europeos más importantes de la época para ponerse de acuerdo sobre el lenguaje que se usaría en esta ciencia. En esta reunión científica, S. Cannizzaro insistió a sus colegas que admitieran la distinción entre átomo y molécula y adoptaran el sistema de masas atómicas del químico francés Charles Frédéric Gerhardt (1816-1856). Aunque el congreso terminó sin lograr unanimidad en el alegato de Cannizzaro, este científico convenció a la mayoría de los participantes. Por toda Europa, en las publicaciones y tratados se adoptó la notación de Gerhardt revisada por Cannizzaro y se definió a la molécula y el átomo como lo hacía el también químico francés Charles Adolphe Wurtz (1817-1884) en su *Dictionnaire de Chimie*, quien estableció que el átomo es la masa más pequeña capaz de existir en combinación y que la molécula es "la cantidad más pequeña capaz de existir en estado libre".

## ¡Un ojo al dato!



Un congreso es un evento donde se reúnen científicos o especialistas de alguna rama del conocimiento para dar a conocer sus avances e intercambiar ideas con respecto a su campo del saber.



Los valores de pesos atómicos que empleamos actualmente, han sido revisados y recalculados muchas veces hasta tener valores confiables, esto gracias a las aportaciones de Cannizzaro y al trabajo de muchos investigadores que le antecedieron.

Después de las propuestas que Cannizzaro dio a conocer en el congreso de Karlsruhe, se llevaron a cabo diversos intentos de sistematizar los elementos químicos, uno de ellos tuvo lugar en 1862, cuando el geólogo francés Alexandre-Emile Béguyer de Chancourtois (1820-1886) ordenó los elementos químicos conocidos de manera creciente, de acuerdo con su masa atómica. También colocó tales elementos en una curva helicoidal (en forma de resorte) dividida en 16 partes iguales (figura 2.36).

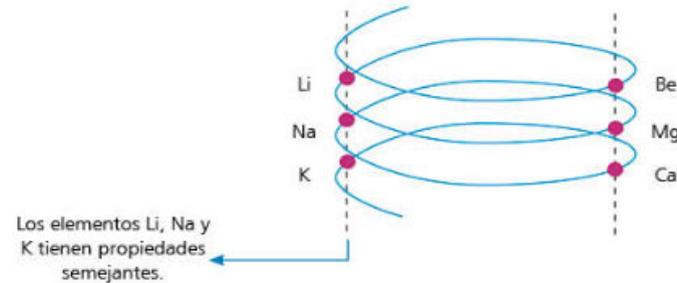


Figura 2.36 Ordenamiento periódico de Chancourtois.

Entre las particularidades de este esquema se encontraba que al trazar una línea vertical, se unían por ésta elementos con propiedades similares. A pesar de lo anterior, el ordenamiento de Chancourtois presentaba el inconveniente de que incluía compuestos y aleaciones. Por esta razón su propuesta no fue tan difundida.

En 1864 el químico inglés John Alexander Reina Newlands (1837-1898) también presentó un ordenamiento basado en el orden creciente de las masas atómicas (figura 2.37). En su estructura se ordenaban los elementos en filas horizontales, de siete en siete. El científico observó que el octavo elemento tenía propiedades similares al primero. Por esta razón determinó que los elementos con propiedades semejantes debían quedar en la misma columna, a esto se le conoció como ley de las octavas. ¿Se te ocurre por qué algunos autores consideran que este ordenamiento se parece a la escala musical?

Hay 7 elementos

|               |              |    |    |    |    |     |    |    |    |
|---------------|--------------|----|----|----|----|-----|----|----|----|
| Primera serie | Elemento     | Li | Be | B  | C  | N   | O  | F  |    |
|               | Peso atómico | 7  | 9  | 11 | 12 | 14  | 16 | 19 |    |
| Segunda serie | Elemento     | Na | Mg | Al | Si | P   | S  | Cl |    |
|               | Peso atómico | 23 | 24 | 27 | 28 | 31  | 32 | 35 |    |
| Tercera serie | Elemento     | K  | Ca | Ti | V  | ... | As | Se | Br |
|               | Peso atómico | 39 | 40 | 48 | 51 | ... | 75 | 79 | 80 |

Figura 2.37 Orden creciente de las masas atómicas.

14 elementos (no se cumple la ley de las octavas)

Uno de los problemas de este ordenamiento es que a partir de la tercera serie de elementos, ya no se cumple la ley de las octavas.



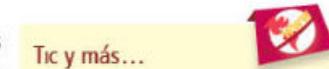
## Mendeleiev y la ley periódica

Entre los asistentes al congreso de Karlsruhe se encontraban dos jóvenes profesores de química: Julius Lothar Meyer (1830-1895), de la Universidad de Breslau en Alemania, y Dimitri Ivánovich Mendeleiev (1834-1907), de San Petersburgo, a quienes entusiasmaron los argumentos de Cannizzaro; de hecho, Mendeleiev manifestaba a menudo que el congreso de Karlsruhe había sido la primera etapa que lo llevó al descubrimiento de la ley periódica.

Ambos estaban interesados en clasificar los elementos para ordenar el conjunto de conocimientos en un manual de química, pero fue Mendeleiev quien en el transcurso de la escritura de sus *Principios de química* en marzo de 1869, descubrió la ley periódica que permite clasificar a todos los elementos conocidos y proponer otros aún no descubiertos.

Como ya se ha estudiado, esta clasificación no es la primera ni la única en esa época. Meyer, Newlands y otros autores propusieron sistemas de ordenamiento periódico como los de Mendeleiev e incluso dejaron casillas vacías. Sin embargo, el ordenamiento de los elementos de Mendeleiev fue superior porque distinguía entre lo que se conocía en ese momento como cuerpo simple y elemento. Un cuerpo simple es lo que hoy se llama molécula, y el elemento es lo que constituye un cuerpo simple. Un elemento contiene átomos.

La ley periódica de Mendeleiev enuncia que las propiedades físicas y químicas de los elementos están en función periódica de sus masas atómicas. Esta ley también fue formulada por Lothar Meyer. La existencia de la ley periódica es la razón por la cual llamamos tabla periódica al ordenamiento de los elementos propuesto por Mendeleiev (figura 2.38). Es importante destacar que esta ley periódica tiene excepciones, ya que existen elementos para los que se sigue el orden estricto de masa atómica, no existe concordancia entre un grupo de elementos con propiedades similares. En estos casos, Mendeleiev optó por tales elementos en el grupo idóneo, aun sin respetar el orden creciente de masa atómica.



Tic y más...

Consulta la siguiente página electrónica para tener mayor información sobre Mendeleiev y anota en tu cuaderno lo que te parezca más relevante.

<[http://cea.quimicae.unam.mx/Estru/tabla/06\\_Mendeleiev.htm](http://cea.quimicae.unam.mx/Estru/tabla/06_Mendeleiev.htm)>

(Consulta: 23 de enero de 2017).

Figura 2.38 Manuscrito de la primera tabla periódica de Mendeleiev concebida en 1869.

## Tic y más...

Revisen los siguientes sitios que les serán de utilidad para llevar a cabo su trabajo:

<[https://www.ecured.cu/Dmitri\\_Mendeléiev](https://www.ecured.cu/Dmitri_Mendeléiev)>

Scerri, Eric, "El pasado y el futuro de la tabla periódica.

Este fiel símbolo del campo de la química siempre

encara el escrutinio", en *Educación química*, julio de 2008, pp. 234-241.

<<http://www.revistas.unam.mx/index.php/req/article/download/25837/24332>>

(Consulta: 23 de enero de 2017).

Para respetar la ley periódica, Mendeleiev no se conformó con dejar casillas vacías para tres elementos desconocidos que él bautizó como eka-aluminio, eka-boro y eka-silicio; sino que dedujo sus propiedades de acuerdo con las de los cuatro elementos que ocupan las casillas vecinas. En otras palabras, predijo la existencia de elementos que aún no habían sido descubiertos.

En el cuadro 2.1 se presentan algunas de las propiedades del eka-silicio predichas por Mendeleiev en 1871. Algunos años después, en 1886, el químico alemán Clemens Alexander Winkler (1838-1904) descubrió un elemento con propiedades similares al eka-silicio, mismas que se muestran en la tabla siguiente. A dicho elemento se le nombró germanio.

Mendeleiev hace notar que la secuencia de los elementos en la tabla está en concordancia con la valencia.

Cuadro 2.1 Algunas propiedades del eka-silicio

| Propiedades del elemento                      | Eka-Silicio (1871) | Germanio (1886)       |
|---|--------------------|-----------------------|
| Peso atómico                                  | 72                 | 72.36                 |
| Peso específico                               | 5.5                | 5.47                  |
| Calor específico                              | 0.073              | 0.076                 |
| Volumen atómico                               | 13 cm <sup>3</sup> | 13.22 cm <sup>3</sup> |
| Color   | Gris oscuro        | Blanco grisáceo       |
| Peso específico del dióxido                   | 4.7                | 4.703                 |
| Punto de ebullición del tetracloruro          | 100 °C             | 86 °C                 |
| Peso específico del tetracloruro              | 1.9                | 1.887                 |
| Punto de ebullición del derivado tetraetilado | 160 °C             | 160 °C                |
| Peso específico del derivado tetraetilado     | 0.96               | 0.99                  |

## Aplicamos lo aprendido

A lo largo de esta lección hemos estudiado que el conocimiento y la clasificación de los elementos es una cadena histórica de muchos trabajos. Aunque Mendeleiev aportó conocimientos fundamentales, la clasificación y el descubrimiento de más elementos por parte de los científicos continúa.

El congreso de Karlsruhe fue importante para dar un nuevo rumbo a la química en el siglo XIX; en aquel encuentro, tanto las aportaciones de Cannizzaro como las de Mendeleiev representaron avances importantes.

- Con estas bases, elabora una línea de tiempo en la que destagues los descubrimientos que dieron lugar a la tabla periódica actual. Incluye a todos los científicos que mencionamos. Al mismo tiempo, investiga los acontecimientos históricos del mundo y de México que se suscitaron en esos mismos años. Consulta tus libros de *Historia I* y *II* para complementar la información, así como páginas de internet y otros libros de química. Ilustra tu línea de tiempo.
- Preséntala al grupo y discutan cada una de las aportaciones de manera cronológica.



## Tabla periódica: organización y regularidad de los elementos químicos

### 5.1 Regularidades de la tabla periódica de los elementos químicos representativos

### 5.2 Carácter metálico, valencia, número y masa atómica

## Lo que sabemos

Seguro habrás escuchado de los modelos atómicos, pero vamos a repasar la vida y el porqué de uno de los más influyentes. Remontémonos al 7 de octubre de 1885, a un país nórdico, Dinamarca, donde nació Niels Bohr, quien revolucionaría el conocimiento sobre los elementos que conforman todo lo que existe en la Tierra.

Los primeros años de Bohr transcurrieron en la ciudad de Copenhague, en un ambiente de comodidades materiales, pero, sobre todo, de estimulación a su curiosidad científica: su padre, Christian, fue un doctor en física que impartía clases en la universidad de aquella ciudad. Su madre, Ellen Adler, entendió que su hijo tenía talento y que analizaba desde pequeño lo que su padre estudiaba en aulas y laboratorios.

En 1903 ingresó a la universidad y trabajó bajo la guía del profesor C. Christiansen, un físico original que desafió muchas de las teorías de la época.

En 1908 publicó en el boletín *Transacciones*, de la Real Sociedad, su teoría de que los electrones se mueven alrededor de núcleos, pero sólo en órbitas precisas. Cuando saltan de una órbita a otra, con energía más baja, una luz cuántica es emitida. Lo anterior explicaba por qué los átomos emitían luz en determinadas longitudes de onda. Gracias a ella recibió el Premio Nobel en 1922.

#### 1. Ahora que has conocido un poco más acerca de Niels Bohr, responde:

- ¿Por qué su modelo resultó tan preciso y dio respuesta a múltiples preguntas, sostenidas durante años?
- ¿Cuáles son las consecuencias, en la ciencia y en el mundo moderno, de contar con un modelo como el de Bohr?
- ¿Habrán existido aportaciones posteriores semejantes en relevancia?

#### 2. Compara tus respuestas con tus compañeros, discútanlas en el grupo y, con ayuda de tu profesor, verifiquen sus propuestas.



Figura 2.39 Niels Bohr (1885-1962), quien con su modelo atómico revolucionó la química en el siglo XX.

Conozcamos juntos

Ahora que hemos aportado información sobre los átomos, te proponemos explorar qué información básica podemos obtener de la tabla periódica (figura 40).

|         |   |                           |                     |            |              |         |           |           |         |        |  |  |    |        |         |          |           |            |          |           |
|---------|---|---------------------------|---------------------|------------|--------------|---------|-----------|-----------|---------|--------|--|--|----|--------|---------|----------|-----------|------------|----------|-----------|
| GRUPO   |   | MASA ATÓMICA RELATIVA (1) |                     |            |              |         |           |           |         |        |  |  |    |        |         |          |           |            |          |           |
| PERIODO | 1 | GRUPO IUPAC               |                     |            |              |         |           |           |         |        |  |  |    |        |         |          |           |            |          |           |
|         | 1 | 1                         | GRUPO CAS           |            |              |         |           |           |         |        |  |  | 13 | III A  |         |          |           |            | 18       |           |
|         | 1 | 1.0079                    | NÚMERO ATÓMICO      |            |              |         |           |           |         |        |  |  |    |        |         |          |           |            |          |           |
|         | 1 | H                         | SÍMBOLO             |            |              |         |           |           |         |        |  |  |    |        |         |          |           |            |          |           |
|         | 1 | HIDRÓGENO                 | NOMBRE DEL ELEMENTO |            |              |         |           |           |         |        |  |  |    |        |         |          |           |            |          |           |
|         | 2 | 3                         | 4                   | III B      |              |         |           |           |         |        |  |  |    | 13     | III A   |          |           |            |          | 18        |
|         | 2 | Li                        | Be                  | IV B       |              |         |           |           |         |        |  |  |    | 5      | IV A    |          |           |            |          | 10        |
|         | 2 | LITIO                     | BERILIO             | V B        |              |         |           |           |         |        |  |  |    | 10.811 | V A     |          |           |            |          | 20        |
|         | 3 | 11                        | 12                  | VI B       |              |         |           |           |         |        |  |  |    | 24.305 | VI A    |          |           |            |          | 32        |
|         | 3 | Na                        | Mg                  | VII B      |              |         |           |           |         |        |  |  |    | 26.982 | VII A   |          |           |            |          | 35.453    |
|         | 3 | SODIO                     | MAGNESIO            | VIII B     |              |         |           |           |         |        |  |  |    | 28.086 | VIII A  |          |           |            |          | 39.948    |
|         | 4 | 19                        | 20                  | 21         | 22           | 23      | 24        | 25        | 26      | VIII B |  |  |    |        | 31      | 32       | 33        | 34         | 35       | 36        |
|         | 4 | K                         | Ca                  | Sc         | Ti           | V       | Cr        | Mn        | Fe      | VIII B |  |  |    |        | 69.723  | 72.64    | 74.922    | 78.96      | 79.904   | 83.798    |
|         | 4 | POTASIO                   | CALCIO              | ESCANDIO   | TITANIO      | VANADIO | CROMO     | MANGANESO | HIERRO  | VIII B |  |  |    |        | GALIO   | GERMANIO | ARSÉNICO  | SELENIO    | BROMO    | KRIPTÓN   |
|         | 5 | 37                        | 38                  | 39         | 40           | 41      | 42        | 43        | 44      | VIII B |  |  |    |        | 49      | 50       | 51        | 52         | 53       | 54        |
|         | 5 | Rb                        | Sr                  | Y          | Zr           | Nb      | Mo        | Tc        | Ru      | VIII B |  |  |    |        | INDIO   | ESTAÑO   | ANTIMONIO | TELURO     | YODO     | XENÓN     |
|         | 5 | RUBIDIO                   | ESTRONCIO           | YTRIO      | CIRCONIO     | NIOBIO  | MOLIBDENO | TECNECIO  | RUTENIO | VIII B |  |  |    |        | 121.76  | 127.60   | 126.90    | 131.29     |          |           |
|         | 6 | 55                        | 56                  | 57-71      | 72           | 73      | 74        | 75        | 76      | VIII B |  |  |    |        | 81      | 82       | 83        | 84         | 85       | 86        |
|         | 6 | Cs                        | Ba                  | La-Lu      | Hf           | Ta      | W         | Re        | Os      | VIII B |  |  |    |        | 204.38  | 207.2    | 208.98    | (209)      | (210)    | (222)     |
|         | 6 | CESIO                     | BARIO               | Lantánidos | HAFNIO       | TÁNTALO | WOLFRAMIO | RENIIO    | OSMIO   | VIII B |  |  |    |        | TALIO   | PLOMO    | BISMUTO   | POLONIO    | ASTATO   | RADÓN     |
|         | 7 | 87                        | 88                  | 89-103     | 104          | 105     | 106       | 107       | 108     | VIII B |  |  |    |        | 113     | 114      | 115       | 116        | 117      | 118       |
|         | 7 | Fr                        | Ra                  | Ac-Lr      | Rf           | Db      | Sg        | Bh        | Hs      | VIII B |  |  |    |        | NIHONIO | FLEROVIO | MOSCOVIO  | LIVERMORIO | TENNESSO | OGANESSÓN |
|         | 7 | FRANCIO                   | RADIO               | Actínidos  | RUTHERFORDIO | DUBNIO  | SEABORGIO | BOHRIO    | HASSIO  | VIII B |  |  |    |        | 284     | 287      | 288       | 291        | 294      | 294       |

LANTÁNIDOS

|         |       |             |          |          |
|---------|-------|-------------|----------|----------|
| 57      | 58    | 59          | 60       | 61       |
| La      | Ce    | Pr          | Nd       | Pm       |
| LANTANO | CERIO | PRASEODIMIO | NEODIMIO | PROMETIO |

ACTÍNIDOS

|         |       |             |        |          |
|---------|-------|-------------|--------|----------|
| 89      | 90    | 91          | 92     | 93       |
| Ac      | Th    | Pa          | U      | Np       |
| ACTINIO | TORIO | PROTACTINIO | URANIO | NEPTUNIO |

Figura 2.40 Periodos y grupos en la tabla periódica de los elementos.

|                           |                |              |
|---------------------------|----------------|--------------|
| ■ Metales                 | ■ Semimetales  | ■ No metales |
| ■ Metales alcalinos       | ■ Antígenos    |              |
| ■ Metales alcalinotérreos | ■ Halógenos    |              |
| ■ Elementos de transición | ■ Gases nobles |              |
| ■ Lantánidos              |                |              |
| ■ Actínidos               |                |              |

ESTADO DE AGREGACIÓN (25 °C)

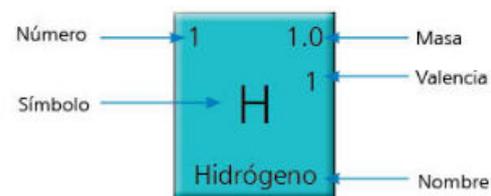
Ne - gaseoso    Fe - sólido  
Hg - líquido    Tc - sintético

|           |             |            |            |         |          |           |            |          |           |          |         |           |         |        |        |
|-----------|-------------|------------|------------|---------|----------|-----------|------------|----------|-----------|----------|---------|-----------|---------|--------|--------|
|           |             |            |            |         |          |           |            |          |           | 13       | 14      | 15        | 16      | 17     | 18     |
|           |             |            |            |         |          |           |            |          |           | III A    | IV A    | V A       | VI A    | VII A  | VIII A |
|           |             |            |            |         |          |           |            |          |           | 5        | 6       | 7         | 8       | 9      | 10     |
|           |             |            |            |         |          |           |            |          |           | B        | C       | N         | O       | F      | Ne     |
|           |             |            |            |         |          |           |            |          |           | BORO     | CARBONO | NITRÓGENO | OXÍGENO | FLÚOR  | NEÓN   |
|           |             |            |            |         |          |           |            |          |           | 13       | 14      | 15        | 16      | 17     | 18     |
|           |             |            |            |         |          |           |            |          |           | III A    | IV A    | V A       | VI A    | VII A  | VIII A |
|           |             |            |            |         |          |           |            |          |           | 26.982   | 28.086  | 30.974    | 32.065  | 35.453 | 39.948 |
|           |             |            |            |         |          |           |            |          |           | Al       | Si      | P         | S       | Cl     | Ar     |
|           |             |            |            |         |          |           |            |          |           | ALUMINIO | SILICIO | FÓSFORO   | AZUFRE  | CLORO  | ARGÓN  |
| 9         | 10          | 11         | 12         | 13      | 14       | 15        | 16         | 17       | 18        |          |         |           |         |        |        |
| VIII B    |             |            | IB         | IIB     |          |           |            |          |           |          |         |           |         |        |        |
| 27        | 28          | 29         | 30         | 31      | 32       | 33        | 34         | 35       | 36        |          |         |           |         |        |        |
| Co        | Ni          | Cu         | Zn         | Ga      | Ge       | As        | Se         | Br       | Kr        |          |         |           |         |        |        |
| COBALTO   | NIQUEL      | COBRE      | CINC       | GALIO   | GERMANIO | ARSÉNICO  | SELENIO    | BROMO    | KRIPTÓN   |          |         |           |         |        |        |
| 45        | 46          | 47         | 48         | 49      | 50       | 51        | 52         | 53       | 54        |          |         |           |         |        |        |
| Rh        | Pd          | Ag         | Cd         | In      | Sn       | Sb        | Te         | I        | Xe        |          |         |           |         |        |        |
| RODIO     | PALADIO     | PLATA      | CADMIO     | INDIO   | ESTAÑO   | ANTIMONIO | TELURO     | YODO     | XENÓN     |          |         |           |         |        |        |
| 77        | 78          | 79         | 80         | 81      | 82       | 83        | 84         | 85       | 86        |          |         |           |         |        |        |
| Ir        | Pt          | Au         | Hg         | Tl      | Pb       | Bi        | Po         | At       | Rn        |          |         |           |         |        |        |
| IRIDIO    | PLATINO     | ORO        | MERCURIO   | TALIO   | PLOMO    | BISMUTO   | POLONIO    | ASTATO   | RADÓN     |          |         |           |         |        |        |
| 109       | 110         | 111        | 112        | 113     | 114      | 115       | 116        | 117      | 118       |          |         |           |         |        |        |
| Mt        | Ds          | Rg         | Cn         | Nh      | Fl       | Mc        | Lv         | Ts       | Og        |          |         |           |         |        |        |
| MEITNERIO | DARMSTADTIO | ROENTGENIO | COPERNICIO | NIHONIO | FLEROVIO | MOSCOVIO  | LIVERMORIO | TENNESSO | OGANESSÓN |          |         |           |         |        |        |

|         |         |           |        |           |        |       |       |         |         |
|---------|---------|-----------|--------|-----------|--------|-------|-------|---------|---------|
| 62      | 63      | 64        | 65     | 66        | 67     | 68    | 69    | 70      | 71      |
| Sm      | Eu      | Gd        | Tb     | Dy        | Ho     | Er    | Tm    | Yb      | Lu      |
| SAMARIO | EUROPIO | GADOLINIO | TERBIO | DISPROSIO | HOLMIO | ERBIO | TULIO | YTERBIO | LUTECIO |

|          |          |       |          |            |            |        |            |         |           |
|----------|----------|-------|----------|------------|------------|--------|------------|---------|-----------|
| 94       | 95       | 96    | 97       | 98         | 99         | 100    | 101        | 102     | 103       |
| Pu       | Am       | Cm    | Bk       | Cf         | Es         | Fm     | Md         | No      | Lr        |
| PLUTONIO | AMERICIO | CURIO | BERKELIO | CALIFORNIO | EINSTEINIO | FERMIO | MENDELEVIO | NOBELIO | LAWRENCIO |

Una casilla de la tabla periódica presenta esta información:



Es importante mencionar que la tabla periódica mantiene su estructura en todo el mundo, sin importar el idioma, lo único que varía es el nombre de los elementos. Recuerda que el número atómico se refiere a la cantidad de protones que en un átomo neutro debe ser igual al de electrones. La masa atómica es la suma de los protones y neutrones de un átomo. La valencia es la capacidad de combinación del elemento, misma que se relaciona con los electrones de la capa externa o de valencia.

A la tabla periódica se le describe como un ordenamiento en filas y columnas, cada fila tiene un número a la izquierda que se llama **periodo** (figura 2.41) y que representa el número  $n$ , es decir, las órbitas del átomo en el modelo atómico de Bohr. Es notable que el primer periodo sólo contiene dos elementos: el hidrógeno (H) y el helio (He), con el número atómico 1 y 2 respectivamente, que en el modelo de Bohr corresponde a llenar el nivel 1; el siguiente periodo puede alojar hasta ocho electrones y corresponden a los siguientes ocho elementos: litio, berilio, boro, carbono, nitrógeno, oxígeno, flúor y neón.

Los elementos químicos ocupan una posición en la tabla periódica, de acuerdo con su número atómico y al modo en que son llenadas las órbitas, según el modelo de Bohr. Además de los periodos, la tabla periódica se compone de grupos o familias (cuadro 2.2), los cuales van numerados de 1 a 18. Estos grupos, de manera general, se nombran y agrupan con base en las propiedades químicas comunes de los elementos que los forman.

Es importante indicar que existe una notación de los grupos más antigua (y que aún es válida) y que puedes encontrar en algunos libros. Esta estructura se sintetiza en el siguiente cuadro.

Cuadro 2.2 Grupo o familia

| Notación numérica | Notación antigua | Notación numérica | Notación antigua |
|-------------------|------------------|-------------------|------------------|
| Grupo 1           | IA               | Grupo 10          | VIII B           |
| Grupo 2           | IIA              | Grupo 11          | IB               |
| Grupo 3           | IIIB             | Grupo 12          | IIB              |
| Grupo 4           | IVB              | Grupo 13          | IIIA             |
| Grupo 5           | VB               | Grupo 14          | IVA              |
| Grupo 6           | VIB              | Grupo 15          | VA               |
| Grupo 7           | VII B            | Grupo 16          | VIA              |
| Grupo 8           | VIII B           | Grupo 17          | VIIA             |
| Grupo 9           | VIII B           | Grupo 18          | VIIIA            |

Figura 2.41 Periodos en la tabla periódica de los elementos.

Si te fijas, de acuerdo con esta tabla, los grupos 1, 2 y del 13 al 18 pertenecen al grupo A y los del grupo 3 al 12 forman parte del grupo B. En este curso nos interesan los elementos del grupo A, conocido también como de elementos representativos.

Para obtener el número de electrones de valencia de estos elementos, los grupos 1 y 2 coinciden en su numeración; para los elementos del grupo 13 al 18, le restamos 10, por lo que coincide con el número que corresponde en la notación del grupo A. Es decir, los elementos del grupo 13 (grupo III A) tienen 3 electrones de valencia y así sucesivamente. Recuerda que este número de electrones son los que se dibujan como puntos en las estructuras de Lewis.

**Acción y reacción**

- Esta actividad es para que practiquen el uso de la tabla periódica. Forma equipos de dos personas para hacer lo siguiente:
  - Empleen la tabla periódica de los elementos y en el cuaderno elaboren una tabla en la que anoten en la primera columna los siguientes números atómicos: 3, 5, 10, 12, 15, 26, 35, 76 y 58. Después tracen 6 columnas. En la primera escribirán los nombres de los elementos a los que corresponden los números atómicos citados. En la siguiente columna registren el símbolo, después la masa atómica, la valencia, el periodo y, por último, el grupo o familia de cada elemento.
  - Una vez que hayan completado la tabla, y con ayuda de su profesor, discutan en grupo sus resultados. Verifiquen sus respuestas y resuelvan las dudas que surjan.

Ahora estudiemos las características de algunos de los grupos o familias; en particular veremos los grupos 1, 2 y del 13 al 18. Nos basaremos en la ley periódica, la cual establece que los elementos químicos están agrupados por sus semejanzas en propiedades químicas y físicas (figura 2.42).

| Metal           | No metal        |
|-----------------|-----------------|
| Na <sup>+</sup> | Cl <sup>-</sup> |

Figura 2.42 Los metaloides presentan propiedades intermedias entre los metales y los no metales.

**Propiedades periódicas**

Los elementos químicos poseen una serie de propiedades características como lo son el punto de fusión, el punto de ebullición, la densidad, el carácter metálico, la electronegatividad y la valencia, entre otras. Estas propiedades se repiten de manera secuencial (periódica) y los elementos se ordenan con base en ellas.

**Carácter metálico**

En primer lugar, los elementos se pueden dividir en tres categorías generales como **metales**, **no metales** y **metaloides**. Ya hemos estudiado las características de los metales, sólo mencionaremos que la mayoría son sólidos a temperatura ambiente, además de que ceden electrones al combinarse con los no metales formando iones de carga positiva (o cationes). Los no metales en general son malos conductores del calor y la electricidad; no son dúctiles ni maleables y se combinan con los metales recibiendo sus electrones para formar iones cargados negativamente (o aniones), formando sales como el cloruro de sodio (mejor conocida como "sal de mesa").

El carácter metálico aumenta en la tabla periódica de derecha a izquierda y de arriba abajo (figura 2.43a), es decir, el elemento que presenta menor carácter metálico es el flúor (F) y el más metálico es el francio (Fr).



## Número atómico y masa atómica

Otra propiedad periódica es el aumento progresivo en el número atómico y la masa atómica, aumenta de izquierda a derecha y de arriba abajo (figura 2.43b).

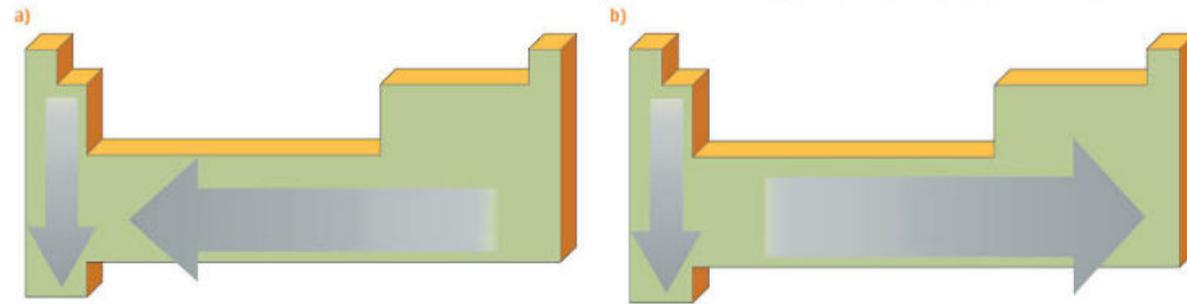


Figura 2.43 a) Variación del carácter metálico, b) número atómico y masa atómica en la tabla periódica.

Lo que diferencia un elemento de otro es el número de protones; esta característica define la "identidad de cada elemento".

## Radio atómico

Esta propiedad periódica se establece como el tamaño de un átomo considerado como la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos adyacentes.

El radio atómico aumenta de derecha a izquierda (figura 2.44), pero en los elementos representativos sigue un aumento constante que se puede observar en la misma figura. Es decir, en los elementos que pertenecen a los grupos 1 al 2 y del 13 al 18. O bien, del IA al VIIIA. Los elementos del 3 al 12 no tienen una variación tan notoria en sus radios atómicos.

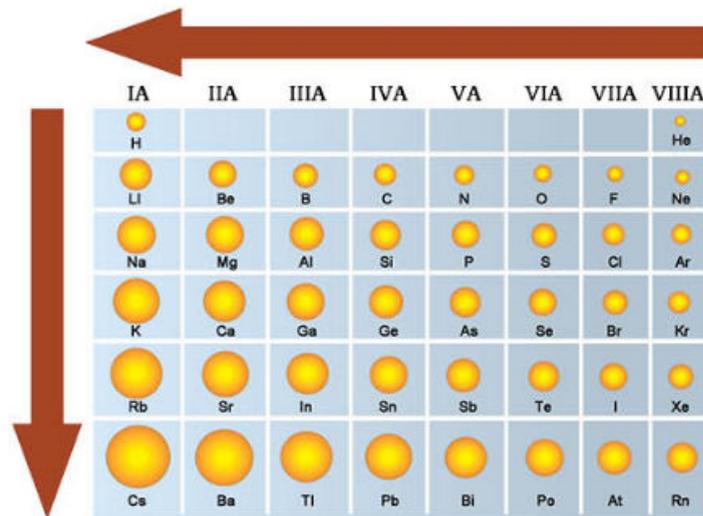


Figura 2.44 Variación del radio atómico en la tabla periódica (de la red).



## Valencia

Es otra de las propiedades periódicas de los elementos. Se explica como la capacidad de un elemento de combinarse, y que está relacionada con los electrones de valencia.

Para determinar la valencia de un elemento dentro de un compuesto, se requiere emplear un elemento de referencia. En el caso del agua (figura 2.45), por ejemplo, es el hidrógeno, cuya valencia es 1; al observar la molécula de agua notamos que hay dos átomos de hidrógeno por uno de oxígeno.

La valencia del oxígeno se obtiene multiplicando la valencia del hidrógeno por el número de átomos de este elemento:

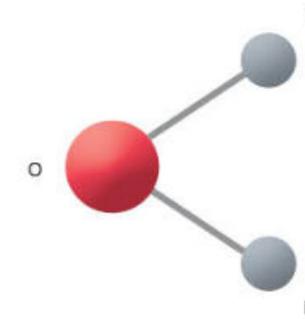


Figura 2.45 Molécula de agua.

| Molécula         | Número de átomos de hidrógeno | Valencia del hidrógeno | Número de átomos de oxígeno | Valencia del oxígeno |
|------------------|-------------------------------|------------------------|-----------------------------|----------------------|
| H <sub>2</sub> O | 2                             | 1                      | 1                           | 2 × 1 = 2            |

Entonces decimos que el oxígeno en este compuesto tiene una valencia de 2 y, generalmente, funciona con esta valencia. Ahora analicemos el compuesto monóxido de carbono CO (figura 2.46) y dióxido de carbono CO<sub>2</sub> (figura 2.47).



Figura 2.46 Molécula de monóxido de carbono.



Figura 2.47 Molécula de dióxido de carbono.

Tenemos que la valencia del carbono, en el primer caso, es de 2 y, en el segundo, de 4. Esto se debe a que si la valencia del oxígeno es dos y en el primer compuesto hay un solo átomo de carbono, entonces también tiene una valencia de 2. En el segundo compuesto hay dos átomos de oxígeno, por ello tiene una valencia de  $2 \times 2 = 4$ .

| Molécula        | Número de átomos de oxígeno | Valencia del oxígeno | Número de átomos de carbono | Valencia del carbono |
|-----------------|-----------------------------|----------------------|-----------------------------|----------------------|
| CO              | 1                           | 2                    | 1                           | 1 × 2 = 2            |
| CO <sub>2</sub> | 2                           | 2                    | 1                           | 2 × 2 = 4            |

Esto indica que el carbono tiene dos valencias, 2 y 4, por lo que puede formar diversos compuestos con ellas. Otro ejemplo de carbono de valencia 4 es el metano (figura 2.48); en este compuesto el carbono se combina únicamente con cuatro hidrógenos.

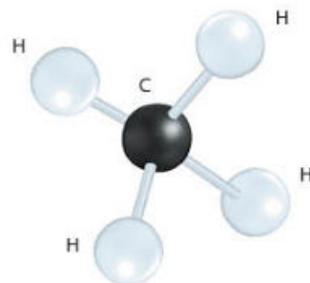


Figura 2.48 Molécula de metano.

### Energía de ionización

Llamada también **potencial de ionización** es la energía necesaria para "arrancarle" un electrón a un átomo. De ella depende la capacidad de combinación de un elemento (figura 2.49). Esta energía varía igual que la electronegatividad de los elementos, que es la capacidad de un átomo de atraer electrones para formar un enlace. Un elemento con una alta energía de ionización puede "jalar" hacia sí fácilmente electrones de otro elemento, pero es difícil que "suelte" los suyos.

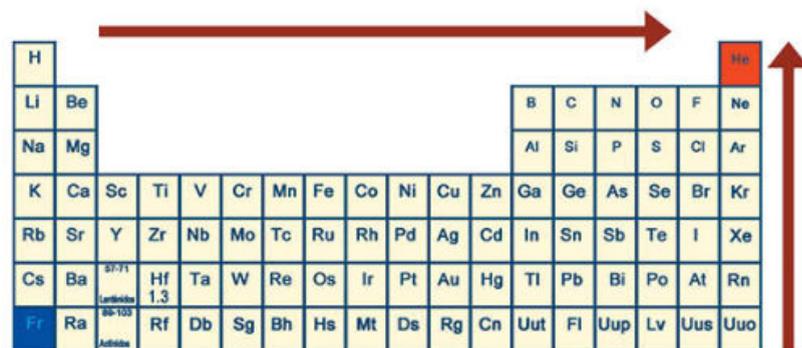


Figura 2.49 Variación de la energía de ionización de los elementos en la tabla periódica.

#### Tic y más...

En el siguiente sitio encontrarás más información de la electronegatividad  
<http://prepa8.unam.mx/academia/colegios/quimica/infocab/unidad315.html>  
 (Consulta: 23 de enero de 2017).

### Acción y reacción

1. Para que repases lo antes explicado, determina la valencia de los elementos en los siguientes compuestos. Presta especial atención en que no contengan hidrógeno ni oxígeno. Después, compara el carácter atómico, la energía de ionización y el radio atómico de cada elemento con el del que lo acompaña. Anota en tu cuaderno tus respuestas y compártelas con algún compañero para que las corrijan, si lo creen necesario.

- $\text{Li}_2\text{O}$
- $\text{SO}_3$
- H
- HCl
- $\text{MgCl}_2$
- MgO
- $\text{AlCl}_3$
- $\text{Al}_2\text{O}_3$

2. Presenta tus resultados en el grupo y con ayuda de tu profesor revísenlos y resuelvan sus dudas.

### Aplicamos lo aprendido

Durante el estudio de esta lección has identificado las regularidades del sistema de clasificación del conocimiento químico: la tabla periódica, para relacionarla con los elementos químicos representativos.

1. Aplica lo que has aprendido.

- De manera individual indica qué elementos tienen los siguientes números atómicos, di a qué grupo de la tabla periódica pertenecen y ordénalos de menor a mayor radio atómico, de menor a mayor carácter metálico y de menor a mayor energía de ionización:

9, 15, 20, 87, 13, 1

- Cuando hayas resuelto tu ejercicio, discute los resultados con tu grupo. Tu profesor puede ayudarte a revisar si son correctas las respuestas.

#### Tic y más...

Te recomendamos que para obtener mayor información respecto a las propiedades periódicas consultes:

<http://www.eis.uva.es/~qgintro/sisper/sisper.html>

(Consulta: 23 de enero de 2017).

### 5.3 Importancia de los elementos químicos para los seres vivos

#### Lo que sabemos

Marisela y sus amigos visitaron el Jardín Botánico Regional de Cadereyta. Después de recorrerlo se sentaron en una roca a reflexionar acerca del agua que necesita cada especie vegetal para sobrevivir.

—Miren, ¡qué linda es la biznaga de chilitos exclamó Marisela. La ventaja que tiene es que como se desarrolla y crece en un clima semidesértico, casi no necesita agua!

—Te equivocas —aclaró su amigo—; sí la necesitan. De hecho, todos los seres vivos la necesitamos. Por eso es tan importante cuidarla.

—Bueno, pero no la necesita tanto como una persona.

—Te equivocas, todos los seres necesitamos agua —insistió su amigo—. Todos estamos constituidos de agua, en mayor o menor medida, y de ella depende la vida. Pero no sólo eso, también tenemos hidrógeno, carbono, azufre, en fin elementos comunes, pero, eso sí, en cantidades diferentes (figura 2.50). El agua contiene hidrógeno y oxígeno, así que por eso nos es indispensable.

—¿A poco también tengo yo carbono y azufre? ¿Y la biznaguita?

—En mayor o menor cantidad, sí, pero también los alimentos que consumes. Los elementos están en tu sangre, en tus órganos, en fin, en todo lo que eres, lo que nos hace ser lo que somos.

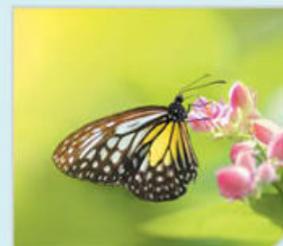


Figura 2.50 A pesar de las grandes diferencias que existen entre los organismos vivos, todos estamos conformados, básicamente, por los mismos elementos químicos.

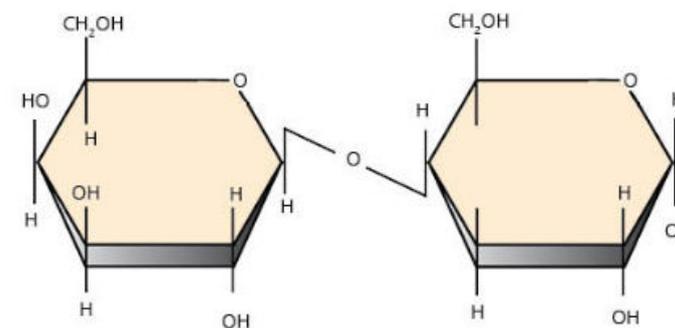
- Una vez que, como Marisela, has conocido, de manera introductoria, que los elementos están en todos los seres vivos, reflexiona:
  - ¿Qué consideras que tenemos en común todos los seres vivos?
  - ¿Por qué, en el caso de las plantas, algunas pueden vivir con menos agua que otras?
  - ¿Piensas que eso pasa también con los animales?
  - ¿Por qué no es igual una mariposa que una planta? ¿Cómo diferencias a ésta de una flor?
  - ¿Consideras que los animales marinos necesitan oxígeno? ¿Por qué?
- Compara tus respuestas en equipos de tres personas y, después, compártanlas con el grupo.

#### Lo que vamos a aprender juntos

Recuerda que en tu curso de *Ciencias I* estudiaste algunas sustancias importantes para el organismo, su nutrición y la respiración. Ahora descubrirás más acerca de ellas. Los seres vivos están constituidos por una gran cantidad de elementos químicos, los cuales forman **biomoléculas** que pueden ser inorgánicas, como el agua y los minerales, u orgánicas. El conjunto de estas biomoléculas conforman a la célula, que es la unidad anatómica y funcional de los seres vivos. A los elementos que forman a los seres vivos se les denomina **bioelementos**, y pueden ser de dos tipos: primarios y secundarios.

a) **Bioelementos primarios.** Forman parte de, aproximadamente, 98% de la materia viva y son indispensables para formar biomoléculas orgánicas como los carbohidratos, los lípidos, las proteínas y los ácidos nucleicos. Para comprender la abundancia de los bioelementos primarios que son el carbono (C), hidrógeno (H), oxígeno (O), nitrógeno (N), fósforo (P) y azufre (S), veamos las principales biomoléculas en las que se encuentran y su función.

**Carbohidratos.** También se les conoce como azúcares. Su principal función es dar energía al organismo. Un ejemplo de carbohidratos es la sacarosa, también conocida como azúcar de mesa, o la lactosa que está contenida en la leche (figura 2.51).



#### Glosario

**Biomoléculas.** Son moléculas que forman parte de los seres vivos, generalmente se consideran las más importantes: carbohidratos, proteínas, lípidos y ácidos nucleicos.

Figura 2.51 Molécula de lactosa.

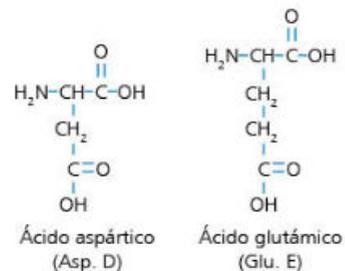


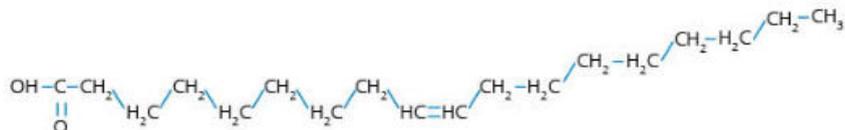
Figura 2.52 Dos ejemplos de aminoácidos.

Fíjate en la figura anterior, en todos los puntos en donde no hay una leyenda, por convención se encuentran átomos de carbono. En la molécula de lactosa hay diez átomos de carbono.

**Proteínas.** Tienen diversas funciones en los seres vivos: forman estructuras (los músculos), también tienen función protectora (construyen anticuerpos). Otra función que desempeñan es la catalizadora (las enzimas) que, por lo general, aceleran las reacciones dentro del organismo. Funcionan, asimismo, como transportadoras (hemoglobina), haciendo llegar el oxígeno a las células y recogiendo el dióxido de carbono. Las proteínas están formadas por aminoácidos (figura 2.52) que se unen para formar cadenas.

**Lípidos.** También conocidos como grasas. Constituyen una de las principales fuentes de energía para el organismo y, también, son el medio para que se disuelvan algunas vitaminas y sustancias fundamentales para el organismo, como lo son ciertas sustancias responsables del funcionamiento del sistema nervioso. Un lípido fundamental es el colesterol, que forma parte de las membranas y sirve para que el organismo construya algunas hormonas. Está presente en muchas sustancias que dan olor, como los aceites esenciales de naranja o piña. El colesterol lo puedes encontrar en los aceites para cocinar y en las grasas de origen animal como el sebo, la manteca y la mantequilla. Por su naturaleza son menos dañinos los aceites de origen vegetal (figura 2.53).

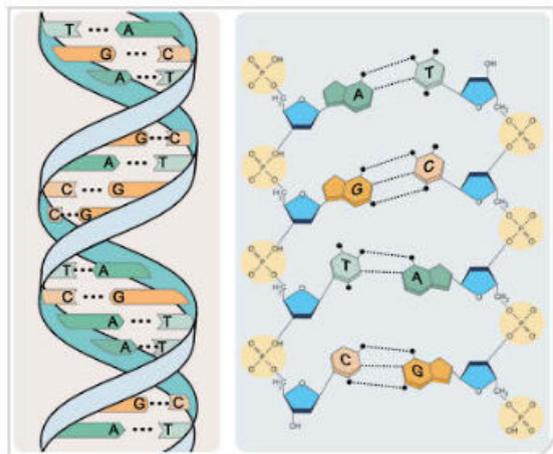
Figura 2.53 Ácido oleico, uno de los principales ácidos grasos que componen el aceite de girasol.



### Hacia el proyecto

El carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, fósforo y azufre son elementos químicos que constituyen la materia viva, pero también hay otros que intervienen en las funciones del organismo y cuya presencia resulta indispensable, los cuales ingerimos como "minerales". Esta información te ayudará a dirigir tu búsqueda en el desarrollo de tu proyecto.

Figura 2.54 Ácidos nucleicos que forman el material genético de los seres vivos.



**Ácidos nucleicos.** Conforman el material genético que tiene la información necesaria para la reproducción de los organismos. Están formados por diversas moléculas, entre ellas, azúcares y compuestos con fósforo que conforman largas cadenas como el ácido ribonucleico y el ácido desoxirribonucleico. Este último tiene forma de doble hélice (figura 2.54).

En tu curso de *Ciencias I*, bloque 4, estudiaste el tema de la reproducción y del papel de los ácidos nucleicos en la transmisión de la herencia de padres a hijos.

Todos los compuestos descritos antes contienen carbono, que es el elemento que forma la estructura principal de, prácticamente, todas las biomoléculas (figura 2.55), al igual que el hidrógeno y el oxígeno (aunque éste se encuentra en menor cantidad que los anteriores). El nitrógeno se localiza principalmente en los aminoácidos y, por ende, en las proteínas. El azufre y el fósforo se hallan en menor cantidad: en proteínas el primero y en los ácidos nucleicos el segundo.

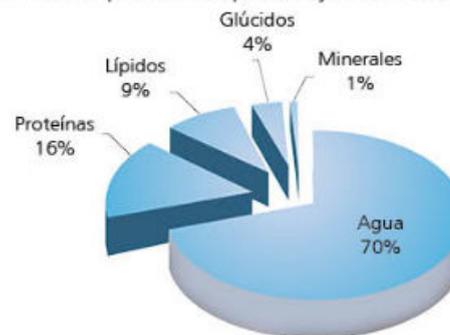


Figura 2.55 Porcentaje de biomoléculas en el ser humano.

En el cuadro 2.3 se presentan las proporciones de los bioelementos en el cuerpo humano.

Cuadro 2.3 Composición del cuerpo humano

| Elemento | Porcentaje de elementos químicos |
|----------|----------------------------------|
| H        | 63                               |
| O        | 25.2                             |
| C        | 9.5                              |
| N        | 1.4                              |
| Ca       | 0.31                             |
| P        | 0.22                             |
| Cl       | 0.03                             |
| K        | 0.06                             |
| S        | 0.05                             |

### Tic y más...

Adéntate en los elementos que conforman al ser humano; visita: Bonfil Olvera, Martín, "El valor de un ser humano", en *¿Cómo ves?*, número 147, disponible en: <http://www.comoves.unam.mx/numeros/ojodemosca/147> (Consulta: 23 de enero de 2017).

b) **Bioelementos secundarios.** Constituyen, aproximadamente, 2% de la materia viva; si un elemento se encuentra en una cantidad menor de 0.1%, se le llama oligoelemento. Ejemplos de bioelementos secundarios son el sodio o el calcio, en los oligoelementos se clasifican el hierro o el cobre. Un elemento secundario importante es el potasio.

**Potasio.** Es un elemento esencial para el balance iónico del organismo y la actividad neuromuscular (que se lleva a cabo a través de los impulsos nerviosos).

Si el nivel de potasio disminuye puede ser fatal. Los síntomas de su deficiencia son debilidad muscular, fatiga, **astenia**, calambres, problemas

### Glosario

**Astenia.** Sensación generalizada de cansancio y falta de fuerza.

## Glosario

**Arritmia.** Irregularidad y desigualdad en los latidos del corazón. Es posible que la persona que padezca estos desórdenes experimente una aceleración en las palpitaciones, además de extrema falta de aliento, mareo o desmayo.

**Figura 2.56** Los plátanos son una fuente natural de potasio como también los cítricos y legumbres, entre otros alimentos naturales.



gastrointestinales, **arritmias** cardíacas y, en casos severos, parálisis respiratorias. El aumento en los niveles de potasio (figura 2.56) es uno de los trastornos electrolíticos más graves y puede ser causado por redistribución del líquido intracelular al extracelular o disminución de la excreción renal. Los síntomas principales son cardiovasculares, e incluyen arritmias ventriculares y paro cardíaco, sensación de hormigueo y adormecimiento, debilidad, falla respiratoria y, a nivel gastrointestinal, náuseas y vómitos.

**Hierro.** Forma parte de diversas moléculas en los seres vivos, una de las principales es la hemoglobina, que es la proteína que forma la sangre, transporta el oxígeno a todo el organismo y elimina el dióxido de carbono que se genera por el metabolismo.

La deficiencia de hierro (figura 2.57) en la dieta produce anemia, cuyos síntomas son debilidad, palpitaciones y falta de aire, así como taquicardia y posibles cambios en el estado de ánimo. También pueden ocurrir ataques cardíacos en niños y jóvenes.



**Figura 2.57** Las espinacas son ricas en minerales como hierro, calcio, magnesio, potasio y sodio.

## Apliquemos lo aprendido

Durante esta lección has relacionado la abundancia de elementos como carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, fósforo y azufre con su importancia para los seres vivos. Es momento de que apliques tus conocimientos acerca de la función que tienen estos elementos en tu organismo.

1. Formen equipos de tres a cuatro personas y elijan de entre los siguientes elementos para llevar a cabo una investigación de su función en el organismo, alimentos que los contienen, síntomas de su carencia y exceso. Elaboren una exposición y preséntenla en el grupo: magnesio, sodio, cloro, calcio, silicio, cobre, manganeso, flúor, yodo.
2. Prepara una presentación con el resultado de tu investigación y exponla en tu salón de clases, entrega tu trabajo a tu profesor para su evaluación.

## Enlace químico

### 6.1 Modelos de enlace: covalente e iónico

### 6.2 Relación entre las propiedades de las sustancias con el modelo de enlace covalente e iónico

#### Lo que sabemos

El profesor de Ciencias de Miguel y Francisco explicó qué son los enlaces covalentes e iónicos con el siguiente ejemplo:

—Vamos a hacer una dinámica: Miguel, vas a coordinar a tus compañeros que pesen más, mientras que tú, Francisco, coordinarás a los más delgados.

El profesor les proporcionó una cuerda a los equipos. Solicitó a los más pesados que tiraran de la cuerda, para ver qué pasaba con los más delgados.

El equipo de Miguel no tuvo problema en vencer a su oponente.

—Espérense, no se me desanimen —dijo el profesor— ahora, intercambiéense dos miembros de los equipos y vuelvan a tirar de la cuerda.

Los alumnos se encontraron con más resistencia de ambas partes. Resultaba difícil determinar quién iba a ganar, hasta que uno de los equipos cayó al pasto.

—¿Ven? En determinado momento, los equipos debieron compartir; es lo que sucede con el enlace covalente: dos átomos no metálicos llevan juntos dos o tres pares de electrones, que les servirán para formar un enlace simple. Aunque en el enlace iónico no se comparte: uno jala más.

1. Explica cómo piensas que se unen los átomos.
2. Elabora las estructuras de Lewis de los siguientes elementos e indica su valencia, precisa cuáles son metales y cuáles no metales, así como los compuestos que puedes formar de acuerdo con sus propiedades de reacción. Te recomendamos no consultar tu libro de texto, para que así compruebes tus conocimientos.
  - Sodio, litio, flúor, oxígeno, nitrógeno, hidrógeno y azufre.
3. Compara tus respuestas con las de tus compañeros de clase y, con ayuda de tu profesor, verifíquenlas.

#### Conozcámonos juntos

Hemos aprendido que los átomos se pueden unir mediante la compartición de los electrones de valencia, pero ¿cómo lo hacen? Para entenderlo, estudiaremos la formación de la molécula de cloro ( $\text{Cl}_2$ ); primero trabajaremos con las estructuras de Lewis de dos átomos de cloro.



## CONTENIDO

# 6



**Figura 2.58** En los enlaces covalentes, existe compartición: dos átomos no metálicos se distribuyen en igualdad dos o tres pares de electrones, que les servirán para formar un enlace simple. Es similar al equilibrio que se logra tirando los dos extremos de una cuerda, si la repartición de fuerzas es similar.

Al unirse y compartir sus electrones de valencia, se formará un enlace que mantendrá unidos los átomos, constituyendo una molécula de cloro diatómico; lo cual favorecerá a que ambos átomos cumplan la regla del octeto.



O bien:

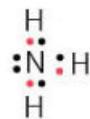


En esta molécula los electrones del enlace están compartidos. A este tipo de enlace se llama **enlace covalente**.

Otro ejemplo de formación de enlace covalente es el del amoníaco  $\text{NH}_3$ ; en este caso tenemos tres átomos de hidrógeno por uno de nitrógeno. Las estructuras de Lewis de cada elemento son las siguientes:



Al unirse el hidrógeno y el nitrógeno, compartirán sus electrones para cumplir con la regla del octeto. La molécula de amoníaco también presenta enlaces covalentes.



Hay otro tipo de enlaces que se forman entre átomos que no comparten electrones, sino que uno de ellos acepta electrones y el otro los dona. Se trata del **enlace iónico**. Veamos la formación del cloruro de sodio que es el principal compuesto de la sal de mesa. En primer lugar escribiremos las estructuras de Lewis de los átomos de cloro y sodio que lo constituyen:



El compuesto formado tiene la siguiente estructura:



En este caso, el átomo de cloro atrae al electrón del sodio; esto implica que el cloro ganó un electrón, por lo cual adquiere una carga negativa. A su vez, el sodio perdió su electrón y, como resultado, adquirió una carga positiva. Sin embargo, en los compuestos no se encuentran los átomos con sus cargas sino cuando están disueltos en agua. Recuerda que a un átomo cargado negativamente se le denomina anión y al átomo que ha adquirido carga positiva se le denomina catión.



### Acción y reacción

1. El objetivo de esta actividad es que elabores las estructuras de Lewis de los siguientes compuestos y, de acuerdo con la manera en que se reparten los electrones, determines cuáles tienen enlaces iónicos y cuáles covalentes. Así comprenderás mejor cómo se aplican estas distribuciones.

- a) NaF                      c)  $\text{N}_2$                       e)  $\text{CO}_2$   
b) FrCl                      d)  $\text{CH}_4$

2. Una vez que hayas concluido esta práctica, discute tus resultados con el grupo y verifícalos con ayuda de tu profesor.

Las propiedades de las sustancias iónicas y covalentes se pueden explicar por sus enlaces. En el caso de los compuestos iónicos analizaremos la estructura del cloruro de sodio (figura 2.59).

En la figura puedes observar que los cationes de sodio se acomodan con los aniones de cloro en una red de forma cúbica: se ordenan de manera alternada, de modo que ningún catión queda junto a un catión ni un anión junto a otro anión.

Otra cualidad de este tipo de compuestos es que se disuelven en lo que liberan los iones en la solución, gracias a lo cual tienen capacidad de conducir la corriente eléctrica (lo que significa que se trata de electrolitos).

Por lo tanto, las interacciones que mantienen unidos a los compuestos iónicos son fuertes; a partir de este vínculo se explica que los puntos de fusión de estos compuestos sean tan altos ( $801\text{ }^\circ\text{C}$  para el cloruro de sodio), y que sean sólidos. Esto significa que se necesita mucho esfuerzo para romper el cristal, pero una vez que se mueve un poco con un golpe, quedarán cationes frente a cationes y aniones frente a aniones, por lo que estos iones se repelerán, fracturando en ese punto el cristal.

En este caso, las moléculas se mantienen unidas mediante enlaces covalentes, lo cual se refleja en su punto de fusión que es bajo, en este caso  $186\text{ }^\circ\text{C}$ . Muchos de estos compuestos no son solubles en agua y si lo son no forman iones en ella, por lo tanto, no conducen la corriente eléctrica. Los que no son solubles en agua, lo son en solventes orgánicos como acetona, alcohol, cloroformo, entre otros.

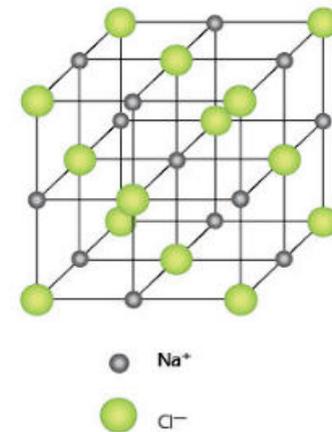


Figura 2.59 Estructura del cloruro de sodio.

### Experimenten

#### Materiales

- ▶ El equipo que construiste para medir conductividad de los metales (contenido 3)
- ▶ Agua destilada
- ▶ 5 vasos de precipitado de 50 ml o vasos de plástico
- ▶ 5 cucharas o abatelenguas

#### Sustancias

- ▶ Sal de mesa (cloruro de sodio)
- ▶ Azúcar
- ▶ Aceite
- ▶ Harina
- ▶ Vinagre

#### Por seguridad

No toquen el foco prendido para evitar quemaduras.

#### Propósito

Distinguir los compuestos iónicos de los covalentes.

## Procedimiento

Como paso previo al experimento, en equipos de dos o tres personas, coloquen en el vaso, aproximadamente 20 ml de agua y prueben su sistema de conductividad introduciendo ambas puntas en el agua. Si enciende el foco, el agua contiene iones, pues el agua destilada no debe conducir la electricidad.

Una vez que comprueben que el agua que emplearán no conduce electricidad, comiencen el experimento.

1. Coloquen en los cinco vasos, previamente etiquetados, 20 mililitros de agua y añadan medio gramo de cada una de las sustancias sólidas y un mililitro de las líquidas.

2. Observen si se disuelven o no. Anoten sus observaciones. Determinen si hay conductividad en cada vaso. Registren también sus resultados. En sus cuadernos elaboren una tabla en la que anoten en una columna las sustancias empleadas; en otra, si se disuelven o no en agua; en otra, si conducen o no la corriente eléctrica, y en una última columna anoten si se trata de un compuesto iónico o covalente.

## No olviden...

juntar la mezcla de agua con aceite en un solo recipiente, para que lo separen y lo puedan emplear al fabricar jabón. Los demás desechos se pueden verter al drenaje sin problemas de contaminación.

## Analicen sus resultados

1. Respondan las siguientes preguntas:
  - a) ¿Qué compuestos fueron solubles en agua?
  - b) ¿Cuáles conducen la corriente eléctrica en disolución?
  - c) De acuerdo con los resultados, ¿qué compuestos son iónicos y cuáles son covalentes? Justifiquen su respuesta y compárenla con sus compañeros.

## Heteroevaluación

Demuéstrale a tu profesor tus competencias.

1. Con lo que hemos estudiado con respecto a los diferentes modelos atómicos, elabora un mapa conceptual o un cuadro sinóptico que incluya las principales características de cada uno de ellos, entrega a tu profesor para su evaluación.
2. Elabora un trabajo en el que indiques la importancia de los elementos químicos para mantener la salud, basándote en lo que has aprendido con respecto a este tema.

Escribe un ensayo con tus respuestas y discútelas con tu profesor para que las enriquezca.

## Apliquemos lo aprendido

Has aprendido cómo se forman los enlaces iónicos y covalentes, así como algunas propiedades físicas con las que puedes clasificar los compuestos en iónicos o covalentes. Ahora aplica lo que has aprendido.

1. Reúnete con dos de tus compañeros e investiguen de tres a cinco materiales que se encuentren en la vida cotidiana y que contengan compuestos con enlaces covalentes o iónicos. Pueden mencionar biomoléculas o cualquier otro compuesto más sencillo.
2. Presenten un diagrama en rotafolio, en el que expliquen cómo están unidos estos compuestos y el modelo de comportamiento iónico o covalente, así como algunas de sus propiedades.
3. Expongan su trabajo al resto del grupo.

## ¿Cuáles elementos químicos son importantes para el buen funcionamiento de nuestro cuerpo?

## Proyecto 2

Ha llegado el momento de que lleves a cabo, con tu equipo, el proyecto estudiantil de final de bloque. Recuerden que el objetivo principal es resolver una pregunta o problema, relacionada con los contenidos estudiados. Tengan presente que el problema que elijan debe ser del interés de todo el equipo y, de preferencia, estar relacionado con su entorno.

En este bloque aprendieron sobre los elementos químicos, cómo es la estructura interna de los átomos y también cómo se forman diversos tipos de enlaces entre ellos. También estudiaron que los seres vivos requieren diversos elementos químicos para formar moléculas indispensables para la vida; este proyecto está relacionado con dicho tema de manera directa.

Lean la siguiente propuesta que tiene la intención de despertar su curiosidad científica.

## Sugerencia adicional para el proyecto

¿Cuáles son las implicaciones en la salud o el ambiente de algunos metales pesados?

## FASE I Inicio

1. Lean la siguiente información, será punto de partida para que planteen preguntas que delimiten el tema de su proyecto.

El tema de este proyecto lo podemos vincular a la nutrición y a los problemas que ocasiona carecer de los elementos indispensables contenidos en diversos productos alimenticios. Los bioelementos (o elementos químicos que constituyen a los organismos) cumplen diversas funciones; ya estudiamos el carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, fósforo y azufre que forman parte de la mayoría de las biomoléculas. Otros elementos importantes son metálicos y, específicamente, metales de los grupos 1 y 2; sin ellos no funcionaría el organismo de modo tan eficiente como lo hace.

Algunos metales son elementos de gran importancia para que los organismos vivos lleven a cabo sus funciones adecuadamente: por ejemplo, el sodio y el potasio están involucrados en llevar a cabo los impulsos nerviosos; el calcio forma parte de los huesos y también interviene en la conducción de los impulsos nerviosos, por mencionar dos ejemplos.

Consulta la tabla periódica de la página 108. En ella se indican los elementos que son importantes para el buen funcionamiento

del cuerpo humano, algunos no son tan conocidos, como el boro (B) o el molibdeno (Mo); sin embargo, también son esenciales y la vida no existiría sin ellos. Veamos un ejemplo de elemento esencial.

## Molibdeno (Mo)

En los seres vivos el molibdeno es el único elemento del cuarto período que se ha reconocido como esencial. Se encuentra en el agua de mar disuelta como  $[\text{MoO}_4]^{2-}$  y, de esa manera, es absorbido fácilmente; el ser humano requiere de 0.075 a 0.250 miligramos por día. El molibdeno se encuentra en diversos alimentos, sobre todo en vegetales de hoja verde fuerte, leche y productos lácteos, en vísceras y leguminosas.

El molibdeno se encuentra en moléculas denominadas enzimas, las cuales aceleran las reacciones. Una de ellas se llama Xantina oxidasa, se ubica en el hígado. De hecho, esta enzima puede ayudar a detectar daño en este órgano. En exceso, puede causar la enfermedad conocida como gota, que se caracteriza por una elevada producción de ácido úrico que se acumula en las articulaciones produciendo dolores intensos.

Se cree que la deficiencia de molibdeno puede hacer que la persona sea propensa al cáncer esofágico, gástrico y mamario (figura 2.60).

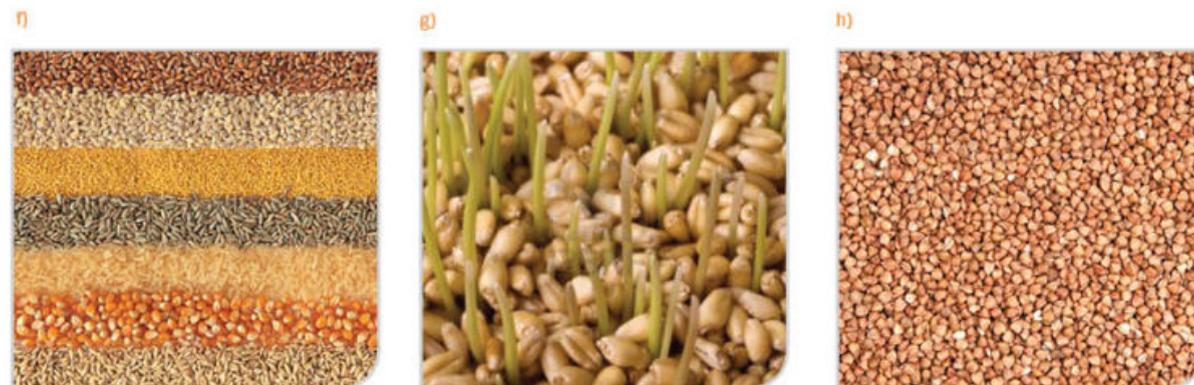


Figura 2.60 Alimentos que contienen molibdeno: a) La acelga, b) hojas verdes de mostaza, c) lechuga escarola, d) verdolaga, e) hojas verdes dientes de león, f) cereales integrales, g) germen de trigo, h) alforfón o trigo sarraceno.

## FASE 2 Planeación

1. Después de haber leído la información anterior, planteen preguntas relacionadas con elementos químicos que son importantes para el funcionamiento del cuerpo. Hagan una lista con ellas, para que después puedan votar entre todos y elegir una para el proyecto que llevarán a cabo. Las preguntas pueden ser acerca de los siguientes elementos:

- Zinc (Zn)
- Cobre (Cu)
- Vanadio (V)
- Cromo (Cr)
- Boro (B)
- Manganeseo (Mn)
- Cobalto (Co)
- Níquel (Ni)

Algunas sugerencias de preguntas son las siguientes:

- a) ¿Qué lugar ocupa el elemento en la tabla periódica y cuáles son algunas de sus propiedades?
- b) ¿Cuál es su función en el cuerpo humano y en qué cantidad debe consumirse?
- c) ¿En qué alimentos se encuentra?
- d) ¿Qué enfermedad se produce si hay exceso o deficiencia de dicho elemento?

2. Comiencen la búsqueda de información. Usen los buscadores de internet, la Biblioteca Escolar, las enciclopedias y las publicaciones periódicas (diarios y revistas). Su profesor los orientará para aceptar sólo información de sitios calificados (universidades, centros de enseñanza, instituciones de gobierno).

Organicen la información en la bitácora del proyecto, en fichas de trabajo o en algún procesador de texto. Esta investigación les ayudará a delimitar el problema que servirá como eje de su proyecto.

3. Una vez que hayan elegido una o varias preguntas, mismas que constituirán el tema de su proyecto, elaboren en una cartulina un planificador. Pueden optar por este sistema, siguiendo los aspectos que a continuación se muestran:

- a) La delimitación del problema.
- b) Las actividades que tienen que llevar a cabo para dar respuesta a la pregunta o solución al problema.
- c) La información que deben investigar y las fuentes a las que acudirán.
- d) Los productos parciales y el producto final que elaborarán durante el proyecto.
- e) Las fechas en las que se llevarán a cabo las distintas actividades.
- f) Los recursos con que deben contar y cómo los conseguirán.
- g) La asignación de tareas para cada uno de los integrantes del equipo.

## FASE 3 Desarrollo

Esta fase sirve para que lleven a la práctica lo que planearon en la etapa anterior. El tema de este proyecto es investigar para difundir cuáles elementos químicos son importantes para el buen funcionamiento del cuerpo humano. El proyecto es idóneo para optar por estrategias de difusión.

A continuación se muestra, como ejemplo y referente, la actividad que llevaron a cabo Magdalena, Dalia y Elizabeth de una secundaria de Cárdenas, Tabasco.

### Paso 1

Las integrantes del equipo determinaron con claridad el propósito de su proyecto: analizar cuáles elementos químicos son importantes para el buen funcionamiento de nuestro cuerpo y los problemas que ocasiona carecer de los elementos indispensables contenidos en diversos productos. Esto les permitió vincular el tema con la nutrición.

### Paso 2

El equipo investigó la función que los elementos químicos, como carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, azufre, sodio, potasio, magnesio y fósforo forman a los organismos en su mayor parte y son indispensables para una buena salud y que el cuerpo humano también requiere de otros elementos en menor cantidad, como el cinc, hierro y cobre y las consecuencias de carecer de estos elementos contenidos en los alimentos.

Paso 3

Magdalena, Dalía y Elizabeth integraron su información en fichas de trabajo y decidieron elaborar un cartel. Para ello, pidieron ayuda a su profesor de Español y consiguieron los materiales enlistados a continuación:



Materiales

- ✓ Cartulinas
- ✓ Plumones
- ✓ Fotos o ilustraciones
- ✓ Tijeras
- ✓ Pegamento

No olvides...

siempre tener a la mano tu bitácora del proyecto para registrar las observaciones, los datos, contratiempos y pendientes, entre otros puntos.



FASE 4 Comunicación

Una vez que hayan terminado las actividades que planearon, el paso siguiente es comunicar sus resultados. Esta fase es importante, pues ayuda a valorar el desempeño de los integrantes del equipo, tanto en forma individual como colectivamente.

Los medios para difundir los resultados son muchos: exposición ante el grupo o la comunidad escolar, con carteles o programas de diapositivas, feria de ciencias, feria de ecotécnicas, folleto explicativo, línea del tiempo, entre otros. Siempre es más enriquecedor que todas estas opciones se presenten con un informe escrito, el cual entregarán a su profesor.

Tic y más...

Conoce más acerca de los efectos de los elementos en la salud de las personas consultando:

Chassin Amancio, Octavio; Ortigoza Ramírez, José Luis; Durante Montiel, Irene; "Obesidad", en *El ejercicio actual de la medicina*, México, D.F., UNAM, 2002, disponible en:

<[http://www.facmed.unam.mx/eventos/seam2k1/2007/may\\_01\\_ponencia.html](http://www.facmed.unam.mx/eventos/seam2k1/2007/may_01_ponencia.html)>

Kershenobich, David, "Enfermedades emergentes", en *El ejercicio actual de la medicina*, México, UNAM, 2008, disponible en: <[http://www.facmed.unam.mx/eventos/seam2k1/2007/oct\\_01\\_ponencia.html](http://www.facmed.unam.mx/eventos/seam2k1/2007/oct_01_ponencia.html)>

León R., Carlos, "Desnutrición", en *Atención familiar*, disponible en:

<<http://www.facmed.unam.mx/deptos/familiar/bol75/desnutricion.html>>

(Consulta: 23 de enero de 2017).



FASE 5 Evaluación

Esta última fase es una oportunidad para aprender de los demás compañeros y demostrar las habilidades adquiridas durante las actividades realizadas.

1. Contesten las siguientes preguntas, primero de manera individual y luego en equipo, para que se percaten de los logros alcanzados en este proyecto:

| Preguntas para evaluar nuestro proyecto   |
|---|
| ¿Qué situación problemática referente a la transformación de los materiales resolvimos?   |
| ¿Cómo seleccionamos los hechos y conocimientos para planear la explicación de fenómenos químicos que respondieron la interrogante que resolvimos? |
| ¿De qué manera sistematizamos la información de nuestra investigación?  |
| ¿Qué recursos como gráficas, experimentos y modelos usamos?   |
| ¿A qué conclusiones llegamos?   |
| ¿De qué manera comunicamos los resultados del proyecto?   |
| ¿Cómo incorporamos el lenguaje químico durante la comunicación de nuestro proyecto?   |
| ¿De qué forma evaluamos los procesos y productos de nuestro proyecto?   |

2. Al final, muestren sus respuestas a su profesor y pídanle su opinión al respecto. En ocasiones, él percibirá aspectos que ustedes pasaron por alto y, de esta manera, retroalimentará su trabajo.

1. Lee el siguiente texto y responde las preguntas.

## Las propiedades de los materiales y su clasificación química

Es común que antes de una carrera deportiva o entrenamiento que se llevará a cabo en un clima caluroso, algunas personas o atletas consuman pastillas de sal (NaCl) como método para contrarrestar la deshidratación excesiva (figura 2.61).



Figura 2.61 Los atletas recurren a las pastillas de sal para hidratarse en condiciones extremas.

Cuando hablamos del uso de sales en el deporte, nos referimos principalmente al elemento sodio (Na); sin embargo, también debemos considerar otros elementos químicos como el potasio (K), el calcio (Ca) y el cloro (Cl).

En nuestro cuerpo encontramos iones primarios en forma de electrolitos como sodio (Na<sup>+</sup>), potasio (K<sup>+</sup>), calcio (Ca<sup>2+</sup>) (figura 2.62) y cloruro (Cl<sup>-</sup>). Los iones se encuentran disueltos dentro y fuera de las células, por ejemplo, en las neuronas o los músculos, e intervienen en funciones vitales como la hidratación, la respiración y las contracciones musculares.



Figura 2.62 El calcio es un elemento fundamental en los huesos y lo encontramos en la leche.



Figura 2.63 Las barras de cereal son consumidas por los atletas para recuperar energía.

### Pregunta 1

Con ayuda del "modelo atómico y electrones de valencia", representa las diferencias de los elementos químicos mencionados y sus iones. Explica brevemente qué los hace diferentes.

| Elemento | Ión | Diferencias |
|----------|-----|-------------|
|          |     |             |

La composición del cuerpo es aproximadamente de 65% oxígeno (O), 18.5% carbono (C), 9.5% hidrógeno (H), mientras que el sodio (Na) ocupa 0.2% y se encuentra en una concentración 14 veces mayor en el líquido extracelular en relación con el intracelular. El cloro (Cl) presenta concentraciones semejantes a las del sodio (Na); en cambio, de 0.4% del potasio (K), 97% de éste se localiza dentro del líquido intracelular. Otro dato interesante es que entre 30-35% del sodio (Na) se encuentra en los huesos.

### Pregunta 2

Con esta información determina la concentración aproximada de calcio (Ca) en el cuerpo. Considera que también existen otros elementos químicos en nuestro organismo en forma de compuestos como agua, proteínas o lípidos para que justifiques tu respuesta.

La alteración del equilibrio electrolítico en el organismo puede darse por pérdidas, durante un entrenamiento o competencia intensa, por la sudoración excesiva, sobre todo en ambientes calurosos, es común que se pierda sodio (Na) en grandes cantidades.

La transpiración tiene la finalidad de mantener al cuerpo en equilibrio térmico; sin embargo, el equilibrio electrolítico se modifica, ya que el sudor

está compuesto por 95% de agua (H<sub>2</sub>O) y 5% de electrolitos (Na, Cl, K, metabolitos, entre otros). Es por esto que muchos atletas consumen barras deportivas, cuyo contenido promedio de sodio es de 200 miligramos y de 360 miligramos de potasio o bebidas hidratantes especializadas, que contienen aproximadamente, por cada 227 ml de agua, entre 6-8% de hidratos de carbono, 30 miligramos de potasio y 110 miligramos de sodio (figura 2.63).

### Pregunta 3

Con base en las propiedades descritas de las barras de cereal y de las bebidas hidratantes, ¿cómo identificarías si éstas son mezclas o compuestos? Argumenta tu respuesta.

### Pregunta 4

Si no pudieras adquirir una bebida hidratante, ¿qué bebida alternativa propondrías para recuperar el agua y los elementos perdidos con el sudor?, ¿cuáles serían los ingredientes y sus proporciones?

Como una medida para restablecer las pérdidas de sodio y además, para hidratarse, es común, en el caso de los atletas, el consumo de tabletas de sal previo a una competencia que se llevará a cabo en días calurosos. Los nutricionistas opinan que su consumo podría provocar vómito, cólicos, diarrea, lo cual agrava las pérdidas causadas por el sudor.

### Pregunta 5

Con esta información, ¿recomendarías la ingesta de las tabletas de sal para evitar la deshidratación?, ¿qué efectos se podrían observar a nivel celular?



Contenido 1:  
Cambios químicos



Contenido 2:  
Alimentos saludables



Contenido 3:  
Tercera revolución de la química

## La transformación de los materiales: la reacción química

La mayoría de los cambios que percibimos en la naturaleza y, en nuestro entorno, se deben a reacciones químicas. Las hay llamativas como los juegos pirotécnicos, o sutiles, como la maduración de un vino. Nuestra propia vida es una continua transformación de unas sustancias a otras.

CONTENIDO  
1

Identificación de cambios químicos y el lenguaje de la química

CONTENIDO  
2

¿Qué me conviene comer?

CONTENIDO  
3

Tercera revolución de la química

CONTENIDO  
4

Comparación y representación de escalas de medida

PROYECTO  
B3

¿Cómo elaborar jabones?



### APRENDIZAJES ESPERADOS

Al finalizar este bloque serás capaz de:

- Describir algunas manifestaciones de cambios químicos sencillos (efervescencia, emisión de luz o calor, precipitación, cambio de color).
- Identificar las propiedades de los reactivos y los productos en una reacción química.
- Representar el cambio químico mediante una ecuación e interpretar la información que contiene.
- Verificar la correcta expresión de ecuaciones químicas sencillas con base en la Ley de conservación de la masa.
- Identificar que en una reacción química se absorbe o se desprende energía en forma de calor.
- Identificar que la cantidad de energía se mide en calorías y comparar el aporte calórico de los alimentos que ingiere.
- Relacionar la cantidad de energía que una persona requiere, de acuerdo con las características tanto personales (sexo, actividad física, edad y eficiencia de su organismo, entre otras) como ambientales, con el fin de tomar decisiones encaminadas a una dieta correcta.
- Explicar la importancia del trabajo de Lewis al proponer que en el enlace químico los átomos adquieren una estructura estable.
- Argumentar los aportes realizados por Pauling en el análisis y la sistematización de sus resultados al proponer la tabla de electronegatividad.
- Representar la formación de compuestos en una reacción química sencilla, a partir de la estructura de Lewis, e identificar el tipo de enlace con base en su electronegatividad.
- Comparar la escala astronómica y la microscópica considerando la escala humana como punto de referencia.
- Relacionar la masa de las sustancias con el mol para determinar la cantidad de sustancia.
- Seleccionar hechos y conocimientos para planear la explicación de fenómenos químicos que respondan a interrogantes o resolver situaciones problemáticas referentes a la transformación de los materiales.
- Sistematizar la información de su investigación con el fin de elaborar conclusiones, a partir de gráficas, experimentos y modelos.
- Comunicar los resultados de su proyecto de diversas maneras utilizando el lenguaje químico, y proponer alternativas de solución a los problemas planteados.
- Evaluar procesos y productos de su proyecto, y considerar la efectividad y el costo de los procesos químicos investigados.



CONTENIDO  
1

# Identificación de cambios químicos y el lenguaje de la química

## 1.1 Manifestaciones de las reacciones químicas

Lo que sabemos

Cuando fríes un bistec, el color, aroma, textura y hasta el tamaño de la carne, cambian durante y después de la cocción. No hay manera de que el cambio sea reversible (esto es, que vuelva a ser como cuando estaba crudo). Sin embargo, si pones agua en una sartén similar a la que usaste para freír el bistec, y la colocas sobre la misma estufa, el agua, en poco tiempo, se transformará en vapor. Si cubres la sartén con una tapa y luego la retiras, verás en ella que el vapor se volvió a transformarse en agua líquida. Si en ambos casos se hizo lo mismo, es decir, someter el bistec y el agua a la acción del calor, ¿en qué radica la diferencia? Pues en el "nivel" en que se da el cambio.

Los cambios que presentan los materiales pueden ser de dos tipos: físicos y químicos. En *Ciencias II* conociste diversos **cambios físicos** como el movimiento o la deformación de un cuerpo por efecto de una fuerza, y los cambios de estado (figura 3.1). En estos cambios no se afecta la estructura "interna" de la materia, es decir, no se altera la configuración de las moléculas. En este contexto, los cambios que se dan en las moléculas originales de una sustancia para convertirse en otra distinta se conocen como **cambios químicos** (figura 3.2).

1. Reúnete con un compañero y piensen cómo son los siguientes alimentos crudos y cómo cambian después de haberse cocinado. Describanlos en un cuadro como éste, que deberán reproducir en su cuaderno.

| Alimentos    | Crudos | Cocidos |
|--------------|--------|---------|
| Huevo        |        |         |
| Masa de maíz |        |         |
| Frijoles     |        |         |

2. Clasifica los siguientes cambios como químicos o físicos.

- Una bola de plastilina que se aplastó
- Azúcar disuelta en agua
- Hacer palillos a partir de un leño
- Quemar un leño



Figura 3.1 Cuando se mezclan ingredientes para hacer pan, se presentan cambios físicos.



Figura 3.2 Cuando se hornea la masa de pan, ésta presenta cambios químicos.

Conozcamos juntos

Los cambios que acabas de revisar son **irreversibles**; esto quiere decir que una vez que sucedieron, las sustancias no pueden volver a su estado anterior, y no sólo se presentan al cocinar alimentos; puedes encontrarlos a tu alrededor: cuando el motor de un automóvil quema gasolina, cuando un clavo de hierro se oxida, cuando una tortilla se quema hasta quedar carbonizada, cuando disuelves una tableta de antiácido en agua, cuando una planta lleva a cabo la fotosíntesis, cuando digieres la comida y hasta cuando respiras (figura 3.3). Todos los anteriores son cambios químicos.



Figura 3.3 En *Ciencias I* aprendiste que durante la respiración ocurren cambios químicos en los que intervienen la glucosa y el oxígeno.

En un **cambio químico**, una o más sustancias se transforman en otras diferentes a las originales, es decir, las sustancias reaccionan. Es lo que se conoce como **reacción química**.

Las reacciones químicas presentan manifestaciones que pueden ser perceptibles a simple vista o con instrumentos especiales. Esto se debe a que se forman nuevas sustancias o a que se libera o absorbe **energía**.

Experimenten

Materiales

- Mechero de gas, de alcohol o vela fija a una tapa metálica
- Cerillos
- 5 tubos de ensayo o frascos pequeños de vidrio
- Gotero
- Soporte para los tubos de ensayo (gradilla)
- Pinzas
- Lupa

Sustancias

- Bicarbonato de sodio (2 g)
- Jugo de un limón
- Clara de un huevo
- Alcohol (20 ml)
- Fibra de acero para tallar trastos
- Limpiador líquido con amoníaco (10 ml)
- Agua de jamaica natural (30 ml)
- Leche (20 ml)
- Vinagre (10 ml)

Por seguridad

Protéjense todo el tiempo con su bata y gafas de seguridad.

Propósito

Observar algunas transformaciones químicas de las sustancias.

Procedimiento

Experimento 1

1. Coloquen una pequeña cantidad de clara de huevo en el tubo de ensayo o frasco. Observen sus características: olor, color, textura; registrenlas en su bitácora de laboratorio.
2. Agreguen alcohol hasta cubrir la clara y observen lo que sucede después de 10 minutos. Utilicen la lupa, para ver con más detalle. Registren los cambios.

Experimento 2

1. Pongan una pequeña cantidad de bicarbonato de sodio en otro tubo o frasco. Observen y registren sus características.
2. Añadan el jugo de un limón y observen lo que ocurre. Registrenlo.

## Experimento 3

1. Prendan el mechero o la vela. Sostengan con las pinzas un pequeño fragmento de la fibra de acero y con mucho cuidado pónganlo sobre la flama. Observen lo que ocurre.
2. Miren con atención lo que sucede después de unos 15 segundos. Anoten sus observaciones.

## Experimento 4

1. Pongan agua de jamaica en un tubo de ensayo y agreguen, con mucho cuidado, varias gotas de limpiador líquido con amoníaco.
2. Capten los cambios y registrenlos.

## Experimento 5

1. Coloquen la leche en un tubo limpio, observen y anoten sus características (color, olor, textura). En otro tubo añadan vinagre, examinen y escriban también sus características.
2. Mezclen el vinagre con la leche y agiten el tubo con la mezcla. Observen los cambios y anótenlos.

## No olviden...

cuando terminen todos los experimentos, desechen los residuos. Tiren la fibra de acero en el contenedor de basura inorgánica; escurran en el vertedero el líquido de los tubos de leche y de clara de huevo y, la parte sólida, tírenla en el contenedor de basura orgánica. El contenido del resto de los tubos deséchelo en el vertedero.

## Analicen sus resultados

1. Lean con atención lo que anotaron en la bitácora de laboratorio y discutan entre todo el equipo lo que observaron en cada experimento.
2. Completa en tu cuaderno un cuadro como éste, en donde describas tus observaciones.

|               | ¿Cómo son las sustancias antes de la reacción química? | ¿Qué ocurrió durante la reacción? | ¿Cómo son las sustancias que quedaron después de la reacción? |
|---------------|--|-----------------------------------|---|
| Experimento 1 |  |                                   |   |
| Experimento 2 |  |                                   |   |
| Experimento 3 |  |                                   |   |
| Experimento 4 |  |                                   |   |
| Experimento 5 |  |                                   |   |

## 3. Contesta.

- a) Los cambios que presenciaron, ¿fueron químicos o físicos? ¿Cómo llegas a esta conclusión?
- b) ¿Consideras que en los tres casos las sustancias finales pueden volver a transformarse en las sustancias iniciales? ¿Por qué?

## 4. Muestran sus conclusiones a su profesor, para que las retroalimente.

En la actividad anterior percibiste evidencias de que ocurrieron reacciones químicas: en el caso del bicarbonato con limón, se generaron burbujas (efervescencia); en la clara de huevo con alcohol, se produjo un poco de calor; en el agua de jamaica, ésta cambió de color al contacto con el amoníaco; con la leche, se formó una sustancia sólida (precipitado) cuando se mezcló con el vinagre, y en la fibra de acero que se quemó, se produjeron chispas. En otras palabras, en un cambio químico puede manifestarse lo siguiente:

- Cambio de color (figura 3.4).
- Cambio en la temperatura (se puede calentar o enfriar).
- Desprendimiento de un gas (pueden verse burbujas).
- Aparición de una sustancia sólida (precipitado).
- Emisión de luz, chispas o fuego.

Pero hay que tener cuidado, pues no siempre estas manifestaciones son señales de que hubo una reacción química. Piensa, por ejemplo, en cuando enciendes un foco; en este caso se produce calor y luz, pero no ocurre un cambio químico dentro de aquél. La sal es blanca, pero cuando la disuelves en agua la disolución es transparente. A menudo el color del hielo es blanco, a diferencia del agua; el cambio de estado es un cambio físico. Así, cuando se hierve agua se producen burbujas; pudiera parecer que el agua se ha convertido en otra sustancia, pero solamente ha cambiado de estado (de líquido a gaseoso) (figura 3.5).

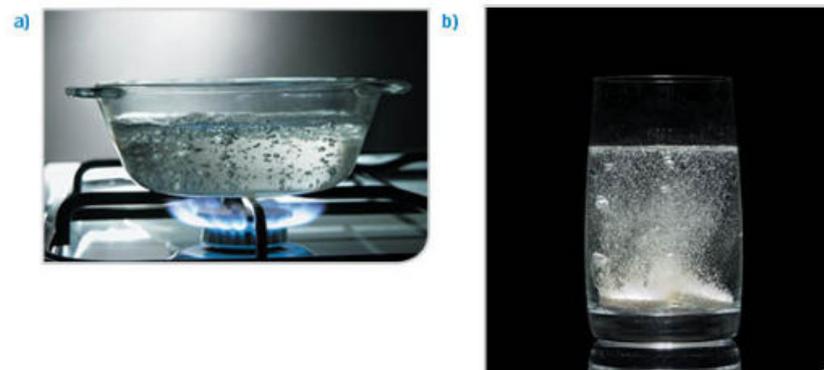


Figura 3.5 Aunque en ambos casos se ven burbujas de gas, en a) se aprecia un cambio físico (agua hirviendo) y en b) un cambio químico (tableta antiácida efervescente en agua).

¿Cómo saber entonces que hubo un cambio químico verdadero? Muy simple: si las sustancias finales son distintas que las iniciales. Los químicos llaman **reactivos** a las sustancias que inician la reacción química y **productos** a las que la finalizan, es decir, los reactivos son las sustancias que se transforman y los productos, las que se obtienen.

Por ejemplo, cuando se quema un poco de alcohol se lleva a cabo una reacción de combustión en la que se genera dióxido de carbono y vapor de agua. En este caso, el alcohol y el oxígeno del aire son los reactivos, y el dióxido de carbono y el vapor de agua, los productos.

Para que una reacción química ocurra es necesario que se presenten estos sucesos:

- Choques o colisiones entre las moléculas de los reactivos.
- Ruptura de enlaces de las moléculas de los reactivos.
- Creación de nuevas moléculas, con enlaces diferentes entre los átomos que las forman.



Figura 3.4 El amarillamiento del papel de los libros viejos se debe a una reacción química.

## Tic y más...

Complementa tu aprendizaje sobre cambios físicos y químicos en:

<[http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/3esofisicaquimica/3quincena9/3q9\\_contenidos\\_1a.htm](http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/3esofisicaquimica/3quincena9/3q9_contenidos_1a.htm)>

(Consulta: 21 de diciembre de 2016).

**Hacia el proyecto**

Una de las reacciones químicas más utilizadas es la saponificación que, en general, se presenta entre una grasa (animal o vegetal) e hidróxido de sodio. Un producto de esta reacción es el jabón. Considera esta información para un posible tema de tu proyecto.

**Acción y reacción**

1. Observa con detalle la figura 3.6, ésta representa los cambios físicos y químicos que puede tener el agua.

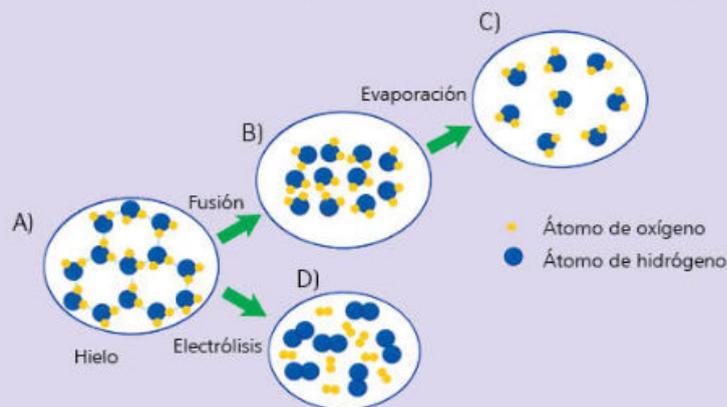


Figura 3.6 Representación de partículas del agua y sus transformaciones de acuerdo con el modelo cinético.

2. Con base en la imagen, contesta en tu cuaderno estas preguntas.

- ¿En qué casos aparece la misma sustancia de A? ¿B, C o D?
- ¿Qué sustancias están representadas en el óvalo C?, ¿y en el D?
- ¿Qué condiciones supones que ocurrieron para que se diera la transformación de A a B?, ¿de B a C?, ¿y de A a D?
- ¿En cuáles óvalos se aprecian cambios físicos?, ¿por qué?
- ¿En qué óvalos se aprecian cambios químicos?, ¿por qué?
- ¿Cuáles son los reactivos?, ¿y cuáles los productos?

3. Describe con tus palabras lo que ocurrió de A a B, de B a C y de A a D.

4. Muestra tus descripciones a tus compañeros y a tu profesor, y corrígelas si fuera necesario.

Al ser los reactivos y los productos sustancias distintas, las propiedades de ambos también lo son. Esto a veces es evidente; por ejemplo, cuando preparamos un pastel, las características de los ingredientes (harina, mantequilla, huevo, leche, polvo de hornear y azúcar) son totalmente diferentes a las del pastel terminado.

Observa la figura 3.7 de la siguiente página. En ella se ven dos tubos de ensayo con disoluciones acuosas de almidón (un carbohidrato) y de lugol (mezcla de yodo molecular y yoduro de potasio). Éstos son los reactivos. Al juntarse estas sustancias reaccionan y forman una disolución que contiene cadenas de poliyoduro; éste es el producto. Puedes ver claramente que hubo un cambio de color.

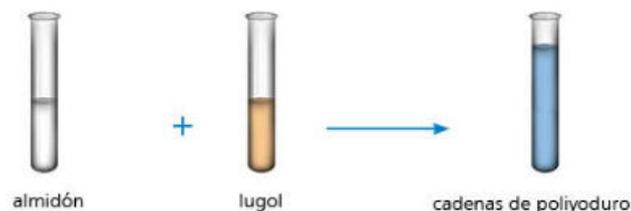


Figura 3.7 Esquema que muestra la reacción entre una disolución de almidón y una de lugol.

De manera similar, los productos de otras tantas reacciones son muy diferentes de los reactivos: un papel que se quemó, un clavo que se oxidó, la comida después de que la digieres, la leche cuando se "corta", el jugo de uva que se fermentó, entre otros.

**Acción y reacción**

1. Examina el esquema de la figura 3.8, que muestra el dispositivo para que se lleve a cabo la reacción de electrólisis del agua. Durante ésta se hace pasar corriente eléctrica en el agua líquida, para romper sus moléculas en los elementos que la componen.

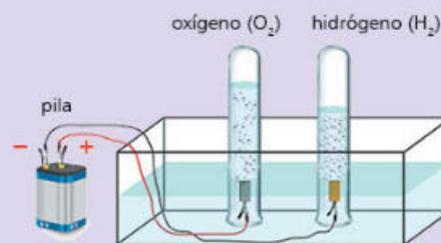


Figura 3.8 La corriente eléctrica que rompe la molécula de agua proviene de una pila y los productos se recogen en los tubos de ensayo.

2. Investiga las propiedades físicas y químicas de cada una de las sustancias que participan en la reacción y completa un cuadro como éste en tu cuaderno.

|           | Nombre | Fórmula | Propiedades físicas | Propiedades químicas |
|-----------|--------|---------|---------------------|----------------------|
| Reactivos |        |         |                     |                      |
| Productos |        |         |                     |                      |

3. Contesta las siguientes preguntas.

- ¿Qué función tienen en el dispositivo los dos tubos de ensayo invertidos?
- ¿Qué pasaría si los electrodos estuvieran sumergidos libres en el agua?
- ¿Qué papel desempeña la corriente eléctrica?
- ¿Cuáles son los enlaces que se rompen en los reactivos?
- ¿Cuáles son los nuevos enlaces que se forman?

4. Vuelve a analizar la figura 3.6 y establece una relación entre ésta y la figura 3.8. Escribe tu conclusión en el cuaderno y muéstrasela a tu profesor; de acuerdo con su opinión, modifícala si fuera necesario.

**Tic y más...**

Complementa tu aprendizaje sobre cambios físicos y químicos en:  
<http://www.uv.es/madomin/miweb/cambiofisicocambioquimico.html>

Conoce más sobre las reacciones químicas que ocurren en tu entorno; visita:  
<http://www.educatina.com/quimica/tipos-de-reacciones-quimicas>

En este sitio encontrarás información sobre reacciones químicas que ocurren en tu entorno:  
[http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/35\\_las\\_reacciones\\_quimicas/cursos/lrq\\_re.html](http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/35_las_reacciones_quimicas/cursos/lrq_re.html)

(Consulta: 21 de diciembre de 2016).

## Glosario

**Vacuola.** Organelo de las células vegetales que almacena sustancias como aceites, almidones, agua o enzimas.

**Enzima.** Proteína que acelera una reacción química dentro de las células.

## ¡Un ojo al dato!

¿Sabes por qué lagrimeamos al cortar cebollas? He aquí la explicación: las cebollas (figura 3.9) contienen dentro de sus células una sustancia inodora llamada trans-(+)-S-(1-propenil)-L-cisteína sulfóxido que, por cierto, no es la responsable del lagrimeo. Dentro de las células de cebolla también hay **vacuolas** que contienen la **enzima**



alinasas. Al cortar los tejidos de la cebolla rompemos células y vacuolas, lo que libera la alinasa. Esta enzima se pone en contacto con el trans-(+)-S-(1-propenil)-L-cisteína sulfóxido, y se genera una reacción química, cuyos productos son tres sustancias olorosas llamadas piruvato, amoníaco y syn-propanotial-S-óxido, que provocan el lagrimeo.

Figura 3.9 El lagrimeo que nos provoca picar cebolla se debe a una reacción química.

## Apliquemos lo aprendido

En esta lección estudiaste que una reacción química es el proceso en el que una o varias sustancias iniciales, llamadas reactivos, se transforman en una o varias sustancias finales, llamadas productos. Durante las reacciones hay interacciones entre moléculas, iones o átomos, que producen nuevas moléculas, iones o átomos.

En la medida en que los seres humanos hemos descubierto las leyes que rigen las reacciones químicas, tanto en el ámbito de la investigación como en el industrial y en la vida cotidiana, disfrutamos más de sus ventajas (figura 3.10). Sin embargo, como ya aprendiste en el bloque 1 un uso inadecuado de los cambios químicos puede producir perjuicios ambientales y sociales. Es por eso que debemos ser responsables al utilizar los conocimientos químicos. Un ejemplo de ello es el uso racional de los combustibles fósiles.



Figura 3.10 Cuando quemas una varita de incienso, se producen reacciones químicas que liberan vapores con aromas relajantes.

1. Con base en lo que ahora sabes, vuelve a clasificar los cambios de la segunda actividad de la página 134; y contesta:

- ¿Cómo argumentas tu clasificación?
- ¿Cuáles son los reactivos que cambiaron?, ¿cuáles los productos?

2. Reúnete con un equipo de tres compañeros y hagan lo siguiente:

- Elaboren en una cartulina un *collage* con recortes de revistas, en el que muestren varias reacciones químicas cercanas a ustedes, que les brinden beneficios.
- Señalen cuáles son los productos y cuáles los reactivos.
- Presenten su *collage* al profesor, para que se los valide.
- Peguen en una pared del salón el trabajo de todos los equipos.

## 1.2 Representación de las reacciones químicas (ecuación química)

## Lo que sabemos

El viernes por la noche, Luis y Laura sintieron un antojo irresistible por comer *hot cakes*. Su mamá les dijo que los prepararan siguiendo la receta de la tía Julieta, y les prestó el recetario que la anciana le heredó. Cuando ellos vieron la receta, se sorprendieron al percatarse de que ésta iniciaba con una imagen (figura 3.11), seguida de una breve explicación de que todo lo que aparece antes de la flecha, en las cantidades indicadas, debe mezclarse perfectamente antes de cocinarse en la sartén.



Figura 3.11 Representación de lo que se necesita para preparar *hot cakes*.

1. Contesta en tu cuaderno.

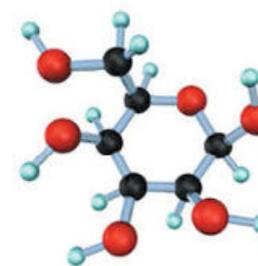
- ¿Consideras que con lo que se indica en la imagen de la receta es suficiente para preparar *hot cakes*?, ¿por qué?
- ¿El cambio que presentan los ingredientes al mezclarse es químico o físico?, ¿y el de la mezcla cuando se cuece?, ¿por qué?
- Si tienes en cuenta que hubo una reacción química, ¿cuáles son los productos?, ¿y los reactivos?
- Supón que faltara alguno de los ingredientes, ¿se obtendría el mismo resultado?, ¿por qué?
- Para que las propiedades de los *hot cakes* no se alteren, ¿cómo se tendría que modificar la receta si se agrega una taza completa de leche, en lugar de media taza?

2. Imagina lo siguiente y responde.

Luis y Laura quieren compartir la receta con sus amigos. Luis piensa que no todas las tazas y cucharas son del mismo tamaño, y eso le preocupa. Laura sugiere modificar la receta poniendo cantidades en gramos, en vez de medidas de capacidad. ¿Qué supones más conveniente?, ¿por qué?

## Loozcamos juntos

En *Ciencias II* conociste la ventaja de emplear **modelos** para representar o explicar un fenómeno, proceso o dispositivo. En el bloque anterior aprendiste cómo, a lo largo de la historia de la química, los científicos han imaginado el átomo y lo representaron mediante modelos; también entendiste, al usar modelos, cómo se unen los átomos para formar moléculas (figura 3.12).



## Conexiones

Figura 3.12 Modelo de la molécula de glucosa. Las esferas azules representan átomos de hidrógeno; las verdes, de carbono; las rojas, de oxígeno, y las líneas son los enlaces.

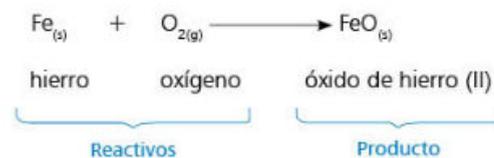
Aunque no se trata de un modelo científico, la receta de la tía Julieta muestra, con una simple enumeración de ingredientes, una parte del proceso que conduce a la obtención de *hot cakes*.

De manera similar, los químicos han encontrado que para estudiar las reacciones químicas es más conveniente representarlas con ecuaciones químicas.

Una **ecuación química** es un modelo de una reacción química, es decir, una representación simbólica y abreviada. Está constituida por las siguientes partes:

- Dos miembros separados por una *flecha*. El miembro de la izquierda representa a los reactivos y el de la derecha a los productos. La flecha indica el sentido de la reacción.
- Las **fórmulas** químicas de los productos y reactivos. Pueden ser elementos, compuestos o iones.
- El **estado físico** en que se encuentran los reactivos y productos. Éste se indica con la inicial entre paréntesis, al lado de la fórmula: (s), (l) o (g), para sólido, líquido y gaseoso, respectivamente. En muchas reacciones, los reactivos y productos pueden estar en disoluciones acuosas (disueltos en agua); para distinguirlo se anota (ac) a un lado de la fórmula.
- Las condiciones especiales de la reacción o información adicional de la reacción. Por ejemplo, si la reacción requiere que se aplique calor para que se lleve a cabo, se indica con la letra griega  $\Delta$  (delta) sobre la flecha. Si uno de los productos es un gas que se escapa, se señala con una flecha hacia arriba ( $\uparrow$ ); si lo que se produce es un sólido insoluble que precipita (que se asienta), se anota una flecha hacia abajo ( $\downarrow$ ).

Observa el siguiente ejemplo que muestra la ecuación química de la reacción entre el hierro y el oxígeno, para formar óxido de hierro II (FeO):



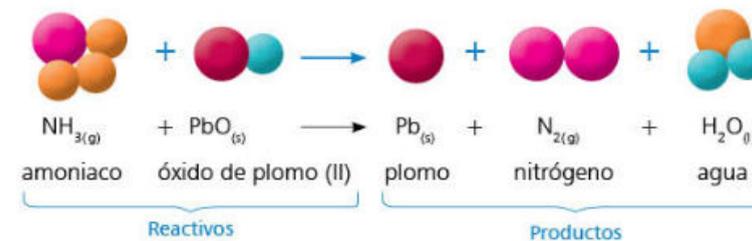
La ecuación anterior se lee de la siguiente manera: "El hierro sólido se combina con el oxígeno gaseoso, para formar óxido de hierro sólido".

Otra forma de leer la ecuación es: "La unión de hierro sólido y oxígeno gaseoso produce óxido de hierro". Una lectura más: "Al combinarse hierro sólido y oxígeno gaseoso se produce óxido de hierro sólido". En cualquiera de los casos queda claro que el hierro y el oxígeno son los reactivos, y el óxido de hierro, el producto.

También podemos representar la ecuación anterior con el **modelo corpuscular**:



Veamos otro ejemplo, el de la reacción del amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) con el óxido de plomo II (PbO).



Esta ecuación se lee: "El óxido de plomo (II) sólido reacciona con el gas amoníaco para producir plomo sólido, nitrógeno gaseoso y agua líquida".

Es importante que sepas que en una ecuación química no siempre se incluye el estado de agregación. Esto se debe a que la ecuación se presenta para la cantidad mínima de moléculas que participan en la reacción, y que no se aprecian a simple vista. Cuando se incluye la información del estado de agregación, significa que la ecuación se lleva a cabo con millones de moléculas, que sí se "agregan" unas con otras.

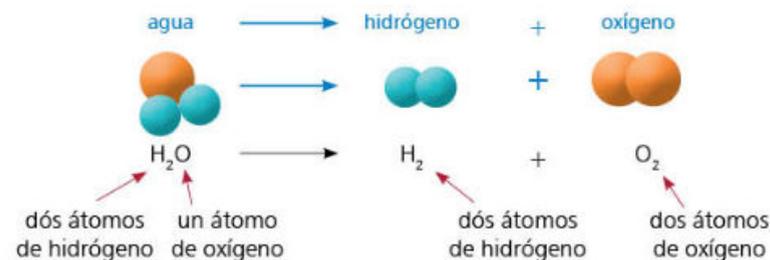
### La materia no se crea ni se destruye...

Hasta ahora has aprendido cómo se representan las reacciones químicas mediante símbolos, pero no hemos atendido las cantidades que intervienen en ellas. En la receta de la tía Julieta, además de aparecer los "reactivos" y el "producto", también se indican las cantidades de cada uno.

Si alguna cantidad de los ingredientes de la receta se alterara, el resultado no sería el mismo, o bien, se tendría que modificar toda la receta de manera proporcional para que el producto conserve sus cualidades.

En el bloque 1 conociste la importancia de los trabajos de Lavoisier. El uso de la medición en sus experimentos le condujo a postular una de las leyes más importantes de la química: la Ley de la conservación de la masa. Pues bien, unos 25 años después, en 1800, John Dalton dedujo una teoría que apoya las conclusiones de Lavoisier: el número de átomos de cada elemento que participa en una reacción química es el mismo en los reactivos y en los productos, aunque la organización de los enlaces que los unen sea distinto.

Ve a la página 139 y vuelve a analizar la figura 3.8, en la que se muestra la electrólisis del agua. Con lo que contestaste en esa actividad y lo que has aprendido en esta lección, ya tienes información suficiente para representar la reacción con una ecuación química. Nuestro punto de partida es la molécula del agua, que se rompe en los dos elementos que la forman: oxígeno e hidrógeno:



### ¡Un ojo al dato!

La energía que necesitan los seres vivos se obtiene de complejas reacciones químicas. La fotosíntesis es un proceso endotérmico, mientras que la respiración celular es uno exotérmico.



Si te fijas bien en la ecuación (puedes “contar las bolitas” que representan los átomos), en el lado de los reactivos intervienen dos átomos de hidrógeno, mismos que se conservan en el lado de los productos. ¿Qué sucede con el oxígeno? En el lado de los reactivos participa un átomo (que forma parte del agua), pero en los productos aparecen dos átomos. Esto no es posible pues, como ya sabes, la materia no se crea ni se destruye, sino que se transforma, de acuerdo con lo establecido por Lavoisier.

Para que la masa se conserve en ambos lados de la ecuación, tenemos que balancear las cantidades de átomos; para ello se escriben coeficientes al principio de cada fórmula. Así, tenemos que agregar un “2” junto a la fórmula del agua y un “2” a la del hidrógeno. A la molécula de oxígeno no se le pone coeficiente, pues se sobrentiende que es 1:



Para que quede más claro cuántos átomos hay en cada lado de la reacción, pongámoslo en tablas como éstas:

| Reactivos           |   | Productos           |   |
|---------------------|---|---------------------|---|
| Átomos de hidrógeno | 4 | Átomos de hidrógeno | 4 |
| Átomos de oxígeno   | 2 | Átomos de oxígeno   | 2 |

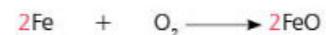
Esto se representa con el modelo corpuscular, de la siguiente manera (puedes verificarlo al “contar las bolitas” nuevamente):



Y se lee de la siguiente manera: “Dos moléculas de agua se rompen para formar dos moléculas de hidrógeno y una molécula de oxígeno”.

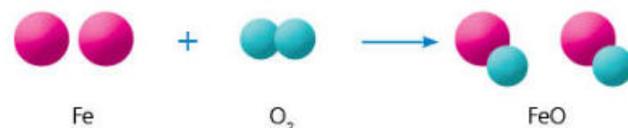
Si ahora echas un vistazo a las dos ecuaciones que conociste en la primera parte de esta lección, te darás cuenta de que tampoco están balanceadas.

Para el primer caso:



| Reactivos         |   | Productos         |   |
|-------------------|---|-------------------|---|
| Átomos de hierro  | 2 | Átomos de hierro  | 2 |
| Átomos de oxígeno | 2 | Átomos de oxígeno | 2 |

El modelo corpuscular para esta reacción queda así:



Para el segundo caso:



| Reactivos           |   | Productos           |   |
|---------------------|---|---------------------|---|
| Átomos de nitrógeno | 2 | Átomos de nitrógeno | 2 |
| Átomos de hidrógeno | 6 | Átomos de hidrógeno | 6 |
| Átomos de plomo     | 3 | Átomos de plomo     | 3 |
| Átomos de oxígeno   | 3 | Átomos de oxígeno   | 3 |

Ahora te toca a ti. Representa esta ecuación con el modelo corpuscular.

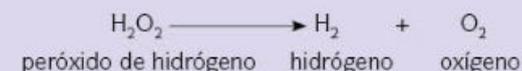
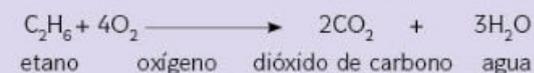
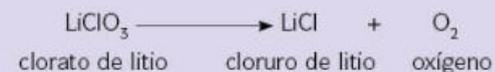
### Acción y reacción

1. Analiza la ecuación y relaciona las columnas, anotando en tu cuaderno la respuesta correspondiente.

|   |                       |
|---|-----------------------|
| $2\text{K}_{(s)} + 2\text{HBr}_{(ac)} \longrightarrow 2\text{KBr}_{(ac)} + \text{H}_{2(g)}$ |                       |
| _____ Estados de agregación   | a) KBr y $\text{H}_2$ |
| _____ Productos   | b) $\longrightarrow$  |
| _____ Compuesto   | c) (s), (ac), (g)     |
| _____ Coeficiente   | d) HBr y K            |
| _____ Elemento químico  | e) 2                  |
| _____ Sentido de la reacción  | f) KBr                |
| _____ Reactivos   | g) K                  |

2. En tu cuaderno, explica con palabras cómo se lee la ecuación anterior.

3. Escribe los coeficientes correctos para que las siguientes ecuaciones químicas cumplan con el principio de conservación de la masa. No olvides elaborar tu tabla para cotejar el número de átomos de cada elemento.



4. Representa las ecuaciones anteriores mediante el modelo corpuscular. Puedes hacer dibujos, usar plastilina u otros materiales.

5. Muestra tus modelos a tus compañeros y profesor. Corrígelos si es necesario.

**iUn ojo al dato!**

Las reacciones de síntesis son de gran importancia en la industria farmacéutica. Cuando la sustancia principal es escasa o costosa, es mejor sintetizarla a partir de otras materias primas más abundantes y baratas. Ejemplos de esto son la producción de aspirina y de vitamina C.

**Tic y más...**

En este sitio puedes hacer ejercicios de balanceo o ajuste de ecuaciones químicas: <http://portalacademico.cch.unam.mx/alumno/aprende/quimica1/balanceoequaciones>> Obtén en estas páginas más información sobre los tipos de reacciones químicas: [http://bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen2/ciencia3/085/htr/sec\\_8.htm](http://bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen2/ciencia3/085/htr/sec_8.htm)> <http://es.slideshare.net/tango67/tipos-de-reacciones-quimicas>> (Consulta: 21 de diciembre de 2016).

**Diferentes tipos de reacciones**

Aunque todas las reacciones consisten en la ruptura de enlaces de los reactivos para formar nuevos enlaces en los productos, se pueden clasificar de acuerdo con la manera en que se acomodan los átomos.

- **Reacciones de síntesis.** Son aquellas en las que dos o más sustancias se combinan para dar lugar a un producto:



- **Reacciones de descomposición.** En éstas, un compuesto se descompone para formar dos o más sustancias:



- **Reacciones de sustitución simple.** En ellas, un elemento toma el lugar de otro en el compuesto original; de esta forma se crea uno nuevo:



- **Reacciones de sustitución doble.** Son aquellas en las que se intercambian dos elementos o iones de dos compuestos:



Los ejemplos anteriores son genéricos; a continuación veamos los tipos de reacciones con ejemplos reales.

La formación del monóxido de carbono es una reacción de síntesis:



La reacción del óxido de mercurio (II), para separarse en sus dos elementos, es de descomposición:



La reacción entre el aluminio y el óxido de hierro (III) es un ejemplo de sustitución simple:



Por último, un ejemplo de reacción de sustitución doble es la que se lleva a cabo entre el cloruro de bario y el ácido sulfúrico:



Observa que, en este último caso, el ión sulfato ( $SO_4^{2-}$ ) funciona como si fuera un solo elemento.

**La energía en las reacciones químicas**

En la lección anterior estudiaste que, en muchos casos, las reacciones químicas se manifiestan emitiendo luz, calor, energía mecánica (como en la efervescencia), energía eléctrica (como en una pila), entre otros. Todas las reacciones químicas llevan asociada una variación de energía.

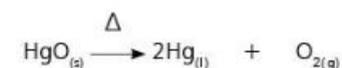
Dependiendo de la absorción o desprendimiento de energía, las reacciones se clasifican en dos categorías:

- **Reacciones exotérmicas.** Son aquellas en las que se desprende calor al entorno.
- **Reacciones endotérmicas.** Son aquellas en las que se absorbe calor del entorno.

La explosión de la nitroglicerina y las combustiones son ejemplos clásicos de reacciones exotérmicas: emiten calor y muchas veces luz (figura 3.13). Observa en la siguiente ecuación de la combustión del butano ( $C_4H_{10}$ ), que del lado de los productos aparece el símbolo  $\Delta$ , lo cual significa que se desprende calor:



Por otra parte, la obtención de mercurio líquido a partir de la descomposición del óxido de mercurio (II) ( $HgO$ ) es una reacción endotérmica (figura 3.14). Fíjate cómo se indica en la ecuación:



Todas las reacciones que requieren la aplicación de calor o de energía eléctrica (como la electrólisis del agua, que ya conociste) son endotérmicas.



**Figura 3.13** La combustión del butano es aprovechada para producir calor en las estufas y en los calentadores de gas.

**Figura 3.14** El mercurio que se emplea en los termómetros de laboratorio es producido mediante una reacción endotérmica.

**Experimenten****Materiales**

- ▶ Mechero de gas, de alcohol o vela fija a una tapa metálica
- ▶ Cerillos
- ▶ Cucharilla de combustión (pueden usar una cuchara metálica vieja, de mango largo, sosteniéndola con un trapo o un guante protector)

**Sustancias**

- ▶ Alcohol etílico (5 ml)
- ▶ Limadura de hierro (la consiguen en las herrerías) (1 g)

**Procedimiento**

1. Coloquen unas gotas de alcohol ( $C_2H_5OH$ ) en la cucharilla de combustión y con mucho cuidado, para no quemarse, acérquenle una pajilla encendida o un cerillo. Observen lo que ocurre y registren los resultados.
2. Pongan una pequeña cantidad de limadura de hierro en la cucharilla de combustión y colóquenla sobre la flama. Esperen unos minutos hasta que el hierro cambie de apariencia. No pierdan detalle de lo que sucede.

**Por seguridad**

La manipulación del fuego y el alcohol puede provocar accidentes, tomen las precauciones necesarias como el uso de guantes protectores y bata.

## Analicen sus resultados

- Analicen lo que observaron y determinen en cada caso cuáles fueron los reactivos y cuáles los productos.
- En su cuaderno completen una tabla como la siguiente.

|                               | Reacción 1 | Reacción 2 |
|-------------------------------|------------|------------|
| Productos                     |            |            |
| Reactivos                     |            |            |
| Ecuación química balanceada   |            |            |
| ¿Es endotérmica o exotérmica? |            |            |

- Muestren su tabla al profesor y modifiquenla si fuera necesario.

## No olviden...

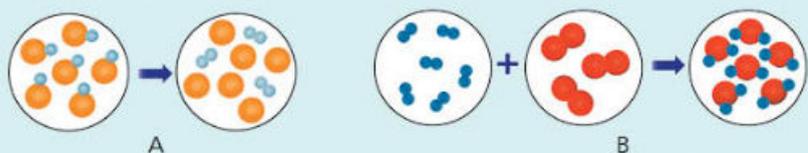
cuando terminen todos los experimentos, desechen los residuos sólidos en el contenedor de basura inorgánica.



## Aplicamos lo aprendido

En esta lección aprendiste a representar las reacciones químicas mediante un lenguaje simbólico: la ecuación química. Durante las reacciones químicas se llevan a cabo ruptura de enlaces entre átomos, reordenamiento de los mismos y formación de nuevos enlaces. Para ello se requiere de la participación de energía, que puede absorberse o desprenderse. Evalúa los conocimientos que has adquirido, llevando a cabo las siguientes actividades en tu cuaderno. Al final, muéstraselas a tu profesor y corrígelas si es necesario.

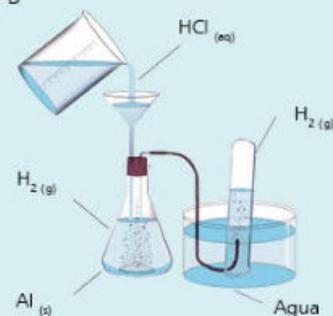
- Escribe en tu cuaderno una explicación detallada, sólo con palabras, de cómo preparar veinte *hot cakes*. Toma como base la receta de la tía Julieta.
- El polvo de hornear contiene bicarbonato de sodio. Al reaccionar con el resto de la masa para hacer *hot cakes* y colocarla sobre la sartén caliente, se transforma en dióxido de carbono y la esponja. ¿Se trata de una reacción endotérmica o exotérmica? Argumenta tu respuesta.
- Observa las imágenes A y B, y explica qué tipo de reacción representa cada una.



- La figura 3.15 muestra el procedimiento por el que se lleva a cabo la reacción entre el aluminio y el ácido clorhídrico (HCl), para producir cloruro de aluminio (AlCl<sub>3</sub>) e hidrógeno.

- Explica con palabras la reacción que se lleva a cabo, represéntala con la ecuación química correcta y con el modelo corpuscular.
- ¿Por qué supones que es necesario poner el tubo de ensayo invertido dentro del recipiente con agua? Escríbelo.

Figura 3.15 Dispositivo que se emplea para la obtención de hidrógeno y cloruro de aluminio.



## ¿Qué me conviene comer?

- La caloría como unidad de medida de la energía
- Toma de decisiones relacionada con: los alimentos y su aporte calórico

## Lo que sabemos

Angélica y Laura devoraron sendas rebanadas de pastel de limón, acompañadas de cafés capuchinos con crema batida y chochitos de chocolate; el de Laura era un capuchino doble, pues le encanta esta bebida. Las chicas fueron en busca de su vestido para la fiesta de celebración por la salida de la secundaria, pero en el camino tuvieron un antojo.

Angie miró con un poco de culpa su rebanada de pastel de limón, y le preguntó a su amiga:

—¿Cuántas calorías contendrá este pastel?

Laura, para compensar la culpa que sentía su amiga, le respondió:

—No te preocupes, mi capuchino tiene el doble de calorías que el tuyo, así que engordaré más que tú (figura 3.16).

—¡Pero el vestido no nos va a quedar! —gritó Angélica, un poco angustiada.

—Ya en la semana haremos ejercicio, para quemar las calorías que nos comimos hoy, y comeremos pura lechuga; ahorita disfruta tu pastel y tu capuchino, ¿quieres? —comentó Laura.

Más tarde, en su casa, la mamá de Laura le pidió a ésta que se fuera a dormir, pero ella le contestó:

—No tengo sueño. Traigo mucha energía por todo lo que me comí, además ¡aaaay!, me duele el estómago, ¿me das algo?

- Después de leer la situación anterior, reflexiona y contesta.

- ¿Consideras que las calorías son algo que está dentro de un alimento?, ¿por qué?
- Para ti, ¿qué son las calorías?
- ¿Piensas que las calorías sólo "engordan"? ¿por qué lo consideras así?
- ¿Supones que cuanto más grande es una porción de alimento tiene más calorías?, ¿por qué?
- ¿Cómo piensas que se pueden "gastar" las calorías?
- ¿De dónde proviene la energía que necesitas para llevar a cabo tus actividades?



Figura 3.16 Frecuentemente pensamos que cuando comemos alimentos como el de la imagen, "Ingerimos calorías", responsables del aumento de peso.

CONOZCAMOS JUNTOS



Figura 3.17 Nuestro combustible son los alimentos que comemos.



Al igual que una máquina o un foco, el ser humano necesita consumir energía para funcionar. Las máquinas obtienen energía de la electricidad, del carbón, del Sol y del viento. En el caso de los seres humanos, dependemos de nuestra alimentación para obtener la energía que requerimos para mantenernos vivos, crecer, reproducirnos y llevar a cabo nuestras actividades físicas e intelectuales (figura 3.17).

Otra diferencia entre los seres humanos y las máquinas es que, en teoría, estas últimas dejan de consumir energía cuando “descansan”; en cambio, los humanos no dejamos de consumir energía en ningún momento. Incluso cuando dormimos, estamos consumiendo energía.

La caloría como unidad de energía

En tu curso de *Ciencias II* aprendiste que en el Sistema Internacional de Unidades (SI), la unidad para medir la energía es el **joule (J)**; pero si llevas tu memoria un poco más atrás, también recordarás que en el bloque de nutrición de *Ciencias I* estudiaste que la unidad de energía que se emplea para referirnos a la energía almacenada en los alimentos es la **caloría (cal)**. Seguramente habrás escuchado esta palabra, y la relacionas con lo que comes, o la habrás visto asociada con el valor energético de los alimentos que compras (figura 3.18).



Figura 3.18 Un mismo tipo de alimento puede tener variedades, como el queso, la leche y el pan. Cada variedad tiene un contenido energético diferente. El queso panela tiene menos calorías que el manchego y el amarillo.

Hagamos un poco de historia. En 1760, Joseph Black, profesor de química en Glasgow, Escocia, introdujo un esquema para cuantificar el calor, cuando todavía no se sabía que el calor era energía. También, en 1843, el físico inglés James Prescott Joule obtuvo experimentalmente el valor numérico del equivalente mecánico del calor: concluyó que éste era de 0.424, igual a una caloría (valor muy cercano al que se acepta hoy día), lo que permitía la conversión de las unidades mecánicas y térmicas. Con sus investigaciones Joule probó que la energía no se crea ni se destruye, sólo se transforma. En la actualidad, la caloría (con minúscula) se define como la cantidad de calor que debe aportarse para subir la temperatura de 1 g de agua 1 °C, por ejemplo, de 25 a 26 °C. Esta cantidad resulta tan pequeña para fines prácticos, que en el campo de la dietética y la nutrición se usa la **kilocaloría (kcal)** o caloría grande (Caloría, con mayúscula, a diferencia de caloría, llamada también caloría chica); su equivalencia es: 1 kcal = 1000 cal. En este punto es importante mencionar que el joule tiene una equivalencia con la caloría:

$$1 \text{ cal} = 4.18 \text{ J}$$

$$1 \text{ kcal} = 4184 \text{ J} = 4.18 \text{ kJ}$$

A menudo nos referimos a las calorías como si se tratara de materia que forma parte de los alimentos, pero esto es un error. La energía de los alimentos, medida en calorías, se encuentra en los **enlaces químicos** que unen a los átomos de las moléculas de los nutrimentos, esto es, de los carbohidratos, las proteínas y los lípidos (grasas). Por ejemplo, en la molécula del azúcar de mesa, llamada **sacarosa**, la energía está almacenada en los enlaces C-C, C-H y C-OH (figura 3.19):

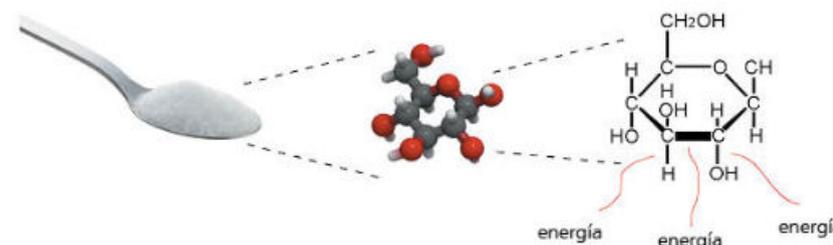


Figura 3.19 El azúcar de mesa está formada por fructosa y glucosa. La glucosa tiene 6 átomos de carbono, 6 de oxígeno y 12 de hidrógeno, unidos mediante enlaces químicos.

El **metabolismo** es un conjunto de reacciones químicas que se llevan a cabo en las células del cuerpo. Se caracteriza por presentar dos etapas: el anabolismo y el catabolismo. Durante el **anabolismo** se sintetizan sustancias complejas a partir de sustancias sencillas, por ejemplo, se construyen proteínas a partir de aminoácidos. Este proceso requiere de un gasto de energía. Durante el **catabolismo** ocurre el proceso inverso: se descomponen sustancias complejas para producir otras más sencillas. En esta fase se obtiene energía. Un ejemplo de ello es la respiración, en la que se rompe la molécula de glucosa, transformándose en dióxido de carbono y agua.

No todos los nutrimentos aportan la misma energía. Observa en el cuadro 3.1 que las grasas son los más energéticos. Sin embargo, casi toda la comida que ingerimos es una combinación de todos los nutrimentos y contiene gran cantidad de agua, por lo que es muy difícil hacer los cálculos de contenido energético. Por esta razón, los nutriólogos han diseñado tablas en las que se puede consultar el valor calórico de muchos alimentos.

Cuadro 3.1 Valor calórico de algunos alimentos

| Nutrimento    | Energía por gramo (en kcal) |
|---------------|-----------------------------|
| Carbohidratos | 4                           |
| Grasas        | 9                           |
| Proteínas     | 4                           |

Estas tablas pueden ser proporcionadas por el médico familiar u otro especialista; están disponibles en revistas y libros especializados en nutrición, en centros de salud, o las puedes descargar de algunos sitios confiables de internet. Aprender a usarlas es de gran ayuda para diseñar menús convenientes que se ajusten a la dieta correcta.

No todas las tablas de valores calóricos contienen la misma información. Tienes que fijarte bien en el tamaño de porción y en las unidades (calorías, kilocalorías o joules).

Tic y más...

Puedes buscar en internet tablas completas de contenido energético en los alimentos. Aquí tienes algunas sugerencias:

<[http://www.sld.cu/galerias/pdf/sitios/mednat/tabla\\_de\\_alimentos.pdf](http://www.sld.cu/galerias/pdf/sitios/mednat/tabla_de_alimentos.pdf)>

Consulta aquí todo lo que debes saber sobre las etiquetas con información nutricional: <<http://respyn.uanl.mx/iv/3/ensayos/etiquetadelosalimentos.htm>> (Consulta: 21 de diciembre de 2016).

| Información Nutricional  |        |
|--|--------|
| Tamaño de la porción: 30 g   |        |
| Porciones por envase: 1  |        |
| Cantidad por porción   |        |
| Contenido energético 295.8kJ/69.6kcal  |        |
| Grasas Saturadas   | 0.0 g  |
| Carbohidratos Totales  | 24.4 g |
| De los cuales:   |        |
| Polioles   | 24.4 g |
| Proteína   | 2.4 g  |
| Ingredientes: Sorbitol, Glicerina, Isomalt, Ácido Máltico, Ácido Clítrico, Sabor Artificial (fresa, limón, naranja, piña), Color Artificial (rojo, amarillo, verde, naranja), Sucralosa. |        |

**Figura 3.20** Todos los alimentos procesados deben llevar una etiqueta con información nutricional que incluya, entre otros datos, el valor energético por porción. Algunos lo traen en kilocalorías y en kilojoules.

En general, las tablas presentan lo siguiente:

- El nombre del alimento o producto alimenticio (fresas, pan de caja, jugo de naranja, arroz con leche, sopa de fideo, cacahuates, entre otros). Cuanto más específicas, mejor; por ejemplo, no sólo se debe indicar "queso", pues el contenido energético varía mucho de un tipo a otro (panela, manchego, amarillo..., como se aprecia en la figura 3.20).
- La cantidad de calorías, kilocalorías o joules por cada porción de alimento.
- La masa, volumen o tamaño de una unidad o porción. Ejemplos de esto son 1 huevo mediano, 100 g de nueces, 1 rebanada de pan de caja, 100 g de queso chihuahua, 1 vaso de leche o 5 galletas saladas.

En el cuadro 3.2 puedes ver algunos ejemplos de valores energéticos de alimentos comunes:

Cuadro 3.2 Aportes energéticos de los alimentos

| Alimento                | Cantidad                  | Kcal |
|-------------------------|---------------------------|------|
| Aceite de oliva         | 1 cucharada sopera (10 g) | 90   |
| Mantequilla             | 1 cucharada sopera (10 g) | 76   |
| Margarina               | 100 g                     | 720  |
| Café con azúcar         | 1 taza chica (50 ml)      | 26   |
| Jugo de naranja natural | 1 vaso (200 ml)           | 74   |
| Jugo de tomate natural  | 1 vaso (200 ml)           | 23   |
| Plátano                 | 1 mediano                 | 108  |
| Fresas                  | 100 g                     | 35   |
| Naranja                 | 1 mediana                 | 38   |
| Tuna                    | 1 mediana                 | 49   |
| Manzana                 | 1 mediana                 | 53   |
| Pepino                  | 1 mediano                 | 78   |
| Leche entera            | 1 vaso (200 ml)           | 124  |
| Azúcar                  | 1 cucharadita (10 g)      | 48   |
| Pechuga de pollo asada  | 100 g                     | 109  |
| Bistec sin grasa        | 100 g                     | 92   |
| Atún en aceite          | 85 g                      | 170  |
| Filete de robalo frito  | 115 g                     | 280  |
| Frijoles negros         | 115 g                     | 380  |
| Huevo cocido            | 1 grande                  | 80   |
| Tortilla de maíz        | 1 mediana                 | 50   |
| Bolillo                 | 1 pieza                   | 150  |

Es importante que cuando decidas qué alimentos incluirás en tu dieta diaria, tengas presente el tamaño de las porciones y que combines, de acuerdo con el Plato del Bien Comer (que ya conociste en la primaria y en *Ciencias I*), y que varíes día con día el tipo de alimentos. Así tendrás la certeza de que tu alimentación será la adecuada a tus requerimientos nutrimentales.



**Acción y reacción**

1. Consulta en tu libro de *Ciencias I* o en internet cómo debe ser una dieta correcta y explícalo en tu cuaderno. Considera las siguientes características:
  - Completa
  - Equilibrada
  - Inocua
  - Suficiente
  - Variada
2. Contesta estas preguntas.
  - a) ¿En cuáles de las características anteriores se considera el aporte calórico de los alimentos?
  - b) ¿Qué pasaría si toda la energía que ingresa a tu cuerpo proviniera sólo de alimentos ricos en grasas?
  - c) ¿Cuál sería un ejemplo de un desayuno correcto, de acuerdo con lo que has aprendido en tus cursos de Ciencias?

**Experimenten**

**Materiales**

- ▶ Clips de mariposa
- ▶ Plastilina
- ▶ Cerillos
- ▶ Guantes de carnaza
- ▶ Lata mediana de verduras, de leche o chocolate, vacía, sin tapa y sin fondo, con dos orificios en la parte inferior para que entre el aire
- ▶ Lata pequeña sin tapa (más chica que la anterior, puede ser de chiles)
- ▶ Termómetro
- ▶ Probeta graduada o una taza medidora
- ▶ Balanza o báscula de cocina
- ▶ Soporte universal con pinzas
- ▶ Nueces, cacahuates, almendras, pedazo de tocino, un pedazo de chicharrón de cerdo, un pedazo de coco. Pueden utilizar otros alimentos con alto contenido en grasa
- ▶ Agua

**Por seguridad**

No deslicen sus dedos sobre los bordes de las latas para evitar cortaduras.

**Propósito**

Conocer con tu equipo, una aproximación a la manera en que los especialistas calculan cuánta energía contiene cada alimento. Recuerda que esto es importante para programar una dieta adecuada y así tener una alimentación balanceada.

**Nota:** Aunque los alimentos que se van a probar contienen diferentes nutrimentos (grasas, proteínas y carbohidratos), para fines prácticos asumiremos que se componen en un 100% de grasa.

**Procedimiento**

1. Pónganse su bata y las gafas de seguridad; despejen el área de trabajo. Es importante que tengan presente que no deben comer ningún alimento dentro del laboratorio.
2. Midan la masa de la nuez sin cáscara y registrenla (figura 3.21). Si su balanza no es muy sensible, pueden pesar varias nueces del mismo tamaño y dividir la masa entre el número de ellas, para obtener el valor de una.
3. Pongan 10 ml de agua en la lata chica. Con el termómetro midan la temperatura del agua y anótenla.
4. Abran un extremo del clip de mariposa y sujeten la nuez, teniendo cuidado de que no se rompa (figura 3.22).



**Figura 3.21** Cuando pesen cada alimento, sean cuidadosos con sus lecturas para minimizar el error experimental.



**Figura 3.22** El clip sirve de sostén al alimento. Procuren clavarlo bien en la punta para que no se caiga.

- Fijen el clip con la nuez a un bloque de plastilina, para que se sostenga (figura 3.22).
- Pónganse los guantes de carmaza y, con mucho cuidado, acerquen un cerillo encendido a la nuez, hasta que comience a arder. En ese momento, cúbrala con la lata grande.
- Sitúen el fondo de la lata chica con agua dentro de la lata grande y cerca de la nuez encendida (figura 3.23).
- Coloquen el termómetro dentro de la lata chica y registren la temperatura máxima que alcanza el agua hasta que se termina de quemar la nuez y anótenla. Resten la temperatura inicial del agua a la temperatura final.
- Ésta será la diferencia de temperatura.
- Repitan los pasos 2 a 8 utilizando otros alimentos.

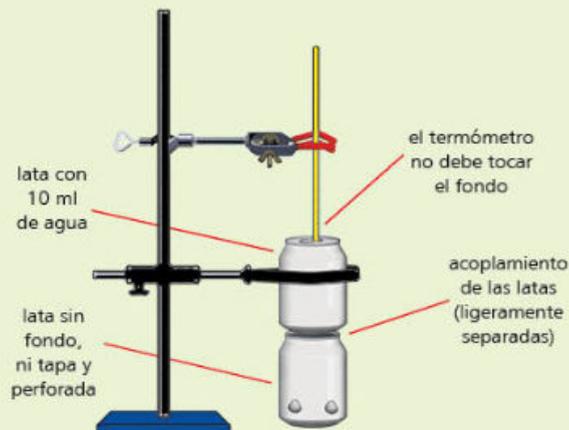


Figura 3.23 Esquema del dispositivo completo para estimar el calor de combustión de un alimento.

Analicen sus resultados

- Con base en los datos de temperatura que obtuvieron, estimen la cantidad de energía producida por cada alimento en calorías por gramo. Tengan presente que 1 caloría es la cantidad de calor que se necesita para incrementar en 1 °C la temperatura de 1 g de agua (recuerden que 1 ml de agua pesa 1 g). En el caso de la nuez los cálculos serían así:

Cantidad de calorías = diferencia en la temperatura (°C) × volumen de agua (ml)

Energía producida por la nuez = número de calorías/masa de la porción de nuez

Es importante aclarar que con estas fórmulas sólo están haciendo una estimación aproximada de la energía almacenada en cada alimento. En la práctica, los especialistas en nutrición usan dispositivos más sofisticados y de alta precisión; además, las fórmulas son más complejas.

- Elaboren una tabla comparativa como ésta:

| Alimento  | Cantidad (g) | Diferencia en la temperatura final e inicial del agua (°C) | Energía producida (cal) |
|-----------|--------------|--|-------------------------|
| Nuez      |              |  |                         |
| Almendra  |              |  |                         |
| cacahuete |              |  |                         |
| Tocino    |              |  |                         |

- Investiguen en internet o en tablas de libros relacionados con nutrición, los datos de las calorías contenidas en cada uno de los alimentos que probaron. Comparen estos valores con lo que ustedes obtuvieron experimentalmente. Expliquen a qué atribuyen las diferencias.

No olviden...

cuando terminen todos los experimentos, desechen los residuos sólidos en el contenedor de basura orgánica. Recolecten el agua en un contenedor que su profesor tenga previsto para este fin, de tal manera que se pueda emplear para lavar material o en otro experimento.

4. Contesten.

- ¿Qué aspectos piensan que contribuyen a que la determinación de la energía de los alimentos no sea exacta?
- ¿Qué cambios le harían al experimento? ¿Por qué?
- ¿Por qué una combustión no es 100% eficiente? Puedes consultar tu libro de *Ciencias II*.
- ¿Qué utilidad tiene conocer la energía que liberan los alimentos al quemarse?

5. Contrasten sus respuestas con las de otros equipos, y pídanle a su profesor que se las valide.



¿Por qué es importante conocer el aporte calórico de los alimentos?

La cantidad de energía que requiere cada persona es variable y depende de varios factores, como la edad, el sexo, las condiciones ambientales, el estado general de salud y de las actividades que lleva a cabo. En tu cuerpo, la energía liberada por los alimentos se utiliza, entre otras cosas, para:

- Que todas nuestras células efectúen sus funciones.
- Generar calor para mantener constante la temperatura corporal.
- Producir impulsos eléctricos para transmitir mensajes a través del sistema nervioso.
- Llevar a cabo el trabajo muscular.
- Como reserva para utilizarla cuando consumimos mucha energía.
- Para transporte de sustancias nutritivas a las células del cuerpo.

¡Un ojo al dato!

Cada tipo de nutrimento presenta reacciones químicas diferentes dentro de las células del organismo. Así, los especialistas se refieren a la ruta metabólica de los carbohidratos, a la de las grasas y a la de las proteínas. El conjunto entrelazado de todas las rutas metabólicas constituyen el metabolismo celular.

Las necesidades energéticas mínimas que requiere un organismo sano para mantener los procesos vitales en una situación de reposo se denomina **metabolismo basal (mb)**. El 50% de la energía que se utiliza en el mb está destinada al metabolismo celular; 40% se emplea en la síntesis de moléculas (principalmente proteínas), y 10% en el trabajo mecánico interno, movimiento de los músculos, contracción del corazón y circulación sanguínea, así como movimientos intestinales.

El metabolismo de una persona sana depende no sólo de lo que come; también influyen diversos factores como el estrés y la actividad física (figura 3.24).

Podemos considerar que la actividad que realiza una persona contribuye al gasto calórico total en una proporción de 30 a 50% del metabolismo basal. Será de 30% si la actividad es **ligera** (como la de un sastre, un cocinero o un oficinista); de 40% si la actividad es **moderada** (jardinero, zapatero, ama de casa, jugador de ping-pong), y de 50% si la actividad es **pesada** (lavandera, herrero, albañil, jugador de basquetbol o de futbol).



Figura 3.24 El buen funcionamiento del organismo depende de un metabolismo sano.

Si la persona se ejercita, también consume energía (figura 3.25). En actividades muy intensas como la de los deportistas de alto rendimiento, puede requerirse 20% adicional de MB.



Figura 3.25 Los deportistas de alto rendimiento llevan una dieta especial por el alto consumo de energía que implica el esfuerzo físico realizado.

### ¡Un ojo al dato!

El gasto metabólico depende de diferentes factores que se enuncian a continuación.

- **Temperatura del cuerpo.** Cada aumento de 0.5 °C de la temperatura interna del cuerpo aumenta el metabolismo basal en 7%, porque la temperatura acelera las reacciones químicas que se producen.
- **Temperatura ambiental.** La exposición al frío aumenta el consumo calórico, pues se necesita generar calor extra para mantener la temperatura corporal.
- **Actividad glandular.** La glándula tiroides produce una hormona llamada tiroxina que interviene directamente en la actividad metabólica del cuerpo. Cuanto mayor es la producción de tiroxina, mayor es el metabolismo basal. Si la producción de tiroxina es inferior, el metabolismo se reduce de 30 a 40% de lo normal.
- **Ejercicio.** Practicar ejercicio de manera regular no sólo es útil para quemar calorías, también eleva el metabolismo basal, pues el tejido muscular demanda más energía que el tejido adiposo. De esta manera, una persona musculosa consume más calorías mientras duerme que una persona, de la misma estatura y peso, que tiene más grasa.

Para fines prácticos, la energía requerida por una persona en situación de reposo por día, denominada **índice metabólico basal (IMB)**, se puede calcular con las siguientes fórmulas:

Hombres adultos:  $IMB = \text{kg de peso corporal} \times 24$

Mujeres adultas:  $IMB = \text{kg de peso corporal} \times 24 \times 0.9$

Hombres de 10 a 18 años:  $IMB = 17.5 \times \text{peso corporal (kg)} + 651$

Mujeres de 10 a 18 años:  $IMB = 12.2 \times \text{peso corporal (kg)} + 746$

Por ejemplo, pensemos en el gasto calórico diario de una mujer de 50 kg que es secretaria:

$IMB = 50 \text{ kg} \times 24 \text{ kcal/kg} \times 0.9 = 1080 \text{ kcal}$

30% del IMB por una actividad moderada =  $1080 \text{ kcal} \times 0.30 = 324 \text{ kcal}$

Gasto calórico total =  $IMB + \text{actividad} = 1080 \text{ kcal} + 324 \text{ kcal} = 1404 \text{ kcal}$

### Acción y reacción

1. De acuerdo con tu edad, sexo, peso corporal y actividades que realizas, calcula tu índice metabólico basal (IMB). Posteriormente, compáralo con el de tus compañeros y explica el porqué de las diferencias.
2. Con base en el requerimiento diario de calorías que calculaste, diseña un menú para un día que aporte estas calorías. Consulta las tablas que encuentres en internet o elabóralo con base en el cuadro 3.2 de la página 152.
3. Compara los datos que calculaste y tu menú con los de tus compañeros y decidan, entre todos, con participación de tu profesor, si son adecuados para mantenerse sanos.

El metabolismo basal se puede alterar por diversas situaciones. Una de ellas es la actividad, y otra es una alimentación pobre en sustancias energéticas (cuadro 3.3), la cual conduce a que el metabolismo se vuelva lento para economizar las reservas energéticas disponibles y a que la persona pierda masa corporal. Por el contrario, si la ingesta de alimentos es excesiva, la persona tendrá sobrepeso (figura 3.26).



Figura 3.26 La diferencia entre tener un peso normal y el sobrepeso radica no en privarse de comer, sino en ingerir los alimentos adecuados en cantidades apropiadas, para que nuestro metabolismo se mantenga equilibrado.

Los jóvenes como tú presentan un metabolismo basal mayor que el de los adultos. El sexo del individuo también influye: en las mujeres el metabolismo basal es menor que en los hombres, porque la proporción de grasa corporal es mayor en ellas.

### Hacia el proyecto

Conocer la energía que te proporcionan los diferentes tipos de alimentos y saber cómo se transforman para liberar la energía que tienen almacenada, puede resultar un tema fascinante para tu proyecto de bloque.

### Apliquemos lo aprendido

El organismo es una máquina perfecta que necesita combustible para funcionar; ese combustible proviene de los alimentos. La energía que proporciona se mide en calorías. Dentro de esta "máquina" se producen numerosas reacciones químicas en las que se libera dicha energía. Por tanto, hablamos de reacciones exotérmicas.

Todas las reacciones químicas de nuestro cuerpo, en conjunto, reciben el nombre de metabolismo. Nuestros requerimientos mínimos de energía se denominan índice de metabolismo basal.

### Tic y más...

En estos sitios encontrarás información acerca de la dieta correcta:

<[http://www.promocion.salud.gob.mx/dgps/descargas/programas/6\\_1\\_plato\\_bien\\_comer.pdf](http://www.promocion.salud.gob.mx/dgps/descargas/programas/6_1_plato_bien_comer.pdf)> (23 de enero de 2017).

Figura 3.27 A veces es difícil elegir la comida adecuada, pues los alimentos con alta densidad calórica suelen ser muy atractivos a la vista y ricos al paladar.



No sólo es importante comer para saciar nuestra hambre; también lo es incorporar aquella comida que nos proporcione, además de los nutrientes necesarios para construir estructuras, la energía justa, ni más, ni menos. Para esto es necesario conocer el aporte calórico de cada alimento (figura 3.27).

1. Demuestra ahora cuánto aprendiste en esta lección.

- Vuelve a leer la situación de inicio y responde nuevamente las preguntas, ahora con base en tus nuevos conocimientos.
- Compara los aportes energéticos de los alimentos del cuadro 3.2 con los que se presentan en el siguiente cuadro (3.3) de comida rápida. Luego contesta las preguntas en tu cuaderno.

Cuadro 3.3 Contenido energético de comida rápida

| Alimento              | Cantidad        | Kcal |
|-----------------------|-----------------|------|
| Nuggets de pollo      | 5 piezas        | 210  |
| Hamburguesa con queso | 1 pieza         | 480  |
| Papas fritas          | 115 g           | 353  |
| Helado de vainilla    | 1 bola          | 264  |
| Pay de manzana        | 1 pieza         | 320  |
| Refresco de cola      | 1 lata (350 ml) | 145  |

- ¿Qué diferencia encuentras en cuanto a la cantidad de calorías que aportan ambos tipos de alimentos, los del cuadro 3.2 y los del 3.3?
- Supón que vas a comer a un lugar en el que venden comida rápida y eliges una lata de refresco, una hamburguesa con papas, y de postre un helado, ¿cuántas calorías entrarían en tu organismo?
- Si consideras tu IMB que calculaste en la actividad anterior y lo que "comiste" en el restaurante de comida rápida, ¿cuántas calorías deberías ingerir el resto de ese día, para no excederte?
- ¿Conviene entonces comer este tipo de alimentos?, ¿por qué?
- ¿Por qué supones que a la comida rápida también se le considera "poco nutritiva"?
- ¿Qué consejo les darías a las personas que acostumbran comer esta comida rápida o de bajo valor nutrimental?

Tic y más...

Lee en este artículo consejos para la correcta nutrición de los adolescentes como tú: <http://www.comoves.unam.mx/numeros/articulo/110/estas-comiendo-bien> También puedes visitar: [http://www.promocion.salud.gob.mx/dgps/descargas1/programas/8\\_1\\_alimentacion\\_las\\_los\\_adolescentes.pdf](http://www.promocion.salud.gob.mx/dgps/descargas1/programas/8_1_alimentacion_las_los_adolescentes.pdf) (Consulta: 23 de enero de 2017).

## Tercera revolución de la química

### 3.1 Tras la pista de la estructura de los materiales: aportaciones de Lewis y Pauling

### 3.2 Uso de la tabla de electronegatividad

Lo que sabemos

Un domingo por la tarde, Renán llevó a su mamá a presenciar un espectáculo de globos aerostáticos de gas. Ambos estaban impresionados al ver los majestuosos globos elevarse lentamente por el aire (figura 3.28).

—¿Qué tienen adentro, hijo? ¿Aire?

—No mamá, tienen helio. Antes les ponían hidrógeno, que era más barato y más ligero.

—¿Y por qué ahora les ponen helio, si es más caro?

—Porque el hidrógeno se inflama y el helio no. Con el hidrógeno había muchos accidentes porque es un gas muy reactivo.

—¡Aaaaah! Pues para mí esos gases son lo mismo, ninguno de los dos se ve.



Figura 3.28 Para elevarse, los globos aerostáticos necesitan estar llenos con un gas que sea más ligero que el aire.

1. Una vez que hayas leído el texto anterior, activa tus saberes y contesta:

- ¿Qué significa para ti que un elemento sea "muy reactivo"?
- ¿En dónde se encuentran ubicados el hidrógeno y el helio en la tabla periódica?
- ¿Qué otros elementos tienen características similares a las del helio?
- Con base en lo que conoces hasta ahora, ¿cuál elemento forma más compuestos, el hidrógeno o el helio? ¿A qué supones que se debe esto?



CONOZCAMOS JUNTOS

Todos los materiales están compuestos por átomos organizados y acomodados de manera diferente, de acuerdo con el tipo de material y el estado de agregación en que éste se encuentra. En el bloque anterior aprendiste que los átomos se encuentran unidos mediante ligaduras o enlaces químicos (en los que participan los electrones de valencia), formando diversas estructuras como moléculas o estructuras cristalinas (figura 3.29).

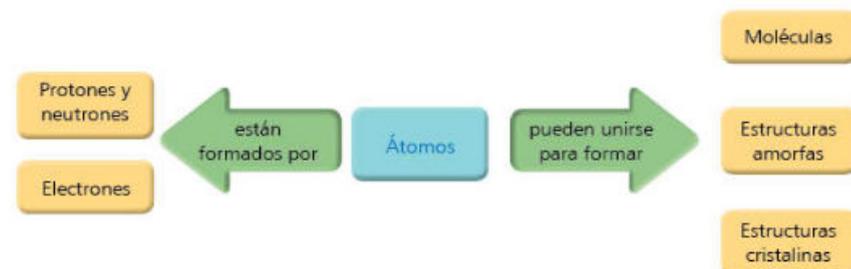


Figura 3.29 Los átomos, formados por partículas subatómicas, pueden formar a su vez estructuras más complejas.

Los químicos encontraron que sólo los gases nobles se presentan en la naturaleza como átomos separados, esto significa que sus moléculas son monoatómicas. Sus fuerzas intermoleculares son muy débiles, por lo que sus puntos de fusión y de ebullición son muy bajos.

El físico danés Niels Bohr, con base en las ideas y los experimentos de sus predecesores, concluyó, en 1913, que en los átomos los electrones se hallaban ordenados en capas alrededor del núcleo. También dedujo que los gases nobles siempre tienen en la capa exterior (la de valencia) ocho electrones; esto con excepción del helio, que sólo tiene dos electrones en su única capa electrónica (pues su número atómico es 2). Estos gases se caracterizan porque prácticamente no reaccionan con otros elementos (por esto también se les conoce como gases inertes). La estabilidad de estos gases se debe, justamente, a estos ocho electrones de valencia (cuadro 3.4).

Cuadro 3.4 Configuración electrónica de los gases nobles

| Elemento | Símbolo | Número atómico | Electrones por capa | Estructura de Lewis |
|----------|---------|----------------|---------------------|---------------------|
| Helio    | He      | 2              | 2                   | He                  |
| Neón     | Ne      | 10             | 2, 8                | Ne                  |
| Argón    | Ar      | 18             | 2, 8, 8             | Ar                  |
| Kriptón  | Kr      | 36             | 2, 8, 18, 8         | Kr                  |
| Xenón    | Xe      | 54             | 2, 8, 18, 18, 8     | Xe                  |
| Radón    | Rn      | 86             | 2, 8, 18, 32, 18, 8 | Rn                  |

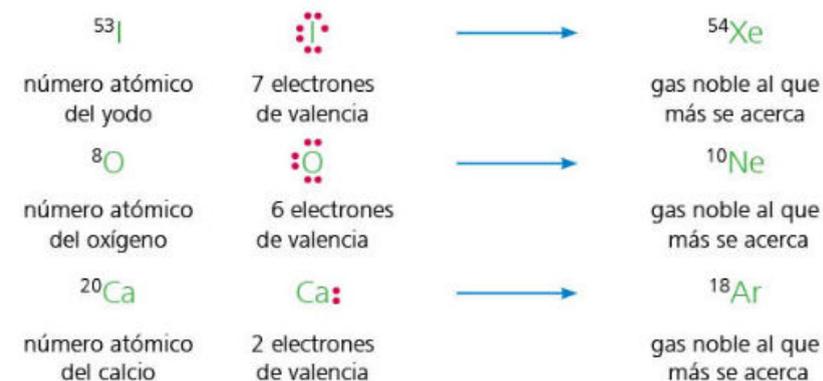
Tic y más...

Recorre la evolución de las teorías sobre modelos atómicos en el sitio: [http://cea.quimicae.unam.mx/Estru/tabla/09\\_Estructura.htm](http://cea.quimicae.unam.mx/Estru/tabla/09_Estructura.htm) (Consulta: 21 de diciembre de 2016).



En 1916, el fisicoquímico estadounidense Gilbert N. Lewis y el alemán Walther Kossel propusieron que los átomos se combinan con la finalidad de adquirir una configuración electrónica más estable, lo cual se logra al adquirir una configuración electrónica similar a la del gas noble más cercano. Por lo tanto, cuando se forman los enlaces químicos, los átomos tienden a adquirir ocho electrones de valencia, ya sea donando o recibiendo electrones. Esto se conoce como regla del octeto. Sin embargo, cada uno de estos dos científicos concibió el enlace químico de manera diferente, como veremos más adelante.

Para distinguir los electrones de valencia cuando éstos se representan, y estar seguros de que el número de electrones totales que intervienen en una reacción química no cambia, los químicos utilizan el sistema de puntos de Lewis, el cual está formado por el símbolo del elemento y un punto por cada electrón de valencia en un átomo del elemento. Examina los siguiente ejemplos:



Como te habrás dado cuenta, el yodo tiene un número atómico de 53, lo cual significa que tiene 53 protones y 53 electrones. Al representarlo con la estructura de Lewis vemos que tiene siete electrones de valencia; para adquirir "estabilidad" si se combinara con otro átomo, tendría que adquirir un electrón más, para tener ocho electrones y, a la vez, parecerse al gas noble más cercano en la tabla periódica, que es el xenón, cuyo número atómico es 54. Algo similar ocurre con el oxígeno, al que le "faltan" dos electrones para completar ocho en la capa de valencia, y así parecerse al neón. Observa el siguiente segmento de la tabla periódica, para que veas a qué nos referimos:

El oxígeno está en el grupo VI, y tiene 6 electrones de valencia

El gas noble más cercano al oxígeno (Z = 8) es el neón (Z = 10)

El gas noble más cercano al yodo (Z = 53) es el xenón (Z = 54)

El yodo está en el grupo VII, y tiene 7 electrones de valencia

El caso del calcio (con número atómico 20) es diferente, pues tiene dos electrones de valencia; para parecerse al argón (de número atómico 18) tendría que perder esos dos electrones al momento de combinarse, de manera que quede una "nueva" capa de valencia con ocho electrones (que en realidad es la capa anterior, ahora pasa a ser la "última"), lo que le confiere estabilidad.

Cabe mencionar que cuando los átomos forman un enlace químico, sólo entran en contacto sus regiones más externas, es decir, sus electrones externos o electrones de valencia. Por lo general, todos los elementos de un mismo grupo de la tabla periódica tienen la misma cantidad de electrones en la capa de valencia y, por tanto, se comportan y tienen propiedades similares. Observa en el cuadro 3.5 algunos ejemplos de esto.

Cuadro 3.5 Ejemplos de estructuras de Lewis de elementos de grupos representativos

| IA  | IIA  | IIIA | IVA  | VA   | VIA  | VIIA |
|-----|------|------|------|------|------|------|
| Na. | •Ba• | •Al• | •C•  | •P•  | •O•  | •F•  |
| K.  | •Ca• | •B•  | •Si• | •As• | •S•  | •Br• |
| Li. | •Mg• | •Ga• | •Pb• | •N•  | •Se• | •Cl• |

**Acción y reacción**

1. Utiliza los datos de los cuadros 3.4, 3.5, y de la tabla periódica para completar la siguiente información.

| Átomo | Z | Electrones de valencia | Gas noble al que se acerca | ¿Le faltan o le sobran electrones de valencia para parecerse al gas noble cuando se combina? ¿Cuántos? |
|-------|---|------------------------|----------------------------|--|
| Mg    |   |                        |                            |  |
| Pb    |   |                        |                            |  |
| S     |   |                        |                            |  |
| K     |   |                        |                            |  |
| C     | 6 | 4                      | <sup>10</sup> Ne           | Le faltan 4  |
| Br    |   |                        |                            |  |
| Ba    |   |                        |                            |  |
| N     |   |                        |                            |  |
| Se    |   |                        |                            |  |

2. Muestra tu cuadro a tus compañeros y a tu profesor, y corrígelo si fuera necesario.

Ya aprendiste que durante las reacciones, los enlaces químicos de los reactivos se rompen y se forman nuevos enlaces entre los átomos de los productos. Pues bien, de acuerdo con la teoría de Lewis, cuando los átomos se combinan, comparten sus electrones externos formando enlaces covalentes.

En las estructuras de Lewis, dos puntos entre los símbolos de dos átomos representan un par de electrones compartidos, es decir, un par de electrones de enlace o enlace covalente, mientras que a los electrones que no están compartidos se les llama pares no compartidos, solitarios o electrones no enlazantes. Observa el siguiente ejemplo (figura 3.30):

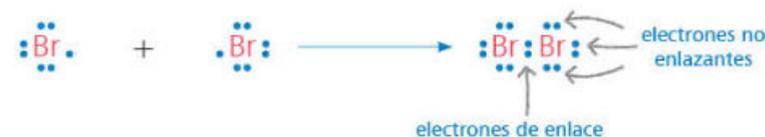


Figura 3.30 Unión de dos átomos de bromo (Br) para formar una molécula de bromo (Br<sub>2</sub>).

Si analizas el ejemplo anterior, cuando un átomo no tiene ocho electrones en su última capa (como el bromo), los puede obtener compartiendo con otro átomo para conseguir la estructura de gas noble (en este caso, otro átomo de bromo), con lo cual se forma un enlace covalente. Cuando se comparte un par de electrones se forma un enlace simple; cuando el octeto no se completa al compartir sólo un par de electrones, entonces se pueden compartir más, de tal forma que dos pares de electrones compartidos forman un enlace doble y tres, un enlace triple (figura 3.31).

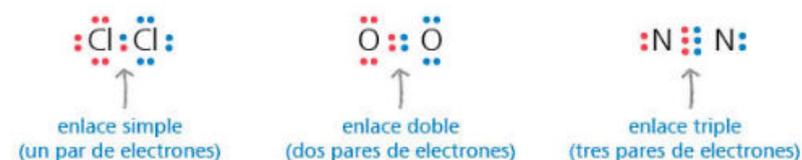


Figura 3.31 Ejemplos de formación de enlaces simple (Cl<sub>2</sub>), doble (O<sub>2</sub>) y triple (N<sub>2</sub>).

Aunque para Lewis los enlaces se forman a partir de compartir pares de electrones, para Kossel los átomos al unirse tienden a adquirir la configuración electrónica de gas noble, mediante la transferencia de electrones, lo que se conoce como enlace iónico. Estos enlaces se pueden lograr de diferente modo, según el elemento químico de que se trate, pero en general, resultan de la unión química de un metal y un no metal. Cada átomo que participa en un enlace iónico se obtiene de la siguiente manera:

- Mediante la **pérdida de electrones**. Elementos cuyos átomos presentan carácter metálico y bajas energías de ionización (por ejemplo, metales alcalinos y alcalinotérreos), que tienden a formar cationes.
- Mediante la **ganancia de electrones**. Elementos cuyos átomos presentan carácter no metálico (halógenos y familia del oxígeno), que tienden a formar aniones.

Si un átomo no tiene ocho electrones puede convertirse en estable, ya sea desprendiéndose de sus electrones de valencia o "tomando" de su entorno electrones libres, hasta completar ocho en la última capa. Esto dependerá de lo que requiera menos energía.

Así, podemos considerar que el enlace químico es la fuerza que mantiene unidos a dos o más átomos dentro de una molécula. Todos los enlaces químicos resultan de la atracción simultánea de uno o más electrones por más de un núcleo.

En el caso de los gases nobles, como tienen completa su última capa (esto es, ocho electrones de valencia) ya no "necesitan" combinarse para adquirir una estructura electrónica estable, por esto se presentan en forma de átomos inertes que no se combinan químicamente con otros, excepto cuando se aplica energía extrema para "obligarlos" a que cedan sus electrones (contrario a la regla del octeto).

**iUn ojo al dato!**

En años recientes varios científicos como el profesor Gerber de la Universidad Hebrea, el profesor Markku Rasanen, en Finlandia, y el profesor Vladimir Feldman, en Moscú, han investigado la posibilidad de desarrollar compuestos formados con gases nobles que brinden algún beneficio. Como resultado de estos trabajos se han llegado a combinar átomos de gas noble con moléculas de hidrocarburos: por ejemplo, se tiene que el gas xenón, que al no tener ningún efecto fisiológico negativo, podría ser empleado para producir compuestos anestésicos. Otra posible aplicación es la generación de nuevos combustibles más eficientes energéticamente y menos contaminantes que los actuales.

**Acción y reacción**

1. Reúnete con un compañero y en un cuaderno representen con estructuras de Lewis las siguientes moléculas: S<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O y AlCl<sub>3</sub>.
2. Representen ahora las siguientes reacciones. Indiquen la transferencia de electrones en cada caso.
 

|  |                                |
|--|--------------------------------|
| a) H <sub>2</sub> + Cl <sub>2</sub> → 2HCl | c) 2K + Br <sub>2</sub> → 2KBr |
| b) Ba + I <sub>2</sub> → BaI <sub>2</sub>  | d) 2Rb + S → Rb <sub>2</sub> S |
3. Intercambien los resultados de su actividad con otras parejas y hagan las correcciones pertinentes.

Veamos ahora cómo se representa una reacción química (formación del óxido de litio) mediante estructuras de Lewis.

La ecuación balanceada es la siguiente:



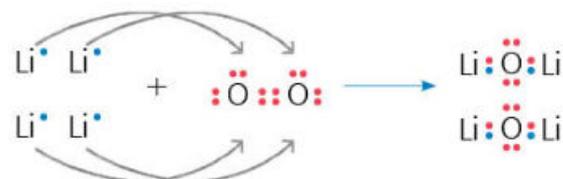
La estructura de Lewis para cada elemento es ésta:



Pero como el oxígeno es una molécula diatómica, su estructura es así:



Por tanto, la reacción se representa de este modo (fíjate en la transferencia de electrones del litio al oxígeno, indicada con flechas grises):



Observa este otro ejemplo (formación del cloruro de calcio):



La estructura de Lewis para cada elemento es ésta:



La reacción se representa así:



**¿Por qué se unen los átomos? La electronegatividad**

En las moléculas los átomos se mantienen unidos por fuerzas fundamentalmente de naturaleza eléctrica. Se sabe que los átomos son eléctricamente neutros (tienen la misma cantidad de electrones que de protones); sin embargo, cuando los núcleos de dos átomos se aproximan, aparecen nuevas interacciones eléctricas que pueden ser de **atracción** (cuando hay afinidad hacia los electrones de uno u otro átomo) o de **repulsión**; de tal forma que sólo se puede lograr un **enlace** cuando las interacciones atractivas son más fuertes que las repulsivas.

En el bloque anterior estudiaste que los químicos han establecido que los enlaces entre átomos pueden ser de carácter **covalente puro**, cuando los electrones de valencia se comparten de manera "equitativa"; de carácter **covalente polar**, cuando la compartición electrónica no es simétrica. Existen también los **enlaces iónicos**, en los cuales hay una transferencia casi completa de electrones, y un tercer tipo de enlace llamado "metálico" que se da, como su nombre lo indica, entre los átomos de metales, los cuales tienen propiedades particulares.

¿Cómo saber qué tipo de enlace se presenta en cada molécula? Una manera de medir las interacciones de los electrones en los enlaces químicos es mediante la propiedad periódica de los átomos llamada **electronegatividad**, ideada a mediados del siglo XX por el químico estadounidense Linus Pauling (figura 3.32). Recuerda que es "periódica", porque esta propiedad se repite secuencialmente en la tabla periódica.

La electronegatividad se define como la capacidad de un átomo para atraer los electrones en un enlace químico. Esta propiedad ayuda a determinar el tipo de enlace que se presenta cuando se combinan dos elementos.

Observa en la figura 3.33 (página 166) los valores de electronegatividad de Pauling. Si te fijas bien, el valor máximo de electronegatividad es 4.0 y corresponde al átomo de flúor que es el "más ávido de electrones" (esta avidez tiene relación con la energía de ionización, que es otra propiedad periódica). El valor mínimo es de 0.7, que corresponde al cesio, el "menos afín a los electrones". En el caso de los gases nobles, al ser neutros, prácticamente no participan en enlaces químicos y, por tanto, no se les especifican valores de electronegatividad. Es importante que tengas presente que la propiedad de electronegatividad es un concepto relativo, en el sentido que sólo se puede medir respecto a la de otros elementos.



**Figura 3.32** Por su legado científico, la revista británica *New Scientist* incluyó a Linus Pauling en la lista de los veinte mayores científicos de todos los tiempos. En la imagen se muestra una estampilla con la imagen de Pauling, impresa en Estados Unidos de América en 2008.

Cuadro 3.6 Escala de electronegatividad de Pauling

| Diferencia entre electronegatividades | Tipo de enlace  |
|---------------------------------------|-----------------|
| Menor o igual que 0.4                 | covalente puro  |
| De 0.5 a 1.7                          | covalente polar |
| Mayor que 1.7                         | iónico          |

De acuerdo con lo establecido por Pauling, podemos saber el tipo de enlace que hay entre dos átomos si conocemos la diferencia entre sus dos electronegatividades, de acuerdo con la escala de electronegatividad (cuadro 3.6).

**Tic y más...**

Para conocer más acerca del trabajo de Linus Pauling, te recomendamos visitar: <http://www.comoves.unam.mx/numeros/articulo/53/50-anos-de-la-doble-helice-la-molecula-mas-bella-del-mundo> (Consulta: 21 de diciembre de 2016).

## Valores de electronegatividad según Pauling

|           |           |                     |           |           |           |           |           |           |
|-----------|-----------|---------------------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|
| H<br>2.1  |           |                     |           |           |           |           |           |           |
| Li<br>1.0 | Be<br>1.5 |                     |           |           |           |           |           |           |
| Na<br>0.9 | Mg<br>1.2 |                     |           |           |           |           |           |           |
| K<br>0.8  | Ca<br>1.0 | Sc<br>1.3           | Ti<br>1.5 | V<br>1.6  | Cr<br>1.6 | Mn<br>1.5 | Fe<br>1.8 | Co<br>1.9 |
| Rb<br>0.8 | Sr<br>1.0 | Y<br>1.2            | Zr<br>1.4 | Nb<br>1.6 | Mo<br>1.8 | Tc<br>1.9 | Ru<br>2.2 | Rh<br>2.2 |
| Cs<br>0.7 | Ba<br>0.9 | 57-71<br>Lantánidos | Hf<br>1.3 | Ta<br>1.5 | W<br>1.7  | Re<br>1.9 | Os<br>2.2 | Ir<br>2.2 |
| Fr<br>0.7 | Ra<br>0.9 | 89-103<br>Actínidos | Rf        | Db        | Sg        | Bh        | Hs        | Mt        |

**Figura 3.33** En la esquina superior derecha de esta tabla se localiza el elemento más electronegativo, el flúor, y la electronegatividad decae hacia abajo y a la izquierda.

Por ejemplo, con base en los datos de la figura 3.33, el hidrógeno tiene una electronegatividad de 2.1 y el cloro de 3.0; su diferencia será:

$$\begin{array}{cc} \text{Cl} & \text{H} \\ 3.0 & - 2.1 = 0.9 \end{array}$$

La diferencia de 0.9 nos indica, según la escala de Pauling, que el hidrógeno se unirá al cloro formando un enlace covalente polar, para constituir la molécula de ácido clorhídrico (HCl), que justamente es un compuesto covalente polar.

Otro ejemplo: la electronegatividad del potasio es 0.8 y la del flúor, 4.0. La diferencia es:

$$\begin{array}{cc} \text{F} & \text{K} \\ 4.0 & - 0.8 = 3.2 \end{array}$$

La diferencia en este caso es de 3.2, lo cual nos indica que el enlace que se formará entre el potasio y el flúor es de tipo iónico. Observa la estructura de Lewis de este compuesto (fluoruro de potasio, KF):



|  |  |  |  |  |    |
|--|--|--|--|--|----|
|  |  |  |  |  | He |
|  |  |  |  |  | Ne |
|  |  |  |  |  | Ar |
|  |  |  |  |  | Kr |
|  |  |  |  |  | Xe |
|  |  |  |  |  | Rn |
|  |  |  |  |  | Og |

|           |           |           |           |           |           |           |           |          |           |
|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|----------|-----------|
|           |           |           |           |           | B<br>2.0  | C<br>2.5  | N<br>3.0  | O<br>3.5 | F<br>4.0  |
|           |           |           |           |           | Al<br>1.5 | Si<br>1.8 | P<br>2.1  | S<br>2.5 | Cl<br>3.0 |
| Ni<br>1.8 | Cu<br>1.9 | Zn<br>1.6 | Ga<br>1.6 | Ge<br>1.8 | As<br>2.0 | Se<br>2.4 | Br<br>2.8 |          |           |
| Pd<br>2.2 | Ag<br>1.9 | Cd<br>1.7 | In<br>1.7 | Sn<br>1.8 | Sb<br>1.9 | Te<br>2.1 | I<br>2.5  |          |           |
| Pt<br>2.2 | Au<br>2.4 | Hg<br>1.9 | Tl<br>1.8 | Pb<br>1.9 | Bi<br>1.9 | Po<br>2.0 | At<br>2.2 |          |           |
| Ds        | Rg        | Cn        | Nh        | Fl        | Mc        | Lv        | Ts        |          |           |

¿Qué ocurre con moléculas como el Br<sub>2</sub>?

La electronegatividad del bromo es 2.8, por lo que la diferencia es  $2.8 - 2.8 = 0$ . Esto implica un enlace covalente puro.

Con base en la propiedad de electronegatividad, Pauling redefinió al enlace químico de la siguiente forma: "como una fuerza que une a dos o más átomos. Su magnitud es tal que conduce a la formación de un agregado con suficiente estabilidad para garantizar su existencia como una especie molecular con independencia". Esta concepción fue publicada por Pauling en su libro *La naturaleza del enlace químico*, por el que ganó el Premio Nobel de la Química en 1954. Años después, en 1962, este científico volvió a ser galardonado con el Premio Nobel de la Paz, por su contribución a la detención de las pruebas nucleares.

Las aportaciones sobre el enlace químico de Lewis y Pauling encabezaron lo que se conoce como la "tercera revolución de la química", pues sentaron las bases para conocer a fondo los mecanismos por los que se llevan a cabo las diferentes reacciones químicas.

## Acción y reacción

1. Consulta la figura 3.33 y el cuadro 3.6 para identificar el tipo de enlace que se forma en las siguientes moléculas.

| Molécula                       | Diferencia de electronegatividades | Tipo de enlace que une a sus átomos | Estructura de Lewis |
|--------------------------------|------------------------------------|-------------------------------------|---------------------|
| NaCl                           |                                    |                                     |                     |
| CO                             |                                    |                                     |                     |
| H <sub>2</sub> O               |                                    |                                     |                     |
| HI                             |                                    |                                     |                     |
| CS <sub>2</sub>                |                                    |                                     |                     |
| Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> |                                    |                                     |                     |
| N <sub>2</sub>                 |                                    |                                     |                     |

2. Muestra tu cuadro a tus compañeros y a tu profesor, y corrígelo si fuera necesario.

## Tic y más...

Explora qué tanto aprendiste sobre enlaces y electronegatividad en el siguiente sitio:

<<http://portalacademico.cch.unam.mx/alumno/aprende/quimica1/enlacesquimicos/page/0/10>>

(Consulta: 21 de diciembre de 2016).

## Apliquemos lo aprendido

Las contribuciones de Lewis, Kossel y Pauling han sido esenciales para describir y predecir el comportamiento de grupos de compuestos con características totalmente opuestas o similares.

Sin embargo, el conocimiento científico es inacabado; así, cuando se cree que ya se tienen las explicaciones suficientes acerca de un proceso o fenómeno, los investigadores encuentran nuevas evidencias, pues su labor es incansable, o bien, las innovaciones tecnológicas les permiten dar un paso adelante.

1. Demuestra cuánto has aprendido. Lleva a cabo las siguientes actividades.

- Vuelve a responder las preguntas de la sección "Lo que sabemos". ¿Qué tanto cambiaron con respecto a las respuestas que diste la primera vez?
- Ordena los siguientes elementos del menos al más electronegativo: mercurio, cesio, flúor, yodo, carbono, hierro, potasio, plata, calcio, fósforo, argón, hidrógeno, nitrógeno, berilio, selenio
- Representa con estructuras de Lewis los siguientes compuestos: H<sub>2</sub>S BCl<sub>3</sub> LiBr NO CCl<sub>4</sub> MgF<sub>2</sub> Rb<sub>2</sub>O CH<sub>4</sub>
  - Clasifícalos en covalentes puros, covalente polares e iónicos.
  - Elige dos compuestos de los anteriores y representa con estructura punto-electrón las reacciones de formación de cada uno.

## Comparación y representación de escalas de medida

## 4.1 Escalas y representación

## 4.2 Unidad de medida: mol

## Lo que sabemos

Daniel se levantó como resorte de la cama y fue corriendo a la sala; ahí sus padres lo esperaban. Le brillaron los ojos al ver dos cajas adornadas con papel de colores. Abrió la primera y encontró en su interior un microscopio (figura 3.34).

Asombrado preguntó: —¿Para qué sirve esto? —y sin decir nada, su papá arrancó la hoja de una planta que estaba en la mesa, hizo un corte pequeño y puso esa fibra verde en un cristal chiquito sobre la placa del microscopio; encendió un foquito y le hizo una señal al pequeño para que se acercara.

Daniel abrió muchísimo el ojo derecho y lo acercó al lente del aparato; sin alejarse preguntó: —¿Qué son esas cosas verdes que parecen ladrillos?

El padre contestó: —Se llaman células; de "cosas" como éstas, imperceptibles a simple vista, estamos hechos nosotros y el resto de los seres vivos. Este aparato se llama microscopio y los científicos tienen otros más potentes con los que se puede ver de lo que se componen esas células.

Daniel, emocionado, corrió y abrió la otra caja; en ella había un telescopio, y sin encontrarle chiste hizo muecas. Antes de que dijera algo, el padre mencionó: — Para usar este regalo tendrás que esperarte hasta que den las nueve de la noche.

El niño esperó ansioso la hora, mientras le metía de todo a su microscopio. Al fin llegó el momento y su papá lo llamó desde la azotea, Daniel subió y miró por el tubo del raro artefacto. Lo que vio lo dejó perplejo: esferas luminosas que "flotaban" en el cielo. El padre, ante la sorpresa de su hijo, lo tomó del hombro y dijo: — Ésos son astros y, de hecho, vivimos en uno de ellos: la Tierra. Los astrónomos tienen telescopios tan avanzados que pueden ver parte del Universo, no todo, porque es inmenso y nosotros pequeños.

Pensativo, Daniel preguntó: —Oye papá, ¿y se pueden contar los astros del Universo?, ¿se pueden contar las células?

1. Reflexiona y contesta estas preguntas en tu cuaderno.



Figura 3.34 Para ver estructuras tan pequeñas como las células, se requiere de ayuda de un instrumento como el microscopio.

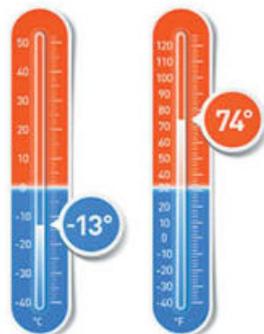
## ¡Un ojo al dato!

Zacharia Janssen (1588-1638) inventó el microscopio en 1590 cuando estaba jugando y sólo era un niño. Él era originario de Middelburg, Países Bajos.



- a) ¿Cómo supones que somos los seres humanos en comparación con otros objetos?, ¿chicos o grandes? ¿Por qué?
- b) En *Matemáticas* y en *Ciencias II* aprendiste a medir, ¿cómo defines esta acción?
- c) ¿Qué magnitudes son susceptibles de ser medidas?
- d) ¿Qué instrumentos de medición conoces?
- e) ¿Qué instrumentos para observar objetos muy pequeños o muy lejanos conoces?
- f) ¿Qué entiendes por escala? ¿Cuántos tipos de escala conoces?
- g) ¿Cómo responderías la pregunta de Daniel de si se pueden contar los astros y las células?

### CONOZCAMOS JUNTOS



**Figura 3.35** Escala de temperatura, a) Celsius y b) Fahrenheit. En ambos casos, los niveles tienen valores numéricos en orden descendente.

En el estudio de las ciencias, una actividad importante, que le da validez y objetividad a los resultados de las investigaciones, es la medición (recuerda que eso le valió a Lavoisier ser considerado el padre de la química moderna). Una vez que los investigadores han tomado medidas de las magnitudes que les interesan, lo que sigue es compararlas; para esto se valen de escalas de medición.

Una escala de medición se define como una sucesión de medidas que sirve para ordenar datos jerárquicamente, por ejemplo, de menor a mayor, de chico a grande, de claro a oscuro, de diluido a concentrado. Dado que muchas características de los objetos son susceptibles de ser medidas, las variables que se ordenan en escalas son de muchos tipos. Tenemos el caso de la escala de electronegatividad de Pauling, que conociste en la lección anterior, las escalas de tamaños (longitud), de temperatura (figura 3.35), de salinidad, de masa, de conductividad eléctrica, de acidez, entre otras. Y no sólo en las investigaciones hay escalas; también las hay en actividades más cotidianas, como la escala de calificaciones, la escala de notas musicales, la escala de colores, entre otras (figura 3.36).

En esta lección, lo que nos interesa conocer es la escala de tamaño, así como saber si existe algún límite superior e inferior en el tamaño de la materia y hasta qué tamaño podemos medir.



**Figura 3.36** a) Escala musical y b) escala de colores. Observa que en ambas escalas se percibe una "graduación".



| Metros | $10^{-15}$            | $10^{-10}$           | $10^{-8}$            | $10^{-6}$              | $10^{-4}$                          | $10^{-5}$           | $10^{-2}$        | $10^{-1}$         | $10^0$            | $10^1$                       |
|--------|-----------------------|----------------------|----------------------|------------------------|------------------------------------|---------------------|------------------|-------------------|-------------------|------------------------------|
|        | Diámetro de un protón | Diámetro de un átomo | Diámetro de un virus | Diámetro de una célula | Diámetro de una partícula de arena | Diámetro de un hilo | Ancho de un dedo | Ancho de una mano | Altura de un niño | Tamaño de un salón de clases |
|        |                       |                      |                      |                        |                                    |                     |                  |                   |                   |                              |

| Metros | $10^2$                            | $10^6$                                 | $10^7$               | $10^9$                      | $10^{11}$                       | $10^{12}$                        | $10^{13}$                  | $10^{21}$                 | $10^{26}$                      |
|--------|-----------------------------------|--|----------------------|-----------------------------|---------------------------------|----------------------------------|----------------------------|---------------------------|--------------------------------|
|        | Altura de un edificio de 25 pisos | Parte más profunda del océano Pacífico | Territorio de México | Diámetro de la órbita lunar | Diámetro de la órbita terrestre | Diámetro de la órbita de Júpiter | Diámetro del Sistema Solar | Diámetro de la Vía Láctea | Diámetro del Universo conocido |
|        |                                   |  |                      |                             |                                 |                                  |                            |                           |                                |

Si analizas la figura 3.37, hay objetos que son muy grandes, como también hay otros muy pequeños; aunque las medidas que se dan en este cuadro no son exactas, se aproximan mucho a las reales. Observa que los tamaños están indicados con valores que llevan una base de 10 y un exponente.

La curiosidad del ser humano por su entorno hace que nos pongamos a medir y comparar, pero puede ser difícil trabajar con medidas muy grandes o muy pequeñas; por esta razón usamos los exponentes como herramientas.

En *Ciencias II* aprendiste a usar la notación científica. Por ejemplo, cuando te refieres al tamaño de la órbita de Júpiter, en lugar de decir "mide 1 000 000 000 000 de metros de diámetro" es más práctico decir "mide  $10^{12}$  m de diámetro"; esta cantidad también puede expresarse  $1 \times 10^{12}$ . En el lado opuesto tenemos el diámetro de una célula de tu cuerpo, que es aproximadamente de 0.000001 m, esto es,  $10^{-6}$  m, que también se expresa como  $1 \times 10^{-6}$ . Es mucho más fácil escribir con exponentes cantidades tan grandes o tan pequeñas, que con varios ceros (ya que esto puede causar confusión o equivocaciones).

**Figura 3.37** Escala de tamaños; la magnitud es la longitud en todos los casos. Es común que adoptemos el tamaño de nosotros mismos como punto de referencia.



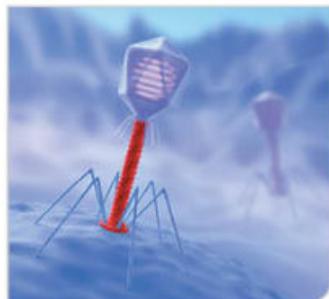
### Acción y reacción

1. Reúnete con un compañero, analicen el cuadro 3.7 y, posteriormente, hagan lo que se les indica.

Cuadro 3.7 Valores expresados en potencias de 10

|                |               |                  |                    |                |
|----------------|---------------|------------------|--------------------|----------------|
| $10^{16} = ?$  | $10^3 = 1000$ | $10^0 = 1$       | $10^{-3} = 0.001$  | $10^{-14} = ?$ |
| $10^{10} = ?$  | $10^2 = 100$  | $10^{-1} = 0.1$  | $10^{-4} = 0.0001$ |                |
| $10^4 = 10000$ | $10^1 = 10$   | $10^{-2} = 0.01$ | $10^{-10} = ?$     |                |

- Expliquen, en su cuaderno, la regla de cómo funcionan los exponentes para expresar cantidades muy grandes.
- Escriban las cantidades correctas donde aparezca un signo de interrogación en el cuadro 3.7.
- Ahora expliquen la regla de cómo funcionan los exponentes para expresar cantidades muy pequeñas.
- De acuerdo con el cuadro 3.7, elaboren una tabla en su cuaderno donde expresen con ceros los valores que se presentan en la figura 3.37.
- Escriban una conclusión acerca de la ventaja de expresar cantidades muy grandes o muy pequeñas en potencias de 10. Muestran a su profesor los resultados de su actividad, para que les haga las correcciones que sean necesarias.



**Figura 3.38** Los bacteriófagos son virus que parasitan bacterias de tamaño micrométrico.

Seguramente habrás invertido una buena cantidad de tiempo en la actividad anterior y te habrás percatado de que es más conveniente emplear los **exponentes** como una herramienta. Al leer textos científicos o técnicos las cifras se escriben de forma simplificada, utilizando un procedimiento matemático denominado “notación científica”. Observa estos ejemplos:

- La capacidad de almacenamiento de datos de cierto disco duro es de 1 000 000 000 000 bytes; en este caso es más práctico expresarlo como  $1 \times 10^{12}$  **bytes**.
- La longitud de onda de los rayos gamma es inferior a 0.000000000001 m, la cual se puede representar como  $1 \times 10^{-12}$  m.
- La frecuencia de los rayos X es de 1 000 000 000 000 000 000 Hz, lo cual es más fácil de representar como  $1 \times 10^{18}$  Hz.
- El diámetro de un virus bacteriófago (figura 3.38) es de 0.0000001 m, valor que se puede expresar como  $1 \times 10^{-7}$  m.



La notación científica o en potencias de 10 se utiliza principalmente con las unidades pertenecientes al **Sistema Internacional de Unidades (SI)** que ya conociste en tu curso de *Ciencias II*. Esta notación se emplea en múltiplos o submúltiplos, que tienen como base el sistema decimal, es decir, aumentan o disminuyen de diez en diez con respecto a la unidad, hasta llegar a mil. Después, el incremento o decremento es de 1000 en 1000 indicado por un prefijo y el nombre de la unidad, como se observa en los cuadros 3.8 (en esta página) y 3.9 (en la siguiente página).

Cuadro 3.8 Múltiplos en el sistema decimal

| Prefijo | Símbolo | Valor en unidades     | Significado                     | Notación científica |
|---------|---------|-----------------------|---------------------------------|---------------------|
| deca    | Da      | 10                    | Diez veces la unidad            | $1 \times 10^1$     |
| hecto   | H       | 100                   | Cien veces la unidad            | $1 \times 10^2$     |
| kilo    | k       | 1000                  | Mil veces la unidad             | $1 \times 10^3$     |
| mega    | M       | 1 000 000             | Un millón de veces la unidad    | $1 \times 10^6$     |
| giga    | G       | 1 000 000 000         | Mil millones de veces la unidad | $1 \times 10^9$     |
| tera    | T       | 1 000 000 000 000     | Un billón de veces la unidad    | $1 \times 10^{12}$  |
| peta    | P       | 1 000 000 000 000 000 | Mil billones de veces la unidad | $1 \times 10^{15}$  |

**Glosario**

**Byte.** Unidad de información que equivale a 8 bits. A su vez, un bit es un dígito del sistema de numeración binario. El bit es la unidad mínima de información empleada en informática.

Cuadro 3.9 Submúltiplos en el sistema decimal

| Prefijo | Símbolo | Valor en unidades    | Significado                | Notación científica |
|---------|---------|----------------------|----------------------------|---------------------|
| deci    | d       | 0.1                  | Décimas de unidad          | $1 \times 10^{-1}$  |
| centi   | c       | 0.01                 | Centésimas de unidad       | $1 \times 10^{-2}$  |
| mili    | m       | 0.001                | Milésimas de unidad        | $1 \times 10^{-3}$  |
| micro   | $\mu$   | 0.000001             | Millonésimas de unidad     | $1 \times 10^{-6}$  |
| nano    | n       | 0.000000001          | Mil millonésimas de unidad | $1 \times 10^{-9}$  |
| pico    | p       | 0.000000000001       | Billonésimas de unidad     | $1 \times 10^{-12}$ |
| femto   | f       | 0.000000000000001    | Mil billonésimas de unidad | $1 \times 10^{-15}$ |
| atto    | a       | 0.000000000000000001 | Trillonésimas de unidad    | $1 \times 10^{-18}$ |

De acuerdo con este cuadro, los ejemplos anteriores pueden expresarse, con prefijos, de la siguiente forma:

- La longitud de onda de los **rayos gamma** es inferior a un picómetro (1 pm).
- La frecuencia de los rayos X es de un petahertz (1 pHz).
- El diámetro de un virus bacteriófago es de cien nanómetros (100 nm).

**Acción y reacción**

1. Reúnete con un compañero y completen la siguiente tabla de masas de diversos objetos.

| Objeto                   | Masa                     | Valor en unidades | Notación científica |
|--------------------------|--------------------------|-------------------|---------------------|
| Camioneta grande         | 1.5 Mg                   |                   |                     |
| Adolescente promedio     | 53 kg                    |                   |                     |
| Cucharada de agua        | 5 g                      |                   |                     |
| Grano de sal             | 100 $\mu$ g              |                   |                     |
| Punto hecho con un lápiz | 50 ng                    |                   |                     |
| Partícula de humo        | 1 pg                     |                   |                     |
| Molécula humana de ADN   | 1 fg                     |                   |                     |
| Molécula de sacarosa     | $5.68 \times 10^{-22}$ g |                   |                     |
| Átomo de hidrógeno       | $1. \cdot 10^{-24}$ g    |                   |                     |
| Electrón                 | $0.91 \times 10^{-27}$ g |                   |                     |

**Glosario**

**Rayos gamma.** Tipo de radiación electromagnética producida por elementos radiactivos, por procesos subatómicos o por fenómenos astrofísicos violentos. Poseen una gran cantidad de energía capaz de penetrar en la materia profundamente, por lo que pueden causar grave daño al núcleo de las células.

2. Reflexionen o investiguen para determinar en qué renglón del cuadro 3.8 (página 172) situarían las siguientes magnitudes.

- El grosor de su lápiz.
- El diámetro de uno de sus cabellos.
- La distancia de la escuela a su casa.
- El diámetro de la órbita de Marte.
- El grosor de la hoja de su cuaderno de química.

3. Argumenten con el resto de sus compañeros y con su profesor, el porqué de su decisión en la actividad anterior.

### Contando partículas: el mol

Cuando has ido a la tienda a comprar huevos, te habrás dado cuenta de que éstos usualmente se venden en paquetes con una docena; esto significa que estás comprando 12 huevos. La palabra docena es un término de conteo para decir "grupos de 12". Otro término que quizá conozcas es la "gruesa", que hace referencia a doce docenas. Es común que las naranjas se vendan por gruesas. Si haces la multiplicación, sabrás que una gruesa de naranjas son 144 unidades.

Ahora imagina que llegas a la tienda y pides una gruesa de granos de arroz o de semillas de lenteja. ¿Te los venderían? ¿Y si pides una gruesa de granos de sal?

Todos los tipos de partículas, sin importar de dónde provengan, tienen características semejantes. Una de éstas es la manera en que se cuentan. Las partículas se pueden contar de forma individual o en grupos, pero mientras se hacen más pequeñas, se usan métodos especiales para contar.

En la ciencia, el término de conteo que se emplea para las partículas que forman la materia se llama mol. Un mol es una unidad para medir la cantidad de sustancia y, así como en una docena siempre habrá doce unidades, en un mol siempre va a haber la misma cantidad de partículas.

Como las partículas básicas de la materia son muy pequeñas, el número de partículas en un mol es muy grande. ¿Qué tantas partículas hay en un mol? Se ha determinado que un mol de cualquier sustancia contiene  $6.022\ 137 \times 10^{23}$  partículas. Este número se llama "número de Avogadro", en honor al científico italiano Amedeo Avogadro, quien fue el primero en sugerir la idea de las moléculas. Desarrollado, el valor del número de Avogadro equivale a 602 213 700 000 000 000 000.

Este número es tan inmensamente grande que, si pudieras apilar  $6.022 \times 10^{23}$  monedas de 50 centavos, una sobre otra, la pila que formarías alcanzaría el otro lado de la Vía Láctea (figura 3.39).

Imagina que si tuvieras la ayuda de los 7000 millones de personas que hay en la Tierra para contar todas las partículas de un solo mol de cualquier sustancia (la que quieras), y si cada persona contara una partícula por segundo, el conteo duraría tres millones de años. Visto de otra forma, si tuvieras un trabajo en el que ganaras \$50.00 cada segundo laborado, no lograrías ganar el número de Avogadro en monedas de un peso, aunque trabajaras durante 2500 billones de años.

A pesar de lo grande que es un mol, si por ejemplo, bebieras un mol de moléculas de agua, esta cantidad te dejaría bastante sediento en un día caluroso. Esto se debe a que la masa de un mol de agua es menos que un décimo de un vaso de agua: sólo 18 g o 18 ml (figura 3.40).



Figura 3.39 ¿Te imaginas una pila de monedas infinita?



Figura 3.40 La cantidad de agua que hay en el vaso de la imagen, equivale a un mol.

### Usando el mol

Usar el mol para medir, es como usar cualquier otra unidad de medida (como una docena o una gruesa). Supón que tienes la tarea de comprar el desayuno para 36 estudiantes y quieres servir desayunos con dos huevos y un bolillo en cada plato. A la hora de hacer las compras, puedes pedir "seis docenas de huevos" y "seis docenas de bolillos". Con este método puedes ordenar los 36 desayunos asegurándote de que todos los platos estén completos.

De una forma similar, los químicos determinan las cantidades de sustancias de las reacciones químicas que llevarán a cabo en término de moles. Por ejemplo, para crear moléculas de agua se necesitan dos átomos de hidrógeno por cada átomo de oxígeno, así como necesitaste dos huevos por cada bolillo en el caso de los desayunos. El único problema es la imposibilidad de contar los átomos. Entonces, ¿cómo se aseguran los químicos de que emplearán la proporción correcta de las sustancias para efectuar las reacciones? La respuesta es: empleando la unidad mol. Para que comprendas mejor esto, necesitas tu tabla periódica.

Si localizas la masa atómica de un elemento, en esta tabla podrás determinar el valor en gramos de 1 mol del mismo. Por ejemplo, la masa atómica del aluminio es 27, por lo que la masa en gramos de un mol de aluminio es 27. En estos 27 g de aluminio habrá  $6.023 \times 10^{23}$  átomos de aluminio (figura 3.41).

|           |
|-----------|
| 13        |
| <b>Al</b> |
| Aluminio  |
| 27        |

Figura 3.41 Masa atómica del aluminio.

### De moles a gramos

En la tabla periódica encontrarás que el hidrógeno tiene una masa atómica de 1. Este valor te dice el número de gramos en un mol de ese elemento. En otras palabras, hay un gramo de hidrógeno en un mol de átomos de hidrógeno. Asimismo, el oxígeno tiene una masa de 16, entonces 1 mol de oxígeno tiene 16 gramos.

Otra vez usaremos los huevos como ejemplo para ilustrar cómo los moles se relacionan con los gramos de distintas sustancias. Supón que tienes tres tipos diferentes de huevos: de codorniz, con una masa promedio de 15 g; de gallina, con una masa promedio de 60 g, y de guajolote, con masa media de 85 g (figura 3.42).

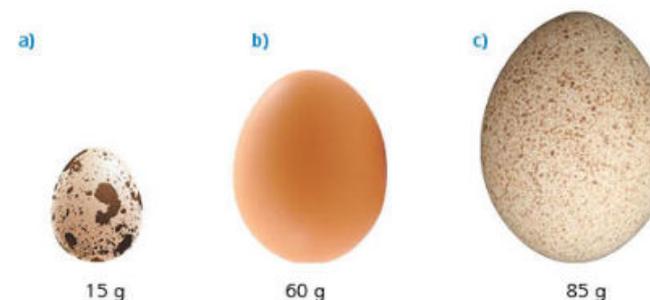


Figura 3.42 Huevos con diferentes masas promedio: a) de codorniz, b) de gallina y c) de guajolote.

Si reúnes una docena de cada tipo, tendrás una docena de huevos de codorniz con una masa total de 180 g; una docena de huevos de gallina, con una masa de 720 g, y una docena de huevos de guajolote, con una masa de 1020 g. En los tres casos tendrías una docena, pero con distinta masa (figuras 3.43 a 3.45).



Figura 3.43 Una docena de huevos de codorniz = 180 g.

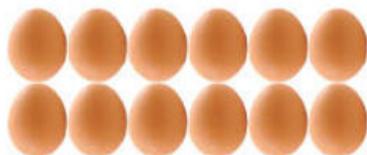


Figura 3.44 Una docena de huevos de gallina = 720 g.

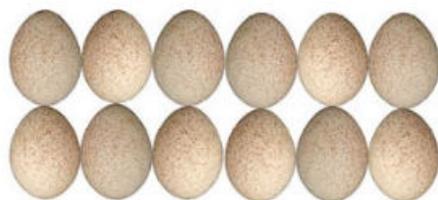


Figura 3.45 Una docena de huevos de guajolote = 1020 g.

De manera similar, en lugar de contar partículas, los científicos usan los gramos para determinar el número de moles que quieren utilizar de cada sustancia. Si tú conoces la masa atómica de los átomos de un elemento, puedes saber también cuántos gramos del elemento se necesitan para tener un mol, esto es,  $6.022 \times 10^{23}$  de átomos (figuras 3.46 a 3.49).



Figura 3.46 1 mol de aluminio =  $6.022 \times 10^{23}$  átomos  
1 mol de aluminio = 27 g

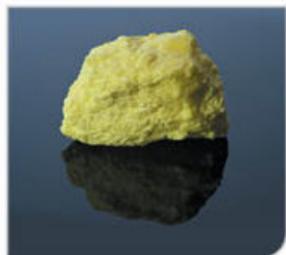


Figura 3.47 1 mol de azufre =  $6.022 \times 10^{23}$  átomos  
1 mol de azufre = 32 g



Figura 3.48 1 mol de oro =  $6.022 \times 10^{23}$  átomos  
1 mol de aluminio = 197 g



Figura 3.49 1 mol de carbón =  $6.022 \times 10^{23}$  átomos  
1 mol de carbón = 12 g

### Moles en compuestos

Los átomos no son lo único que se puede contar con moles o con el número de Avogadro; también se puede tener un mol de iones o un mol de moléculas. Por lo tanto, los compuestos también se pueden medir en moles. Volvamos al caso del agua ( $H_2O$ ). Este compuesto tiene un átomo de hidrógeno y dos de oxígeno; pero en 1 mol hay  $6.022 \times 10^{23}$  moléculas de agua.

Para determinar el número de gramos en un mol de agua, busca las masas atómicas del hidrógeno y del oxígeno. Luego, multiplica el número de átomos de cada elemento por el valor de la masa atómica. Al final, suma el producto de las multiplicaciones:

| Mol de agua   |  |                               |
|---|--|-------------------------------|
| Masa atómica del hidrógeno = 1  | Número de átomos de H en la molécula de $H_2O$ : 2 | Por tanto: $1 \times 2 = 2$   |
| Masa atómica del oxígeno = 16   | Número de átomos de O en la molécula de $H_2O$ : 1 | Por tanto: $16 \times 1 = 16$ |
| La masa de un mol de agua, llamada masa molar es: $2 + 16 = 18 \text{ g/mol}$ . |  |                               |

Veamos otros ejemplos. Calculemos las masas molares de la glucosa ( $C_6H_{12}O_6$ ) y del fosfato de calcio ( $Ca_3(PO_4)_2$ ):

| Glucosa $C_6H_{12}O_6$                                     |  |                               |
|--|--|-------------------------------|
| Masa atómica del carbono = 12                              | Número de átomos de C en la molécula: 6  | Por tanto: $12 \times 6 = 72$ |
| Masa atómica del hidrógeno = 1                             | Número de átomos de H en la molécula: 12 | Por tanto: $1 \times 12 = 12$ |
| Masa atómica del oxígeno = 16                              | Número de átomos de O en la molécula: 6  | Por tanto: $16 \times 6 = 96$ |
| La masa de un mol es: $72 + 12 + 96 = 180 \text{ g/mol}$ . |  |                               |

| Fosfato de calcio $Ca_3(PO_4)_2$                            |  |                                |
|---|--|--------------------------------|
| Masa atómica del calcio = 20                                | Número de átomos de Ca en la molécula: 3 | Por tanto: $20 \times 3 = 60$  |
| Masa atómica del fósforo = 31                               | Número de átomos de P en la molécula: 2  | Por tanto: $31 \times 2 = 62$  |
| Masa atómica del oxígeno = 16                               | Número de átomos de O en la molécula: 8  | Por tanto: $16 \times 8 = 128$ |
| La masa de un mol es: $60 + 62 + 128 = 250 \text{ g/mol}$ . |  |                                |

### Tic y más...

Visita este sitio para saber más del mol:  
<<http://genesis.uag.mx/edmedia/materia/QIno/T7.cfm>>  
(Consulta: 21 de diciembre de 2016).

### Acción y reacción

1. En tu cuaderno, calcula las masas molares de los siguientes compuestos.

- $Na_2CO_3$  carbonato de sodio
- $C_8H_{10}N_4O_2$  cafeína
- $(NH_4)_2SO_4$  sulfato de amonio
- $C_4H_{10}$  butano
- $Al(ClO_4)_3$  perclorato de aluminio
- $C_7H_5N_3O_6$  trinitrotolueno (TNT)
- $C_2H_6O$  alcohol etílico
- $C_{12}H_{22}O_{11}$  sacarosa

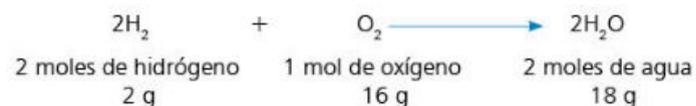
2. Analiza el ejemplo del siguiente cuadro y complétalo en tu cuaderno haciendo los cálculos necesarios.

| Compuesto   | Si un mol pesa: | ¿Cuánto pesará...   |                                       |
|---|-----------------|---------------------|---------------------------------------|
| KOH<br>hidróxido de potasio                             | 56 g/mol        | 0.5 moles?<br>R =   | 2 moles?<br>R = $56 \times 2 = 112$ g |
| H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub><br>ácido sulfúrico       |                 | 0.3 moles?<br>R =   | 2.5 moles?<br>R =                     |
| KMnO <sub>4</sub><br>permanganato de potasio            |                 | 0.001 moles?<br>R = | 5 moles?<br>R =                       |
| Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub><br>óxido de hierro (III) |                 | 0.9 moles?<br>R =   | 10 moles?<br>R =                      |

3. Muestra tu cuadro a tus compañeros y a tu profesor, y corrígelo si fuera necesario.

### El mol en las reacciones químicas

Tener el control de las cantidades de las sustancias que emplean es de gran importancia para los químicos. Por esta razón, cada vez que se lleva a cabo una reacción, es necesario que la ecuación química que la representa esté ajustada o balanceada. Recuerda la ecuación que representa la formación del agua:



Dos moles de H<sub>2</sub> reaccionan con uno de O<sub>2</sub>. Esto significa que se requiere más cantidad de moles de hidrógeno que de oxígeno para que se lleve a cabo la reacción. Ahora supón que usas 10 moles de H<sub>2</sub> y 5 moles de O<sub>2</sub>. ¿cuántos moles de agua se obtendrán? ¡Exacto!, 10 moles de H<sub>2</sub>O.

#### Aplicamos lo aprendido

En esta lección aprendiste que, de acuerdo con las dimensiones de los objetos, podemos considerar distintas escalas de medición: microscópica, cuando hablamos de objetos y distancias no apreciables por el ojo humano (por ejemplo, 50 nm); macroscópica, cuando se trata de objetos y distancias que podemos percibir a simple vista (como 50 cm), y astronómica, que se refiere

a los objetos del cosmos, con órdenes de magnitud muy superiores a la escala humana (por ejemplo, 50 años-luz).

Por otra parte, los átomos y las moléculas son demasiado pequeños para trabajar con ellos en el laboratorio. Incluso las muestras más pequeñas de una sustancia (que apenas podrías ver) contienen cantidades inmensas de átomos. Sin embargo, los químicos tienen necesidad de utilizar cantidades de sustancia que guarden las mismas proporciones de masa que los átomos o moléculas individuales. El mol es la unidad de cantidad de sustancia en el Sistema Internacional de Unidades que contiene  $6.023 \times 10^{23}$  partículas; este valor, conocido como número de Avogadro, fue determinado experimentalmente. Su nombre fue dado en honor al físico y químico italiano Amedeo Avogadro (1716-1856, figura 3.50).

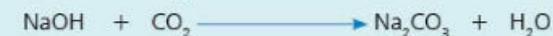


Figura 3.50 En 1811, Amedeo Avogadro propuso una ley que dice que volúmenes iguales de gases distintos, bajo las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de partículas.

Recuerda que cuando se emplea el mol, se debe especificar de qué tipo de partícula se trata: átomos, moléculas o iones. El mol es una unidad diferente a otras, pues no siempre tiene la misma masa, sino que depende de la sustancia a la cual nos refiramos.

Demuestra cuánto has aprendido realizando estas actividades.

- Investiga medidas de objetos muy pequeños, muy grandes y muy distantes, y represéntalas en potencias de 10. Luego ordénalas de mayor a menor tamaño.
- Reflexiona en lo siguiente: si comparas tu tamaño con el de la Vía Láctea, posiblemente te sientas como una partícula, pero si te comparas con el tamaño de una hormiga, tal vez te sientas como una ballena, y si lo haces con un átomo de helio, la comparación resultaría aún más impresionante. ¿En qué punto de las escalas te encuentras? ¿Si fueras otro ser, de dimensiones totalmente distintas, tu percepción cambiaría? ¿Por qué?
- Balancea las siguientes ecuaciones químicas y calcula la cantidad en g/mol de cada sustancia que interviene.



- Intercambia tus resultados con otros compañeros y haz las correcciones pertinentes.

### Heteroevaluación

Demuéstrale a tu profesor tus competencias.

- ¿De qué manera la representación de reacciones químicas mediante ecuaciones ha permitido la comprensión de los cambios en la materia?
- ¿Por qué es importante conocer el contenido energético de los alimentos que consumes?

Escribe un ensayo con tus respuestas y discútelas con tu profesor para que las enriquezca.

### Tic y más...

Conoce más sobre el número de Avogadro, visita:

<[http://cea.quimicae.unam.mx/Estru/tabla/02\\_Elementos.htm](http://cea.quimicae.unam.mx/Estru/tabla/02_Elementos.htm)>

También ingresa a:

<[http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/articulo\\_21020.pdf](http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/articulo_21020.pdf)>

(Consulta: 21 de diciembre de 2016).

### ¡Un ojo al dato!

Un año luz es la distancia que recorre la luz en un año. Un año luz equivale aproximadamente a  $9.46 \times 10^{12}$  km, es decir, 9460 500 000 000 km, esto es, poco menos de diez billones de kilómetros.

## ¿Cómo elaborar jabones?

Llegó el momento de que lleven a cabo, todos en equipo, el proyecto estudiantil de final del bloque. El objetivo principal es resolver una pregunta o problema, relacionado con los contenidos estudiados. Tengan presente que el problema que elijan debe ser del interés de todo el equipo y, de preferencia, tener conexión con el entorno.

En este bloque aprendieron sobre las reacciones químicas y se dieron cuenta de que muchas de ellas se llevan a cabo en nuestra vida diaria, y no sólo en los laboratorios. A continuación les damos una propuesta que tiene la intención de despertar su curiosidad científica.

### Sugerencia adicional para el proyecto

¿De dónde obtiene la energía el cuerpo humano?

### FASE 1 Inicio

1. Lean la siguiente información, será punto de partida para que planteen preguntas que delimiten el tema de su proyecto.

En esta fase, los equipos deben plantearse, a partir de observaciones, de actividades desencadenantes, o de intereses propios, varias preguntas o problemas, para elegir una de ellas como tema de proyecto.

En esta ocasión les sugerimos que desarrollen un proyecto con el tema central: "¿Cómo elaborar jabones?". Para que tengan una idea de lo que se trata, lean el siguiente texto:

Las reacciones químicas están presentes en la síntesis y elaboración de muchos de los productos que utilizamos todos los días, tal es el caso de la elaboración de jabón, ya sea para higiene personal o para lavar la ropa o trastos (figura 3.51).

El jabón es un agente de limpieza que se obtiene mediante la reacción química entre grasa o aceite con un álcali (hidróxido de sodio o de potasio, principalmente), del cual se obtiene una sal de sodio o potasio del ácido graso y glicerina o glicerol.

Actualmente, además de estos ingredientes, los jabones se elaboran utilizando otros compuestos que aceleran las reacciones, aromatizan, colorean y dan alguna otra funcionalidad a dichos productos, como el aloe vera y algunas vitaminas, que sirven para hidratar la piel o dejarla más suave.

La reacción química que se lleva a cabo en la fabricación de jabones de grasas y aceites neutros (triglicéridos) se conoce con el nombre de saponificación y se expresa en la forma siguiente:

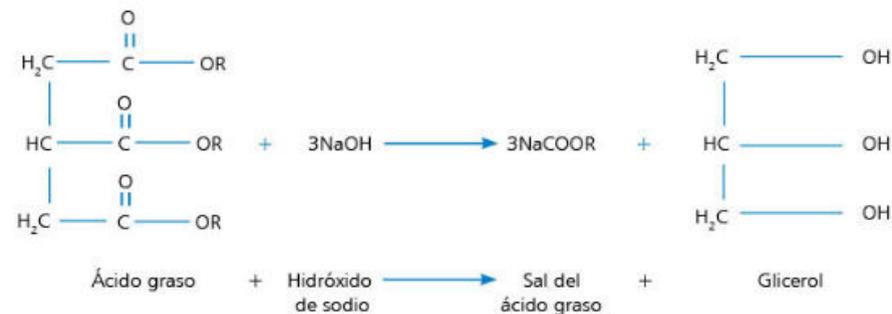


Figura 3.51 a) Jabón de baño y b) jabón para trastos. Ambos tienen consistencias diferentes, pero cumplen la misma función: limpiar.

La sal alcalina que se forma es el jabón, y el glicerol (también conocido como glicerina) que se produce se aprovecha como subproducto.

El origen del jabón se remonta mucho antes de la era cristiana. Hasta ahora nadie sabe cuándo o dónde se hizo el primero. Los restos de jabón más antiguos se encontraron en tarros de arcilla en Babilonia cerca del año 2800 a.n.e. Las inscripciones mencionan una mezcla de grasas hervidas con cenizas. Posteriormente, en un papiro egipcio del año 1500 a.n.e. se hace referencia al uso de una sustancia jabonosa para el lavado del lino y el algodón, y como tratamiento para enfermedades de la piel. Los romanos hicieron jabones artesanales como medida de higiene y para evitar enfermedades.

En el siglo VII se comenzó a fabricar jabón en varias regiones de Europa. Surgió así una industria, pero debido a que los impuestos eran muy elevados, sólo podían adquirir jabones las personas pertenecientes a las clases sociales altas.

A partir de 1789, las materias primas se abarataron y, por tanto, la producción de jabón aumentó. El uso de este producto se volvió común entre toda la población, lo cual ayudó a reducir enfermedades de la piel y su contagio. Se puede decir, entonces, que el descubrimiento del jabón (obtenido mediante una reacción química) fue de vital importancia para la salud de la gente.

### ¡Un ojo al dato!

Una leyenda romana menciona que el jabón fue descubierto por casualidad, cuando el agua de lluvia mojaba la grasa de los sacrificios animales que se mezclaba con las cenizas de la madera obtenida de los fuegos ceremoniales. Notaron que el agua formaba algo similar a una espuma que ayudaba a limpiar las manos y también las ropas. El origen de la palabra jabón (*sapone* en italiano), procede, según esta leyenda, del nombre del monte Sapo, situado en Roma.

### FASE 2 Planeación

1. Después de haber leído el texto anterior, planteen varias preguntas relacionadas con el mismo, que puedan ser contestadas con la realización de un proyecto que tengan en mente. Enlístenlas, para que después voten entre todos y elijan una.

Les presentamos algunas sugerencias, para que las incluyan en su lista:

- ¿En qué condiciones se lleva a cabo la reacción de saponificación?
- ¿Cómo ejercen los jabones su acción limpiadora?
- ¿Existen varios tipos de jabones?, ¿cuáles son los criterios de clasificación?
- El uso de jabones, ¿produce daño al ambiente?, ¿por qué?
- ¿Cómo es el desarrollo de la industria jabonera en México?
- ¿Qué materias primas se requieren para fabricar jabón a escala industrial?, ¿de dónde provienen dichos materiales?
- ¿Cuál es la diferencia entre un jabón y un detergente?, ¿para qué se emplea cada uno?, ¿cuál es más recomendable utilizar (figura 3.52)?

h) ¿Cómo se puede preparar jabón artesanal, aprovechando materiales que estén a nuestro alcance?



Figura 3.52 Los detergentes, aunque tienen más poder limpiador, son más contaminantes.

- i) ¿Existen jabones medicinales?, ¿qué contienen?, ¿para qué se usan?
  - j) ¿Qué diferencia a los jabones para uso humano de aquéllos destinados a usos domésticos, industriales y veterinarios?
  - k) ¿A qué se refiere el concepto de "biodegradabilidad" en los jabones y detergentes?
2. Busquen información. Para ello ya conocen la manera de usar los buscadores de internet, la Biblioteca Escolar, las enciclopedias y las publicaciones periódicas (diarios y revistas). Organicen la información en la bitácora de proyecto, en fichas de trabajo o en archivos de algún procesador de texto. Esta investigación les ayudará a delimitar el problema que se va a resolver en el proyecto.
3. Una vez que han elegido una o varias preguntas que constituirán el tema de su proyecto, elaboren un planificador en

una cartulina. Si no cuentan con ella, pueden emplear una computadora. Incluyan en éste los siguientes aspectos:

- a) La delimitación del problema.
- b) Las actividades que tienen que llevar a cabo para dar respuesta a la pregunta o solución al problema.
- c) La información que deben investigar y las fuentes que consultarán.
- d) Los productos parciales y el producto final que obtendrán a lo largo del proyecto.
- e) Las fechas en las que se llevarán a cabo las distintas actividades.
- f) Los recursos con que deben contar y cómo los conseguirán.
- g) La asignación de tareas para cada uno de los integrantes del equipo.

### FASE 3 Desarrollo

En esta fase llevarán a cabo lo que planearon en la etapa anterior. Tengan siempre a la mano su bitácora de proyecto, para registrar todas las observaciones, datos, contratiempos y pendientes.

Este proyecto se presta particularmente para hacer un experimento de tipo tecnológico, así que, si decidieron elaborar un jabón, sigan rigurosamente las medidas de precaución. Antes de iniciar el

trabajo experimental, soliciten la supervisión de un adulto (profesor, laboratorista, hermano mayor o papás, por ejemplo) y pidan permiso para utilizar un lugar adecuado (el laboratorio escolar o la cocina).

A continuación les mostramos la actividad que llevó a cabo el equipo de Daniel, de la escuela secundaria "Mario Molina".

#### Paso 1

Primero que nada, determinaron el propósito del proyecto: Observar la transformación química que presenta el aceite o la grasa al mezclarse con hidróxido de sodio, para producir jabón.

#### Paso 2

El equipo investigó que la reacción de saponificación es una reacción exotérmica (libera calor), y que el uso de

sustancias alcalinas es sumamente delicado. Por esta razón, extremaron sus precauciones: todo el tiempo trabajaron con su bata, gafas de seguridad y guantes.

#### Paso 3

Con base en lo que investigaron, decidieron hacer su jabón con los siguientes materiales y sustancias. Para ello, se organizaron para conseguir en sus casas lo que tuvieran y comprar lo que les faltaba:

#### Materiales

- ✓ Parrilla eléctrica o estufa
- ✓ Cerillos
- ✓ Un recipiente de plástico, para mezclar
- ✓ Una olla mediana de al menos 500 ml de capacidad
- ✓ Agitador de vidrio o pala de madera
- ✓ Moldes para verter los jabones
- ✓ Embudo

#### Sustancias

- ✓ Papel filtro o un trozo de manta de cielo
- ✓ Trápa para limpiar
- ✓ Manteca de cacao, de cerdo, aceite usado y colado y aceite de coco (250 g). La consiguieron en tiendas de materias primas para postres o en tiendas naturistas
- ✓ Hidróxido de sodio NaOH (31.8 g). Lo consiguieron en la tlapalería, con el nombre de "sosa cáustica"
- ✓ Agua destilada (174.3 g)
- ✓ Disolución saturada de cloruro de sodio NaCl (sal; 105 g). La prepararon agregando poco a poco la sal hasta que ésta no se disolvió más
- ✓ Esencia y colorante para alimentos

#### Paso 4

El equipo pidió autorización a la mamá de Daniel para que les permitiera trabajar en la cocina de su casa, utilizando una parrilla eléctrica.

- Lo primero que hicieron fue ponerse sus batas, gafas y guantes; las chicas se recogieron el cabello. Después cubrieron la mesa de trabajo con un plástico grueso.
- Para iniciar, colocaron la manteca en la olla y luego la calentaron hasta que se fundió completamente.
- A continuación mezclaron en el recipiente de plástico, con mucho cuidado y sin tocar el agua con el hidróxido de sodio (NaOH). Como ya habían investigado, tuvieron la cautela de agregar el álcali al agua y no al revés. Mezclaron lentamente hasta que el hidróxido de sodio se disolvió totalmente.
- Después agregaron a la manteca caliente, poco a poco (con calor bajo), aproximadamente la mitad de la disolución de hidróxido de sodio, y pusieron a calentar

esta mezcla. Agitaron continuamente durante tres minutos para acelerar la saponificación que se estaba llevando a cabo, y añadieron el resto de la disolución de hidróxido de sodio.

- La mezcla continuó calentándose durante 20 minutos. A Érika se le ocurrió la idea de agregar unas gotas de esencia de violetas y colorante morado.
- Transcurridos los 20 minutos, adicionaron la disolución saturada de cloruro de sodio (NaCl) y dejaron que siguiera calentándose durante 5 minutos más.
- Retiraron la olla del fuego y dejaron que se entibara. Después, filtraron la mezcla con la manta de cielo, donde quedó atrapado el jabón. Lo colocaron en un molde y lo taparon con una toallita. Luego dejaron secar el jabón por varios días, para que el proceso de saponificación se completara.
- Al finalizar, desecharon los residuos sólidos en el contenedor de basura inorgánica, limpiaron perfectamente la mesa y la estufa, y lavaron los utensilios que usaron.

## FASE 4 Comunicación

Una vez que terminen las actividades que planearon, lo que sigue es comunicar sus resultados. Esta fase es muy importante, pues hará que valoren el desempeño de los integrantes del equipo, tanto en forma individual como colectivamente.

Los medios para difundir los resultados son muchos: exposición ante el grupo o a la comunidad escolar, con carteles o presentación en diapositivas de computadora, en la feria de ciencias de la escuela, en una feria de ecotecnias, con un folleto explicativo o con una línea del tiempo. Siempre es más enriquecedor que, sin importar el medio de difusión que hayan elegido, acompañen sus actividades con un informe escrito, que entregarán a su profesor.

El equipo de Daniel decidió montar una "Feria del jabón", en la que expusieron los distintos tipos de jabones que elaboraron algunos otros equipos (figura 3.53), los carteles informativos que presentaron elaboraron otros, y la línea del tiempo con la historia del jabón, que realizó un equipo más. En la feria obsequiaron pequeñas muestras de su producto y trípticos con información interesante.

El informe que elaboró el equipo de Daniel se basó en las siguientes preguntas guía:

1. ¿La elaboración de jabón fue una reacción química?, ¿por qué?

2. ¿Cuáles fueron los reactivos en esta reacción?, ¿cuáles los productos?
3. ¿Qué tipo de reacción es (endotérmica o exotérmica)?, ¿por qué?
4. ¿Qué efecto tuvo la solución saturada de NaCl en el proceso?
5. ¿Qué pH tiene el jabón?



**Figura 3.53** Ahora que ya sabes elaborar jabones, puede ser una oportunidad para ayudar a la economía de tu hogar utilizándolos para uso personal o vendiéndolos.

### Tic y más...

Estos sitios de internet les serán de utilidad para realizar su proyecto sobre los jabones:

<<http://www.ojocientifico.com/3668/historia-del-jabon>>

Reacción de saponificación:

<<http://www.cosmeticanaturalyjabones.com/2013/02/los-metodos-de-saponificacion.html>>

Tipos de jabones:

<[http://sistemaeducativosaintclare.blogspot.mx/p/marco-teorico\\_26.html](http://sistemaeducativosaintclare.blogspot.mx/p/marco-teorico_26.html)>

Detergentes:

<<http://ciencianet.com/detergente.html>>

Rivas Muñoz, Ricardo, *Detergentes sintéticos (Detergente, del latín "detergere" que significa lavar)*, México, FES Acatlán, 2011, disponible en: <<http://www.iztacala.unam.mx/rivas/NOTAS/Notas11Limpieza/irrdetergentes.html>>

Duhne, Martha, "Transforman aceite de cocina en jabón, 'Ráfagas'", en *¿Cómo ves?*, México, UNAM, disponible en:

<<http://www.comoves.unam.mx/numeros/rafagas/30>>

<<http://biomodel.uah.es/model2/lip/jabondet.htm>>

Huerta Lozada, Ricardo Yaphet, "Ácidos y bases en nuestra vida diaria, 'Aquí estamos'", en *¿Cómo ves?*, México, UNAM, disponible en: <<http://www.comoves.unam.mx/numeros/aquiestamos/82>>

*El jabón ¿Una sal? Material para el desarrollo de las Actividades, La Química de la Limpieza. Hacia una limpieza que no ensucie*, México, UNAM, 2007, disponible en: <<http://www.revista.unam.mx/vol.15/num5/art38/>>

(Consulta: 23 de enero de 2017).

## FASE 5 Evaluación

Esta última fase es una oportunidad para aprender de los demás compañeros y demostrar las habilidades adquiridas durante las actividades realizadas.

1. Contesten las siguientes preguntas, primero de manera individual y luego en equipo, para que se percaten de los logros alcanzados en este proyecto:

### Preguntas para evaluar nuestro proyecto

¿Qué situación problemática referente a la transformación de los materiales resolvimos?

¿Cómo seleccionamos los hechos y conocimientos que sirvieron para explicar los fenómenos químicos de la interrogante que resolvimos?

¿De qué manera sistematizamos la información de nuestra investigación?

¿Qué recursos, como gráficas, experimentos y modelos, utilizamos?

¿Qué alternativas de solución propusimos al problema planteado?

¿A qué conclusiones llegamos?

¿De qué manera comunicamos los resultados del proyecto?

¿Cómo incorporamos el lenguaje químico durante la comunicación de nuestro proyecto?

¿De qué forma evaluamos los procesos y productos de nuestro proyecto?

¿Cuál es la efectividad del proceso químico que investigamos?

¿Cuál fue el costo del proceso químico que abordamos?

2. Al final, muestren sus respuestas a su profesor y pídanle su opinión al respecto. En ocasiones, él percibirá aspectos que ustedes pasaron por alto y, de esta manera, retroalimentará su trabajo.

EVALUACIÓN TIPO PISA

3

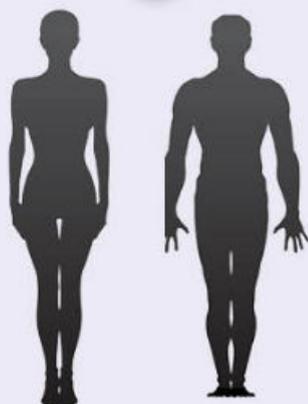


Figura 3.54 El cuerpo humano tiene distintos requerimientos calóricos. La edad y la estatura son, también, factores decisivos, así como las etapas del desarrollo: por ejemplo, una mujer embarazada precisa de nutrientes específicos.

1. Lee el siguiente texto y responde las preguntas.

La transformación de los materiales: la reacción química

Realizar diferentes actividades como escribir, leer un libro, caminar hacia el salón de clases, comer, digerir el alimento y cualquier otra que realiza nuestro cuerpo, requiere de combustible en forma de energía química. El metabolismo celular produce el circulante energético del cuerpo. Las células utilizan carbohidratos y grasas como fuentes de combustible; si éstas escasean, el cuerpo recurre a las proteínas. El valor energético de los alimentos se expresa en la unidad caloría. La caloría es la energía que se requiere para elevar la temperatura de un gramo de agua en un grado centígrado. 1 Kcal (1000 calorías) es equivalente a 4.1868 KJ y las "calorías" incluidas en las etiquetas de los alimentos son en realidad kilocalorías.

La energía que se necesita a lo largo del día se emplea en los siguientes procesos:

- a) En el metabolismo basal: el consumo calorífico mínimo que necesita un organismo vivo para completar sus actividades vitales básicas.
- b) En el crecimiento y la renovación celular: la creación y renovación de los tejidos requieren energía.
- c) En la actividad física: es el consumo calorífico necesario para realizar actividades motrices no vitales como correr, saltar o caminar.
- d) En situaciones estresantes: como una enfermedad o una intervención quirúrgica.

Cada etapa de la vida, como la niñez, la adolescencia, la adultez y la vejez, así como cada género, requiere un consumo energético determinado (figura 3.54). Observa en el siguiente cuadro un ejemplo de los requerimientos energéticos recomendados en la adolescencia.

| Requerimientos energéticos en el adolescente (Mujeres) |         | Requerimientos energéticos en el adolescente (Hombres) |         |
|--|---------|--|---------|
| Edad   | Kcal/cm | Edad   | Kcal/cm |
| 11 a 14 años   | 14      | 11 a 14 años   | 16      |
| 15 a 18 años   | 13.5    | 15 a 18 años   | 17      |
| 19 a 24 años   | 13.4    | 19 a 24 años   | 16.4    |

Es importante la forma en que un producto es anunciado en su empaque, así como la información nutrimental que presenta a un costado o atrás del mismo. Existen productos como el pan blanco enriquecido con fibra que puede tener menos fibra que un producto integral sin enriquecer, así como el queso, jamón, leche o papas fritas que en sus etiquetas dicen "baja en grasa o light". La ausencia de etiqueta implica que el producto sea ingerido con una cantidad mayor de grasa que aquella que el organismo necesita.

La Norma Oficial Mexicana nom-051-scfi-1994 establece que las etiquetas sean exhibidas en los productos para que el consumidor pueda comparar las cantidades de nutrientes de un alimento, respecto con las cantidades totales que necesita diariamente. Las etiquetas de los alimentos también proporcionan información nutritiva general.

Pregunta 1

El consumo nutrimental promedio de un adolescente hombre de 14 años y de 170 cm de altura será de 2380 Kcal. Para determinar la cantidad exacta de kilocalorías diarias que requiere este individuo, deben tomarse en cuenta los siguientes aspectos:

- a) Nutrientes, estatura y porción.
- b) Peso, edad, sexo y actividad física.
- c) Nutrientes por tres días y estatura.
- d) Cantidad de nutrientes por su peso.

Pregunta 2

Las grasas saturadas aportan, como máximo, 10% de la ingesta calórica diaria. Las grasas monoinsaturadas, entre 10-15% y las grasas poliinsaturadas, menos de 10%. ¿Cuál es el porcentaje de la grasa saturada que proporciona una rebanada de pan de pasas (figura 3.55)?

- a) 10% máximo por el requerimiento nutrimental diario.
- b) 15% de la ingesta de acuerdo con el valor nutrimental diario.
- c) 10-15% máximo por el requerimiento de la actividad nutrimental diaria.
- d) 0% de la ingesta por porción del valor nutrimental diario.

Pregunta 3

A partir de los datos de la tabla de información nutrimental de una rebanada de pan, relacionados con los porcentajes de grasa, colesterol y sodio, elige una de las siguientes dos opciones, aquella que, por las cantidades de estos componentes, implica menos riesgos a la salud:

- a) Cada porción de pan contiene 1 g de grasa insaturada (1 g de la grasa total menos 0 g de grasa

saturada), y 17 g de carbohidratos totales de los cuales 2 g son de fibra dietética, 3 g de azúcares (carbohidratos simples) y solamente 12 g de carbohidratos complejos digeribles.

- b) Si cada porción de pan contiene 2 g de grasa y 16 g de carbohidratos totales (2 g de fibra dietética, 2 g de azúcares y 12 g de carbohidratos complejos).

Pregunta 4

De acuerdo con los siguientes valores, ¿cuál es la razón que explica la diferencia entre las calorías por kilogramo de peso en las mismas edades para ambos géneros?

Mujer

13 a 15 años - 53 calorías por kg de peso  
16 a 20 años - 51 calorías por kg de peso

Hombres

13 a 15 años - 68 calorías por kg de peso  
16 a 20 años - 66 calorías por kg de peso

Pregunta 5

Contesta, ¿por qué se solicita actualmente que en productos comestibles se exhiban las etiquetas con información nutrimental? Selecciona una de las siguientes opciones:

- a) Para proporcionar información de costo/beneficio que requiere el consumidor al tomar decisiones.
- b) Porque la información proporcionada ayuda a comparar las cantidades de nutrientes de un alimento con las necesidades nutrimentales diarias totales.

Explica la razón de tu elección:

Ingredientes: agua, trigo, harina enriquecida, harina de cebada malteada, niacina, hierro reducido, tiamina, (vitamina B1), riboflavina (vitamina B2), miel, concentrado de jugo de ciruela pasa, sal, mantequilla, pasas, salvado de trigo, levadura, germen de trigo, vinagre y monoglicéridos.



ASPECTOS NUTRIMENTALES

|                            |                          |  |
|----------------------------|--------------------------|--|
| Tamaño de porción          | 1 rebanada (aprox. 34 g) |  |
| Porciones por empaque      | 20                       |  |
| Calorías                   | 90                       |  |
| Calorías de grasas         | 10                       |  |
| Cantidad/porción diaria*   | % del valor              |  |
| Grasa total 1 g            | 2%                       |  |
| Grasa saturada 0 g         | 0%                       |  |
| Colesterol 0 mg            | 0%                       |  |
| Sodio 170 mg               | 7%                       |  |
| Carbohidratos totales 17 g | 6%                       |  |
| Fibra dietética 2 g        | 7%                       |  |
| Azúcares 3 g               |                          |  |
| Proteína 3 g               |                          |  |
| Vitamina A                 | 0%                       |  |
| Vitamina C                 | 0%                       |  |
| Tiamina                    | 6%                       |  |
| Riboflavina                | 2%                       |  |
| Niacina                    | 6%                       |  |
| Calcio                     | 0%                       |  |
| Hierro                     | 4%                       |  |

\*Los porcentajes del valor diario están basados en una dieta de 2000 calorías. Sus valores diarios pueden ser mayores o menores, dependiendo de sus necesidades de calorías:

|                       |                  |         |
|-----------------------|------------------|---------|
|                       | Calorías 2000    | 2500    |
| Grasas totales        | Menos de 60 g    | 80 g    |
| Grasas saturadas      | Menos de 20      | 25 g    |
| Colesterol            | Menos de 300 mg  | 300 mg  |
| Sodio                 | Menos de 2400 mg | 2400 mg |
| Carbohidratos Totales | 300 g            | 375 g   |
| Fibra                 | 25 g             | 50 g    |

Figura 3.55 Pan de pasas.



Contenido 1:  
Ácidos y bases



Contenido 2:  
Alimentos ácidos



Contenido 3:  
Reacciones de  
óxido-reducción

## La formación de nuevos materiales

Durante mucho tiempo, los seres humanos fabricaron los objetos que necesitaban a partir de los materiales que encontraban a su alrededor. Hoy en día, una de las funciones de los químicos es combinar unas sustancias con otras, para obtener nuevos materiales con distintas propiedades, que resulten de utilidad para los habitantes de nuestro planeta.

CONTENIDO

1

Importancia de los ácidos y las bases en la vida cotidiana y en la industria

CONTENIDO

2

¿Por qué evitar el consumo frecuente de los "alimentos ácidos"?

CONTENIDO

3

Importancia de las reacciones de óxido-reducción

PROYECTO

B4

¿Cómo evitar la corrosión?



### APRENDIZAJES ESPERADOS

Al finalizar este bloque serás capaz de:

- Identificar ácidos y bases en materiales de uso cotidiano.
- Identificar la formación de nuevas sustancias en reacciones ácido-base sencillas.
- Explicar las propiedades de los ácidos y las bases de acuerdo con el modelo de Arrhenius.
- Identificar la acidez de algunos alimentos o de aquellos que la provocan.
- Identificar las propiedades de las sustancias que neutralizan la acidez estomacal.
- Analizar los riesgos a la salud por el consumo frecuente de alimentos ácidos, con el fin de tomar decisiones para una dieta correcta que incluya el consumo de agua simple potable.
- Identificar el cambio químico en algunos ejemplos de reacciones de óxido-reducción en actividades experimentales y en tu entorno.
- Relacionar el número de oxidación de algunos elementos con su ubicación en la tabla periódica.
- Analizar los procesos de transferencia de electrones en algunas reacciones sencillas de óxido-reducción en la vida diaria y en la industria.
- Proponer preguntas y alternativas de solución a situaciones problemáticas planteadas, con el fin de tomar decisiones relacionadas con el desarrollo sustentable.
- Sistematizar la información de tu proyecto a partir de gráficas, experimentos y modelos, con el fin de elaborar conclusiones y reflexionar sobre la necesidad de contar con recursos energéticos aprovechables.
- Comunicar los resultados de tu proyecto de diversas formas, proponiendo alternativas de solución relacionadas con las reacciones químicas involucradas.
- Evaluar procesos y productos de tu proyecto considerando su eficacia, viabilidad e implicaciones en el ambiente.



## CONTENIDO

# 1

## Importancia de los ácidos y las bases en la vida cotidiana y en la industria

### 1.1 Propiedades y representación de ácidos y bases

#### Lo que sabemos



Figura 4.1 a) Los frutos cítricos y b) el vinagre son ejemplos de alimentos ácidos; c) el café y d) las acelgas son ejemplos de alimentos básicos o alcalinos.

¿Tienes en mente el sabor del limón, la naranja y el vinagre? Aunque cada uno tiene un sabor que los distingue, los tres tienen algo en común: son **ácidos**. En efecto, estos tres alimentos contienen sustancias ácidas (ácidos cítrico y ascórbico, en el caso de los frutos, y ácido acético, en el caso del vinagre). Ahora bien, existen otros alimentos que no tienen este sabor, sino más bien pueden percibirse como ligeramente amargos o metálicos como es el caso de las espinacas y las acelgas. Éstos contienen sustancias **básicas** o **alcalinas** (figura 4.1).

1. Haz lo que se te pide y responde:

- ¿Qué es un ácido? Piensa en todas las sustancias que conoces y consumes, y enlístalas.
- Trata de definir con tus palabras, ¿qué es un ácido y qué efecto tiene sobre otros materiales?
- ¿Cuáles son las bases o las sustancias alcalinas? Anótalo en tu cuaderno.

2. Comparte tus respuestas con tus compañeros y tu profesor.

#### Conozcamos juntos

Desde la antigüedad se sabe que existen sustancias que, en disoluciones acuosas (esto es, disueltas en agua), tienen en común una serie de características. En 1663, el científico irlandés Robert Boyle (1627-1691) acuñó el término "ácido" para designar a sustancias como el jugo de limón, la leche agria y el vinagre. Por otra parte, las bases fueron descubiertas por los alquimistas en las cenizas de la madera, y las empleaban para disolver grasas y neutralizar ácidos; justamente de aquí deriva la palabra "álcali", del árabe *al kali*, que significa "cenizas vegetales".

En términos generales podemos decir que los **ácidos** tienen un sabor agrio o ácido y algunas propiedades particulares. Por ejemplo, el ácido cítrico del limón corroe los metales, modifica el color en los pigmentos vegetales (como el cambio a rojo en el papel tornasol). Los ácidos tienen la peculiaridad de conducir la electricidad en disoluciones acuosas y pierden sus propiedades originales al mezclarse con las bases. Asimismo, reaccionan con los metales activos como el magnesio, zinc y hierro, produciendo hidrógeno gaseoso,  $H_{2(g)}$ .

Por su parte, las **bases** comúnmente presentan un sabor amargo, provocan una sensación jabonosa al tacto, colorean de azul el papel tornasol, conducen la electricidad en disolución acuosa e igualmente tienden a perder sus propiedades al mezclarse con los ácidos. Las bases reaccionan con las grasas para formar jabón, y producen precipitados con disoluciones de algunas sales, como las de magnesio.

Por supuesto que los ácidos y las bases no sólo se encuentran en los alimentos, por lo que no podemos identificarlos por su sabor. Algunos de estos compuestos son extremadamente irritantes y corrosivos y se encuentran en infinidad de productos naturales, domésticos, industriales, farmacéuticos, entre otros (figura 4.2).

Los ácidos y las bases tienen una enorme importancia en nuestra vida diaria (cuadros 4.1 y 4.2). Sin ácidos y bases no se podrían elaborar compuestos que se utilizan en la fabricación de fertilizantes, medicamentos, pigmentos, derivados del petróleo, detergentes, jabones y otros limpiadores. Asimismo, muchas de estas sustancias son indispensables para la agricultura (diversas plantas requieren un medio ácido para crecer, figura 4.3).

Por otra parte, muchas de las reacciones químicas que se llevan a cabo en el organismo involucran ácidos y bases. Por ejemplo, el jugo gástrico que nuestro estómago secreta para la digestión contiene ácido clorhídrico, y es necesario para que se "rompan" moléculas complejas en moléculas asimilables; la bilis, secretada por el hígado se emplea para facilitar la digestión de las grasas; es una sustancia básica para la emulsión de las grasas complejas, ya que forma pequeñas gotas de grasa que son fácilmente degradadas por el jugo gástrico. La sangre es uno de los fluidos vitales y tiene un pH cercano a 7.35 (figura 4.4).



Figura 4.2 Los limpiadores líquidos en polvo y los destapadores de drenaje son de naturaleza básica.

Figura 4.3 Existen mejoradores del suelo que aumentan la acidez del mismo para estimular la fertilidad.



Figura 4.4 a) Mientras que la sangre debe mantenerse ligeramente alcalina, con valores de pH de 7.35 a 7.45, b) la orina de una persona sana tiene un rango más amplio de pH: entre 4.8 y 7.5.

Cuadro 4.1 Algunas bases importantes

| Base                               | ¿Dónde se encuentra?                                 |
|------------------------------------|--|
| Hidróxido de sodio (sosa cáustica) | Líquidos para destapar cañería o para limpiar hornos |
| Hidróxido de potasio               | Jabones líquidos                                     |
| Hidróxidos de magnesio y aluminio  | Leche de magnesia (laxante y antiácido)              |
| Sulfato de calcio                  | Yeso, gises y pasta de dientes                       |
| Carbonato de calcio                | Rocas, conchas de moluscos y cascarón de huevo       |
| Hidróxido de amonio                | Limpiadores domésticos                               |
| Carbonato de sodio                 | Cerámicas y polvo para hornear                       |

Cuadro 4.2 Algunos ácidos importantes

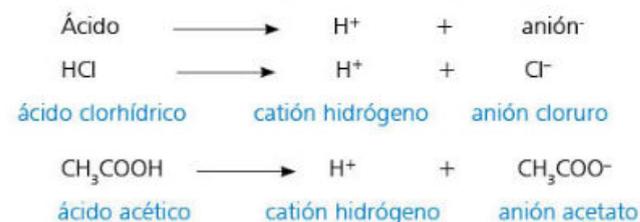
| Ácido                   | ¿Dónde se encuentra?                        |
|-------------------------|---|
| Ácido acético           | Vinagre                                     |
| Ácido acetil salicílico | Aspirina                                    |
| Ácido ascórbico         | Vitamina C                                  |
| Ácido cítrico           | Jugo de frutos cítricos                     |
| Ácido málico            | Manzana                                     |
| Ácido láctico           | Productos lácteos como yogur y requesón     |
| Ácido tartárico         | Uva   |
| Ácido carbónico         | Refrescos                                   |
| Ácido clorhídrico       | Sal fumante para limpieza y jugos gástricos |
| Ácido sulfúrico         | Baterías de coches                          |
| Ácido fosfórico         | Fertilizantes                               |

### Acción y reacción

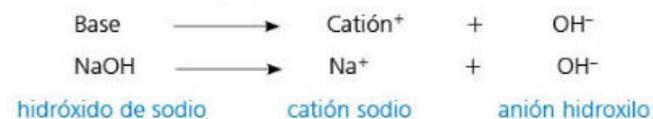
1. Reúnete con un compañero e investiguen los usos que tienen los siguientes ácidos y bases: ácido sulfúrico, ácido acético, ácido cítrico, hidróxido de sodio, hidróxido de calcio y bicarbonato de sodio.
2. Indaguen los cuidados que se deben tener durante el manejo de estas sustancias.
3. Hagan una monografía de cada sustancia y destaquen su importancia comercial.
4. Intercambien su monografía con otras parejas y muéstrensela a su profesor para que les dé su opinión.

### La química de los ácidos y las bases

Por regla general, los ácidos tienen uno o más átomos de hidrógeno en su molécula, al disolverse en agua lo liberan como un ión hidrógeno positivo ( $H^+$ ), por lo que el resto de la molécula queda como anión. Observa estos ejemplos:



Por otro lado, las bases tienen un grupo hidroxilo en su molécula ( $OH^-$ ), aunque pueden tener más de uno y, al disolverse en agua, lo liberan y el resto de la molécula queda como catión. Observa los ejemplos:



Ahora bien, ¿cómo podemos percatarnos de que una sustancia es un ácido o una base? Una manera es utilizando sustancias llamadas **indicadores**, que cambian de color dependiendo de si el medio es ácido o básico. Uno de estos indicadores es el **papel tornasol**, que son tiras impregnadas de **eritrolitmina**, una sustancia que se extrae de ciertos líquenes. Entonces, para determinar si una sustancia es un ácido o una base, basta con disolverla en un poco de agua y luego sumergir en ella una tira de papel tornasol. Si cambia a rojo, se trata de un ácido; si cambia a azul, se trata de una base (figura 4.5).



Figura 4.5 Papel tornasol y sus cambios de acuerdo con la naturaleza ácida (a la izquierda) o básica (a la derecha).

Los indicadores de ácidos y bases son sustancias que modifican su estructura química en presencia de éstos. Este cambio de estructura produce una modificación en el color de la sustancia. En los laboratorios se emplean indicadores como la fenolftaleína, el anaranjado de metilo, el azul de bromotimol, entre otros (cuadro 4.3). Pero también existen los indicadores naturales que provienen, en su mayoría, de vegetales como la col morada, el jugo de uva, la cáscara de manzana roja y los pétalos de diversas flores como la rosa, la hortensia y la bugambilia (figura 4.6).



Muchas flores poseen pigmentos conocidos como antocianinas y antoxantinas. La **antocianina** es roja en medio ácido, púrpura en medio neutro y azul en medio básico, mientras que la **antoxantina** es amarilla en medio básico. La proporción en que se encuentre la mezcla de pigmentos hace que las flores tengan distintos colores y que se modifiquen según el pH del medio.

Figura 4.6 a) Bugambillas, b) rosas y c) hortensias. Sus pigmentos son sensibles al nivel de acidez. Las hortensias, por ejemplo, en suelos ácidos son azules, mientras que en suelos alcalinos son rosas.

Cuadro 4.3 Algunos indicadores ácido-base

| Indicador ácido-base | Coloración que toma con un ácido | Coloración que toma con una base |
|----------------------|----------------------------------|----------------------------------|
| Fenolftaleína        | incolore                         | fucsia                           |
| Naranja de metilo    | rojo                             | amarillo                         |
| Azul de bromotimol   | amarillo                         | azul                             |
| Papel tornasol       | rojo                             | azul                             |

Para medir la acidez o la alcalinidad de una sustancia, se emplea la escala de pH, que va de 0 a 14. El punto medio de la escala del pH es 7, aquí hay un equilibrio entre la acidez y alcalinidad. Se dice que una disolución con un  $\text{pH} = 7$  es neutra; si es mayor que 7.1, es básica y, si es menor que 6.9, es ácida. El cuadro 4.4 muestra la escala de pH, con los valores de pH de algunas sustancias y el color que adquiere el indicador universal (una mezcla de indicadores) de acuerdo con el pH.

Cuadro 4.4 Escala de pH

| Categoría | pH | Ejemplo                            |
|-----------|----|------------------------------------|
| Ácidos    | 0  | Ácido sulfúrico                    |
|           | 1  | Ácido gástrico                     |
|           | 2  | Jugo de limón                      |
|           | 3  | Vinagre                            |
|           | 4  | Refresco gaseoso                   |
|           | 5  | Agua de lluvia                     |
| Neutro    | 6  | Leche                              |
| Bases     | 7  | Agua pura                          |
|           | 8  | Clara de huevo                     |
|           | 9  | Levadura                           |
|           | 10 | Antiácido                          |
|           | 11 | Amoniaco                           |
|           | 12 | Cal                                |
|           | 13 | Líquido destapacaños               |
|           | 14 | Sosa cáustica (hidróxido de sodio) |

Glosario

**Levadura.** Sustancia que se obtiene de la fermentación del gluten de la cebada. La fermentación es producida por un hongo unicelular.

El valor del pH de un medio o de una disolución tiene una gran influencia en muchos procesos químicos y biológicos. Los procedimientos más comunes para determinar el pH es empleando instrumentos conocidos como "pHmetros". Los indicadores también se pueden utilizar para estimar el pH, en particular el llamado papel pH (figura 4.7).



Figura 4.7 a) Dos variedades de papel pH y b) para utilizar las tiras, se sumergen en la disolución y luego se comparan los colores con la escala impresa en el empaque.

Tic y más...

Propón a tu profesor descargar el software Ácidos y bases que, de acuerdo con sus autores, presenta una panorámica de sus características, aplicaciones y presencia, así como ejercicios interactivos. Se encuentra disponible en el sitio de internet: <http://juntadeandalucia.es/averroes/html/adjuntos/2007/09/26/0010/index.html>

(Consulta: 23 de diciembre de 2016).

Experimenten

Materiales

- Flores de colores intensos como bugambilias y rosas rojas
- Col morada
- Cáscaras frescas de manzana roja
- Taza o vaso
- Cucharas
- Tijeras
- Tubos de ensayo o frasquitos ámbar para guardar los extractos y transparentes para realizar los ensayos (3 por cada extracto que se prepare)
- Goteros
- Olla pequeña para calentar
- Estufa, parrilla o mechero
- Papel aluminio

Sustancias

- Alcohol etílico (500 ml)
- Agua
- Disoluciones ácidas hechas con jugo de limón, vinagre, vitamina C, aspirina, agua de charco, agua de lluvia
- Disoluciones alcalinas hechas con agua de cal (una cucharada de cal en un vaso de agua), jabón, limpiador a base de amoniaco, limpiador de homos, leche de magnesia

No olviden...

guardar las disoluciones en frascos y taponarlos. Deposítenlos en la basura.

Propósito

Extraer indicadores naturales y probarlos con sustancias de distinta acidez y alcalinidad.

## Procedimiento

Experimento 1.  
Obtención de indicadores naturales

- Corten los pétalos de flores en pequeños trozos y colóquenlos en una taza o vaso.
- Agreguen alcohol hasta cubrirlos y macháquenlos con la cuchara. Es más efectivo si ponen el recipiente dentro de otro más grande que contenga agua caliente.
- Detengan los pétalos con la cuchara y decanten el líquido coloreado en un tubo de ensayo o frasquito.
- Repitan el procedimiento con flores de distintos colores (siempre un color a la vez), para obtener varios extractos que usarán como indicadores. Rotulen cada frasquito para saber de qué flor proviene el indicador.
- Para obtener el extracto de col morada, coloquen en la olla cuatro hojas de col y cúbranlas con agua. Pónganlas a hervir por cinco minutos. Pasado ese tiempo, retiren del fuego, dejen enfriar y decanten el líquido. Sigán el mismo procedimiento para elaborar el indicador de cáscaras de manzana roja. Envasen los indicadores y rotúlenlos.
- Prueben la eficacia de cada uno de los indicadores, agregando unas gotas a una disolución de jugo de limón (medio ácido) y otras gotas a una disolución de agua de cal (medio básico). Anoten los cambios de color, pues les servirán para hacer las comparaciones posteriores.

## Indicador de col morada

| Color | rojo intenso | rojo violeta | violeta | azul violeta | azul | azul verde | verde azulado | verde | amarillo |
|-------|--------------|--------------|---------|--------------|------|------------|---------------|-------|----------|
| pH    | < 2          | 4            | 6       | 7            | 7.5  | 9          | 10            | 12    | > 13     |

## Indicador de pétalos de rosa roja

| Color | rosa | incoloreo o amarillo muy pálido | amarillo pálido | amarillo | verde | marrón |    |
|-------|------|---------------------------------|-----------------|----------|-------|--------|----|
| pH    | < 2  | 3 a 7                           |                 | 8        | 10    | 11     | 13 |

## Analicen sus resultados

- Hagan un cuadro comparativo entre las propiedades de las sustancias analizadas, los colores obtenidos con los indicadores y el valor aproximado de pH.
- Contesten.
  - ¿Sirven los extractos como indicadores? ¿Por qué?
  - ¿Se diferencia fácilmente el color en medio ácido, del color en medio alcalino?

Experimento 2.  
Determinación del carácter ácido-base de algunas sustancias

- Pongan las muestras de las diferentes disoluciones en tubos de ensayo o frasquitos transparentes.
- Agreguen unas gotas de uno de los indicadores. Observen y anoten el color en una tabla de resultados. Comparen el color que toma el indicador con el que tenía en medio ácido (jugo de limón) y el que tenía en medio básico (agua de cal). Determinen si la sustancia es ácida, alcalina o neutra.
- Repitan el procedimiento con el resto de los indicadores, cambiando cada vez las muestras.
- Con los indicadores de col morada y de pétalos de rosa, hagan una estimación del valor de pH. Utilicen las escalas que se presentan en el cuadro de abajo.
- Organicen los resultados en una tabla y discútanlos entre los integrantes del equipo.
- Envuelvan con papel aluminio los frasquitos con los indicadores y consérvenlos en el refrigerador, para que los utilicen en las siguientes lecciones. Les durarán varios días sin descomponerse.

- ¿Cuál consideran que fue el mejor indicador? ¿Por qué?
  - ¿Qué relación suponen que tiene el color de las flores con la acidez del suelo donde se han cultivado?
  - ¿Qué usos prácticos les darían a sus indicadores?
3. Presenten su cuadro y sus respuestas al profesor y pídanle que los retroalimente.

## ¡Un ojo al dato!

La acidez y la alcalinidad están presentes en nuestra vida. Por ejemplo, las sustancias ácidas originan la caries dental; esto ocurre cuando el pH es inferior a 5.5.

Por otra parte, conocer el pH de las sustancias también es de gran utilidad para los cocineros, gracias a ello logran conseguir mejorar o transformar el sabor de sus platillos. De manera similar, en la industria alimentaria es necesario tener un control riguroso del nivel de acidez, pues de esto dependen algunas propiedades de los productos. Tal es el caso de la mantequilla, cuyo sabor depende de su acidez, o de la elaboración de productos lácteos, el nivel de acidez varía de uno a otro (yogur, queso, crema dulce, crema ácida, requesón, entre otros; figura 4.8).



Figura 4.8 Los diferentes productos lácteos se diferencian, entre otras cosas, por su nivel de acidez.

En el agua gaseosa como en los refrescos embotellados (con gas), se disuelve dióxido de carbono para formar ácido carbónico, el cual les da su sabor "picante".

## Apliquemos lo aprendido

Los ácidos y las bases son sustancias de gran importancia para la vida cotidiana, la salud, la industria y en las actividades de investigación.

Tener un control del nivel de acidez o alcalinidad (pH) asegura el éxito de procesos industriales, de la fertilidad del suelo, de la manutención de la salud, y hasta del equilibrio de los ecosistemas.

El carácter ácido o básico de una sustancia se puede determinar mediante el uso de indicadores ácido-base, mismos que cambian de color dependiendo del pH del medio.

- Comprueba lo que has aprendido y haz lo que se pide.

- Observa las fórmulas de los siguientes compuestos y determina si son ácidos o bases. Anótalo en tu cuaderno.

|                     |                                |     |                     |                                |                                |
|---------------------|--------------------------------|-----|---------------------|--------------------------------|--------------------------------|
| NaOH                | H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> | KOH | NH <sub>4</sub> OH  | H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> | HNO <sub>3</sub>               |
| Al(OH) <sub>3</sub> | HF                             | HCl | Mg(OH) <sub>2</sub> | Ca(OH) <sub>2</sub>            | H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> |

- ¿En qué te basaste para decidirlo? Justifica tu respuesta.
- Relaciona las propiedades y el uso de cada sustancia que analizaste en el experimento de las páginas 195 a 197, con su carácter de ácido o base. En el caso de productos industriales como los limpiadores y alimentos, lee las etiquetas e identifica cuál o cuáles sustancias confieren el carácter ácido o básico al producto.



## 1.2 Reacciones ácido-base

## 1.3 Teoría de la disociación electrolítica

## Lo que sabemos

María se acababa de lavar el cabello con su champú de hierbas (figura 4.9) y se disponía a desenredárselo con el cepillo. De repente, dio un grito:

—¡Abueeee! tengo muchos nudos en el cabello; se siente como estropajo, ¿qué hago?



—La abuela se acercó a María, llevando en su mano una botella con atomizador que contenía un líquido misterioso.

—A ver hijita, agáchate, te voy a rociar de esto —le dijo, mientras suavemente deshacía los nudos con los dedos.

—Mmm... qué suavcito me quedó el cabello, gracias abuelita. Ahora sí dime, ¿qué me pusiste?

—Una mezcla de agua con vinagre —contestó la abuela.

## 1. Contesta.

- El champú, ¿es de naturaleza básica o ácida? ¿Cómo puedes saberlo?
- ¿Por qué piensas que se pudo haber dañado el cabello a María?
- ¿Qué efecto supones ejerce el vinagre sobre el cabello?
- ¿Qué otra sustancia podría haber utilizado la abuela para solucionar el problema de María?

## Conozcamos juntos

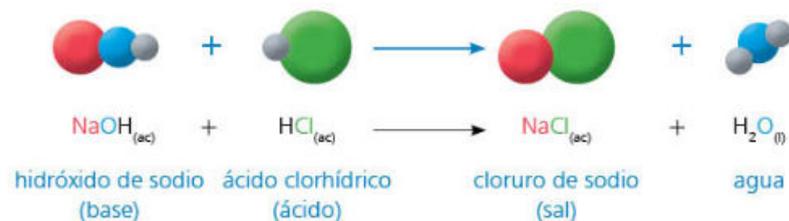
Una de las propiedades de los ácidos y las bases es que pueden reaccionar cuando se les combina. A esta reacción se le denomina **reacción de neutralización**. Al combinarse, ambas sustancias pierden sus propiedades. La neutralización se representa mediante la siguiente ecuación:



Cuando se mezcla un ácido con una base, el ácido libera un ión  $\text{H}^+$  y la base, un anión  $\text{OH}^-$ . Uno y otro se unen y forman una molécula de agua. Por otra parte, el anión liberado por el ácido y el catión liberado por la base también se unen, y forman una sustancia nueva que se denomina **sal**. Durante las reacciones de neutralización se libera energía conocida como **calor de neutralización**; por tanto, se trata de una reacción **exotérmica**.

Figura 4.9 Los champús tienen la capacidad de eliminar el sebo del cuero cabelludo.

Examina la siguiente reacción de neutralización y su representación molecular:



Como verás, en esta reacción se intercambian los iones que forman los reactivos para formar los productos.

Observa otros ejemplos:



La capacidad de los ácidos y las bases de neutralizarse entre sí, se puede aprovechar en varias situaciones cotidianas, por ejemplo, para atenuar el olor característico de la carne de pescado (la sustancia volátil responsable del aroma es de naturaleza alcalina), para mejorar la alcalinidad del suelo (agregando sustancias ácidas), para eliminar la consistencia jabonosa luego de tocar limpiadores domésticos (frotándose las manos con jugo de limón). Además, esta propiedad de los ácidos es muy útil en el laboratorio, ya que permite estimar la concentración de las bases por medio de la cantidad de ácido que se requiere para neutralizarlas.

Otra reacción de los ácidos es la que se lleva a cabo cuando se pone en contacto con un metal activo como Fe, Ni, Zn, Na, K, Al, Pb, entre otros. Experimentalmente se observa un burbujeo, que se debe al desprendimiento del gas hidrógeno (figura 4.10).

Esta reacción es la razón por la cual los ácidos no se almacenan en recipientes fabricados con metales, ni cerca de ellos. La reacción general es ésta:



Un ejemplo de esta reacción es:

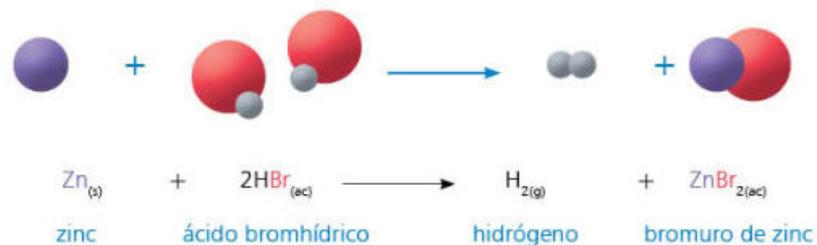


Figura 4.10 Reacción del zinc cuando se sumerge en una disolución concentrada de ácido clorhídrico. Observa las burbujas de hidrógeno que se forman.

Observa otros ejemplos:



### Experimenten

#### Materiales

- ▶ 4 vasos pequeños transparentes, frascos o tubos de ensayo
- ▶ 2 goteros
- ▶ Trapo para limpiar
- ▶ Termómetro
- ▶ 2 agitadores
- ▶ Etiquetas

#### Sustancias

- ▶ Indicador natural (pueden usar el de rosas rojas y el de col morada, que elaboraron en la lección anterior)
- ▶ Dos disoluciones acuosas ácidas; una hecha con jugo de limón y otra con vinagre
- ▶ Dos disoluciones acuosas alcalinas, una elaborada con bicarbonato de sodio y otra con limpiador con amonio o con limpiador de hornos

#### Por seguridad...

para hacer la disolución del limpiador de amonio o de hornos, utilicen guantes de hule y procuren no oler estas sustancias directamente, ya que son muy irritantes. Al terminar, lávense las manos con agua y jabón.

#### Propósito

Observar las manifestaciones de una reacción de neutralización.

#### Procedimiento

1. Pongan una muestra de 10 ml de cada disolución en cada vaso y etiquétenlos. Separen las bases de los ácidos.
2. Agreguen 10 gotas del indicador en cada muestra. Registren el color que se presenta en cada caso.
3. Midan la temperatura del contenido del frasco y anótenla.
4. A la muestra de jugo de limón agreguen gota a gota, la disolución de bicarbonato de sodio. Agiten suavemente. Vayan contando las gotas hasta que la muestra cambie de color.
5. Repitan el mismo procedimiento con la muestra de vinagre, pero utilizando la disolución de amoniaco o del limpiador de hornos.
6. Cuando terminen, mezclen los sobrantes entre sí, siempre un ácido con una base. Desechen estas mezclas en la tarja. Limpian el área donde trabajaron.

#### Analicen sus resultados

1. Elaboren un cuadro comparativo que muestre los resultados que obtuvieron.
2. Contesten.
  - a) ¿Qué manifestaciones observaron durante las reacciones? ¿A qué se debieron?
  - b) ¿Hubo cambios en la temperatura antes y después de las reacciones? ¿Por qué?
  - c) ¿Cuál es el rango de pH que tenían las muestras antes de la reacción?
  - d) ¿Cuál es el rango de pH que tuvieron las muestras después de la reacción?

3. Cuenten la cantidad de gotas que hay en 1 ml de cada muestra, y estimen la cantidad de disolución que neutraliza a la contraparte. ¿Qué relación existe entre ambas cantidades (disolución ácida-disolución alcalina)?
4. Si consideran que el vinagre contiene ácido acético y forma la sal "acetato", el jugo de limón contiene ácido cítrico y forma la sal "citrato" y el limpia hornos contiene hidróxido de sodio, ¿qué se obtiene en cada reacción?
5. Compartan sus resultados con el profesor, para que los valide.

#### ¡Un ojo al dato!

Las reacciones ácido-base resultan de gran utilidad en la industria de alimentos. Por ejemplo, en la elaboración de pasteles se emplean mezclas de bicarbonato de sodio y ácido tartárico. Su reacción produce el gas dióxido de carbono, lo cual hace al pan más esponjoso y sin apelmazamiento. Por otra parte, ciertos caramelos contienen una mezcla de bicarbonato de sodio y ácido cítrico en su interior; al contacto con la saliva de la boca se generan burbujas de dióxido de carbono, dando una agradable sensación de efervescencia.

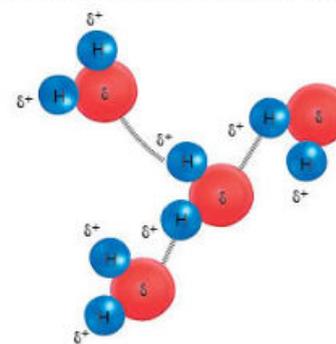
#### Teoría ácido-base de Arrhenius

Muchos químicos intentaron responder ¿qué son los ácidos y las bases? Sin embargo, después de más de 100 años de estudios se pudo contestar esta pregunta, en particular, gracias a los trabajos y contribuciones de cuatro químicos: Svante August Arrhenius (1859-1927), Johannes Nicolaus Brønsted (1879-1947), Thomas M. Lowry (1874-1936) y Gilbert Newton Lewis (1875-1946). La contribución de estos autores acerca de la teoría de los ácidos y bases es muy relevante.

#### La importancia del agua en el estudio de ácidos y bases

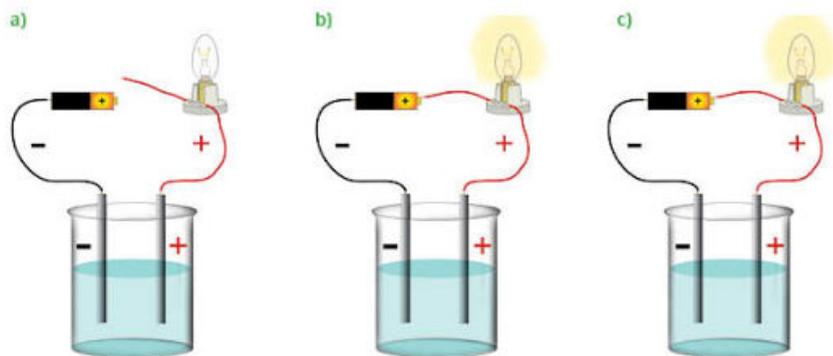
El agua es considerada el disolvente universal, debido a que muchas reacciones químicas, múltiples actividades y prácticamente todas las reacciones y procesos biológicos se llevan a cabo en medios acuosos.

Ya sabes que el agua es una molécula formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno (H<sub>2</sub>O). Las moléculas de agua tienen la propiedad de que sus cargas eléctricas tienden a repartirse en los extremos, de modo que uno de los extremos de la molécula tiende a hacerse positivo, mientras el otro se hace negativo; de tal forma que se dice que el agua es una molécula bipolar y, por lo tanto, sus moléculas se atraen fuertemente entre sí como si fueran imanes (figura 4.11).



◀ **Figura 4.11** Moléculas de agua. Los signos  $\delta+$  y  $\delta-$  indican las cargas eléctricas parciales de los átomos de hidrógeno y oxígeno. Observa que se forman puentes de hidrógeno entre las moléculas.

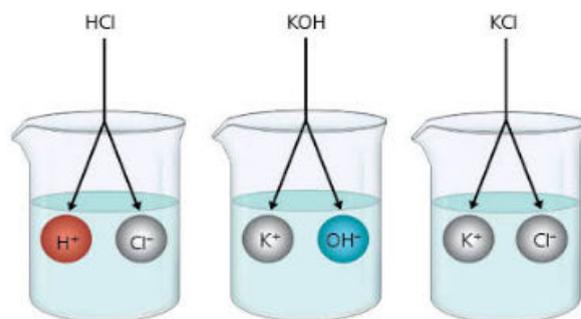
Cuando una o más sustancias se mezclan con agua, se forman disoluciones acuosas. Las sustancias como los ácidos, las bases y las sales que en disolución tienen la propiedad de conducir la electricidad se conocen como **electrolitos**, mientras que las sustancias que no tienen tal propiedad se consideran no electrolitos, como las disoluciones de azúcar en agua (figura 4.12).



**Figura 4.12** Demostración experimental de que los electrolitos, como los ácidos y las bases, conducen la electricidad cuando están disueltos en agua, mientras que los no electrolitos no la conducen. ¿puedes decir cuáles son electrolitos? **a)** Azúcar en agua, **b)** sal con agua y **c)** ácido clorhídrico.

El agua es un excelente disolvente para compuestos iónicos. Cuando dichos compuestos entran en contacto con el agua, su red tridimensional se rompe y se disocian en iones, los cuales, dependiendo de su carga, se orientan hacia el extremo positivo o negativo de las moléculas de agua, a este proceso se le llama **hidratación**.

A su vez, los electrolitos se dividen en **fuertes**, cuando se disocian totalmente en agua, y **débiles**, cuando esta disociación es parcial. Ejemplos de electrolitos fuertes son las sales de sodio, potasio, los ácidos y las bases fuertes (figura 4.13).



**Figura 4.13** Representación de la disociación de tres electrolitos: ácido clorhídrico (HCl), hidróxido de potasio (KOH) y cloruro de potasio (KCl).



**Figura 4.14** Estampilla impresa en Suecia en 1959, que muestra el rostro de Svante Arrhenius.

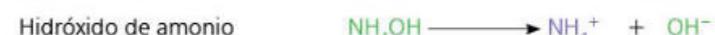
A finales del siglo XIX, el químico sueco Svante Arrhenius (1859-1927; figura 4.14) formuló la primera teoría de ácidos y bases, conocida como *teoría de Arrhenius*. Durante su carrera, este científico se interesó en el estudio de las disoluciones electrolíticas. En su tesis de doctorado formuló la teoría de la disociación electrolítica. Definió los ácidos y bases de la siguiente manera:

- Un **ácido** es una sustancia que contiene hidrógeno y que, disuelta en agua, se **ioniza** para formar iones hidrógeno  $H^+$  o protones, por lo que en la disolución se incrementa la concentración de estos iones ( $H^+$ ).
- Una **base** es una sustancia que se **ioniza** en agua para producir iones hidroxilo,  $OH^-$ , por lo que en la disolución se incrementa la concentración de estos iones ( $OH^-$ ).

De acuerdo con Arrhenius, las ecuaciones de disociación de los ácidos y las bases son:



Algunos ejemplos de ácidos y bases de Arrhenius son los siguientes:



Ahora bien, según Arrhenius, una **reacción de neutralización** es la que ocurre entre un ácido y una base, la cual da lugar a la formación de una sal y agua, donde el catión  $H^+$  del ácido se une al anión  $OH^-$  de la base, formándose agua. Por ejemplo:



La teoría de Arrhenius ha sido objeto de críticas al considerarse limitada; primero, debido a que su concepto de ácidos se limita a especies químicas que contienen hidrógeno, y el de base, a las especies que contienen iones hidroxilo. Segundo, porque su teoría sólo se aplica a disoluciones acuosas, pues él promovió la idea errónea de que la disociación iónica era indispensable para la manifestación de la acidez y que, por tanto, las reacciones ácido-base no podrían ocurrir en la mayoría de los disolventes que no fueran agua o en ausencia de disolvente, cuando en realidad se conocen muchas reacciones ácido-base que se efectúan en ausencia de agua.

### Acción y reacción

1. Reúnete con un compañero y lean el siguiente texto escrito por la doctora Consuelo Cuevas Cardona, publicado en la sección *Miradas a...*, del periódico *La Jornada* el 30 de septiembre de 1996.

#### Soberbia

Ésa fue una tarde muy larga para el comité que iba a elegir los Nobel de ese año de 1903. La sesión había durado muchas horas. El caso del sueco Augusto Arrhenius había sido particularmente discutido porque algunos de los presentes opinaban que el premio debía dársele en Física, y otros aseguraban que lo había ganado en Química.

Clemens Winkler notó que Teodor Cleve, después de lanzar un discurso apasionado sobre el valor de los trabajos de Arrhenius, se sumió en su asiento y no volvió a hablar. Tal actitud no era común en él, que generalmente, participaba con entusiasmo en todas las discusiones. Winkler, intrigado, se le acercó en un momento de descanso:

—¿Ocurre algo? —preguntó curioso. —¿De qué hablas? —preguntó a su vez Cleve.

—Hoy, después de defender los trabajos de Arrhenius, guardaste silencio durante toda la sesión. Eso no es común en ti, ¿qué pasó?

Cleve lo miró, desconcertado por lo directo de la pregunta. Así era Winkler, nunca se detenía a pensar en frases diplomáticas, ni se andaba con contemplaciones: sí tenía una duda lanzaba la pregunta y punto. De momento buscó en su mente una mentira para salir del paso. Pero la mirada penetrante de Clemens lo venció y dijo:

—A ti no puedo engañarte. La verdad es que hoy se me vinieron encima remordimientos de muchos años.

—¿Por qué?

—Yo fui parte del jurado que revisó la tesis de doctorado de Augusto Arrhenius hace casi 20 años.

—¿Y...?

—La teoría que presentó entonces fue la que tú conoces muy bien: que hay átomos cargados eléctricamente; que si se coloca cloruro de sodio en agua, se disocia inmediatamente en partículas de sodio, con carga positiva, y en las correspondientes de cloro, con carga negativa. Pero en aquel entonces, te hablo de 1884, esta idea era revolucionaria, y la recibimos con un enorme escepticismo. ¿Cómo una sustancia tan estable iba a escindirse en un líquido tan suave como el agua?, ¿qué era eso de átomos cargados eléctricamente? Yo fui grosero con Arrhenius y lo rebatí con crueldad. Mi ignorancia y prejuicios me engeguieron.

—Sin embargo, al final lo aprobaron, ¿no es así?

—Con la calificación más baja. Ahora se le va a entregar el premio Nobel por esa misma teoría.

—Bueno, en ese tiempo Thomson no había descubierto el electrón y aún no se sabía nada de la radiactividad.

—¿Y qué?, me faltó visión para comprender a Arrhenius. Fui un soberbio.

—Pues al parecer aún no es del todo comprendido. El comité todavía no decide si le van a dar el premio en Física o en Química.

—Lo sé. Tal vez esa ambigüedad fue la que provocó que me portara tan mal. Por algún tiempo sentí que ésta era una disculpa, pero ya no lo creo así.

—¿Por qué?

—Porque comprendí que mi arrogancia fue peor de lo que pensaba. El trabajo de Arrhenius es tan importante que dio origen a una nueva rama de la ciencia, la Fisicoquímica. ¿Puede esto ser una disculpa?

Y la pregunta se perdió, como tantas otras, en un silencio lleno de incógnitas...

2. Comenten la importancia del trabajo de Arrhenius.
3. Reflexionen sobre la influencia de la naturaleza humana en el reconocimiento del trabajo de los científicos.
4. Imaginen que Teodor Cleve (1840-1905) tiene la oportunidad de escribirle una carta a Arrhenius, después de que éste recibió el Premio Nobel, ¿qué le diría?, redacten una carta breve. Procuren no poner exactamente lo mismo que en el texto original.
5. Lean su carta al frente del grupo e intercambien sus ideas.

## Fuerza de los ácidos y las bases

De acuerdo con el concepto anterior, los ácidos y las bases pueden clasificarse en fuertes y débiles. Son **fuertes** los ácidos y las bases que, al disolverse en agua, la mayoría de sus moléculas están disociadas. Se dice que es fuerte si más de 50% de los protones están disociados. Por ejemplo, el HCl tiene un porcentaje de ionización cercano a 100%.

Son **débiles** aquellos ácidos y bases que al estar disueltos en agua, gran parte de sus moléculas permanecen sin disociar y difícilmente ceden o aceptan un protón. Cuando ocurre la reacción química, siempre es de forma reversible. Algunos ejemplos de ácidos fuertes y débiles son los siguientes (cuadro 4.5):

Cuadro 4.5 Algunos indicadores ácido-base

| Ácidos fuertes                 | Ácidos débiles                          | Bases fuertes | Bases débiles         |
|--------------------------------|---|---------------|-----------------------|
| HCl                            | CH <sub>3</sub> COOH (acético)          | NaOH          | NH <sub>4</sub> OH    |
| H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> | H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub> (bórico) | KOH           | (hidróxido de amonio) |
| HNO <sub>3</sub>               |   |               |                       |

Cabe mencionar que cuanto más fuertes son los ácidos y las bases, conducen mejor la electricidad, por lo que en un experimento de conductividad, como el ilustrado en la figura 4.12 de la página 202, la intensidad de la luz del foco será mayor; por el contrario, con electrolitos débiles es menor la intensidad de la luz del foco.

## Potencial de hidrógeno (pH)

¿Recuerdas que en la lección anterior aprendiste que el nivel de acidez o alcalinidad se puede determinar mediante la medición del pH (figura 4.15)? Pues bien, es momento de que sepas de dónde viene ese concepto.

En el estudio de las reacciones ácido-base en disolución acuosa, la concentración del ión H<sup>+</sup> es muy importante, ya que es un indicador de la acidez o basicidad de la disolución. La expresión de la concentración de estos iones resulta en un número tan pequeño que es muy difícil trabajar con ellos, por lo que en 1909 el químico danés Soren Sørensen propuso utilizar únicamente el número del exponente para expresar la acidez o basicidad, con lo que definió la escala de pH.

De acuerdo con esta escala, por ejemplo, la concentración de H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> en el agua neutra a 25 °C es 1 × 10<sup>-7</sup> mol/l, lo que se convierte en pH 7.

El pH de una disolución se define como el logaritmo negativo de la concentración del ión hidrógeno en mol/l.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

El logaritmo es negativo simplemente para dar al pH un valor positivo. Toma en cuenta que este valor es adimensional.

Al ser el pH sólo la manera de expresar la concentración del ión H<sup>+</sup>, las disoluciones de ácidos y bases a 25 °C se pueden clasificar utilizando sus valores de pH, tomando como base el valor de la constante de equilibrio del agua (14). El pH de cualquier disolución adquiere un valor máximo de 14, siendo los productos ácidos los que presentan menores valores de pH y las bases los que presentan valores de pH más altos.

$$\text{Disoluciones ácidas} \quad [\text{H}^+] > 1 \times 10^{-7} \text{ M}, \text{pH} < 7$$



Figura 4.15 El potenciómetro se emplea para medir el pH de una disolución. El electrodo se sumerge en la muestra y detecta la concentración de iones H<sup>+</sup>.



Disoluciones neutras  $[H^+] = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$ ,  $\text{pH} = 7$

Disoluciones básicas  $[H^+] < 1 \times 10^{-7} \text{ M}$ ,  $\text{pH} > 7$



En el primer bloque de tu curso de *Matemáticas 2* aprendiste cómo se expresa la notación científica. Como recordarás, se hace en base 10. Los logaritmos son la operación inversa a la potenciación, de ahí que al convertir las concentraciones de las disoluciones a pH dan un valor no exponencial, sino decimal. Por otro lado, un cambio en la escala de pH de un grado (de pH 1 a 2, por ejemplo) indica que la segunda disolución es diez veces menos ácida que la primera, por ser una escala logarítmica. Este tipo de escalas también se emplea en la medida de los terremotos.

**¡Un ojo al dato!**

En química, el uso de los corchetes indica la concentración de una disolución, por eso leíste  $[H^+]$ , esto quiere decir "la concentración de iones hidrógeno" y, en este caso, se usa la M que se refiere a una expresión de la concentración llamada molaridad, que es igual a la cantidad de moles de un soluto presentes en una disolución.

**Apliquemos lo aprendido**

Ya aprendiste que los ácidos y las bases son de suma importancia para los seres humanos. En esta lección estudiaste que las reacciones que se llevan a cabo entre estos dos tipos de sustancias son generadoras de nuevos materiales, por lo que resultan de gran utilidad en las diferentes industrias.

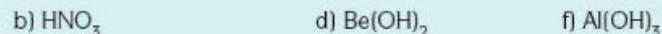
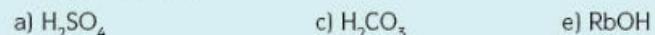
Comprueba cuánto has aprendido haciendo las siguientes actividades.

1. Vuelve a leer la situación de inicio y repasa las respuestas que diste. ¿Cómo le explicas ahora a María que la abuela hizo lo correcto con su cabello?

2. Completa las siguientes reacciones. Anota los nombres de cada sustancia. Investígalos si fuera necesario o consulta el anexo de este libro (reglas de nomenclatura).



3. Representa con ecuaciones las disociaciones electrolíticas de los siguientes ácidos y bases.



4. Pide a tu profesor que evalúe tus resultados de esta actividad y corrige lo que sea necesario.

**Tic y más...**

Complementa tu aprendizaje sobre ácidos y bases, disponible en: <https://didactalia.net/comunidad/materialeducativo/recursos?search=acido> > (Consulta: 23 de enero de 2017).



## ¿Por qué evitar el consumo frecuente de los "alimentos ácidos"?

### 2.1 Toma de decisiones relacionada con: importancia de una dieta correcta

**Lo que sabemos**

Con frecuencia los medios de comunicación nos presentan anuncios publicitarios de diversos productos, entre ellos los antiácidos. En un anuncio promocional de un medicamento de este tipo se muestra una imagen como la de la figura 4.16.



◀ **Figura 4.16** Anuncio de un antiácido.

1. Examina la imagen y contesta.

- ¿Qué supones siente la joven?
- ¿Por qué piensas que se siente así? ¿Qué pudo haber comido?
- ¿Alguna vez te has sentido así? ¿Qué te provocó el malestar? ¿Qué hiciste para sentirte mejor?
- ¿Qué imaginas es un antiácido?

**Conozcamos juntos**

En la primera lección de este bloque aprendiste que muchos de los alimentos naturales que consumimos también contienen sustancias ácidas o básicas, por ejemplo, las frutas cítricas como el limón y la naranja contienen ácido cítrico; la piña y la guayaba, ácido ascórbico.

En la actualidad, a la mayoría de los alimentos industrializados se les agregan ácidos y sales (provenientes de las reacciones entre ácidos y bases), los cuales se

Glosario

**Conservador.** Sustancia que se agrega como aditivo a los alimentos, que tiene la capacidad de inhibir el desarrollo bacteriano.

utilizan como **conservadores** (vinagre, ácido cítrico, ácido benzoico y su sal, el benzoato de sodio; ácido propiónico y su sal, el propionato de sodio, entre otros). En ocasiones les agregan ácido ascórbico o tartárico, también como conservadores o para potenciar el sabor (figura 4.17).



Figura 4.17 Casi todos los alimentos enlatados utilizan algún ácido como conservador.

Ahora bien, pareciera contradictorio, pero hay alimentos de sabor ácido que tienen un efecto alcalino en el organismo, como las frutas cítricas. El limón aporta minerales que deja en el cuerpo y que, después de la digestión, ayudan a eliminar iones de hidrógeno y disminuir la acidez del organismo, por lo que tiene un efecto alcalinizante sobre la sangre y la orina.

a)



b)



Figura 4.18 a) Ejemplos de alimentos acidificantes; b) ejemplos de alimentos alcalinizantes.

Con base en lo anterior, los nutriólogos clasifican los alimentos como ácidos o alcalinos de acuerdo con el efecto que tienen en el organismo después de la digestión, y no conforme a su valor de pH (figura 4.18). Por esta razón, el criterio del sabor para clasificar a los alimentos en ácidos o básicos no es suficiente para caracterizarlos en cuanto a su efecto acidificante o alcalinizante (cuadro 4.6 de la siguiente página). Esto se debe a que muchas de estas sustancias participan en diferentes reacciones en el metabolismo que producen nuevos compuestos.

Cuadro 4.6 Clasificación de alimentos de acuerdo con su efecto acidificante o alcalinizante

|                                 |  |
|---------------------------------|--|
| <b>Alimentos acidificantes</b>  | Carnes de cerdo, res y pescado, mariscos, cereales y leguminosas, pastas, nueces, productos lácteos, espinacas, papas, chocolate, arándanos, ciruelas, jugos procesados de frutas y las grasas, así como refrescos gaseosos    |
| <b>Alimentos alcalinizantes</b> | Frutos secos, aceitunas, hongos, huevo, pechuga de pollo, frutas frescas como los cítricos, frutos rojos, manzana, sandía, piña; la soya, verduras como el apio, brócoli, zanahorias y espárragos; jugos frescos, agua mineral |

La sangre, el jugo gástrico, la bilis y la saliva son fluidos indispensables para el buen funcionamiento del organismo; cualquier desviación considerable en su valor de pH dentro de nuestro cuerpo, puede provocar alteraciones en la salud. Por esta razón, una alimentación balanceada juega un papel primordial para conservar el equilibrio del pH de estos fluidos y, por tanto, en la salud de los seres humanos.

En tu curso de *Ciencias I* aprendiste en qué consiste el proceso de digestión. Veamos ahora cómo se relaciona éste con la acidez y alcalinidad.

La digestión inicia cuando la comida entra por la boca al sistema digestivo. Con ayuda de los dientes, la lengua y la saliva se forma el **bolo alimenticio**. La función de la saliva es suavizar y humedecer el alimento y, con la acción de su enzima amilasa, rompe las moléculas de almidón. La saliva tiene un valor de pH que oscila entre 6.5 y 7.

Cuando el bolo es **deglutido** pasa directamente a la faringe (también conocida como "garganta"). De ahí pasa al esófago, un tubo largo que conecta la boca con el estómago.

El estómago parece una bolsa en forma de letra "J", ahí se almacena el bolo mientras se siguen rompiendo las moléculas grandes. Este órgano tiene tres capas de músculo; cada capa se contrae en diferente dirección, provocando que su contenido gire, se agite y se bata, lo que hace que se mezcle con los jugos gástricos (figura 4.19). Esta acción forma parte de la digestión mecánica y, generalmente, se inicia a la hora habitual de la comida. Cuando tu estómago "ruge" de hambre es porque comienzan las contracciones de sus músculos.



Glosario

**Deglutir.** Tragar los alimentos y, en general, hacer pasar de la boca al estómago cualquier sustancia sólida o líquida.

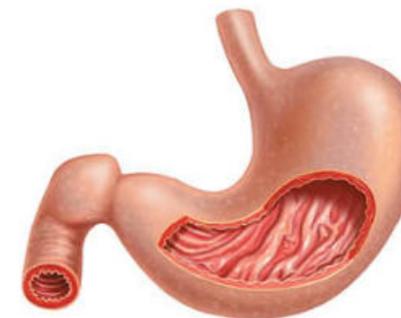


Figura 4.19 Imagen del estómago. Dentro del corte se distinguen las tres capas que lo forman y el revestimiento mucoso.

Los jugos gástricos contienen tres sustancias: moco, pepsina y ácido clorhídrico. La **pepsina** es la enzima que inicia la digestión química de las proteínas. El **ácido clorhídrico** es una sustancia que, además de ayudar a la pepsina a realizar su trabajo (pues esta enzima sólo funciona en un ambiente ácido), mata las bacterias patógenas (que causan enfermedades) y ayuda a descomponer el alimento. Como el medio dentro del estómago es muy ácido (pH entre 1.5 y 3.5), el **moco** protege al revestimiento para que no se dañe.

Después de un rato de estar digiriéndose en el estómago, el alimento queda convertido en un líquido espeso denominado **quimo**, que gradualmente pasa al intestino delgado a través de una válvula llamada píloro.

En todo el proceso antes descrito el nivel de acidez debe mantenerse más o menos constante. Sin embargo, un exceso en el consumo de alimentos ácidos o básicos y sus sales, el estrés, problemas de digestión, entre otras cosas, pueden variar el equilibrio ácido-básico en nuestro organismo, con las consiguientes consecuencias en la salud como la gastritis. La acidez es una señal de que se ha escapado ácido del estómago y ha ascendido por el esófago hacia la boca. Esto provoca la sensación de ardor, conocida como acidez estomacal o coloquialmente agruras.

La **gastritis** es la inflamación de la mucosa gástrica producida por exceso de acidez en el jugo gástrico o por un mal control interno de ésta. Al principio, la gastritis puede durar poco tiempo, en este caso se denomina gastritis **aguda**. En caso de no ser atendida oportunamente, puede volverse **crónica** y durar meses o incluso años. Los principales síntomas son dolor en la parte superior del abdomen, náuseas, vómito e inapetencia.

La gastritis puede causar complicaciones si no es tratada a tiempo, más si los malos hábitos perduran. La acidez permanente en el interior del estómago promueve el desarrollo de la bacteria *Helicobacter pylori*, una de las causantes de la **úlceras péptica** (figura 4.20); a su vez, la úlcera es precursora del cáncer de estómago (figura 4.21).



Figura 4.20 *Helicobacter pylori* es una bacteria que vive en el epitelio del estómago. Resiste altos niveles de acidez.

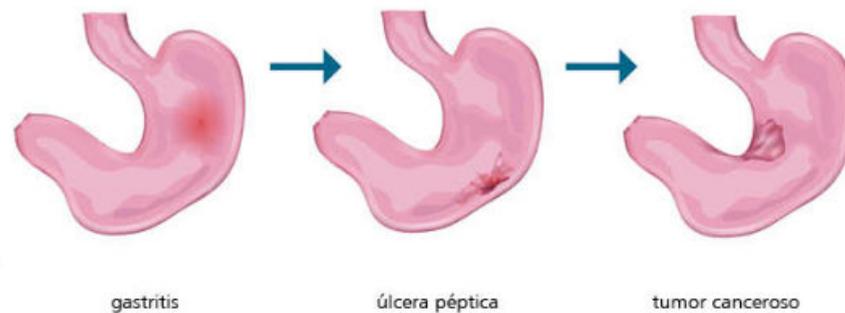


Figura 4.21 Ilustración de cómo avanza un estado de gastritis crónica hasta convertirse en cáncer.

Para evitar estos desórdenes estomacales, lo mejor es adoptar buenos hábitos, entre éstos se encuentran los siguientes:

- Consumir con moderación (o evitar, si ya se tienen síntomas de acidez estomacal) alimentos y bebidas que eleven el nivel de acidez (cuadro 4.6).
- Moderar el consumo de café, té negro, alimentos industrializados, grasas y condimentos irritantes (chile, vinagre, pimienta).

- Mantener una masa corporal saludable, pues el sobrepeso presiona al estómago, forzando los alimentos hacia arriba.
- Usar ropa cómoda, pues la ajustada también presiona el estómago, dirigiendo el ácido hacia arriba.
- Procurar no acostarse inmediatamente después de comer. Para una correcta digestión, mantenerse erguido hasta que se hayan digerido los alimentos, ayudará a prevenir que éstos se devuelvan del estómago.
- Consumir abundante agua simple es de vital importancia; primero, porque mantiene el cuerpo hidratado; segundo, porque al ser el disolvente universal, genera el medio para que se lleven a cabo la mayor parte de las reacciones químicas en el organismo. Ayuda también a reducir el impacto del exceso de consumo de alimentos irritantes (muy ácidos, básicos, entre otros), porque diluye la concentración de los mismos en el organismo.

### Acción y reacción

1. Reúnete con un compañero, investiguen en libros o internet, y contesten las siguientes preguntas.
  - a) ¿Es necesaria la presencia de ácido clorhídrico en el estómago? ¿Por qué?
  - b) ¿Cuál es el origen de la acidez de los refrescos? ¿Qué relación tiene con el bicarbonato de sodio?
  - c) ¿Por qué no es recomendable que las personas que padecen gastritis los beban?
  - d) ¿Por qué el consumo de café, tabaco y bebidas alcohólicas agravan el problema de gastritis?
  - e) ¿Cómo podrían saber el pH de los alimentos que van a comer?
2. Organízate con tu grupo para que lean sus respuestas en voz alta y obtengan conclusiones consensuadas.

### Acción de los antiácidos

Cuando una persona ya padece acidez estomacal, lo mejor es que busque la atención de un médico, quien seguramente le recomendará tomar un antiácido (figura 4.22). Ésta es una manera de disminuir temporalmente la concentración de iones  $H^+$ , pues los antiácidos son sustancias básicas que neutralizan el exceso de ácido clorhídrico en el jugo gástrico. Los antiácidos actúan después de 15 o 20 minutos de haberlos ingerido. Los más comunes se presentan en el cuadro 4.7 de la página siguiente. Examina la reacción de neutralización que se lleva a cabo en cada caso.



Figura 4.22 La mayoría de los antiácidos se presentan como tabletas masticables o como suspensiones.

Cuadro 4.7 Algunos antiácidos comunes

| Compuesto antiácido   | Reacción que se lleva a cabo en el estómago   |
|---|---|
| Leche de magnesia<br>$\text{Mg}(\text{OH})_2$                                 | $\text{Mg}(\text{OH})_{2(s)} + 2\text{HCl}_{(ac)} \longrightarrow \text{MgCl}_{2(ac)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(l)}$                  |
| Hidróxido de aluminio<br>$\text{Al}(\text{OH})_3$                             | $\text{Al}(\text{OH})_{3(s)} + 3\text{HCl}_{(ac)} \longrightarrow \text{AlCl}_{3(ac)} + 6\text{H}_2\text{O}_{(l)}$                  |
| Carbonato de calcio<br>$\text{CaCO}_3$  | $\text{CaCO}_{3(s)} + 2\text{HCl}_{(ac)} \longrightarrow \text{CaCl}_{2(ac)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{CO}_{2(g)}$        |
| Carbonato de hidroxialuminio y sodio<br>$\text{NaAl}(\text{OH})_2\text{CO}_3$ | $\text{NaAl}(\text{OH})_2\text{CO}_3 + 4\text{HCl} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ |
| Bicarbonato de sodio<br>$\text{NaHCO}_3$                                      | $\text{NaHCO}_{3(s)} + \text{HCl}_{(ac)} \longrightarrow \text{NaCl}_{(ac)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{CO}_{2(g)}$          |

Si te fijas bien, los antiácidos poseen distintos cationes:  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ . Algunos laboratorios producen antiácidos con combinaciones de cationes, tal es el caso del gel de aluminio y magnesio, que contiene hidróxido de aluminio e hidróxido de magnesio. La razón para esto es que la presencia conjunta de dos cationes mejora las propiedades del medicamento, pues los iones  $\text{Mg}^{2+}$  son astringentes (es decir, provocan estreñimiento), mientras que los iones  $\text{Al}^{3+}$  son laxantes. Así, los efectos indeseables son compensados.

No todos los antiácidos funcionan de la misma manera. Dado que el antiácido debe mantener el pH durante un tiempo en el interior del estómago, la velocidad de reacción influye en la acción deseada. De acuerdo con esto, los antiácidos se clasifican en dos categorías:

- **No sistémicos.** Incluyen a los hidróxidos de magnesio y de aluminio, y a las sales de calcio. Se caracterizan porque al reaccionar con el ácido clorhídrico, forman una sal que no se absorbe, lo que provoca que su acción sea más lenta y prolongada (sus efectos son menos fuertes y pueden utilizarse por periodos más largos).
- **Sistémicos.** Incluyen preparaciones de bicarbonato de sodio. Cuando reaccionan con el ácido clorhídrico, una parte de la sal se absorbe. Su acción es potente y rápida, pero transitoria.

### Acción y reacción

1. Reflexiona sobre las siguientes cuestiones y responde las preguntas.

- Algunos de los antiácidos mencionados en el cuadro 4.7 provocan que la persona eructe, ¿cuál es la razón?
- En el cuadro 4.7 no se mencionan bases fuertes como  $\text{NaOH}$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$  o  $\text{KOH}$  como antiácidos, ¿por qué?
- ¿Qué ocurrirá con los productos de las reacciones de neutralización que se llevan a cabo dentro del estómago?
- ¿Por qué algunos medicamentos como antiácidos solubles en agua están mezclados con una base?
- Si una persona no padece acidez estomacal, ¿es adecuado que ingiera antiácidos como preventivo?, ¿por qué?

2. Muestra tus respuestas a tu profesor y compártelas con otros compañeros. Hagan una crítica constructiva de ellas y realicen las modificaciones pertinentes.

### Aplicamos lo aprendido

Debido al tipo de vida que la mayoría de las personas llevamos, nuestros hábitos alimentarios se caracterizan por disponer de poco tiempo para comer y el consumo de comida con alta densidad calórica y muy condimentada. Cuando el contenido ácido del estómago excede la cantidad normal, se producen molestias como dolor o inflamación e incluso puede provocar una úlcera de estómago. Para combatir el exceso de ácido, se utilizan diversos fármacos que, en general, se denominan antiácidos.

Aunque para un buen funcionamiento del organismo es muy importante llevar una alimentación balanceada que contenga alimentos de los diferentes grupos en cantidades moderadas y no abusar de ningún grupo de ellos, debemos controlar también el estrés, el uso de sustancias como medicamentos y drogas. Éstos afectan de manera importante el equilibrio ácido-base del organismo y, por lo tanto, la salud.

En esta lección ya identificaste la acidez de algunos alimentos de consumo humano y valoraste la importancia de una dieta balanceada. También identificaste sustancias para neutralizar la acidez estomacal.

1. Ahora, comprueba lo que has aprendido realizando lo que se te pide.

- Explica por qué no es recomendable mascar chicle por tiempos prolongados o con frecuencia.
- Argumenta por qué deglutir la comida sin haberla masticado bien promueve la acidez estomacal.
- Investiga qué son los alimentos alcalinizantes y acidificantes. ¿Por qué se les clasifica así?
- Diseña un experimento para determinar la eficacia de los antiácidos. Como pista vuelve a leer la actividad experimental de la lección anterior.
- Elabora un tríptico ilustrado donde promuevas buenos hábitos para prevenir la acidez estomacal.

### iUn ojo al dato!

El origen de los refrescos gaseosos se remonta a los antiguos griegos, quienes apreciaban las aguas minerales por sus propiedades medicinales y refrescantes. En 1767, Joseph Priestley encontró una manera de carbonatar el agua por medios artificiales, sin imaginar los efectos de su descubrimiento. En su método obtenía el bióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) haciendo reaccionar una sal sódica (generalmente bicarbonato de sodio) con un ácido. Éste y otros factores hacen que los refrescos no sean recomendables por su acidez.



Figura 4.25 La mayoría de los tintes para el cabello contienen óxidos metálicos.



Hacia el proyecto

Seguramente en tu entorno hay evidencias de corrosión de objetos metálicos: autos "picados", lavadoras, calentadores de agua o tanques con partes oxidadas; tal vez embarcaciones corroídas, cadenas de bicicleta que se atorán por lo oxidado y tuberías de cobre con fisuras. La corrosión causa pérdidas económicas y puede llegar a producir accidentes si no se trata a tiempo. ¿Qué se puede hacer para prevenirla? Éste es un gran tema para desarrollar un proyecto, ¿no crees?

Figura 4.26 Esquema del proceso de fotosíntesis en las plantas.



CONTENIDO  
3

## Importancia de las reacciones de óxido-reducción

### 3.1 Características y representaciones de las reacciones redox

### 3.2 Número de oxidación



Figura 4.23 Los blanqueadores a base de cloro reaccionan con las manchas, desapareciendo su color.

Lo que sabemos

Doña Juana y don Pedro están lavando ropa en la azotea de su edificio. Mientras lo hacen, ambos comentan lo difícil que es desmancharla.

—Esta mancha de óxido no se puede quitar de mi camiseta. La ensució cuando arreglaba mi bicicleta, que está toda oxidada. ¿Cómo no se iba a oxidar, si se quedó como tres meses a la intemperie? —se queja don Pedro.

—Pues yo estoy tallando esta mancha de aguacate en mi delantal. ¿Viera qué rico me quedó el guacamole? Por cierto, ¿sabía que si le echa unas gotas de limón al aguacate ya no se pone negro? —mencionó doña Juana.

—Mire usted... ¿y servirá también con el plátano y el mango? Ya ve que también se ponen negros.

—No lo sé... quizá; porque con la manzana, cortada en pedacitos, sí me ha dado resultado.

—Bueno doña Juana, ahí la dejo, voy a echarle agua a la batería de mi auto; en la mañana ya no jaló, y seguro fue por falta de agua.

—Ande usted, don Juan. Yo voy a dejar remojando mi ropa en blanqueador un rato (figura 4.23); mientras, voy a beber mi jugo de arándano, dicen que tiene muchos antioxidantes y que retrasa el envejecimiento, ¿cómo ve?

1. Después de leer el texto anterior, piensa y contesta.

- ¿Cuáles son los cambios químicos que se mencionan en el texto?
- ¿Cómo sabes que son cambios químicos?
- ¿A qué se refiere la gente cuando dice que una fruta "se oxidó"?
- ¿Con cuál elemento químico relacionas la palabra oxidación?
- ¿Por qué supones que los objetos metálicos que están a la intemperie se oxidan?

Cuando se deja un tornillo o clavo a la intemperie, después de un tiempo el metal cambia de color, formándose en su superficie una "película" café-amarillenta. Comúnmente decimos que "se oxidó". Algo similar sucede cuando dejas una manzana mordida o cortada: después de un tiempo la pulpa de la fruta cambia de color, tornándose ligeramente café. También se oxidó (figura 4.24).



Figura 4.24 a) Apariencia de clavos oxidados y b) manzana oxidada.

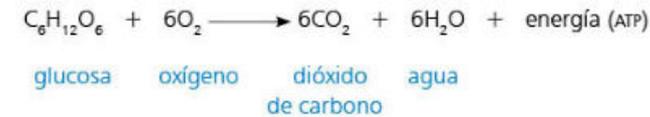
Al proceso opuesto a la oxidación se le conoce como reducción y no tiene que ver con el significado que se le da comúnmente de "disminución", sino con una transferencia de electrones, como lo veremos más adelante.

Las reacciones de oxidación y reducción son parte de nuestra vida diaria. Abarcan los procesos de combustión, la generación de energía eléctrica (pilas electroquímicas), o el proceso inverso, es decir, producir reacciones químicas que no son espontáneas por medio de la electricidad; este proceso es de gran utilidad para la obtención de metales y otras sustancias de gran interés económico.

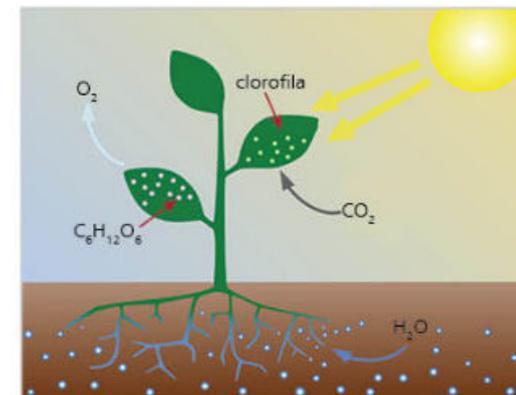
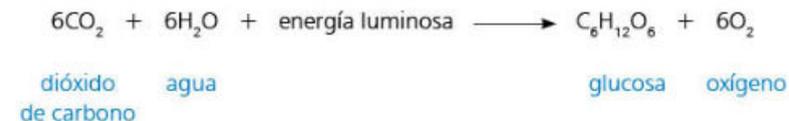
Las reacciones de óxido-reducción tienen lugar en la acción de los blanqueadores de ropa, la producción de fuegos artificiales, la acción de los antisépticos, conservadores y desinfectantes, la tinción del cabello, entre otros (figura 4.25).

En *Ciencias II* aprendiste que la electricidad se debe a un flujo de electrones, el cual se manifiesta como un voltaje; por esta razón, cuando se efectúan reacciones de óxido-reducción para generar electricidad, se utiliza un voltímetro para detectar y medir la diferencia de potencial.

En los procesos bioquímicos de todos los seres vivos, las reacciones de óxido-reducción permiten la obtención de energía útil en la síntesis de compuestos primordiales para el crecimiento y funcionamiento celular. De hecho, la misma respiración es un conjunto de reacciones de óxido-reducción: la vida es considerada, en términos químicos, un equilibrio dinámico entre reacciones de oxidación y de reducción. Observa a continuación la ecuación general de la respiración aerobia; si te fijas, el oxígeno es uno de los reactivos:



Por otra parte, la fotosíntesis que llevan a cabo las plantas, algas y cianobacterias es también un proceso de óxido-reducción (figura 4.26). Gracias a ella, la energía luminosa proveniente del sol es aprovechada por todos los seres vivos. Su ecuación general es la siguiente; observa que es la reacción inversa a la respiración:



Todos los seres vivos necesitan oxígeno para mantener sus funciones vitales, así, la oxidación es fuente de vida, y los antioxidantes (tan de moda últimamente) nos ayudan a detener o retardar los procesos de envejecimiento producidos por el estrés y múltiples factores físicos y químicos. El mismo envejecimiento se considera un proceso de oxidación.



Figura 4.27 Dispositivo usado para medir la concentración de alcohol exhalada (alcoholímetro).

Las reacciones de óxido-reducción también son de utilidad en la prevención de accidentes, pues son el fundamento del funcionamiento de los alcoholímetros (figura 4.27). La reacción se da entre una disolución de dicromato de potasio (que es un oxidante) con el etanol (alcohol etílico), oxidándolo hasta transformarse en ácido acético. El dicromato de potasio es de color amarillo; cuando reacciona con el alcohol, va perdiendo color; cuanto más alcohol hay, la intensidad de color es menor.

### ¿Qué son las reacciones de óxido-reducción?

Antiguamente la palabra oxidación se usaba para referirse a procesos donde una sustancia o compuesto presentaba ganancia de oxígeno a partir de otro compuesto o del mismo aire. Una sustancia que toma oxígeno se oxida, mientras que la que lo pierde, se reduce.

En todos los casos, la transferencia de oxígeno ocurre entre dos sustancias: una que lo gana y otra que lo pierde, lo cual indica que siempre que hay una reacción de oxidación existe una reacción inversa (reducción), no puede existir un proceso sin el otro. Sin embargo, hoy en día se sabe que a las reacciones de óxido-reducción se les denomina simplemente **reacciones redox**. Cabe mencionar que en realidad éstas pueden ocurrir sin que haya oxígeno de por medio. Muchas reacciones de oxidación generan calor e incluso fuego, como es el caso de las combustiones (figura 4.28).

Hablando en términos de partículas elementales, las reacciones redox son aquellas que implican la **transferencia de electrones**, como lo mencionamos al inicio de la lección.

Una semi-reacción de oxidación es aquella en la que existe pérdida o transferencia de electrones, mientras que en la semi-reacción de reducción hay ganancia de electrones. Llamamos semi-reacciones a cada una de estas reacciones, ya que ambas se producen simultáneamente.

En una reacción redox, la sustancia que transfiere los electrones es capaz de reducir a otra sustancia, y se conoce como agente reductor, mientras que el agente oxidante acepta los electrones y oxida a la primera sustancia.

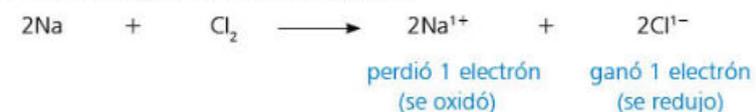
Para recordar más fácilmente, podemos llamar a estas semi-reacciones PEO (Pierde Electrones/se Oxida) y GER (Gana Electrones/se Reduce).

### Número de oxidación

La transferencia de electrones se aplica a la formación de compuestos iónicos; en el caso de compuestos moleculares como el HCl, no hay transferencia como tal de electrones, pero se ha observado que existe una transferencia parcial de electrones del H al Cl.

Para contar los electrones transferidos en las reacciones redox, los químicos han definido lo que se conoce como **número de oxidación** o **estado de oxidación** de un átomo. Éste es un número entero que se asigna a cada elemento dentro de un compuesto, con la idea de comparar su ambiente electrónico con el del mismo elemento en estado libre. Es el número de cargas que tendría un elemento en un compuesto si los electrones fueran transferidos completamente.

El número de oxidación es **positivo** si el átomo pierde electrones, o los comparte con un átomo que tenga tendencia a captarlos, y será **negativo** cuando el átomo gane electrones, o los comparta con un átomo que tenga tendencia a cederlos. Por ejemplo, en la formación del cloruro de sodio (NaCl), este último tiende a ceder su electrón de valencia y el cloro tiende a ganarlo:

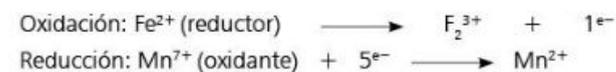


Los números de oxidación comúnmente se deberían escribir en números romanos, pero para facilitar su manejo se utilizan números arábigos y se colocan a un lado de los símbolos de los elementos. Estos números permiten identificar qué elementos se oxidan y cuáles se reducen (figura 4.29).



Figura 4.29 Regla para saber si un átomo se oxida o se reduce. El cero indica que no hay ganancia ni pérdida de electrones.

Ejemplo:



Se han establecido reglas para asignar el número de oxidación de un átomo; éstas se mencionan a continuación:

- El número de oxidación de todos los elementos sin combinar es cero. Por ejemplo, un átomo de  $\text{H}_2$ , de Cu o de  $\text{O}_2$  tienen un número de oxidación 0.
- El número de oxidación de las especies iónicas monoatómicas coincide con la carga del ión, por ejemplo  $\text{Fe}^{3+}$  tiene un número de oxidación de +3.
- El número de oxidación del hidrógeno combinado es +1, excepto en los hidruros metálicos, donde es -1 (por ejemplo:  $\text{AlH}_3$ ,  $\text{LiH}$ ,  $\text{NaH}$ ).



Figura 4.28 En una vela las sustancias que reaccionan son la parafina con el oxígeno del aire.

- El número de oxidación del oxígeno combinado es  $-2$ , excepto en los peróxidos, donde es  $-1$  (por ejemplo:  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ).
- El número de oxidación del flúor es  $-1$  en todos sus compuestos.
- El número de oxidación de los halógenos en los hidrácidos y sus respectivas sales es  $-1$ ; en cambio, el número de oxidación del azufre en su hidrácido ( $\text{H}_2\text{S}$ ) y respectivas sales es  $-2$ . Cuando estos halógenos están combinados con oxígeno tienen números de oxidación positivos.
- El número de oxidación en los elementos metálicos, cuando están combinados es siempre positivo y numéricamente igual a la carga del ión.
- En una molécula neutra su número de oxidación es cero o, lo que es lo mismo, la suma de los números de oxidación de los átomos de una molécula neutra es cero.

Por ejemplo: en la molécula de agua  $\text{H}_2\text{O}$ :

- Número de oxidación del H =  $+1$
- Número de oxidación del O =  $-2$
- De tal forma que:  $(+1 \text{ del H}) + (-2 \text{ del O}) + (+1 \text{ del otro H}) = 0$

Veamos otro ejemplo: en la molécula del ácido sulfúrico  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :

- Número de oxidación del H =  $+1$  (fíjate que hay 2 hidrógenos)
- Número de oxidación del O =  $-2$  (fíjate que hay 4 oxígenos)
- Número de oxidación del S =  $-6$
- De tal forma que:  $2(+1 \text{ del H}) + 4(-2 \text{ del O}) + (+6 \text{ del S}) = 0$

En los bloques anteriores aprendiste que existe una relación entre la ubicación de los elementos en la tabla periódica y su capacidad para ceder o aceptar electrones; pues bien, esto también se relaciona con el número de oxidación. En la figura 4.30 se muestran los números de oxidación de algunos elementos en la tabla periódica.

Figura 4.30 Relación del número de oxidación de los elementos con su ubicación en la tabla periódica.

|          |          |                           |                |                   |                      |                      |                   |                   |             |             |             |             |             |             |                |                   |  |  |    |
|----------|----------|---------------------------|----------------|-------------------|----------------------|----------------------|-------------------|-------------------|-------------|-------------|-------------|-------------|-------------|-------------|----------------|-------------------|--|--|----|
| 1        |          |                           |                |                   |                      |                      |                   |                   |             |             |             |             |             |             |                |                   |  |  | 18 |
| H<br>+1  |          |                           |                |                   |                      |                      |                   |                   |             |             |             |             |             |             |                |                   |  |  | He |
| Li<br>+1 | Be<br>+2 |                           |                |                   |                      |                      |                   |                   |             |             |             |             |             |             |                |                   |  |  | Ne |
| Na<br>+1 | Mg<br>+2 |                           |                |                   |                      |                      |                   |                   |             |             |             |             |             |             |                |                   |  |  | Ar |
| K<br>+1  | Ca<br>+2 | Sc<br>+3                  | Ti<br>+2,+3,+4 | V<br>+2,+3,+4,+5  | Cr<br>+2,+3,+4,+6    | Mn<br>+2,+3,+4,+6,+7 | Fe<br>+2,+3       | Co<br>+2,+3       | Ni<br>+2,+3 | Cu<br>+1,+2 | Zn<br>+2    | Ga<br>+1,+3 | Ge<br>+2,+4 | As<br>±3,+5 | Se<br>±2,+4,+6 | Br<br>±1,+3,+5,+7 |  |  | Kr |
| Rb<br>+1 | Sr<br>+2 | Y<br>+3                   | Zr<br>+3,+4    | Nb<br>+2,+3,+4,+5 | Mo<br>+2,+3,+4,+5,+6 | Tc<br>+4,+5,+6,+7    | Ru<br>+2,+3,+4,+6 | Rh<br>+2,+3       | Pd<br>+2,+4 | Ag<br>+1    | Cd<br>+2    | In<br>+1,+3 | Sn<br>+2,+4 | Sb<br>±3,+5 | Te<br>±2,+4,+6 | I<br>±1,+3,+5,+7  |  |  | Xe |
| Cs<br>+1 | Ba<br>+2 | 57-71<br>Lantánidos<br>+3 | Hf<br>+3,+4    | Ta<br>+3,+4,+5    | W<br>+2,+3,+4,+5,+6  | Re<br>+4,+5,+6,+7    | Os<br>+2,+3,+4,+6 | Ir<br>+2,+3,+4,+6 | Pt<br>+2,+4 | Au<br>+1,+3 | Hg<br>+1,+2 | Tl<br>+1,+3 | Pb<br>+2,+4 | Bi<br>±3,+5 | Po<br>±2,+4,+6 | At<br>±1,+5       |  |  | Rn |
| Fr<br>+1 | Ra<br>+2 | 89-103<br>Actínidos<br>+3 | Rf<br>+3,+4    | Db                | Sg                   | Bh                   | Hs                | Mt                | Ds          | Rg          | Cn          | Nh          | Fl          | Mc          | Lv             | Ts                |  |  | Og |

Observa en la tabla anterior que los elementos metálicos sólo tienen números de oxidación positivos, mientras que los no metales pueden ser positivos o negativos.

En sus compuestos, los elementos del grupo I A (o 1): Li, Na, K, Rb y Cs, siempre tienen números de oxidación  $+1$ . Por otra parte, los elementos del grupo IIA (o 2): Be, Mg, Ca, Sr y Ba, siempre tienen números de oxidación  $+2$ .

Los metales de transición (elementos de los grupos 1B, 3B hasta 8B, o de 3 a 12 en la nomenclatura moderna) tienden a presentar varios números de oxidación. El máximo número de oxidación que puede tener un elemento es el número de su grupo en la tabla periódica.

**Acción y reacción**

1. Asigna los números de oxidación de cada elemento dentro de los siguientes compuestos y corrobora que la carga neta de la molécula sea cero. Trabaja en tu cuaderno.

- a) HCl
- b)  $\text{HNO}_3$
- c)  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
- d)  $\text{I}_2$
- e)  $\text{NH}_4\text{OH}$
- f)  $\text{AlBr}_3$
- g)  $\text{K}_3\text{PO}_4$
- h)  $\text{NaHCO}_3$

2. Muestra tus respuestas a tu profesor y compártelas con otros compañeros, realicen las modificaciones pertinentes.

**Transferencia de electrones en reacciones redox**

Ahora veamos cómo se transfieren los electrones de un átomo a otro (y, por tanto, cambian los números de oxidación) durante las reacciones redox. Para entenderlo, además de tener en mente el principio de conservación de la masa, considera la conservación de la carga, esto es: los electrones cedidos en la oxidación son los mismos que se ganan en la reducción.

1. Analicemos el caso de la reacción del óxido de manganeso con ácido clorhídrico, en la que se produce cloruro de manganeso, cloro molecular y agua.

a) Primero se escribe la ecuación correcta, sin balancear:



b) Luego se asignan los números de oxidación a todos los elementos de la reacción, identificando los que se oxidan y los que se reducen.

Cuadro 4.8 Algunos antiácidos comunes

| Átomo | Estado de oxidación                      |                         | Reacción  |
|-------|--|-------------------------|-----------|
| Mn    | de $\text{MnO}_2$ a $\text{MnCl}_2$      | $+4 \longrightarrow +2$ | Se redujo |
| O     | de $\text{MnO}_2$ a $\text{H}_2\text{O}$ | $-2 \longrightarrow -2$ | No cambió |
| H     | de HCl a $\text{H}_2\text{O}$            | $+1 \longrightarrow +1$ | No cambió |
| Cl    | de HCl a $\text{MnCl}_2$                 | $-1 \longrightarrow -1$ | No cambió |
| Cl    | de HCl a $\text{Cl}_2$                   | $-1 \longrightarrow 0$  | Se oxidó  |

- c) De acuerdo con lo anterior, la transferencia de electrones se da del manganeso al cloro. A continuación se escriben las dos semi-reacciones de óxido-reducción y se calcula el cambio que se ha dado en el número de oxidación en cada elemento involucrado, balanceando cada semi-reacción.



- d) Ahora se procede a balancear la ecuación. Para ello se multiplica la reacción de reducción por el cambio en el número de oxidación y la reacción de oxidación menos el cambio en el número de reducción. Si ambos números son divisibles entre un entero, primero se hace una simplificación. Con esta operación se logra que el cambio en el número de oxidación sea el mismo para los átomos que se reducen y los que se oxidan.

En este caso +2 y -2 son divisibles entre 2, de tal forma que ambas semi-reacciones se multiplican por 1, por lo que en este ejemplo las dos semi-reacciones quedan iguales.



De tal forma que el cambio en el número de oxidación es +1 y en el de reducción, -1.

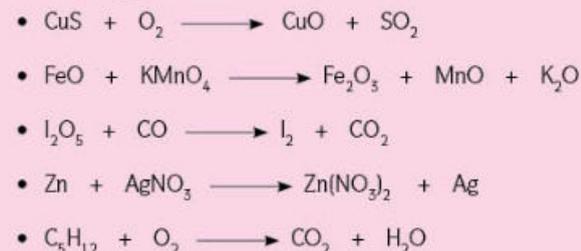
Observa que en esta reacción en particular, el HCl genera dos productos, por lo que no todo el Cl se oxida.

Al final, la ecuación puede ajustarse de la siguiente manera:



### Acción y reacción

1. Analiza las siguientes reacciones de óxido-reducción.



- a) Determina en cada reacción cuál elemento se redujo y cuál se oxidó.
- b) Indica cuál es el agente oxidante y cuál el reductor.
- c) Identifica de dónde a dónde se da la transferencia de electrones.

2. Solicita a tu profesor que revise los resultados de tu actividad y te ayude a corregir lo que sea necesario.

### Experimenten

#### Materiales

- ▶ 2 tubos de ensayo o frascos pequeños
- ▶ 2 goteros
- ▶ 3 cajas de Petri o platitos hondos
- ▶ 2 servilletas gruesas o toallas de papel absorbente
- ▶ Reloj o cronómetro
- ▶ Pila de 9 V
- ▶ 2 cables de cobre con caimanes

#### Sustancias

- ▶ Agua potable
- ▶ 2 clavos (Fe)
- ▶ 3 virutas de hierro (Fe) (las consiguen en las herrerías)
- ▶ 1 clip (Al)
- ▶ 10 g de cloruro de sodio (NaCl)
- ▶ Colorante vegetal rojo (para alimentos)
- ▶ 10 ml de blanqueador a base de hipoclorito de sodio (NaClO)
- ▶ 50 ml de vinagre (contiene ácido acético  $\text{CH}_3\text{COOH}$ )
- ▶ Indicador de fenolftaleína (la encuentran en la farmacia, como laxante homeopático. Machaquen una tableta y disuélvanla en alcohol)

#### Por seguridad

Protéjanse todo el tiempo con su bata y gafas de seguridad.

#### Propósito

Observar varias reacciones redox.

#### Procedimiento

##### Experimento 1

1. Coloquen un clavo en un tubo de ensayo o en un frasco pequeño. Agreguen agua potable y unas gotas de fenolftaleína.

2. Pongan un segundo clavo en otro tubo o frasco, agreguen agua y una cucharada de cloruro de sodio.
3. Dejen reposar los tubos un día y observen lo que pasa.

#### Analicen sus resultados

1. ¿Qué ocurrió en el tubo sin NaCl?
2. ¿Qué ocurrió en el tubo con NaCl?
3. ¿Qué productos se obtienen?
4. ¿Cuál es la función de la fenolftaleína?
5. Escriban la ecuación de la reacción, indicando cuál elemento se oxidó y cuál se redujo.

##### Experimento 2

1. Pongan un trozo de viruta de hierro en una caja de Petri o en un platito hondo.
2. Sumerjan en agua un segundo trozo de viruta de hierro, escúrranlo y colóquenlo en otra caja de Petri.

3. Sumerjan en vinagre un tercer trozo de viruta de hierro, escúrranlo y pónganlo en otra caja de Petri.
4. Dejen reposando al aire las tres virutas de hierro durante un día. Al cabo de este tiempo, observen y anoten los resultados.

#### Analicen sus resultados

1. ¿Qué cambios observaron en la viruta de hierro seca?
2. ¿Qué cambios ocurrieron en la viruta de hierro con agua?
3. ¿Qué cambios hubo en la viruta de hierro con vinagre?
4. ¿Qué productos se obtienen en las reacciones que se verificaron?

- Se dice que las sales y los ácidos pueden ser un factor que aumente la velocidad de la corrosión. ¿Cómo apoya su experimento esta aseveración?
- Escriban la ecuación de la reacción, indicando cuál elemento se oxidó y cuál se redujo.

## Experimento 3

- Doblen una servilleta o toalla de papel en cuatro partes.
- Coloquen un clip sobre la servilleta doblada y humedezcan con vinagre. A continuación agreguen una gota de blanqueador a base de hipoclorito de sodio.
- Dejen pasar 30 minutos, haciendo observaciones en intervalos de 10 minutos.

## Analicen sus resultados

- ¿Qué cambios experimenta la toalla de papel?
- ¿Qué cambios presenta el clip con el paso del tiempo?
- ¿Cuáles son los agentes oxidantes?
- Escriban la ecuación de la reacción, indicando cuál elemento se oxidó y cuál se redujo.

## Experimento 4

- Pongan media cucharada de cloruro de sodio sobre una servilleta doblada en cuatro partes iguales.
- Humedezcan la zona donde está el cloruro de sodio con unas gotas de agua. Después, añadan una gota de fenolftaleína.
- Conecten los cables de cobre a las terminales de la pila de 9 V y con los extremos libres toquen la parte humedecida de la batería. Observen qué sucede.

## Analicen sus resultados

- ¿Qué ocurre en la servilleta al agregar la fenolftaleína?
- ¿Qué pasa cuando se conectan los cables a la batería?
- ¿Hubo algún desprendimiento de gas en forma de burbujas? En caso afirmativo, ¿de qué son?
- ¿Cómo explican los cambios que se presentaron?
- ¿Por qué se trata de un proceso de electrólisis?
- ¿Por qué no es una reacción espontánea?
- Escriban la ecuación de la reacción, indicando cuál elemento se oxidó y cuál se redujo.

## Experimento 5

- Pongan agua de la llave en un vaso, matraz o frasco, hasta la mitad de su capacidad.
- Agreguen dos gotas de colorante rojo al agua y agiten hasta obtener una mezcla homogénea.
- Añadan unas gotas de blanqueador a base de hipoclorito de sodio al agua coloreada, hasta que el color rojo desaparezca.
- Vuelvan a agregar una gota del colorante al líquido incoloro del vaso. Observen lo que pasa.

## Analicen sus resultados

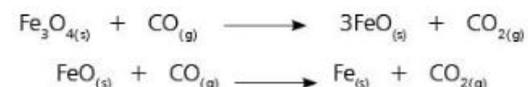
- ¿Cuáles son los productos de la reacción que se lleva a cabo?
- ¿Qué gas se desprende en esta reacción?

- ¿Cómo suponen que actúa la disolución de hipoclorito de sodio (blanqueador) sobre las manchas de la ropa?
- Escriban la ecuación de la reacción, indicando cuál elemento se oxidó y cuál se redujo.
- ¿Por qué en algunos lugares se usa el blanqueador para prevenir el cólera?
- ¿Para qué se añade blanqueador en las albercas?

## Reacciones de óxido-reducción en la industria

Las aplicaciones prácticas de las reacciones redox tienen que ver mucho con su espontaneidad. En las reacciones espontáneas se puede generar energía eléctrica a partir de la energía liberada en la reacción química; tal es el caso de las pilas voltaicas. Por otra parte, con las reacciones no espontáneas es posible generar sustancias químicas a partir de la energía eléctrica suministrada para producir la reacción, como ejemplo se tiene a la electrólisis. En la industria electrónica, las reacciones redox son muy importantes ya que constituyen el principal funcionamiento de las pilas eléctricas y baterías de coches.

Las reacciones redox son la base de la obtención de metales, aleaciones y amalgamas, a partir de óxidos, sulfuros y carbonatos, dentro de la industria metalúrgica y siderúrgica. Para obtenerlos se debe suministrar energía eléctrica, ya que estas reacciones no son espontáneas. La producción del hierro es un claro ejemplo de obtención de un metal por reducción. En este caso se utiliza monóxido de carbono.



En la industria alimentaria, para evitar la oxidación y reducción de los compuestos presentes en los alimentos, se emplean sustancias llamadas antioxidantes (un tipo de conservador). La función de estas sustancias es preservar la calidad de los alimentos y alargar su vida útil.

La combustión es una reacción química de óxido-reducción en la que generalmente se desprende una gran cantidad de energía en forma de calor y luz, manifestándose visualmente como fuego. En toda combustión existe un elemento que arde (combustible) y otro que produce la combustión (**comburente**), por lo regular es oxígeno en forma de  $\text{O}_2$  gaseoso. Los explosivos tienen oxígeno ligado químicamente, por lo que no necesitan el oxígeno del aire para realizar la combustión (figura 4.31).

Por ejemplo, la reacción de combustión del metano es la siguiente:



Otra aplicación muy útil de las reacciones redox son las pilas y baterías. Éstas son en realidad celdas electroquímicas, esto es, dispositivos para generar cierta cantidad de electricidad mediante reacciones espontáneas de óxido-reducción de metales como el Zn, Cu, amalgamas de mercurio, entre otros.

En una celda electroquímica, el ánodo es el electrodo en el que se lleva a cabo la oxidación y en el cátodo ocurre la reducción (figura 4.32, siguiente página); para completar el circuito eléctrico se utiliza un puente salino con una disolución de electrolitos neutros como cloruro de potasio (KCl) o nitrato de amonio ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ).

## Hacia el proyecto

Uno de los beneficios que nos brindan las reacciones de óxido-reducción es la obtención de energía. Durante muchos años las personas han hecho uso de la quema de combustibles fósiles, con los consecuentes daños ambientales. ¿De qué otra manera se puede generar energía aprovechando las reacciones redox? Esta pregunta es una buena idea detonadora para tu proyecto de bloque.

## Glosario

**Comburente.** Sustancia que logra la combustión o la acelera.

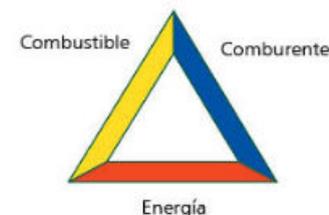


Figura 4.31 El triángulo del fuego es un esquema que representa los factores necesarios para que se presente una combustión.

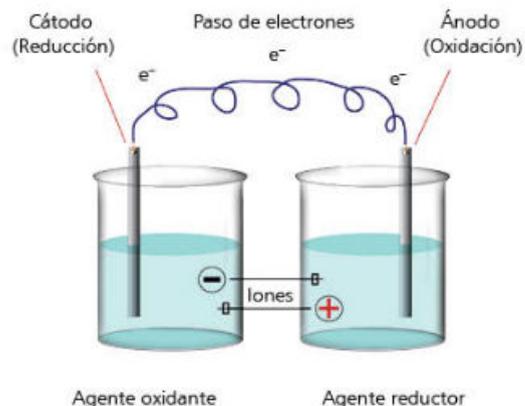


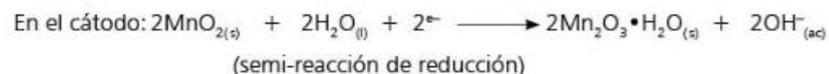
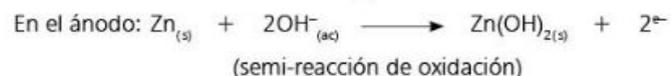
Figura 4.32 Esquema de una celda electroquímica.



Figura 4.33 Una pila recargable sustituye a 300 desechables. Es mejor elegir las de Ni-MH (niquel-hidrato de metal).

Las pilas comunes son primarias, esto significa que se gastan y ya no se pueden volver a cargar, por lo cual hay que desecharlas. Están constituidas por dos sustancias que se encuentran separadas. Al ponerlas en contacto mediante un conductor eléctrico se produce el paso de electrones, con la consiguiente generación de una corriente eléctrica. Mientras las dos sustancias están aisladas eléctricamente no hay corriente y la energía eléctrica permanece almacenada. Además, las pilas tienen elementos metálicos que forman parte de un circuito. Éstos pueden ser de litio o mercurio, que permiten almacenar una gran energía, pero son altamente contaminantes y dañinos al ambiente. Por esta razón, hay que saber cómo desecharlas, o bien, emplear baterías recargables (figura 4.33).

En las pilas secas alcalinas el electrolito es hidróxido de potasio (KOH), la superficie interior del recipiente es de una amalgama de zinc (Zn) (ánodo), y el cátodo es de dióxido de manganeso ( $MnO_2$ ). Las dos semi-reacciones que se llevan a cabo en cada uno de los electrodos son las siguientes:



Las baterías de auto son secundarias; esto quiere decir que se pueden recargar varias veces. Están formadas por dos electrodos: uno de plomo y otro de dióxido de plomo, sumergidos en una disolución de ácido sulfúrico (figura 4.34).



Figura 4.34 Las baterías de auto se recargan continuamente mientras el vehículo se mantiene encendido.



### ¡Un ojo al dato!

Las luciérnagas producen luz con la finalidad de atraer a una posible pareja para aparearse. En su abdomen tienen un órgano que produce una sustancia llamada luciferina que, al combinarse con el oxígeno, origina una reacción de tipo redox, emitiendo energía luminosa (figura 4.35).

La combinación química directa de la luciferina con el oxígeno es muy lenta y produce poca luz. Así, la luciérnaga produce además una enzima denominada luciferasa, que cataliza la reacción.



Figura 4.35 Luz que producen las luciérnagas.

### Apliquemos lo aprendido

En muchas situaciones de la vida cotidiana, en los procesos industriales y en los laboratorios de investigación, continuamente se llevan a cabo un tipo de reacciones que tienen en común la transferencia de electrones de unos átomos a otros. A éstas se les conoce como reacciones de oxidación y reducción, o simplemente redox.

La posibilidad de contar con pilas, baterías, metales, cosméticos, alimentos procesados, polímeros, pinturas y tintes, papel, limpiadores, medicamentos, entre otros, se debe a la manipulación de las reacciones redox. Los mismos procesos vitales de todos los organismos se deben a sucesivas reacciones de óxido-reducción.

Finalmente te invitamos a que demuestres cuánto has aprendido, llevando a cabo las siguientes actividades.

- Contesta estas preguntas.
  - ¿Qué tienen en común la oxidación de una reja metálica y la combustión del butano?
  - ¿Por qué son importantes las reacciones de oxidación?
  - ¿Por qué se denominan reacciones de oxidación?
  - El hidrógeno también puede arder en el aire formándose agua ( $H_2O$ ), ¿es ésta una reacción redox? ¿Por qué?
  - ¿Por qué se dice que la fotosíntesis y la respiración son procesos inversos?
- Identifica algunas reacciones químicas como redox que ocurran a tu alrededor. Descríbelas.
- Haz una lista de materiales de uso común en tu casa que contengan sustancias que sean buenos oxidantes o reductores.
- Investiga cómo funciona una batería de automóvil.
- Busca las reacciones que se presentan en el apartado "Reacciones de óxido-reducción en la industria" y escríbelas en tu cuaderno.
  - Determina para cada una de las reacciones los números de oxidación de los átomos participantes, e identifica cuál se oxidó y cuál se redujo.

### Heteroevaluación

Demuéstrale a tu profesor tus competencias.

- Escribe una lista con alimentos de tu preferencia, pero que contribuyan a mantener el equilibrio ácido-base de tu organismo.
- Elabora un cuadro donde expreses la importancia económica de las reacciones de óxido-reducción en México.

Escribe un ensayo con tus respuestas y discútelas con tu profesor para que las enriquezca.

## ¿Cómo evitar la corrosión?

Este bloque ha llegado a su fin, y con él, el inicio de su proyecto. En esta ocasión aprendieron sobre los ácidos y las bases: sus características, usos y reacciones. Asimismo, se familiarizaron con las reacciones de óxido-reducción y se percataron de que nuestra propia vida depende de ellas (respiración y fotosíntesis). Además de que son fundamentales en muchas ramas de la industria.

Lean la siguiente propuesta, misma que está relacionada con un proceso común que ocurre en los objetos metálicos, pero que causa importantes pérdidas económicas.

### FASE I Inicio

1. Lean la siguiente información, será punto de partida para que planteen preguntas que delimiten el tema de su proyecto.

Seguramente has visto casas viejas que tienen rejas metálicas, puertas o protecciones sumamente maltratadas, rotas y oxidadas. Se dice que están corroídas (figura 4.36). La **corrosión** es un proceso de deterioro que afecta de manera importante la economía, desde la familiar hasta la de las empresas y de las naciones, pues provoca serios daños o pérdidas. En varios países se ha comprobado que los daños causados por la corrosión representan de 1.5 - 3.5% del producto interno bruto.



Figura 4.36 Ventana de hierro completamente destruida por la corrosión.

La corrosión es un desgaste gradual de un metal en su medio ambiente, causado por reacciones químicas que involucran flujo de electrones, es decir, de óxido-reducción. El desgaste puede ser parcial o total, ocasionando ablandamiento, desgaste y ruptura del metal.

En otras palabras, podemos decir que la corrosión es un proceso natural que experimentan los metales al contacto con el aire o agua, para pasar a un estado más estable: un óxido. Pocos metales son la excepción de esto, como el oro, la plata y el platino, que no se oxidan o se oxidan muy poco.

#### Sugerencia adicional para el proyecto

¿Cuál es el impacto de los combustibles y posibles alternativas de solución?

La corrosión puede expresarse parcialmente por la ionización de un metal, en el cual un átomo metálico pierde electrones, convirtiéndose en un catión:



donde **M** es un metal de valencia **n**, **M<sup>n+</sup>** es el catión, y **e** es el número de electrones cedidos.

Por ejemplo, en el caso de una tuerca de hierro, la reacción parcial es así:



Hay varias formas de clasificar la corrosión; una de ellas es en dos categorías, que surgen a partir de la naturaleza del agente corrosivo:

- a) Corrosión química o seca. Se da cuando las reacciones redox se producen sin intervención de corriente eléctrica. Por ejemplo, la corrosión por oxígeno, la cual ocurre generalmente en superficies expuestas al oxígeno diatómico del aire o disuelto en agua; ésta se ve favorecida por altas temperaturas (figura 4.37).



Figura 4.37 Ejemplo de corrosión seca.

- b) Corrosión electroquímica o húmeda. Ocurre cuando los metales reaccionan con un medio electrolítico; junto a una corriente eléctrica. En este caso tenemos la mayoría de los procesos de corrosión por agua de mar y soluciones de sales ácidas (figura 4.38).



Figura 4.38 Ejemplo de corrosión húmeda.

Dentro de esta misma categoría se incluye la ocasionada por algunos microorganismos que corroen las superficies metálicas sumergidas en el agua. Por ejemplo, ciertas especies hidrógeno-dependientes, utilizan el hidrógeno disuelto en el agua en sus procesos metabólicos, provocando una diferencia de potencial en el medio. Esto se ha observado principalmente en tuberías que se usan en procesos de alimentos.

Aunque el fenómeno de corrosión siempre ha existido, en las últimas décadas se ha acentuado más, por lo que se le está prestando más atención. Con el avance en la tecnología, el desarrollo industrial y el uso de combustibles con altos contenidos de azufre, se ha ocasionado un cambio importante en la atmósfera, tornándola cada vez más corrosiva.

Los efectos de la corrosión en nuestra vida diaria se pueden clasificar en directos e indirectos. Los **directos** son aquellos que afectan la vida útil de nuestros bienes y servicios, los que ocasionan costos de reparación, sustitución y prevención (figura 4.39). Los efectos **indirectos** son aquellos que se derivan de las fallas debidas a la corrosión que, finalmente repercuten en paros, retrasos en la producción, pérdidas de calidad, y hasta en accidentes; así, la corrosión tiene impacto sobre los costos de los bienes o servicios por parte de los productores, principalmente.



Figura 4.39 Entre otros objetos: a) la corrosión afecta la maquinaria y los dispositivos, los hace disfuncionales; b) a contenedores de metal, que los convierte en un peligro potencial, y c) a materiales de construcción que se tornan inservibles.

En los hogares, el fenómeno se observa directamente en el automóvil (picaduras en la carrocería, tuberías, etc.), en las ventanas y protecciones de las casas, en la formación de óxido en las tuberías del agua, en picaduras en lavadoras, tanques de gas, entre otros. Algo similar ocurre en toda la infraestructura de uso público como puentes y edificios.

En la industria, además de los efectos indirectos que ya se explicaron, puede haber contaminación de los productos, pérdida de eficiencia y depreciación rápida de los equipos, lo cual al final tiene un impacto económico muy alto tanto para los industriales como para los consumidores, quienes a menudo tenemos que asumir esos costos extra.

La corrosión también tiene un efecto nocivo sobre el ambiente. Por ejemplo, cuando los ductos que transportan petróleo crudo hacia las refineras se rompen porque están corroídas, se producen derrames que causan severos daños a los ecosistemas marinos. Por las razones antes expuestas, la prevención y el control de la corrosión es de gran importancia en todos los ámbitos de la vida.

### ¿Cómo se puede prevenir o controlar la corrosión?

El control de la corrosión comienza con una cuidadosa planeación de los diseños, estructuras y materiales a emplear, la cual debe tomar en cuenta el medio con el cual estará en contacto el metal y el uso que se le dará a dicha estructura.

La primera idea es escoger materiales con alta resistencia a la corrosión en el ambiente en el que van a permanecer. Se pueden utilizar aceros inoxidables, aluminios, cerámicas, polímeros (plásticos), entre otros. Para esto es esencial considerar las propiedades y restricciones de cada material para ciertos usos, por ejemplo, su resistencia al calor, la presión y la temperatura. Es importante saber que no existen materiales absolutamente inoxidables; hasta el aluminio y lo que conocemos como acero inoxidable pueden llegar a corroerse.

Otro punto a considerar es el tiempo en que habrá que reemplazar las piezas metálicas (mantenimiento preventivo) para evitar daños por la corrosión. También es necesario saber cómo es el ambiente con el que tendrá contacto el metal, para controlar en la medida de lo posible las condiciones de humedad, temperatura, acidez que aceleran los procesos de corrosión. Tres formas de prevenir la corrosión son las siguientes:

- a) Mediante el uso de aleaciones de los metales. Éstas los convierte en formas químicamente más estables y resistentes a la corrosión. En términos generales, éste es el método más efectivo y caro, por ejemplo, la aleación de hierro con cromo o níquel y cromo con el acero inoxidable (figura 4.40).



Figura 4.40 Las coladeras de lavabos y fregaderos son de acero inoxidable.

- b) Al impregnar los metales con materiales que reaccionan con las sustancias corrosivas más fácil y rápidamente que el propio metal (figura 4.41). Un ejemplo es el hierro galvanizado, que está cubierto con zinc. En presencia de disoluciones corrosivas se establece un potencial eléctrico entre el hierro y el zinc, que lo disuelve creando una cubierta protectora en el hierro.



Figura 4.41 Mosquetón de aluminio anodizado.

- c) Utilizando recubrimientos de materiales impermeables, que impiden o reducen el contacto con el metal. Éste es el método menos caro y de mayor uso, los recubrimientos pueden ser esmaltes horneados, pinturas con óxidos de plomo ( $Pb_3O_4$ , o  $2PbO \cdot PbO_2$ ; figura 4.42). Los inhibidores de corrosión, son productos que actúan formando películas homogéneas sobre la superficie metálica (molibdatos, fosfatos o etanolaminas), o bien cediendo sus electrones al medio.



Figura 4.42 El recubrimiento de objetos metálicos con pinturas anticorrosivas es una opción económica para proteger los bienes.

### FASE 2 Planeación

- Después de haber leído la información anterior, planteen varias preguntas relacionadas con el tema de la corrosión. Hagan una lista con ellas, para que después puedan votar entre todos y elegir una para el proyecto que llevarán a cabo.

Algunas sugerencias de preguntas son las siguientes:

- ¿Cómo afecta la corrosión en mi casa y escuela?
- ¿Cómo afecta la corrosión en otros lugares de mi localidad?
- ¿Cuáles son los metales que más se corroen y cuáles los que menos?
- ¿Cómo se puede simular el proceso de corrosión en el laboratorio?

- ¿Cómo se puede prevenir la corrosión en mi localidad?
- ¿Por qué la corrosión es mayor en las localidades aledañas a las zonas costeras?
- ¿De qué manera se relaciona la lluvia ácida con el proceso de corrosión?
- ¿Qué se puede hacer con los productos de la corrosión? ¿De qué sustancias se trata?
- ¿Cómo afecta la corrosión a las obras de arte y a las arquitectónicas? ¿Qué se hace para restaurarlas?
- ¿En qué casos la corrosión puede ser benéfica?

- ¿Cuáles son las aleaciones resistentes a la corrosión que se han creado? ¿De qué están hechas? ¿Para qué se utilizan?
  - ¿Con qué metales se elaboran prótesis para sustituir órganos humanos? ¿Cuáles son sus propiedades?
  - ¿Qué actitudes y hábitos son necesarios modificar o inculcar en la población, para disminuir las pérdidas económicas generadas por la corrosión?
- Comiencen la búsqueda de información. Usen los buscadores de internet, la Biblioteca Escolar, las enciclopedias y las publicaciones periódicas (diarios y revistas). Consideren la posibilidad de entrevistar a algunos especialistas, como ingenieros metalúrgicos, civiles o automotrices, arquitectos, herreros, constructores, entre otros. Pueden grabar las entrevistas y mostrarlas al público al que difundan su proyecto.
  - Organicen la información en la bitácora de proyecto, en fichas de trabajo o en archivos de algún procesador de textos. Esta investigación les ayudará a delimitar el problema por resolver en el proyecto.
  - Una vez que hayan elegido una o varias preguntas para su proyecto, elaboren un planificador en una cartulina. Si cuentan con una computadora la pueden emplear. Incluyan en él los aspectos que ya conocen (consúltenlos en el proyecto del bloque anterior).

### FASE 3 Desarrollo

El tema de este proyecto brinda posibilidades para hacerlo de tipo tecnológico, científico o ciudadano.

Independientemente de lo que hayan decidido, sigan con rigurosidad las medidas de precaución, soliciten la supervisión de un adulto (profesor, laboratorista, padres), pidan permiso para utilizar

un lugar adecuado (el laboratorio escolar o la cocina) y, en el caso de que hagan visitas a especialistas, fábricas o instituciones, tramiten debidamente las autorizaciones necesarias.

A continuación se muestra, como ejemplo y referente, la actividad que llevó a cabo el equipo de María, que vive en Salina Cruz, Oaxaca.

#### Paso 1

Los integrantes determinaron con claridad el propósito del proyecto: observar el proceso de corrosión y evaluar el efecto de algunos métodos de prevención de la misma. Esto les permitió comparar lo que le sucede a estructuras metálicas en lugares cercanos al mar y a las embarcaciones que flotan en él.

#### Paso 2

El equipo investigó los factores y las condiciones que ocasionan la corrosión en zonas costeras, específicamente sobre: los agentes corrosivos, los lugares donde se genera, los objetos más dañados, el material que tiende a corroerse y las formas de prevención o de aminorar el problema.

#### Paso 3

Para ello, organizaron un experimento para el cual consiguieron los materiales y sustancias enlistados a continuación.

#### Paso 4

El equipo decidió experimentar en el laboratorio de la escuela. Para ello hablaron con su profesor y el laboratorista, quien los asesoró en todo momento.

#### Materiales

- ✓ 10 tornillos comunes
- ✓ 2 tornillos galvanizados
- ✓ 2 alambres de pan de caja a los que se les ha retirado la cubierta plástica
- ✓ Papel aluminio
- ✓ 2 monedas u objetos pequeños de cobre
- ✓ 2 objetos pequeños de plata
- ✓ 30 recipientes de plástico (platos hondos)
- ✓ Etiquetas

#### Sustancias

- ✓ Disolución salina al 3.5% (300 ml), para hacerla, disolvieron 10.5 g de sal en 300 ml de agua potable
- ✓ Esmalte de uñas
- ✓ Pintura anticorrosiva
- ✓ Esmalte o pintura de agua
- ✓ 20 ml de aceite para auto o grasa para auto
- ✓ 300 ml de vinagre

FASE 5 Evaluación

- Antes de iniciar, se pusieron sus batas, gafas y guantes; y se recogieron el cabello. Luego cubrieron la mesa de trabajo con un plástico grueso.
- Barnizaron cuidadosamente dos de los tornillos comunes con el esmalte de uñas, permitiendo que éste se seque perfectamente.
- Recubrieron otros dos con pintura anticorrosiva, dos más con pintura a base de agua, y otros dos con aceite o grasa para auto.
- Colocaron ocho platos sobre la mesa y les asignaron un número. Pusieron en cada plato uno de los siguientes objetos:

| Recipiente | Objeto                                      |
|------------|---|
| 1          | tornillo común                              |
| 2          | tornillo recubierto con esmalte de uñas     |
| 3          | tornillo con pintura de agua                |
| 4          | tornillo cubierto con pintura anticorrosiva |
| 5          | tornillo cubierto con aceite o grasa        |
| 6          | tornillo galvanizado                        |
| 7          | pedazo de papel aluminio                    |
| 8          | objeto de plata                             |
| 9          | moneda de cobre                             |
| 10         | alambre                                     |

Posteriormente agregaron en cada recipiente 30 ml de disolución salina.

Dejaron los recipientes a la intemperie durante una semana. Los protegieron de la lluvia y del sol directo. Observaron diariamente y registraron, en una tabla, los cambios en el metal. También tomaron fotografías de cada objeto.

Simultáneamente repitieron el procedimiento anterior (en otros 10 platos con los objetos de la tabla), pero sustituyeron la disolución salina por agua corriente en una serie, y por vinagre en la otra. Así, completaron tres series de 10 platos con diferentes objetos.

Al finalizar, desecharon los residuos sólidos en el contenedor de basura inorgánica, y los líquidos en la tarja. Los platos fueron lavados perfectamente.

FASE 4 Comunicación

Una vez que hayan terminado las actividades que planearon, lo que sigue es comunicar sus resultados. Ya conocen la importancia de esta fase que permite mostrar lo que hicieron en el proyecto y los productos que obtuvieron.

Además de la exposición oral, consideren hacer una campaña entre los habitantes de la localidad. Si elaboraron un video, otra opción es difundirla en redes sociales.

En cualquiera de los casos, acompañen su comunicación con un informe escrito, que entregarán a su profesor.

El equipo de María incluyó en su reporte lo siguiente:

- Descripción de lo que ocurrió en las muestras, con registro fotográfico.

- Tabla comparativa que mostraba los resultados de cada tratamiento (muestras en agua corriente, en disolución salina y en vinagre).
- Análisis de cuál metal presentó más corrosión, y el que presentó menos.
- Análisis de cuál fue el medio más corrosivo y el porqué.
- Análisis de la eficacia de los métodos anticorrosivos que probaron.
- Reacciones de óxido-reducción que se llevaron a cabo en cada caso (con el cobre, hierro, aluminio).
- Recomendaciones generales para proteger las superficies metálicas de su localidad.

Esta última fase es una oportunidad para aprender de los demás compañeros y demostrar las habilidades adquiridas durante las actividades realizadas.

- Contesten las siguientes preguntas, primero de manera individual y luego en equipo, para que se percaten de los logros alcanzados en este proyecto:

| Preguntas para evaluar nuestro proyecto   |
|---|
| ¿Qué situación problemática referente a la oxidación de los materiales resolvimos?  |
| ¿Qué alternativas planteamos para solucionar el problema?   |
| ¿Cómo relacionamos la sustentabilidad a lo largo del proyecto?  |
| ¿De qué manera sistematizamos la información de nuestra investigación?  |
| ¿Qué recursos, como gráficas, experimentos y modelos, utilizamos?   |
| ¿Qué alternativas de solución propusimos al problema planteado?   |
| ¿A qué conclusiones llegamos sobre la necesidad de conservar en buen estado nuestros bienes y los de la localidad?  |
| ¿De qué manera comunicamos los resultados del proyecto?   |
| ¿Cómo incorporamos el lenguaje químico durante la comunicación de nuestro proyecto?   |
| ¿Cuáles fueron las reacciones de óxido-reducción que escribimos y balanceamos? ¿Cómo detectamos, en cada caso, cuál fue el elemento que se oxidó y cuál el que se redujo? |
| ¿De qué forma evaluamos los procesos y productos de nuestro proyecto?   |
| ¿Cuál es la efectividad y la viabilidad del proceso químico que investigamos?   |
| ¿Cuál fue el costo del proceso químico que abordamos?   |

- Al final, muestren sus respuestas a su profesor y pídanle su opinión al respecto. En ocasiones, él percibirá aspectos que ustedes pasaron por alto y, de esta manera, retroalimentará su trabajo.

Tic y más...

Revisen estos sitios de internet, en los que encontrarán información interesante sobre corrosión:  
 <<http://bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen2/ciencia3/079/htm/masalla2.htm>>  
 <<http://bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen3/ciencia3/121/htm/masalla3.htm>>  
 <<http://hipotesis.uniandes.edu.co/hipotesis/images/stories/ed04pdf/Corrosion.pdf>>  
 <<http://www.fao.org/docrep/003/v5270s/v5270s08.htm>>  
 <<http://icorr.uacam.mx/>>  
 (Consulta: 23 de enero de 2017).



1. Lee el siguiente texto y responde las preguntas.

### La acidez del azúcar

El número de niños y jóvenes mexicanos con sobrepeso y obesidad se ha incrementado significativamente en los últimos años. Estos padecimientos son un serio problema de salud pública. En 1999, la prevalencia de sobrepeso y obesidad en la población escolar fue de 19.5%; y para el año 2006 se presentó un incremento de más de 30%. Actualmente México ocupa el primer lugar mundial en sobrepeso infantil.

Un equipo de investigadores hizo un estudio sobre el tipo de alimentos que se anuncian en televisión durante la transmisión de programas infantiles y de audiencia general en canales de televisión abierta. Los resultados fueron los siguientes:

|                                     | Total % | Infantiles % | Audiencia general % | Carácter ácido-base |
|-------------------------------------|---------|--------------|---------------------|---------------------|
| Bebidas con azúcar, dulces y azúcar | 28.8    | 34.5         | 26.3                | ácido               |
| Cereales con azúcar añadida         | 18.4    | 29.1         | 13.6                | neutro              |
| Cereales sin azúcar añadida         | 9.2     | 10.9         | 8.5                 | neutro              |
| Grasas                              | 7.4     | 4.8          | 8.6                 | ácido               |
| Bebidas sin calorías                | 7.3     | 2.7          | 9.4                 | ácido               |
| Carnes y embutidos                  | 6.8     | 2.1          | 8.8                 | neutro              |
| Alimentos sin calorías              | 5.1     | 5.0          | 5.1                 | neutro              |
| Lácteos con azúcar añadida          | 4.4     | 1.3          | 5.8                 | ácido               |
| Restaurantes de comida rápida       | 4.4     | 4.0          | 4.6                 |                     |
| Restaurantes familiares             | 3.4     | 4.4          | 3.0                 |                     |
| Frituras                            | 1.7     | 0.2          | 2.4                 | ácido               |
| Verduras                            | 1.2     | 1.0          | 1.2                 | neutro              |
| Bebidas alcohólicas                 | 1.0     | 0.0          | 1.4                 | ácido               |
| Lácteos sin azúcar añadida          | 0.9     | 0.0          | 1.3                 | ligeramente ácido   |
| Total (N)                           | (1552)  | (478)        | (1074)              |                     |

Antes de analizar esta información recordemos que el pH se mide en una escala de 0 a 14: 0 es el nivel más ácido, 7 es un estado neutro, y mayor que 7 es alcalino. Un pH sanguíneo por debajo de 7.4 se considera demasiado ácido.

Los alimentos que consumimos producen distintos efectos en los niveles de acidez o alcalinidad sanguínea. Una dieta en la que predominan los azúcares, eleva el nivel de acidez en la sangre. Enfermedades como la diabetes o el cáncer se relacionan con niveles de pH sanguíneos demasiado ácidos. Lo ideal para el correcto funcionamiento de nuestro organismo es un pH sanguíneo ligeramente alcalino.

#### Pregunta 1

Elabora un cuestionario breve que te permita conocer los gustos alimenticios de tus compañeros de clase, aplícalo y compara tus resultados con los de la tabla anterior. ¿Consumen tus compañeros los productos mayormente anunciados en la televisión? Describe las coincidencias.

#### Pregunta 2

¿Los alimentos que consumen mayormente tus compañeros y tú favorecen la acidez en la sangre? En caso afirmativo, explica por qué. ¿Qué alimentos podrían consumir para no favorecer la acidez sanguínea? Puedes apoyarte también en la información de la tabla.

De acuerdo con la Procuraduría Federal del Consumidor (Profeco) dos de los productos favoritos de los niños son los refrescos y el cereal industrializado. Por tanto, es recomendable tomar en cuenta sus características nutricionales antes de consumirlos.

Los cereales son semillas de alto valor nutricional pero, cuando son industrializados, pierden esas características en su proceso de elaboración, que después intentan compensar con la adición de miel, azúcar, sabores artificiales, frutas secas, malvaviscos, vitaminas y minerales, entre otros ingredientes.

En los refrescos se agregan acidulantes para intensificar el sabor, por ejemplo: ácidos cítrico, tartárico y fosfórico; colorantes artificiales; gasificantes como el dióxido de carbono y el ácido carbónico, y azúcares o edulcorantes conocidos como "sustitutos de azúcar". También se adicionan conservadores como el benzoato de sodio y el sorbato de potasio para prevenir el deterioro que provocan los microorganismos.

#### Pregunta 3

Para comprobar los efectos de la acidez en el organismo, haremos lo siguiente: consigue un hueso de pollo o cascarón de huevo, lávalo, sécalo y déjalo sumergido en un recipiente de cualquier refresco por al menos dos días. Pasado este tiempo describe las características del hueso o del cascarón de huevo. Observa por ejemplo: color, olor y dureza. De acuerdo con los resultados, ¿qué puedes inferir de ellos?, ¿qué decisión tomarás después de lo que has observado?

El consumo de azúcar genera adicción, ¿lo sabías? Cuando consumimos azúcar, ésta se absorbe en forma de glucosa por la sangre y nos sentimos estimulados. Cuando el nivel de glucosa disminuye podemos sentir ansiedad, cansancio, irritabilidad, hasta que vuelve a aumentar la concentración de glucosa en la sangre. Por esta razón, cuando tomamos refresco, en general, queremos más.

#### Pregunta 4

Una lata de refresco contiene aproximadamente 5 cucharadas de azúcar, equivalentes a 148 kilocalorías. Si tomas diariamente una lata de refresco, sin variar tu dieta ni la actividad física, al paso de un año subirías casi 7 kilos por el exceso de energía acumulado. ¿Qué alternativas sugieres para contrarrestar este efecto en particular?

#### Actividad

Elabora un tríptico con la información que has obtenido en este proceso, incluye los datos de tu encuesta, los resultados del experimento y algunas recomendaciones para disminuir la acidez sanguínea relacionada con el consumo de refrescos.



Proyecto 1:  
Aplicaciones de los polímeros



Proyecto 2:  
Aportaciones de la química



Proyecto 3:  
Fertilizantes y plaguicidas

## Química y tecnología



¿Cómo se sintetiza un material elástico?



¿Qué aportaciones de la química se han generado en México?



¿Cuáles son los beneficios y riesgos del uso de fertilizantes y plaguicidas?



¿De qué están hechos los cosméticos y cómo se elaboran?



¿Cuáles son las propiedades de algunos materiales que utilizaban las culturas mesoamericanas?



¿Cuál es el uso de la química en diferentes expresiones artísticas?



¿Puedo dejar de utilizar los derivados del petróleo y sustituirlos por otros compuestos?



### APRENDIZAJES ESPERADOS

Al finalizar este bloque serás capaz de:

- Plantear preguntas, realizar predicciones, formular hipótesis con el fin de obtener evidencias empíricas para argumentar conclusiones, con base en los contenidos estudiados en este curso.
- Diseñar y elaborar objetos técnicos, experimentos o modelos con creatividad, con el fin de que se escriban, expliquen y predigan algunos procesos químicos relacionados con la transformación de los materiales y la obtención de productos químicos.
- Comunicar los resultados del proyecto mediante diversos medios o con la ayuda de tecnologías de la información y la comunicación, con el fin de que la comunidad escolar y familiar reflexione y tome decisiones relacionadas con el consumo responsable o el desarrollo sustentable.
- Evaluar procesos y productos considerando la efectividad, durabilidad y beneficio social, tomando en cuenta la relación del costo con el impacto ambiental.



## Introducción

Es el momento de que apliquen los conocimientos, las habilidades y las actitudes que promovimos a lo largo de cada uno de los bloques de este libro. En este bloque planearán y desarrollarán, en equipos de mínimo tres y máximo seis personas, un proyecto estudiantil. Por medio de estas acciones conjuntas, que fomentan el interés en la ciencia y el bienestar común, desarrollarán y fortalecerán su curiosidad, capacidad de innovación y creatividad. Recuerden que las decisiones deben tomarse de manera conjunta y con absoluto respeto a las diferencias.

El proyecto estudiantil es el conjunto de actividades sistemáticas que hace posible reconocer un problema y resolverlo. Usar los conocimientos adquiridos de manera responsable contribuye a cultivar actitudes de tolerancia y la comprensión ante las diferentes formas de ver e interpretar el problema.

Las fases para la elaboración de los proyectos son las siguientes: inicio, planeación, desarrollo, comunicación y evaluación.

En este bloque les mostraremos siete proyectos diferentes que se describen a manera de sugerencias; de tal modo que, con la supervisión de su profesor, podrán adaptarlos, si es que las características del lugar donde viven los obligan a un replanteamiento o adecuación. Cada equipo propondrá su propio proyecto, que tendrá como punto de partida las respuestas a las preguntas que se plantean en la pequeña lectura del proyecto elegido.

En cada proyecto se desarrollan las tres primeras fases: el inicio, la planeación y el desarrollo; éstas serán el punto de apoyo para comenzar a elaborar sus propias preguntas y delimitar cuál será la pregunta en la que se fundamentará su proyecto. Al final del bloque, los equipos encontrarán sugerencias generales para la comunicación y la evaluación de sus proyectos.

Los proyectos que tienen posibilidad de realizar son de tres tipos:

- **Proyectos científicos.** El punto de partida es la observación de algún fenómeno natural del entorno. Los equipos deben centrar sus esfuerzos en describir, explicar y predecir el fenómeno, mediante la investigación documental y experimental. Estos proyectos involucran ciencia pura.
- **Proyectos tecnológicos.** En ellos se diseñan y construyen objetos, aparatos o dispositivos que benefician a las personas. En su producción es posible ahorrar y ser creativos, usando materiales de desecho. Esta estrategia hará posible establecer la relación entre el costo del objeto elaborado y el beneficio que tiene para la sociedad y el ambiente.
- **Proyectos ciudadanos.** En esta modalidad se debe observar y analizar una dificultad o problema social. La planeación y actividades deben contribuir a encontrar una solución viable a un problema específico. De acuerdo con las características de trabajo, se determinará si su campo de aplicación es el salón de clase, la escuela o, incluso, la comunidad.

Es muy importante planear y desarrollar cada proyecto, abarcando los contenidos y los aprendizajes especificados. Tomen en consideración que sus actividades deberán realizarse con tiempo suficiente, de manera que sea posible seguir la secuencia que se presenta.

## ¿Cómo se sintetiza un material elástico?

— FASE I Inicio —

Los **polímeros** o macromoléculas son sustancias formadas por la unión de miles de moléculas más pequeñas llamadas **monómeros**. Éstos se repiten miles de veces en una molécula de polímero. Imagina que los monómeros son los eslabones de una cadena, si unes miles de ellos, lograrás obtener una cadena muy larga.

Los polímeros, de acuerdo con su estructura se clasifican en:

- Homopolímeros.** Se forman de un mismo monómero. Si los representamos con letras, y decimos que el monómero es A, entonces la estructura del polímero sería A – A – A – A – A.
- Copolímeros.** Se constituyen con dos diferentes monómeros. Existen tres tipos de copolímeros. Suponiendo que se tienen dos monómeros diferentes, A y B, la representación sería:
  - Copolímeros alternados: A – B – A – B – A – B
  - Copolímeros al azar: A – A – B – A – B – B – A – A – A – B
  - Copolímeros en bloque: A – A – A – B – B – A – A – A – B – B
- Polímeros lineales.** Se forman por cadenas sencillas que varían en longitud.
- Polímeros ramificados.** Se constituyen por cadenas con ramificaciones.

Los polímeros, de acuerdo con su origen, se clasifican en **naturales** y **sintéticos**. Un tipo de polímeros naturales son las proteínas, cuyos monómeros son los aminoácidos; los polisacáridos como la celulosa o el almidón son otro tipo de polímeros naturales, cuyos monómeros son las moléculas de glucosa. Otros ejemplos son el caucho natural, la seda y la tela de las arañas.

Los polímeros sintéticos se obtienen de manera industrial con base en diferentes tipos de reacciones. La abreviatura con que se representan sirve para identificar el tipo de polímero. Si te fijas, en la mayoría de los materiales que se mencionan en los ejemplos, notarás que hay un triángulo formado por flechas, en cuyo centro están las letras que identifican al polímero, como se muestra en el cuadro 5.1.

Los polímeros se clasifican según el comportamiento que muestran por el aumento de la temperatura en: **termoplásticos** y **termofijos**. Los polímeros termoplásticos son aquellos que, al calentarse, se funden y pueden moldearse para hacer nuevos productos. A éstos comúnmente se les denomina plásticos. Este tipo de polímeros se pueden reciclar, tal es el caso del polietileno de las bolsas, el polipropileno de los recipientes en donde se guardan alimentos, el polietilentereftalato (que se usa en las botellas para refrescos y agua) y el poliestireno (materia prima para hacer principalmente vasos y cajas para alimentos desechables).

Los polímeros termofijos son aquellos que al calentarse ya no se funden, por el contrario, se vuelven más rígidos hasta llegar a una temperatura en la que se queman; por lo tanto, no se pueden reciclar. En esta clase de polímeros se encuentra la baquelita, que se usa para elaborar los mangos de las sartenes que evitan el contacto directo con el recipiente metálico (figura 5.1). Por cierto, cuando se quema la baquelita, desprende gases tóxicos.



**Figura 5.1** Los mangos de las sartenes están fabricados con un polímero termofijo, la baquelita.

A algunos polímeros se les denomina elastómeros, ya que tienen la propiedad de estirarse bajo tensión y recuperar su forma original una vez que la tensión ha cesado, a esta característica se le conoce como resiliencia.



Figura 5.2 Las aplicaciones de los polímeros se han multiplicado a lo largo de los años. Ejemplo de ello son los tinacos: antes se producían con un material peligroso en extremo (el asbesto); en la actualidad se fabrican con polímeros, como el polietileno de alta densidad.

Desde que los polímeros fueron descubiertos, su uso ha aumentado a lo largo de la historia, debido al bajo costo de su obtención y a la gran variedad de propiedades que presentan: los hay densos o ligeros, translúcidos u opacos, coloridos o incoloros, rígidos o flexibles, impermeables, semipermeables o absorbentes, conductores de la electricidad o aislantes, antiadherentes... y la lista de propiedades puede ser interminable (figura 5.2).

Cuadro 5.1 Algunos tipos de polímeros sintéticos y algunas de sus aplicaciones

| Monómero   | Polímero   | Abreviatura  | Ejemplos   |
|--|--|--|--|
| Etilentereftalato  | Polietilentereftalato  | PET o PETE<br>   | Botellas para agua, refrescos, té y recipientes para alimentos.  |
| Etileno  | Polietileno  | PE, HDPE (por sus siglas en inglés polietileno de alta densidad), LDPE (por sus siglas en inglés polietileno de baja densidad)<br> | Bolsas de supermercado, tinacos, botellas para champú y aceites lubricantes, contenedores industriales, cajones, recubrimientos aislantes para cables. |
| Cloruro de vinilo  | Policloruro de vinilo  | PVC, V<br>   | Tubería, cortinas de baño, muebles, tapicería imitación piel, calzado, tarjetas, perfiles para ventanería.   |
| Propileno  | Polipropileno  | PP<br>   | Envases para alimentos, autopartes, muebles, juguetes, fondo de alfombras, pañales, toallas higiénicas, ropa.  |
| Estireno   | Poliestireno   | PS (cristal o expandible)<br>  | Cajas para discos o chocolates, cajas desechables para alimentos, unicl.   |
| Otros:<br>Acrilo nitrilo, butadieno y estireno<br>Tetrafluoroetileno | Poliacrilonitrilo-butadieno-estireno<br>Politetrafluoroetileno | ABS<br>PTFE o teflón<br>   | Carcasas de calculadoras, computadoras, juguetes para armar, cinta para tuberías, utensilios de cocina.  |

## FASE 2 Planeación

Esta etapa les servirá para planear la tercera fase, que es la decisiva del proyecto. Para que se inicien en la investigación de la problemática.

- Se les recomienda que realicen la búsqueda de información, respondiendo las siguientes preguntas (ustedes pueden añadir las que consideren necesarias):
  - ¿Qué es un polímero?
  - ¿Qué es un monómero?
  - ¿Qué es un plástico?
  - ¿Qué es un material elástico?
  - ¿Cuántos materiales elásticos existen?
- Cuando hayan completado la información, propongan un proyecto para elaborar algún material elástico, considerando que el trabajo pueda llevarse a cabo con materiales de bajo costo y ser diseñado en el laboratorio escolar o incluso en la cocina de su casa.

## FASE 3 Desarrollo

En esta fase aplicarán lo que han trabajado en la etapa anterior. Pueden tomar como ejemplo lo que hicieron Rita, Ernesto, Maru y Valeria, de la secundaria Héroes de 1847. Se organizaron en equipo y el resultado fue muy favorable.

### Por seguridad

En todo momento deben de estar bajo la supervisión de un adulto en casa, o de su profesor o laboratorista en la escuela.

- Paso 1
- Ustedes, como estos chicos de Veracruz, deben tener siempre a la mano su bitácora de proyecto, para registrar todas las observaciones, datos, errores y mejoras.
- Paso 2
- Los chicos tomaron previsiones: antes de trabajar, se protegieron con bata, gafas, cubre bocas y guantes.

- Paso 3
- En la investigación que realizaron, se dieron cuenta de que para hacer ciertos polímeros se requieren reacciones bastante complejas, sin embargo, existen otros polímeros que se pueden elaborar de manera muy sencilla.

- Materiales
- 1 vaso de precipitados de 150 ml
- 1 probeta de 10 ml
- Agitador

### Sustancias

- 10 ml de alcohol polivinílico
- 5 ml de solución de bórax al 4%
- 2 gotas de colorante vegetal

### Paso 4

Maru Coordinó el proyecto, así que Ernesto y Valeria siguieron los pasos que a continuación describimos:

- En el vaso de precipitados, colocaron los 10 ml de alcohol polivinílico
- Adicionaron 5 ml de solución de bórax al 4% y las 2 gotas de colorante vegetal.
- Mezclaron hasta que formaron una sustancia homogénea.



## PROYECTO I

Con la información obtenida y trabajando en equipo, decidan qué parte o fase del proyecto hará cada miembro del equipo. Presenten esta información por escrito a su profesor para su evaluación y seguimiento.

### No olviden...

si quieren hacer este polímero, deberán moldearlo con la mano y, posteriormente, guardarlo en una bolsita de plástico.



### 1. Contesten las siguientes preguntas:

- ¿Cuáles son las características físicas del producto obtenido?
- ¿Qué utilidad le darían a este producto?
- ¿Cuál es el nombre químico del bórax?
- ¿Cuál es la fórmula química del bórax?
- Si dejan al medio ambiente el polímero formado, ¿qué le sucede?
- ¿Cuál es el precio de producir 15 ml de polímero?
- Al moldear una pelota con el polímero detenido, ¿ésta rebota?
- ¿El polímero formado es un material elástico? ¿Por qué? Argumenten sus respuestas.



**Figura 5.3** Los polímeros están en, prácticamente todas las áreas de nuestra vida, y no sólo en objetos que hoy nos resultan indispensables (utensilios de cocina, tuberías, aislantes, bolsas de supermercado), también en otros que son decorativos. Ejemplo de este uso son las esferas de gel que te mostramos.

### Tic y más...

Puedes consultar estas páginas, si quieres conocer aún más sobre los polímeros, sus aplicaciones y consecuencias en la vida cotidiana:

Ruiz Loyola, Benjamín, "Papel o plástico", en *¿Cómo ves?*, número 138, UNAM, disponible en:

<<http://www.comoves.unam.mx/numeros/articulo/138/papel-o-plastico>>

Aprende más sobre productos derivados del petróleo leyendo:

Navarro León, Francis (coord.); *Guía y material de auto-estudio para preparar el examen extraordinario Química IV*, UNAM, pp. 5-10, disponible en:

<[http://www.cch-sur.unam.mx/guias/experimentales/quimicalV\\_2012.pdf](http://www.cch-sur.unam.mx/guias/experimentales/quimicalV_2012.pdf)>

(Consulta: 23 de diciembre de 2016).



## ¿Qué aportaciones a la química se han generado en México?

### — FASE I Inicio —

Para iniciar este proyecto veremos, a grandes rasgos, las aportaciones de México a la química en diferentes etapas de la historia. De esta manera, ustedes comprenderán la relevancia del conocimiento científico, así como la riqueza y capacidad de los investigadores mexicanos. Con el tiempo, tal vez tú te decidas a seguir sus pasos.

En el periodo de la colonización española en México se inició la explotación de metales preciosos, como el oro y la plata (figura 5.4). Del siglo XVI al XVIII se desarrolló la metalurgia y el estudio de los minerales (la mineralogía).

A diferencia del oro, que se encuentra en estado nativo en la naturaleza, la plata forma parte de los minerales combinados con otros elementos. Para obtener plata pura es necesario llevar a cabo diversas reacciones químicas. La fundición de los minerales con carbón fue una de las técnicas más empleadas hasta que, alrededor de 1550, un minero español descubrió un proceso de amalgamación de la plata llamado "beneficio de patio", en las minas de Real del Monte en Hidalgo, el cual se empleó durante tres siglos más.



**Figura 5.4** En nuestro país, el desarrollo de la química está relacionado con el surgimiento de la minería, actividad que tuvo gran auge en el México colonial. La extracción de la plata fue una de las mayores fuentes de riqueza durante el Virreinato.

A principios del siglo XVI, la Corona española fundó las primeras universidades en América, ligadas, en ese entonces, a la Iglesia católica. La primera, la Real y Pontificia Universidad de San Marcos (ahora Universidad Nacional Mayor de San Marcos), en Lima, Perú, fue creada el 12 de mayo de 1551. La segunda, la Real y Pontificia Universidad de México (actualmente Universidad Nacional Autónoma de México), fue fundada el 21 de septiembre de 1551, en la Ciudad de México.

Te preguntarás por qué mencionamos la fundación de estas universidades, pues se debe a que con la creación de estos recintos se diseñaron también nuevas asignaturas y modelos de enseñanza y con ello surgió el interés por el estudio de las ciencias.

Alrededor de 1760, el rey español Carlos III propuso una serie de medidas llamadas Reformas Borbónicas, creadas para acelerar el desarrollo de la industria y economía novohispana que era casi inexistente. Entre los años de 1770 a 1789 se comenzaron a gestar las ideas que culminaron en la Revolución Francesa. En esos años, Antoine-Laurent de Lavoisier se dedicó a estudiar el fenómeno de la combustión y a formular el principio de la conservación de la masa.



## PROYECTO

# 2





Remontémonos ahora al movimiento de la Ilustración: uno de sus personajes, el Marqués de Pombal, introdujo las ideas de Antoine de Lavoisier a Portugal, las cuales se extendieron a España y los territorios coloniales. Como resultado de tales reformas, se gestaron instituciones que formaban personas capacitadas en diversos oficios, que en ese momento se necesitaban.

En 1797 fue creado el Real Tribunal de Minería a cargo de quien fuera entonces su fundador y director, hasta 1813, el mineralogista Fausto de Elhúyar. En ese mismo año se impartió la primera clase de Química en el continente americano; para ello se usó la primera versión traducida al español del *Traitée Élémentaire de Chimie* de Lavoisier, que no existía ni siquiera en España.

En 1801, Andrés Manuel del Río (1764-1849), notable profesor del Real Tribunal de Minería, descubrió un nuevo elemento químico al que llamó eritronio (palabra que proviene del griego *eritros*, que significa "rojo", figura 5.5); sin embargo, no obtuvo reconocimiento por su aportación, ya que en ese momento la única comunidad científica que estaba realmente constituida era la europea, y ésta no podía determinar y reconocer que se tratara de un nuevo elemento, por lo que el descubrimiento quedó en el olvido.

Para 1830, el químico sueco Nils Gabriel Sefström (1787-1845), quien estudiaba los minerales de hierro, descubrió de nueva cuenta el elemento que años atrás Andrés Manuel del Río ya había descubierto. Sefström llamó al elemento **vanadio**. Del Río notó que era el mismo elemento que 30 años atrás él había descubierto y dio a conocer este hecho. Ante esto, el químico más reconocido de la época y profesor de Sefström, Jöns Jacob von Berzelius (1779-1848), analizó las evidencias y comprobó que en efecto, el elemento era el mismo, validando así el descubrimiento de Andrés Manuel del Río.



**Figura 5.5** Vanadita, mineral que contiene vanadio, elemento descubierto por Andrés Manuel del Río en 1801 y que originalmente recibió el nombre de eritronio por sus tonos rojizos.

La química en México, durante el siglo xx, transitó por varias etapas, algunas de ellas presentaron obstáculos, otras se distinguieron por los reconocimientos a químicos de renombre internacional. Al inicio de ese siglo, el país se encontraba en una precaria situación, la mayoría de las personas eran analfabetas y no había más industria en desarrollo, únicamente la textil, la de bebidas alcohólicas, la minera, la azucarera y, en menor proporción, la farmacéutica.

Sin embargo, en febrero de 1917, la fundación de la Escuela Nacional de Química Industrial (hoy Facultad de Química de la UNAM) representó un momento decisivo en el desarrollo de la ciencia en México (figura 5.6). Este centro de estudios, fundado por Juan Salvador Agraz (1881-1949), inició sus actividades en medio de la lucha revolucionaria, por lo que no pudo poner en marcha su programa de estudios de forma completa, sino hasta años después. Sin embargo, poco después de su creación, en 1919, logró que le fuera anexada la carrera de Farmacia, la cual estuvo dirigida por la Escuela Nacional de Medicina. A este hecho siguieron otros de



igual trascendencia, que se tradujeron en mejoras en la enseñanza: la construcción de nuevos edificios y laboratorios en los que fue posible experimentar con químicos orgánicos e inorgánicos.

La química en México experimentó otra transición positiva con la fundación, en 1936, de la Escuela Nacional de Ciencias Biológicas. Este plantel, uno de los primeros del Instituto Politécnico Nacional, ofreció una gama de carreras tendientes a impulsar la ciencia y a preparar al país para sus "necesidades sociales". Las primeras carreras que se impartieron en 1936 fueron las de químico bacteriólogo y parasitólogo y químico zimólogo. A éstas se sumaron las de entomólogo, químico biólogo, médico rural, antropólogo social y dietólogo higienista, en 1938.



**Figura 5.6** La impartición de la química como una carrera formal dio comienzo en 1917, cuando inició sus actividades la Escuela Nacional de Química Industrial.

La formación de estos centros es relevante porque en sus aulas se han preparado, por décadas, estudiantes de alto nivel que han hecho contribuciones fundamentales al campo de la química y, también, a la salud y calidad de vida de la población alrededor del mundo. Prueba de ello es la fundación, en 1945, de la industria farmacéutica mexicana Syntex; su iniciador fue el estadounidense Russel Earl Marker (1902-1995). Esta rama productiva ha tenido reconocimiento por la creación y desarrollo de la producción de hormonas, especialmente progesterona, que es el principal componente de los anticonceptivos orales.

En el presente, México cuenta con 350 empresas químicas que operan cerca de 400 plantas productivas en Veracruz, Nuevo León, Tamaulipas, Estado de México y el Distrito Federal. Es importante destacar que, si bien la investigación en centros de enseñanza superior ya no se realiza únicamente en laboratorios de la UNAM y el IPN (en todo el país se ofrecen licenciaturas y posgrados orientados de calidad), México aún debe ampliar sus esfuerzos en investigación, para crear tecnología propia y depender cada vez menos de la inversión extranjera.

## FASE 2 Planeación

Como habrán notado, la historia de la química en nuestro país es notable (figura 5.7), muchas personas han hecho grandes aportaciones, y al igual que la historia de México intervienen muchos factores en el desarrollo de la ciencia.

1. Ahora deben ampliar la investigación de las aportaciones que se han hecho a la química, para lo cual deben:

- Elaborar una línea del tiempo en la que exhiban los hechos más importantes de las aportaciones de México a la química con los datos de las lecturas.
- Investigar las aportaciones de mexicanos como Luis E. Miramontes a la química en México.
- ¿Qué otras aportaciones se han hecho a la historia de la química en México?



**Figura 5.7** Se conoce como clorofluorocarbonos a la familia de compuestos orgánicos sintéticos derivados del metano; en su estructura, los átomos de hidrógeno han sido reemplazados, parcial o completamente, por átomos de flúor, cloro y/o bromo.

### ¡Un ojo al dato!

Mario Molina Pasquel y Henríquez junto a los científicos Paul J. Crutzen y F. Sherwood Rowland, recibieron el Premio Nobel de Química en 1995, por el estudio realizado en Estados Unidos de América, acerca del efecto de los clorofluorocarbonos en el adelgazamiento de la capa de ozono.





## FASE 3 Desarrollo

El proyecto que realizarán será de divulgación, por lo que deben ampliar aún más lo descrito en párrafos anteriores.

## Paso 1

El año en que se hizo la aportación, el persona je que la realizó, los hechos históricos en los que se desarrolla y, finalmente, cuál fue su aportación.

## Paso 2

Pueden basarse en la experiencia de David, Itzell, Dafne y José, quienes estudian en la secundaria Leona Vicario, de Nayarit.

Los chicos acudieron a bibliotecas y también consultaron en sitios calificados de internet (páginas del gobierno, universidades o institutos de investigación)

Cuáles han sido las aportaciones de los mexicanos que han trabajado en favor de la química. Después, clasificaron y organizaron la información en mapas conceptuales, cuadros sinópticos, resúmenes, biografías o carteles.

## Paso 3

David tuvo una idea que gustó mucho a sus compañeros: hacer un cartel reutilizando material, para no gastar ni generar basura.

Todos en sus casas y en la comunidad supieron que México ha sido el país de origen de científicos notables de renombre mundial.

## ¡Un ojo al dato!



Ahora sabes que tres químicos mexicanos descubrieron el vanadio, la noretisterona y los gases clorofluorocarbonados como responsables del deterioro de la capa de ozono. Pero el estudio de la naturaleza, las sustancias y elementos, por parte de los mexicanos, puede remontarse a tiempos ancestrales. La medicina tradicional indígena, por ejemplo, ha enseñado a los científicos de hoy cómo usar el toronjil morado, el árnica, la valeriana, el chaparro amargoso y el orégano en el tratamiento de enfermedades.

¿Ya decidieron quién será el químico y su aportación que investigarán?

Con la información obtenida y trabajando en equipo, decidan qué parte o fase del proyecto hará cada miembro del equipo. Presenten esta información por escrito a su profesor para su evaluación y seguimiento.

## Tic y más...



Esta página será de utilidad para su proyecto:

<[http://www.izt.uam.mx/cosmosecm/HISTORIA\\_DE\\_LA\\_QUIMICA.html](http://www.izt.uam.mx/cosmosecm/HISTORIA_DE_LA_QUIMICA.html)>

Los estados de México también han sido semilleros de químicos; conócelos en:

<[http://www.facultadcienciasquimicas.buap.mx/ligas/acredita/QFB/data/4\\_0%20Carpeta%20Cero%20caracteristicas%20del%20Programa%20Pertinencia/Archivo%20Hist%C3%B3rico%20Universitario\\_archivos/Breve%20historia%20de%20FCQ%20QFB.pdf](http://www.facultadcienciasquimicas.buap.mx/ligas/acredita/QFB/data/4_0%20Carpeta%20Cero%20caracteristicas%20del%20Programa%20Pertinencia/Archivo%20Hist%C3%B3rico%20Universitario_archivos/Breve%20historia%20de%20FCQ%20QFB.pdf)>

(Consulta: 23 de enero de 2017).

## ¿Cuáles son los beneficios y riesgos del uso de fertilizantes y plaguicidas?

## FASE 1 Inicio

Cultivar cualquier especie vegetal es una tarea complicada. Las plantas requieren de una adecuada nutrición para que puedan crecer sanas y fuertes y sean, así, óptimas para el consumo humano. De ahí que sea necesario prevenir enfermedades e infestaciones de plagas. El uso de fertilizantes y plaguicidas por parte de agricultores e ingenieros tiene como objetivo satisfacer la demanda mundial de alimentos de origen vegetal.

Un **plaguicida**, pesticida o biocida se define como cualquier sustancia o mezcla de sustancias destinada a controlar (atraer, repeler, prevenir, destruir o combatir) una plaga (figura 5.8), así como a los vectores (transmisores) de enfermedades humanas y de animales. Estos productos actúan contra las especies no deseadas que perjudican o interfieren con la producción agropecuaria y forestal.

No se sabe a ciencia cierta cuándo comenzaron a crearse estos productos; se supone que su desarrollo más importante está ligado con la Revolución Industrial y con la Segunda Guerra Mundial.

Durante su desarrollo, las plantas requieren de un importante grupo de elementos químicos, principalmente carbono, oxígeno, hidrógeno, nitrógeno, fósforo, potasio, azufre, cobre, calcio, magnesio, entre otros. Ellas los obtienen del suelo y agua; sin embargo, dependiendo de la calidad de estos nutrientes, en ocasiones no se encuentran en las cantidades o calidades convenientes, por lo que es necesario adicionarlos a los cultivos en forma de **fertilizantes** (figuras 5.9 y 5.10), los cuales pueden ser de origen orgánico o inorgánico.

Los fertilizantes se emplean, básicamente, para revertir el deterioro de los suelos (provocado en gran medida por sobreexplotación y contaminación) y, con ello, producir mayor cantidad y calidad de alimentos de origen vegetal. Su uso se orienta a satisfacer las necesidades alimenticias de las poblaciones.



Figura 5.8 Las plagas son peligrosas porque afectan el almacenamiento, transporte, distribución y elaboración de productos agrícolas o alimentos.



Figura 5.9 Tractor especializado para fertilizar el suelo por aspersión.



Figura 5.10 Los fertilizantes sintéticos son mezclas de distintos nutrientes que se adicionan al suelo.



## Glosario



## Fertilizante o abono.

Cualquier mezcla de sustancias que contenga elementos útiles para la nutrición y desarrollo vegetal, que se adiciona a los suelos para favorecer el desarrollo y crecimiento de las plantas.

Los fertilizantes se han empleado desde que los seres humanos comenzaron a sembrar plantas; sin embargo, es probable que en un principio, los agricultores no advirtieran por completo el modo en que la tierra era enriquecida por otras sustancias. Cuando los animales defecaban cerca de lugares de cultivo, el producto crecía mejor; en otras palabras, se “nutría”. Al observar esto, las personas comenzaron a usar el estiércol como fertilizante. Posteriormente, con el avance de la ciencia y la tecnología, la forma de fertilizar las plantas y cultivos evolucionó notablemente.

**¡Un ojo al dato!**

En México, la autoridad que regula los fertilizantes y plaguicidas es la Comisión Intersecretarial para el Control del Proceso y Uso de Plaguicidas, Fertilizantes y Sustancias Tóxicas (Cicoplafest), creada por decreto publicado en el Diario Oficial de la Federación (DOF) el 15 de octubre de 1987. Su principal atribución es la de establecer procedimientos uniformes e integrales para la resolución de solicitudes de registro y autorizaciones relativos a plaguicidas, fertilizantes y sustancias tóxicas, en materia de explotación, elaboración, fabricación, formulación, mezclado, acondicionamiento, envasado, manipulación de transporte, distribución, aplicación, almacenamiento, comercialización, tenencia, uso y disposición final. Los plaguicidas se encuentran regulados por disposiciones ambientales, sanitarias, fito y zoonosanitarias, laborales y de transporte (figuras 5.11 y 5.12).



**Figura 5.11** La fertilización contribuye a mantener y/o incrementar el contenido de los elementos en el suelo.

**FASE 2 Planeación**

Es posible que la lectura anterior les haya sembrado la curiosidad por conocer más acerca de los beneficios y desventajas del uso de plaguicidas y fertilizantes. Ahora les toca a ustedes plantear preguntas relacionadas con este tema, que puedan ser respondidas con el desarrollo de un proyecto final. A continuación les proporcionamos una serie de preguntas relacionadas con el tema, ¿cuáles otras se les ocurren a ustedes?

1. Lean algunas propuestas para que lleven a cabo su proyecto:
  - a) ¿Cuáles son las plagas más comunes en los cultivos mexicanos? ¿Cuáles son las causas y consecuencias de estas plagas?
  - b) ¿Cuáles son los criterios para clasificar los plaguicidas?
  - c) ¿Cuáles son las formas de aplicar un plaguicida?
  - d) ¿Qué es el DOF? ¿Por qué está restringido su uso?
  - e) ¿Qué diferencia existe entre los plaguicidas químicos, bioquímicos, microbiales y botánicos?
  - f) ¿En qué casos se usan los plaguicidas agrícolas, domésticos, forestales, industriales, pecuarios y urbanos?
  - g) ¿Cuáles son los efectos nocivos de los plaguicidas en otros seres vivos a los que no están destinados? ¿Cuáles son sus efectos en el ambiente (aire, agua, suelo)?
  - h) ¿Qué significa “dosis letal”? ¿Cómo se relaciona este concepto con el uso de plaguicidas y fertilizantes?

- i) ¿Qué diferencia hay entre un abono y un fertilizante? ¿Cuáles son las ventajas y desventajas de ambos?
- j) ¿Qué papel desempeñan el nitrógeno, fósforo, potasio, calcio, magnesio y azufre en el desarrollo de las plantas?
- k) ¿Para qué tipos de cultivos están diseñados los fertilizantes? ¿Cómo se usan?
- l) ¿Qué efectos tienen los fertilizantes en otros seres vivos que no sean los cultivos específicos? ¿Y en el ambiente?
- m) ¿En qué consiste la eutroficación de los ríos, lagos y lagunas? ¿Qué relación tiene con el uso de fertilizantes?
- n) ¿Cómo se relaciona el uso desmedido de fertilizantes con la generación de gases de efecto invernadero (que contribuyen al calentamiento global)?
- o) ¿Qué alternativas hay al uso de plaguicidas? ¿Cuáles hay al uso de fertilizantes?
- p) ¿Cómo se pueden elaborar plaguicidas y fertilizantes orgánicos?
- q) ¿Qué son los compuestos organofosforados, organoclorados y los carbamatos? ¿Para qué se usan? ¿Cuáles son sus efectos?
- r) ¿Cuáles son los distintos criterios para clasificar a los fertilizantes?



**Figura 5.12** Cuando se aplican los plaguicidas debe utilizarse mascarilla para evitar intoxicaciones.

2. Elijan entre todos una o más preguntas (pueden combinarlas en un solo proyecto) y lleven a cabo la búsqueda de información en páginas de internet, en la biblioteca de su escuela o en alguna institución que se ocupe de aspectos agropecuarios o forestales. Organicen su información en fichas de trabajo.
3. Elaboren su planificador, en el que deberán plasmar las actividades a realizar, el cronograma de trabajo, los recursos que necesitarán y la asignación de tareas para cada uno de los integrantes del equipo.

**FASE 3 Desarrollo**

En esta fase concretarán la actividad que planearon. No olviden registrar todo lo que investiguen y sus observaciones en la bitácora del proyecto. Es importante que también acumulen sus productos parciales (fichas de trabajo, mapas de conceptos, entrevistas, recortes de revistas y periódicos, entre otros materiales).

El equipo de Laura, Mario, Luis y Gabriela, de la escuela “Emiliano Zapata”, eligieron para su proyecto el tema “¿Cómo se pueden hacer plaguicidas y fertilizantes orgánicos?”

**Paso 1**

Uno de los productos que decidieron elaborar es una Composta casera. Para ello colectaron la basura orgánica de la cocina durante cinco días.

**Paso 2**

El equipo investigó que la Composta es una mezcla de materiales orgánicos a los que se les da un tratamiento para que lleguen a un avanzado estado de descomposición. El producto final se usa para fertilizar y enriquecer la tierra de los cultivos.

**Paso 3**

Los materiales que consiguieron fueron los siguientes:

**Materiales**

- ✓ 1 frasco de plástico con capacidad de 1 kg (Como los de yogur)
- ✓ 1 maceta con capacidad de 1.5 o 2 l
- ✓ 1 palo de madera de 30 cm de alto (Como los agitadores de pintura)
- ✓ Cuchillo, tijeras, tabla para picar
- ✓ Una maceta
- ✓ Tierra para sembrar (1 kg)
- ✓ Cáscara de una naranja o toronja sin el bagazo
- ✓ Semillas de frijol, soya, perejil o alpiste
- ✓ Ramitas, hojas y pasto seco (unos 600 g)
- ✓ 50 g de aserrín de madera
- ✓ 500 g de residuos de alimentos: cáscaras de fruta, hojas de lechuga, cascarón de huevo, huesos de pollo, restos de sopa (sin grasa)
- ✓ Agua (la necesaria)
- ✓ Ellos decidieron no incluir desechos de grasa, productos lácteos ni cárnicos

**Por seguridad**

Si decidieron llevar a cabo un proyecto tecnológico, pidan a un adulto que los supervise y un lugar adecuado, como el laboratorio escolar, un jardín, un patio o una parcela.

**Paso 4**

Los abuelos de Mario tienen un jardín en su casa, así que pidieron permiso para trabajar ahí. Dividieron su trabajo experimental en dos partes.

**A germinar**

- Agregaron tierra dentro de la cáscara de naranja o toronja, de tal forma que quedara llena hasta  $\frac{3}{4}$  partes de su capacidad.
- Pusieron seis semillas de perejil dentro de la tierra y agregaron un poco de agua, para humedecerla un poco.
- Colocaron la cáscara con las semillas en forma vertical en un lugar donde daba la luz solar, pero que ofrecía protección de la lluvia.
- Regaron la tierra cada tres días, sin inundarla, hasta que las semillas germinaron y la plantita alcanzó unos 5 cm de altura.

**Elaboración de la Composta y siembra**

- Primero cortaron en pedazos muy finos por separado tanto las hojas, ramas y pasto seco, como los residuos de alimento (figura 5.13).



**Figura 5.13** La composta es una mezcla ideal para aprovechar los desechos orgánicos.

- Colocaron en el fondo del bote de plástico una capa de aserrín de 2 cm de altura. Esto ayudó a que la Composta no desprendiera un olor muy fuerte.
- Agregaron una capa de 2 cm de fragmentos de residuos de alimentos.
- Luego adicionaron una capa de unos 3 cm de espesor de la materia orgánica seca (hojas, pasto y ramas).
- Añadieron alternadamente una capa de desechos de alimentos y uno de material seco, hasta unos 2 cm abajo del borde del bote.
- Con ayuda del palo de madera, revolvieron un poco y agregaron agua, teniendo la precaución de no mojar en exceso (esto propiciaría la generación de hongos).
- Colocaron el bote en un lugar aireado, protegido de la lluvia, durante 5 semanas.
- Dos veces por semana removían un poco la Composta y verificaban que no estuviera demasiado seca; si ese era el caso, añadían un poco de agua, incorporándola perfectamente.
- La materia orgánica comenzó a descomponerse e integrarse completamente, el color de la mezcla se oscureció y la temperatura de la misma se incrementó un poco.
- Los indicadores, para saber que la Composta estaba lista, fueron el color café oscuro, el escaso olor y la apariencia porosa. El equipo se preocupó un poco cuando aparecieron lombrices, pero su profesor les dijo que son beneficiosas y mejoraban la calidad de la Composta.
- Transcurrido el tiempo de preparación, mezclaron dentro de la maceta una parte de Composta por tres partes de tierra. Luego hicieron un hueco pequeño en esta tierra y colocaron la plantita con todo y cáscara de naranja. Tanto la Composta como la cáscara de fruta sirvieron de abono a su planta, a la que regaban a menudo, para que se desarrollara saludablemente.
- El equipo estaba tan entusiasmado, que decidió sembrar más semillas y reusar el resto de la Composta. Como aún les sobró, la usaron en el jardín de la escuela.

Con la información obtenida y trabajando en equipo, decidan qué parte o fase del proyecto hará cada miembro del equipo. Presenten esta información por escrito a su profesor para su evaluación y seguimiento.

**Tic y más...**

Conoce cuáles son las probables consecuencias del uso de fertilizantes nitrogenados: Puchet Anyul, Clara; Bolaños, Sirio, "La cascada del nitrógeno, un problema ambiental olvidado", en *¿Cómo ves?*, número 170, disponible en: <[http://www.comoves.unam.mx/assets/revista/170/guia\\_del\\_maestro\\_170.pdf](http://www.comoves.unam.mx/assets/revista/170/guia_del_maestro_170.pdf)> (Consulta: 23 de diciembre de 2016).

PROYECTO  
4

## ¿De qué están hechos los cosméticos y cómo se elaboran?

### FASE I Inicio

¿Conoces a alguien que no se preocupe por su apariencia física? Diferentes sociedades, desde tiempos remotos y en diferentes lugares, han estado al pendiente del modo en que deben lucir las personas. Esto ha influido de manera notable en el desarrollo de la industria cosmética. De acuerdo con dibujos encontrados en cuevas, desde el paleolítico los seres humanos ya usaban sustancias para decorar diferentes partes del cuerpo. En la Edad de Bronce, los cazadores y danzantes teñían parte de su cuerpo de color rojo y negro, además de que usaban algún tipo de arcilla para el cabello.

De acuerdo con antiguos escritos de los sumerios, 5000 a.n.e., mencionan ya indicios de utensilios de belleza y describen antiguas fórmulas para ungüentos y aceites, que denotan un conocimiento en cosméticos en esa época.

Sin embargo, no fue sino hasta el antiguo Egipto, que el uso y fabricación de cosméticos comenzaron a extenderse. Las mujeres egipcias usaban desodorantes, tónicos para la piel y capilares, ungüentos y un sinnúmero de "productos cosméticos", casi todos ellos elaborados con leche de burra, harinas, levaduras, miel, arcilla, tierras, cenizas y aceites (figura 5.14).

En Grecia, con las conquistas de Alejandro Magno, la industria cosmética floreció. Las mujeres de las clases sociales más altas se coloreaban la cara, se espolvoreaban de oro, teñían sus cejas y cabello, enmarcaban el contorno de sus ojos y se valían de compuestos para alargar las pestañas. Las mujeres romanas además se untaban sustancias para suavizar y aromatizar su piel.

Con la llegada de la Edad Media, los sacerdotes católicos intentaron eliminar todas las prácticas de belleza; a pesar de estos impedimentos, después del Renacimiento la industria cosmética alcanzó su mayor auge y se extendió por todo el mundo (figura 5.15).



Figura 5.14 Los hombres también decoraban sus rostros con cosméticos de colores.



Figura 5.15 Durante el Renacimiento, tanto hombres como mujeres empleaban productos cosméticos para embellecerse y arreglarse el cabello.

A partir del siglo xx, con el desarrollo de la industria química, los cosméticos dejaron de ser un producto de lujo para convertirse en productos de uso cotidiano

para el cuidado personal. Es entonces cuando la publicidad comienza a jugar un papel primordial, influyendo en las personas para que consuman dichos productos.

### ¿Qué son los cosméticos?

De acuerdo con la Norma Oficial Mexicana NOM-141-SSA1/SCFI 2012, se entiende por productos cosméticos, las sustancias o formulaciones destinadas a ser puestas en contacto con las partes superficiales del cuerpo humano: epidermis, sistema piloso y capilar, uñas, labios y órganos genitales externos, o con los dientes y mucosas bucales con el fin exclusivo o principal de limpiarlos, perfumarlos, ayudar a modificar su aspecto, protegerlos, mantenerlos en buen estado o corregir los olores corporales o atenuar o prevenir deficiencias o alteraciones en el funcionamiento de la piel sana. De acuerdo con esto, los cosméticos son de uso **tópico** y se usan para embellecer, mejorar, limpiar, perfumar y en general conservar la piel y el cabello en el cuerpo humano (figura 5.16).



Figura 5.16 En la actualidad se nos inculca que necesitamos muchos productos para estar "correctamente limpios".

### ¿De qué están hechos los cosméticos?

Hoy en día, la mayoría de los cosméticos son fabricados con productos químicos, aunque otros se elaboran con sustancias naturales. La participación de la química en cosmetología consiste en crear productos con un adecuado balance de compuestos, que no dañen el cuerpo humano, cumplan una función cosmética y, en la medida de lo posible, sean amigables con el ambiente. Los cosméticos están elaborados con cientos o miles de sustancias químicas, sin mencionar las contenidas en sus empaques.

En términos generales podemos decir que cualquier cosmético está formado por los siguientes ingredientes: principio activo o ingrediente funcional, vehículo o excipiente, correctores y aditivos. Es importante mencionar que cualquier ingrediente químico puede actuar como principio activo, corrector, excipiente o aditivo, de acuerdo con su funcionalidad dentro del cosmético; por ejemplo, en un perfume o agua de colonia, las sustancias aromáticas pasan de ser un aditivo a ser el principio activo del cosmético, lo mismo ocurre en un colorante para ojos o labios, en los que el color se convierte de un aditivo a ser el principio activo (figura 5.17).



Figura 5.17 Los colorantes de los maquillajes pueden ser causantes de alergias. Los cosméticos se pueden clasificar con base en el tipo o forma (estado físico) del producto. Así, pueden ser disoluciones, suspensiones, emulsiones, cremas, geles, cremigeles, microemulsiones, polvos y nuevas formas como microcápsulas, ceramidas, cristales líquidos, microesponjas, entre otros.

### Glosario

**Tópico.** Aplicación de un producto sobre la piel.

Tic y más...

Explora de qué están hechos muchos de los cosméticos en la actualidad, visita:

Riveros-Rosas, Héctor; Julián-Sánchez, Adriana, "Vitaminas en los cosméticos, ¿sirven de algo?", en *¿Cómo ves?*, número 40, disponible en:

<<http://www.comoves.unam.mx/numeros/articulo/40/vitaminas-en-los-cosmeticos-sirven-de-algo>>

Estudia cómo está conformado el cabello y el modo en que los cosméticos lo modifican, de acuerdo con el grado de alcalinidad:

Gutiérrez Rodríguez, E. Alba, "Cosméticos y la estructura del cabello", disponible en:

<<http://quimica.iiiep.blogspot.mx/>>

La elaboración de todo producto es un trabajo que debe contar con la validez del método científico. Así que no te dejes deslumbrar y reflexiona sobre este punto. Visita:

Burgos, Estrella, "De entrada", en *¿Cómo ves?*, número 40, disponible en: <[http://www.comoves.unam.mx/assets/revista/40/deentrada\\_40.pdf](http://www.comoves.unam.mx/assets/revista/40/deentrada_40.pdf)>

Conoce de qué están elaboradas algunas de las tintas para hacer tatuajes, visita:

Dunhe Backhauss Martha, "Ráfagas", en *¿Cómo ves?*, número 78, disponible en:

<<http://www.comoves.unam.mx/numeros/rafagas/78>>

(Consulta: 23 de enero de 2017).

¡Un ojo al dato!

Los cosméticos, al ser productos químicos de uso tópico, pueden llegar a alterar o afectar el área de contacto, por lo que para que un ingrediente sea aprobado para cierto uso cosmético, debe pasar muchas pruebas de aplicación y seguridad. En México existe la CANIPEC (Cámara y Asociación de la Industria del Cuidado Personal y del Hogar), un organismo representativo que promueve la competitividad y mejora del ambiente de negocios de sus socios y afiliados del sector cosmético, en un marco ético y de responsabilidad.

FASE 2 Planeación

A partir de la información anterior, discutan qué más les gustaría saber acerca de los cosméticos. Pueden hacer una encuesta entre la comunidad escolar y sus familiares y vecinos, para que tengan una idea de la importancia del uso de estos productos, cuánto invierten en ellos y cómo se sentirían si faltaran. También pueden planear hacer un estudio de mercado, o elaborar un producto cosmético para su uso personal.

1. Lean algunas propuestas para que lleven a cabo su proyecto:

- a) ¿Cuál es la función de la piel? ¿Por qué se dice que es el órgano más grande del cuerpo? ¿Cómo afectan a la piel y al cabello factores como el tiempo, la exposición al sol, la predisposición genética, el lavado frecuente, los cambios climáticos, el tipo de alimentación y la contaminación?
- b) ¿Cómo se da el proceso de envejecimiento? ¿Es posible que un producto cosmético tenga acción rejuvenecedora?
- c) ¿En realidad son necesarios todos los productos que ofrece la industria cosmética? ¿De cuáles se puede prescindir?
- d) ¿Qué alternativas existen al uso de cosméticos comerciales?
- e) ¿Qué es la cosmetología? ¿Qué productos abarca? ¿Qué profesionales participan en ella?
- f) ¿Cuáles son los efectos desfavorables que puede tener el uso de cosméticos?
- g) ¿Cómo se pueden elaborar cosméticos a partir de sustancias naturales?
- h) ¿Cuáles son los ingredientes químicos que se emplean comúnmente para elaborar productos como cremas, fijadores y acondicionadores para el cabello y desodorantes?
- i) ¿Cuáles son los componentes químicos que se usan para fabricar maquillajes, como base, sombras de ojos, rubores, lápices labiales y máscaras para pestañas?
- j) ¿Cuál es tiempo de vida en anaquel de los productos cosméticos más comunes? ¿Cómo se calcula este tiempo? ¿Qué pueden decir acerca del tiempo de vida de los productos una vez que se han abierto y estado en uso?
- k) ¿Qué impacto ocasiona al ambiente la fabricación de productos cosméticos? ¿Y los desechos que se generan con su uso?

- l) ¿En qué consisten las nuevas tecnologías aplicadas a los cosméticos, como microemulsiones, micro y nanocápsulas, ceramidas, cristales líquidos y microesponjas? ¿Son dañinas?
  - m) ¿Cuál es el papel que ejercen los medios de comunicación para incitar al consumo de productos cosméticos? ¿De qué recursos se vale la publicidad?
2. Hagan una votación para elegir una o más preguntas como tema de su proyecto. Busquen información en sitios confiables de internet, en la biblioteca de su escuela, y, si es posible, en alguna fábrica donde se elaboren productos cosméticos.
3. Hagan su planificador con un cronograma de trabajo. Registren también qué actividades llevarán a cabo, qué requerirán para hacerlas, y determinen quiénes las harán.

FASE 3 Desarrollo

Una vez que han decidido las actividades de su proyecto, busquen un lugar para llevarlo a cabo y de preferencia pidan la colaboración de un adulto. Si van a desarrollar alguna tecnología, tengan presente que el producto que elaborarán estará en contacto con su piel, por lo que deben extremar las medidas de higiene.

En la secundaria Andrés Quintana Roo, el equipo de Emilio, Angélica, Carlos y Victoria, decidieron elaborar dos productos cosméticos.

Por seguridad

Utilicen bata, gafas de seguridad, cubrebocas, y lávense las manos para no contaminar los productos que elaboren.

Paso 1

Los productos que eligieron elaborar son agua de colonia y talco perfumado para pies, empleando materias primas de uso común.

Paso 2

Como iban a trabajar con diversas sustancias químicas, se prepararon con su bata, gafas de seguridad, cubrebocas y guantes. Antes de iniciar, investigaron las propiedades físicas y químicas de cada sustancia que emplearían. Anotaron esta información en su bitácora de proyectos.

Paso 3

Acudieron a sus casas, a la farmacia y al mercado, para conseguir los siguientes materiales y sustancias:

Materiales

- ✓ Un frasco de vidrio color ámbar con tapa atomizadora, con capacidad de 250 ml
- ✓ Un frasco de vidrio con tapa (de 200 ml)
- ✓ Embudo para filtración
- ✓ Mortero
- ✓ Un pedazo de tela de algodón blanca

- ✓ Un bote de plástico con tapa y con capacidad de 500 ml (como de yogur mediano)
- ✓ Colador o tamiz de metal o plástico
- ✓ Bolsa de plástico
- ✓ Cuchillo, rallador y tijeras

Sustancias

- ✓ 200 ml de alcohol de caña o de arroz
- ✓ 45 ml de agua destilada
- ✓ Cáscara de limón, naranja, mandarina o cualquier otro fruto cítrico, flores aromáticas (lavanda o rosas) o conos u hojas de eucalipto (15 g)
- ✓ 2 ml de glicerina
- ✓ 50 g de harina de arroz
- ✓ 50 g de fécula de maíz
- ✓ 30 g de bicarbonato de sodio
- ✓ 10 g de óxido de zinc
- ✓ Esencia o perfume de su elección

Paso 4

Angélica y Victoria le pidieron a su profesor Juan que les permitiera trabajar en el laboratorio de su escuela; él accedió de buen agrado, así que los chicos pusieron manos a la obra.

Aguá de colonia

- Primero mezclaron la glicerina con el alcohol, pues investigaron que la función del primer ingrediente es ayudar a la fijación del aroma.
- Luego rallaron la cáscara de la fruta cítrica y trituraron las flores; colocaron todo esto sobre el pedazo de tela. A continuación trituraron en el mortero.
- Con ayuda del embudo, lavaron cuidadosamente con un poco de alcohol, los trozos de materia orgánica junto con la tela, y recogieron el alcohol del lavado dentro del frasco con tapa. Al terminar adicionaron el resto del alcohol al frasco.
- Después ataron la tela con un trozo de hilo, formando un saquito o bolsita, de tal manera que las cáscaras y las flores trituradas quedaran adentro. Luego introdujeron la bolsita dentro del frasco con el alcohol; lo taparon bien y lo agitaron repetidamente.
- Conservaron este frasco durante 10 días, agitándolo esporádicamente. Ellos sabían que cuanto más tiempo se dejara macerando la mezcla, mayor cantidad de compuestos aromáticos se extraerían.
- Una vez transcurrido ese tiempo, sacaron del alcohol la bolsita con las flores y la cáscara de las frutas, y la escurrieron lo mejor posible. Luego colocaron la bolsita dentro del embudo y la lavaron cuidadosamente con el agua destilada, colectando el agua sobre el alcohol.
- Para terminar, transfirieron la mezcla de alcohol aromatizado con agua al frasco ámbar con tapa atomizadora; lo cerraron perfectamente y lo agitaron.

Pusieron el frasco en el refrigerador durante 24 horas. Al final, todos disfrutaron su aromática y fresca colonia.

Talco perfumado para pies

- Para elaborar su segundo producto cosmético, hicieron una mezcla 50:50 de fécula de maíz y harina de arroz y la colocaron dentro de una bolsa de plástico.
- A continuación agregaron, con mucho cuidado para que no se desprendiera mucho polvo, el bicarbonato de sodio y el óxido de zinc.
- Hicieron un nudo a la bolsa, dejando un poco de aire en el interior para facilitar el mezclado y agitaron vigorosamente hasta que todos los ingredientes se incorporaran perfectamente.
- Luego abrieron la bolsa y rociaron un poco del perfume que eligieron, cuidando de no mojar en exceso el talco. Mezclaron todo.
- Después, tamizaron el talco para eliminar los grumos que se habían formado.
- Para finalizar, vertieron el talco en el bote de plástico e hicieron unas pequeñas perforaciones en la tapa para poder aplicarlo (figura 5.18). Este producto les ayudó a eliminar la humedad y prevenir el mal olor.



Figura 5.18 El talco es un polvo hecho de un mineral purificado. Se usa en algunos antisépticos y productos para el bebé.

Con la información obtenida y trabajando en equipo, decidan qué parte o fase del proyecto hará cada integrante. Presenten esta información por escrito a su profesor para su evaluación y seguimiento.

## ¿Cuáles son las propiedades de algunos materiales que utilizaban las culturas mesoamericanas?

### FASE I Inicio

Muchos de los materiales que usamos en el presente (y que nos son casi indispensables) tienen un origen ancestral. Para que conozcas un poco más acerca de cómo fueron transformados en el pasado y de cómo llegaron a nuestros días, te proponemos un viaje histórico: vayamos al México antiguo, antes de la llegada de los españoles. Lo que ahora conocemos como República Mexicana estaba dividido en dos grandes regiones culturales: Aridoamérica y Mesoamérica. Estos nombres los asignaron antropólogos del siglo xx.

La región denominada como Aridoamérica comprende lo que ahora son los estados de Baja California, Sonora, Durango, Chihuahua, Sinaloa, Zacatecas, Coahuila y Nuevo León. Esta región se dedicaba, principalmente, al cultivo y a la recolección de vegetales, la caza y la pesca.

La región Mesoamericana comprendía desde Sinaloa hasta lo que ahora es Costa Rica. Esta región se caracterizaba por tener una gran diversidad, tanto de flora como de fauna, y gracias a estas características crecieron sociedades humanas diversas.

La cultura mesoamericana desarrolló y mejoró las técnicas que se conocían de cultivo del chile, el tomate, la calabaza, el maíz, el frijol y el cacao; además, sus habitantes se valieron de la cal para hacer tortillas de maíz. Tenían buenas técnicas de cultivo, lo que hizo posible una abundante producción agrícola; los excedentes en la producción alentaron el intercambio comercial e impulsaron el desarrollo social, económico y político.

Las culturas mesoamericanas, como la olmeca, maya, zapoteca y mixteca (azteca), se destacaron por constituir civilizaciones en las que se fundaron centros urbanos. En éstos se usaron revestimientos (aplanado o estuco) para proteger o decorar las superficies de las edificaciones. Fue notable, en estos grupos, el diseño en forma de I de los patios para el juego de pelota. Respecto a los objetos, crearon armas hechas con madera, basalto y obsidiana.

En el campo de la ciencia, tuvieron avances en matemáticas y astronomía, ésta fue una herramienta que hizo posible determinar las fechas de cultivo y cosecha. El olmeca fue el primer pueblo mesoamericano en crear un sistema de escritura basado en números y un sistema de datación fundamentado en calendarios muy precisos (los mayas crearon similares).

Las actividades comerciales hicieron que estas sociedades se destacaran en la orfebrería, los textiles y las cerámicas. En Mesoamérica se conocieron diferentes metales, pero el más usado en la orfebrería fue el oro. Los pueblos antiguos practicaron la reducción de metales, que es la obtención del metal en su estado elemental a partir de sus compuestos.

La producción textil fue muy colorida; en ella se usaron tintes como el azul maya, hecho a base de añil, una planta de nombre *Indigofera suffruticosa*, la grana cochinilla extraída del insecto *Dactylopius coccus* y el tinte del caracol púrpura, *Plicopurpura pansa* (figura 5.19).



Figura 5.19 Las culturas prehispánicas se distinguieron por su habilidad para transformar materiales minerales y vegetales en colores que sirvieron para decorar textiles y murales.



## Glosario



**Isopreno.** Es un compuesto orgánico que presenta en su molécula dos dobles enlaces, cuyo nombre IUPAC es 2-metil-1,3-butadieno.

El papel se usaba en muchas de sus ceremonias religiosas. Sabemos cómo era la vida de los mesoamericanos por los códices, registros hechos sobre papel amate, el cual era obtenido del interior de la corteza de árboles del género *Ficus*; en este material dibujaban escenas de su vida cotidiana.

Otro de los materiales comunes en objetos y actos religiosos era el látex natural (es una dispersión coloidal de partículas de **isopreno** en agua); lo extraían del árbol del hule (*castilla elastica*), que en náhuatl se conocía como *ullacuitli*. El látex se obtenía rallando la corteza del árbol para que escurrieran unas gotas de líquido blanco, que con el calor cuaja fácilmente.

En este punto, para saber por qué el látex es importante hasta nuestros días, sólo tienen que ver a su alrededor: muchos artículos textiles son reforzados con látex (sobre todo, aquellos que requieren mayor elasticidad). La protección de la salud debe mucho al látex, pues los guantes y los anticonceptivos están hechos de este material.



**Figura 5.20** Desde tiempos precolombinos, la obsidiana ha sido un material muy apreciado en joyería. Las poblaciones mesoamericanas lo usaban en la producción de joyería y objetos rituales. También era útil en la fabricación de armas.

Ustedes pueden contrastar los modos de producción de los pueblos prehispánicos con los actuales; en el pasado, las poblaciones satisfacían sus necesidades transformando la naturaleza en pequeña escala. Las armas, por ejemplo, eran creadas con materiales orgánicos y con minerales (figura 5.20), y las pinturas y otros recubrimientos tenían, por lo general, una base mineral y animal. En nuestros días,

la industria química también hace uso de los recursos naturales, pero a gran escala; es decir, transforma grandes volúmenes de materiales para cubrir las necesidades de amplios sectores de la población.

El común denominador entre ambos periodos es que las sociedades, las antiguas y las industrializadas, han tomado de la naturaleza lo necesario para vivir. El conocimiento de esta explotación, se remonta, en muchos casos, a nuestros antepasados.

## FASE 2 Planeación

Ahora sabes qué conocimientos nos transmitieron las culturas mesoamericanas en el uso de ciertos materiales.

1. Para que conozcan más, se les recomienda que realicen la búsqueda de información, respondiendo las siguientes preguntas:

- ¿Qué función tiene la cal en la elaboración de las tortillas de maíz?
- ¿En qué consistieron los avances científicos de las culturas mesoamericanas?
- ¿Qué tipo de compuestos forman las rocas como basalto y obsidiana?
- ¿De qué sustancia estaba formado el colorante azul maya?
- ¿Qué sustancia está contenida en el colorante de grana cochinilla?



- ¿De qué sustancia está formado el colorante del caracol púrpura?
- ¿Qué ventajas tiene el uso de colorantes sintéticos comparado con los colorantes anteriormente mencionados?
- ¿Cómo se hacía el papel indígena mexicano?
- ¿Cuántos tipos de papel se producían y de qué materiales estaban elaborados?
- ¿Qué otros materiales naturales americanos llegaron a revolucionar el mercado europeo cuando fueron llevados por los españoles?

## FASE 3 Desarrollo

Ya habrán notado que en las preguntas se habla de los diferentes materiales, desde el uso de la cal, los tipos de colorantes, los diferentes tipos de papel. Es momento de experimentar en equipo, para comprobar qué tan eficaces son algunos de los procedimientos e ingredientes empleados en el pasado por las poblaciones prehispánicas.

Para comprobar las ventajas de los antiguos métodos, les sugerimos que lean el proyecto que realizó un equipo de trabajo en la secundaria técnica 27, conformado por Iván, Carmen, Giovanna e Isela, quienes trabajaron en la elaboración de un colorante a base de productos naturales.

### Por seguridad



Manténganse lejos de cualquier fuente de calor, ya que la acetona es volátil e inflamable.



#### Paso 1

Primero se organizaron para conseguir en sus casas o comprar lo siguiente:

#### Materiales

- ✓ Un mortero o molcajete
- ✓ Embudo
- ✓ Papel filtro
- ✓ Recipiente de plástico de 1.5 l de capacidad.
- ✓ Muestras de tejido de 5 x 5 cm de color blanco, 1 de poliéster, 1 de algodón, 1 de lino, 1 de lana.

#### Sustancias

- ✓ Agua, la necesaria
- ✓ Acetona
- ✓ Pétalos de 5 flores de cempasúchil o media pastilla de achioté

#### Paso 2

Molieron en el mortero los pétalos de las flores de cempasúchil, adicionando la acetona de 5 en 5 ml, hasta completar los 50 ml.

#### Paso 3

Una vez hecha la mezcla de acetona y pétalos de flor, la filtraron y conservaron la solución (ése es el extracto colorante). La flor ya molida y filtrada se desecha en el contenedor de residuos orgánicos.

#### Paso 4

Después vertieron el extracto en el recipiente de plástico.

#### Paso 5

Introdujeron las cuatro muestras de tejido y las dejaron reposar en la solución durante 20 minutos, agitando esporádicamente.

Paso 6

Transcurrido este tiempo, sacaron las muestras de tejido; las lavaron suavemente con agua y jabón, y las colgaron para dejarlas secar.

No olviden...

si no es temporada, será difícil encontrar las flores; entonces, sustitúyanlas con media pastilla de achiote, muélanla en el mortero, adicionando la acetona como se indicó en el paso 2 para los pétalos de flor.



Figura 5.21 En sus proyectos pueden usar a) flores de compasúchil o b) achiote. Lo importante es que ustedes analicen qué sucede al usar productos vegetales y no sintéticos.

Con la información obtenida y trabajando en equipo, decidan qué parte o fase del proyecto hará cada miembro del equipo. Presenten esta información por escrito a su profesor para su evaluación y seguimiento.

1. Contesten las preguntas que servirán para analizar los resultados:

- ¿Qué método de separación se lleva a cabo al moler las flores o el achiote con la acetona?
- ¿Se puede sustituir la acetona por algún otro solvente? Argumenten su respuesta.
- ¿Qué ventajas tiene usar achiote o las flores como colorante en lugar de productos sintéticos?
- Con este tipo de colorante, ¿qué fibras se tiñeron mejor?
- ¿Cómo clasificarían los colorantes usados en Mesoamérica, según su origen?
- ¿Qué tipo de superficies o materiales se teñían con esa clase de colorantes?
- La tendencia mundial general es usar colorantes naturales en lugar de sintéticos, ¿piensan que haya un resurgimiento de los colorantes naturales? Argumenten su respuesta.
- ¿Cuál es el costo de obtener la cantidad de colorante necesaria en el procedimiento?
- ¿Consideran que sería conveniente hacer este procedimiento a gran escala? ¿Por qué?

2. Consulten, al final de este bloque, cómo pueden hacer que su proyecto sea transmitido a otros compañeros, a la familia y a la comunidad. Recuerden que es muy importante emplear el conocimiento químico para lograr un entorno mejor.

Tic y más...

La visita a estas páginas puede servirles para entender la herencia en el conocimiento de la naturaleza que nos han legado los pueblos ancestrales, disponible en: <<http://www.revistafitotecniamexicana.org/documentos/39-2/1a.pdf>> (Consulta: 23 de enero de 2017).

## ¿Cuál es el uso de la química en diferentes expresiones artísticas?

### FASE I Inicio

¿Saben qué tienen en común la pintura, la escultura, la literatura, la arquitectura, la danza, la música?

Las seis son expresiones artísticas, comúnmente llamadas "bellas artes": actividades y productos realizados por los seres humanos con fines estéticos o de comunicación. Al cine, desde la primera mitad del siglo XIX, por sus valores estéticos, también se le ha considerado otra bella arte, la séptima. Otro aspecto que tienen en común es que todas estas manifestaciones están ampliamente ligadas con la química y con, prácticamente, todos los aspectos de nuestra vida diaria.



Figura 5.22 Sin la química, las distintas expresiones artísticas serían imposibles. ¿Puedes imaginar por qué?

A lo largo de la historia, la química ha ayudado a plasmar la inspiración de las personas en obras que han llegado a convertirse en testimonios de la historia y cultura de las sociedades. Esta ciencia ha contribuido a conservar y preservar estos testimonios.

Los estudiosos de las artes ven en la química una herramienta invaluable para conocer el origen, el tiempo, la técnica y el material usados en determinado periodo. Así, mediante la química ha sido posible entender cómo fue posible hacer un monumento que desafíe las leyes de la gravedad o esculturas resistentes a las condiciones ambientales. Este conocimiento también ha contribuido a obtener pinturas con colores hermosos y estables al tiempo y la luz, al igual que escribir una obra de arte y manejar la luz o el sonido. Los fenómenos de la naturaleza han podido traducirse en obras de arte.

La apreciación artística y la química están estrechamente vinculadas con la bioquímica. Cuando estamos en contacto con una obra de arte, se secretan sustancias que provocan respuestas en nuestro organismo como movimientos, la evocación de recuerdos y sensaciones diversas que van de la tristeza, alegría, euforia, a la tranquilidad. En síntesis, la química y su desarrollo como ciencia han servido también como inspiración para muchas de las expresiones artísticas.



PROYECTO  
6

## La química en la música

La música surge como medio de expresión y resultado de la evolución humana: el perfeccionamiento de los instrumentos musicales está fuertemente relacionado con el desarrollo de la química y del conocimiento. Si bien, en un principio las piedras, palos y semillas sirvieron para producir sonidos, poco a poco estos objetos han ido evolucionando hasta lo que conocemos hoy en día: instrumentos de materiales variados y con estructuras que facilitan la emisión de notas y tonos muy especiales.

Los instrumentos de cuerda son producidos de diferentes maderas, las cuales son sometidas a tratamientos de preparación y recubiertas por barnices creados con este fin (figura 5.23). Estos procesos, en conjunto con las cuerdas (que pueden ser de diferentes materiales, desde biopolímeros naturales, también conocidos como *tripa*, hasta los polímeros sintéticos como el nylon, sin olvidar las cuerdas de metales recubiertas con películas especialmente dispuestas de politetrafluoretileno -PTFE-), contribuyen a la obtención de tonos y notas muy especiales.

Los instrumentos de viento y de percusión han tenido desarrollos similares con la química de la mano. Las mejoras también han influido en la creación de estuches para contener los instrumentos, aditivos para lubricar, pulir, limpiar, afinar y ayudar a la conservación de los mismos. El estudio de la propagación del sonido en diferentes medios ha sido muy útil para el diseño de las salas de conciertos y definir la energía necesaria para la creación de amplificadores, reguladores, entre otros.

### Glosario

**Luthier o lutier.** Persona que construye o repara instrumentos musicales de cuerda.



### ¡Un ojo al dato!

Los famosos violines del **luthier** italiano Antonio Stradivarius, el más célebre constructor de instrumentos de cuerda de la historia de la música, están cotizados hoy en día en millones de euros. Estas piezas han sido sometidas a análisis fisicoquímicos muy completos que abarcan rayos X y resonancias magnéticas, para tratar de encontrar el secreto en la elaboración cuyo resultado es una calidad instrumental que no ha podido igualarse.

**Figura 5.23** ¿Descubriste el secreto para conseguir la calidad de sonido de los violines Stradivarius?



## La química en la pintura

Desde tiempos remotos, los seres humanos aprendieron a obtener de la naturaleza sustancias colorantes que han servido como medio de expresión. Las pinturas rupestres, encontradas en cuevas, son un ejemplo de ello: los hombres primitivos se valían de piedras que contenían algunos minerales como el óxido de hierro (tono rojo), silicato de aluminio (blanco), sulfato de hierro (amarillo) y el óxido de manganeso (negro). Las comunidades primitivas molían y mezclaban estas sustancias con agua para plasmar dentro de las cavernas sus expresiones artísticas. Mediante métodos de análisis químicos modernos se han identificado estos componentes en las pinturas e, incluso, se ha obtenido una idea bastante precisa de la fecha de elaboración y las técnicas empleadas en las mismas.

La química brinda también herramientas para la conservación y restauración de las pinturas antiguas, así como para determinar su autenticidad. Es importante mencionar que los pigmentos, las telas y otras superficies para pintar están elaborados a partir de compuestos químicos diversos. En términos generales, para fabricar una pintura se requieren los siguientes componentes: pigmentos y cargas, vehículo, resinas o ligantes, y aditivos, como antiespumantes, fijadores, conservadores y secantes.

## La química y la danza

Hasta ahora hemos mencionado expresiones artísticas que usan, como medio de expresión, algunos objetos físicos fabricados por las personas, por lo que su relación con la química se puede percibir fácilmente, pero ¿qué pasa con una expresión como la danza, en la que el objeto de expresión artística es el mismo cuerpo humano?

Bailar y realizar movimientos artísticos son acciones que precisan de la energía obtenida a través de las diferentes reacciones bioquímicas que se llevan a cabo dentro del cuerpo humano, también conocidas como de metabolismo. La información sensorial que recibe el cerebro y que se estimula por los diferentes elementos que componen la danza (música, ritmo, armonía, sonidos, movimientos y emociones) involucra también múltiples reacciones bioquímicas al interior del organismo. Por otra parte, la activación bioquímica de los neurotransmisores y de las neuronas hace posible el control de los músculos, la generación del pensamiento, de las emociones y sensaciones (figura 5.24).



**Figura 5.24** Los movimientos que distinguen a las distintas danzas son producto de una serie de reacciones bioquímicas. Las compañías de danza cuidan en extremo el modo en que deben lucir sus bailarines, de ahí que éstos deban seguir una alimentación que los mantenga sanos, esbeltos y con un aspecto ágil.

## La química y la arquitectura

El vínculo entre ambos conocimientos ha sido muy estrecho, desde tiempos remotos: para erigir las primeras construcciones fue necesario investigar qué materiales eran los más adecuados y resistentes; se tienen datos de que se emplearon algunos como el cemento natural, una mezcla de sílice (óxido de silicio), dolomita (carbonato de calcio y magnesio) y calcita (carbonato de calcio), la cual, al ser sometida a calentamiento en presencia de arcilla y, posteriormente, combinada con grava y arena, daba lugar a un material muy similar al cemento que se usa en la actualidad. El conocimiento de las propiedades químicas y físicas de los materiales de construcción (estructuras metálicas, paredes), pigmentos (pinturas), puertas y ventanas (maderas y metales) entre otros, ha hecho posible que los arquitectos predigan el tipo de desgaste que manifestará una construcción con el paso del tiempo. Pero también, en la arquitectura se estudian espacios, formas y ordenamientos, los cuales están ligados con los arreglos de las moléculas. De hecho, se ha desarrollado una rama conocida como arquitectura molecular, la cual describe cómo se disponen los átomos para formar estructuras tridimensionales; esto determina, por ejemplo, la ubicación de los cristales.

## La química y el cine

Las películas empleadas para filmación requieren de múltiples y variadas sustancias químicas, así como reacciones químicas para lograr plasmar imágenes. Los medios de transmisión en la cinematografía también involucran amplio uso y conocimiento de ciencias como la química y la física. ¿Se han preguntado alguna vez por qué

Tic y más...

Conoce cómo la química interviene hasta en el modo en que percibimos la belleza...

Guerrero Mothelet, Verónica, "La belleza está... en tu cerebro", en *¿Cómo ves?*, número 171, disponible en: <http://www.comoves.unam.mx/numeros/articulo/171/la-belleza-esta-en-tu-cerebro>> Explora cómo los antiguos mexicanos producían sus propios colores...

Arthur J. O. Anderson, *Materiales colorantes prehispánicos*, disponible en: <http://www.historicas.unam.mx/publicaciones/revistas/nahuatl/pdf/ecn04/044.pdf>>

Para conocer cómo el caracol púrpura pansa sirve para producir colores llamativos para telas, visita: Castillo-Rodríguez, Zoila Graciela; Amezcua-Linares, Felipe, "Biología y aprovechamiento del caracol morado púrpura pansa (Gould, 1853) (*gastropoda: neogastropoda*) en la costa de Oaxaca, México", en *Anales del Instituto de Ciencias del Mar y Limnología*, disponible en: <http://biblioweb.tic.unam.mx/cienciasdelmar/instituto/1992-2/articulo421.html>> (Consulta: 23 de diciembre de 2016).

muchas películas mudas se ven dañadas o, sencillamente desaparecieron? La respuesta es sencilla: porque el nitrato de celulosa, material altamente inflamable, era empleado como soporte antes de la década de 1940 (figura 5.25). Al pasar los años, los rollos filmicos llegaron a quemarse, incluso por efecto de la temperatura ambiente. Después de la Segunda Guerra Mundial se llevaron a cabo experimentos que dieron como resultado materiales más durables y menos peligrosos.



**Figura 5.25** La mayor parte de las cintas previas a 1930 se han perdido para siempre. La razón se relaciona con la química: el nitrato, material presente en las películas de entonces, es particularmente inflamable. Para preservar los archivos filmicos es necesario guardarlos a temperatura y humedad controladas.

FASE 2 Planeación

Es probable que después de haber leído el texto anterior les hayan surgido muchas preguntas que sirvan como detonante para un proyecto relacionado con la participación de la química en las distintas expresiones artísticas. Anoten todas estas dudas, agréguelas a las que les presentamos a continuación, y elijan una o varias para delimitar el tema del proyecto que realizarán.

1. Lean estas sugerencias:

- a) ¿Qué sustancias empleaban los hombres primitivos para pintar las pinturas rupestres?
- b) ¿De qué están formadas pinturas como el óleo, el pastel, las acuarelas y el témpera?
- c) ¿Qué son los pigmentos, las cargas, los vehículos, los ligantes y los aditivos que constituyen las pinturas para arte? ¿Cómo se clasifican?
- d) ¿En qué consisten los métodos de conservación de pinturas y de esculturas?
- e) ¿Qué materiales se emplean para hacer esculturas? ¿De dónde se obtienen? ¿Qué características poseen?
- f) ¿Qué son los neurotransmisores? ¿Cómo funcionan durante la generación de emociones y de movimientos voluntarios?
- g) ¿Cómo se lleva a cabo el proceso para detectar que una pintura es falsificada?
- h) ¿Cuáles son los nuevos materiales que se están desarrollando para construir instrumentos musicales? ¿Qué características tienen?
- i) Dentro del arte moderno, ¿cómo participan las nuevas tecnologías?
- j) ¿Qué características deben reunir las pinturas que se emplean para pintar murales? ¿Cómo se preparan los muros?
- k) ¿De qué están hechas las películas para filmación? ¿Cómo se revelan?

- l) ¿Cómo se fabrican las películas actuales? ¿Qué ventajas tienen los nuevos materiales?
- m) ¿Cómo se pueden fabricar pinturas con materiales caseros?
- n) ¿Cómo se puede elaborar un material para diseñar esculturas?

2. Después de que hayan decidido cuál será el tema de su proyecto, hagan un planificador en una cartulina o en un procesador de texto. Indiquen claramente las tareas a realizar, las fechas y la repartición de las mismas entre los integrantes del equipo.

FASE 3 Desarrollo

Si su proyecto es de investigación, gestionen las visitas a los diferentes lugares que planearon: museos, galerías, institutos y escuelas de arte. Asegúrense de obtener los permisos correspondientes y de seguir los lineamientos establecidos.

Si su proyecto es tecnológico (para elaborar un producto), soliciten la autorización para llevarlo a cabo en alguna de sus casas. Tengan cuidado de dejar el sitio y los utensilios que ocupen, perfectamente limpios y en orden.

El equipo que forman Ernesto, Guadalupe, Alberto y Alfonso de la escuela "Victor Hugo" se propuso hacer un proyecto tecnológico, en el cual elaboraron un producto para pintar con los dedos (pintura digital).

Por seguridad

Utilicen bata para no manchar su ropa o uniformes con pintura.



Paso 1

- Los productos que crearon son pigmentos naturales y pintura para dedos.
- Primero tuvieron que extraer los pigmentos a partir de tejidos vegetales. Con ellos elaboraron pintura para colorear con los dedos, integrando materias primas de uso común. Durante su trabajo tuvieron la precaución de usar bata, gafas de seguridad, guantes y agarraderas para superficies calientes.

Paso 2

Entre todos los miembros del equipo consiguieron los siguientes materiales y sustancias. Trabajaron en la cocina de la casa de Alberto.

Materiales

- ✓ 3 ollas con capacidad de 500 ml
- ✓ 1 olla con capacidad de 1 litro
- ✓ Pala de madera
- ✓ 2 vasos, taza o contenedores con capacidad de 250 ml
- ✓ 1 colador
- ✓ 1 cuchillo o cutter
- ✓ Estufa o mechero
- ✓ Varios frascos de plástico o vidrio pequeños
- ✓ Una charola o plato

Sustancias

- ✓ Agua destilada o embotellada para extraer los colorantes y elaborar la pintura
- ✓ Flores de Jamaica deshidratadas, col morada, hojas de espinaca (50 g de cada uno)
- ✓ 50 ml de jugo de zanahoria
- ✓ 90 g de fécula de maíz
- ✓ 100 g de sal de mesa
- ✓ 12 g de grenetina en polvo
- ✓ Una cucharada de café soluble

Paso 3

Extracción de pigmentos

- Con mucho cuidado, Alberto cortó en trozos pequeños y por separado la col morada, las hojas de espinaca y las flores de Jamaica.
- Colocaron cada uno de los vegetales cortados por separado, en las ollas de 500 ml, y adicionaron 250 ml de agua en cada una.
- Pusieron al fuego las tres ollas y dejaron que el contenido hirviera durante 15 minutos. Después de este tiempo, retiraron las ollas del fuego y las dejaron enfriar un poco.
- A continuación colaron las preparaciones y exprimieron la materia vegetal para extraer lo más posible sus pigmentos.
- Colectaron el líquido pigmentado dentro de frascos.
- Por separado, hirvieron el jugo de zanahoria para que se concentrara el pigmento. Una vez frío, lo guardaron dentro de otro frasco.
- Con base en lo que aprendieron en el bloque 4, lograron obtener diferentes coloraciones con el extracto de la col morada, pues éstas varían de acuerdo con la acidez. Así, consiguieron un tono púrpura y uno azul, agregando, a diferentes muestras, bicarbonato de sodio o jugo de limón.
- Para obtener pigmento café, disolvieron en agua una cucharada de café soluble.

Elaboración de pintura para dedos

- Una vez que extrajeron los pigmentos vegetales, procedieron a elaborar las pinturas. Para ello pusieron a hervir dentro de una olla con capacidad de 1 litro, 3 tazas de agua.
- Por separado, disolvieron en frío la fécula de maíz en 1 taza de agua, para formar una especie de lechada. Luego disolvieron la greda en  $\frac{1}{4}$  de taza de agua y la reservaron para después.
- A continuación adicionaron, poco a poco y sin dejar de mover con la pala de madera, la lechada de fécula de maíz, al agua hirviendo. Después agregaron una cucharadita de sal y la mezclaron mediante agitación.
- Cocinaron la fécula de maíz a fuego medio, sin dejar de mover, hasta que alcanzó el punto de ebullición. Así mantuvieron la mezcla durante 2 minutos, removiendo con la pala para que no se pegara al fondo de la olla.
- Retiraron la mezcla de fécula de maíz del fuego y añadieron la greda que habían disuelto en agua.
- Dejaron enfriar la preparación y la repartieron en varios frascos pequeños. Después agregaron a cada frasco un poco del extracto de los pigmentos que elaboraron con anterioridad, mezclando perfectamente.
- Así obtuvieron las pinturas para dedos en color verde, rojo, amarillo-naranja, púrpura, azul y café. A Ernesto se le ocurrió hacer mezclas entre ellas, para tener más tonalidades.
- Al final, probaron sus pinturas pintando sobre diferentes superficies, dejándola secar. La pintura que sobró la conservaron un par de días en refrigeración.

Con la información obtenida y trabajando en equipo, decidan qué parte o fase del proyecto hará cada miembro del equipo. Presenten esta información por escrito a su profesor para su evaluación y seguimiento.

## ¿Puedo dejar de utilizar los derivados del petróleo y sustituirlos por otros compuestos?

### FASE I Inicio

Todos los seres vivos en el planeta requerimos alimentos para vivir. Éstos son transformados, por medio de reacciones bioquímicas, en sustancias más sencillas que se usan para conformar la estructura corporal y obtener energía mediante reacciones de combustión; en el caso de las plantas, el proceso es la fotosíntesis y en el de los animales, la respiración.

La fotosíntesis se lleva a cabo en las plantas verdes, que aprovecha la luz del sol para convertir el dióxido de carbono y el agua en oxígeno y glucosa. En los animales, la respiración ocurre cuando éstos toman el oxígeno del aire y devuelven dióxido de carbono y agua. De este modo se completa el ciclo del carbono.

Desde que la vida se inició en el planeta, la fotosíntesis y la respiración se llevan a cabo miles de millones de veces mientras que, al mismo tiempo, ocurren otras reacciones químicas causantes de que los seres vivos crezcan, se reproduzcan, mueran y se descompongan. Todos los restos animales y vegetales se depositan en el fondo de lagos y pantanos, en los océanos y en la tierra. Estos sedimentos se han ido acumulando a través de los siglos.

Gracias a las condiciones de temperatura y presión que prevalecen en las capas internas de la Tierra, estos sedimentos se convirtieron en una mezcla compleja, a la que llamamos **petróleo**. En otros casos, las reacciones y condiciones no producen petróleo sino hulla, que es una roca sedimentaria quebradiza de color negro opaco, por su alto contenido de carbono elemental.

El petróleo (cuyo nombre proviene de las palabras latinas *petra*, que significa piedra y *oleum*, es decir, aceite) es una mezcla de hidrocarburos (compuestos formados únicamente por hidrógeno y carbono). Es un líquido negro, viscoso y con olor característico. Desde su descubrimiento se han estudiado e investigado ampliamente, sus orígenes, reacciones, propiedades y aplicaciones.

El petróleo ha estado presente desde hace muchos siglos en la historia de la humanidad. Se tiene conocimiento de que en México los antiguos pobladores lo usaban en las embarcaciones, ya que servía como impermeabilizante. Aproximadamente en el año 1700 a.n.e., los árabes lo emplearon con fines medicinales para remediar la calvicie o la gota; incluso se creía que era una "medicina universal".

A mediados del siglo XIX la única forma de determinar si en un lugar había petróleo era observando dónde había filtraciones de aceite, evidencia de que había algún depósito cerca de la superficie. En la actualidad, gracias a la tecnología, se pueden usar maneras más precisas de determinar en dónde hay yacimientos de petróleo; sin embargo, no fue sino hasta que se cavaron pozos profundos que fue posible confirmar tal existencia. En el presente, el único lugar en el que no se ha encontrado petróleo es en la Antártida (figura 5.26).

Cuando se extrae el petróleo de la tierra, se deposita en grandes tanques de almacenamiento, cuyo volumen se mide en barriles, éstos tienen una capacidad de



**Figura 5.26** En el pasado, el petróleo sólo se detectaba si había filtraciones de aceite. En la actualidad, la demanda de hidrocarburos ha hecho necesario explorar yacimientos en tierra o en el mar. Millones de barriles son extraídos diariamente en todo el planeta.



PROYECTO 7



**Figura 5.27** Organizaciones ambientalistas han hecho énfasis en que la solución, ante el agotamiento de los yacimientos petrolíferos, son los biocombustibles. No obstante, la producción de éstos supone otros problemas: deforestación y más tierras destinadas al cultivo (con lo que se agravaría el calentamiento global).

159 l (equivalente a 55 galones). El petróleo crudo (recién extraído) se puede separar en productos de muy alto valor comercial mediante un proceso conocido como **destilación fraccionada**. De éste resultan: asfaltos, parafinas, combustibles (como el queroseno, la gasolina, el diesel, la turbosina y el gasavión), aceites lubricantes, combustóleo y gas licuado de petróleo.

Algunos de estos productos se pueden transformar, a su vez, en productos petroquímicos secundarios de mayor valor comercial, como resinas y solventes.

De la industria petroquímica se obtienen: fármacos, plásticos, colorantes, tintas, explosivos, detergentes, barnices, insecticidas, entre muchos otros.

La industria petroquímica clasifica al petróleo de acuerdo con sus calidades y la densidad en grados API, que es un parámetro internacional del Instituto Americano del Petróleo (*American Petroleum Institute*; cuadro 5.2).

Cuadro 5.2 Clasificación del petróleo

| Petróleo    | Densidad en g/cm <sup>3</sup> | Densidad grados API |
|-------------|-------------------------------|---------------------|
| Supertigero | menor a 0.85                  | mayor a 39          |
| Ligero      | entre 0.87 y 0.83             | entre 31.1 y 39     |
| Mediano     | entre 0.92 y 0.87             | entre 22.3 y 31.1   |
| Pesado      | entre 0.92 y 1.0              | entre 10.0 y 22.3   |
| Extrapesado | mayor a 1.0                   | mayor a 10          |

En México se explotan tres tipos de petróleo crudo: uno es el llamado Maya o petróleo pesado (Chiapas) con densidad de 22 grados API y 3.3% de azufre en peso; otro es el petróleo Istmo o petróleo ligero (Campeche y Chiapas) cuya densidad es de 33.6 grados API con 1.3% de azufre en peso; y el Olmeca o petróleo súper ligero (Tabasco, Veracruz, Tamaulipas) cuya densidad es de 39.3 grados API y 0.8% de azufre en peso.

FASE 2 Planeación

Como saben, el petróleo y sus derivados son un recurso no renovable y la tendencia actual es desarrollar energías alternativas.

1. Para que se inicien en la problemática propuesta, piensen si es posible reducir el uso de los derivados del petróleo y sustituirlos por otros compuestos. Se recomienda que realicen la búsqueda de información, respondiendo las siguientes preguntas:

- ¿Qué entiendes por "derivado del petróleo"?
- Escriban una lista de las sustancias que son consideradas derivados del petróleo.
- Expliquen brevemente cuál es el funcionamiento de un motor de combustión interna.
- ¿Qué propiedades físicas de los hidrocarburos permiten su separación?
- ¿En qué consiste la destilación fraccionada?
- ¿Qué productos o fracciones se obtienen de una torre de destilación?

- ¿Por qué los productos de petróleo son considerados compuestos orgánicos? ¿Qué son los alcanos? Elaboren una tabla en donde escriban el nombre, la fórmula, el estado físico y los puntos de ebullición de los primeros diez alcanos.
- ¿Cómo se clasifican los derivados del petróleo?
- Investiguen qué otros compuestos orgánicos existen, cuál es su principal uso y den un ejemplo de cada uno.
- ¿Qué son los biocombustibles?
- ¿Qué son y para qué sirven los módulos fotovoltaicos?
- ¿Qué es la energía eólica?
- ¿A qué le se llama energía renovable?
- ¿Qué ventajas o desventajas tienen los combustibles fósiles sobre los biocombustibles?
- ¿Qué sustancias se necesitan para elaborar biocombustibles?
- ¿Cuál es el costo de producción de los biocombustibles comparado con los combustibles fósiles?

Habrán encontrado, en su investigación, que los diferentes tipos de combustibles derivan del petróleo. Pero éstos son tan sólo algunos usos. Es importante reflexionar si estos materiales pueden ser sustituidos, ya que, como se ha hecho evidente a lo largo de las últimas décadas, el petróleo tiende a agotarse, además de que el uso de las gasolinas en el transporte ha producido daños a la atmósfera.

FASE 3 Desarrollo

En esta etapa del proyecto, los equipos de trabajo buscarán responder la problemática inicial. Pueden tomar como ejemplo lo que Max, Pedro, Alonso y Martha, de la secundaria 122 de San Luis Potosí, hicieron. Ellos, con base en los temas investigados en la etapa anterior, realizaron un proyecto de divulgación sobre los posibles sustitutos de los combustibles fósiles.

Paso 1

Para comprobar la utilidad de estos productos, primero se enfocaron en el estudio y aplicación de alguna de las energías alternativas, como la energía eólica, la energía obtenida en paneles solares, el biodiésel, el bioetanol, el uso del hidrógeno, entre otros.

Paso 2

Con base en las respuestas sobre las ventajas y las desventajas del uso de estas energías alternativas sobre los combustibles fósiles, elaboraron una tabla de comparación y, a partir de ella, realizaron un análisis de

los posibles efectos en el ambiente del uso de combustibles fósiles y de la energía alternativa que eligieron.

Paso 3

En una etapa posterior, cada uno decidió cuál era la tecnología o el sustituto que mejor podía contribuir a satisfacer los requerimientos de las sociedades modernas, sin afectar de modo considerable el medio ambiente. Max incluso, propuso cómo podían difundirse los proyectos entre amigos, compañeros, vecinos y parientes. Él se basó en una descripción similar a la que te ofrecemos, en la siguiente fase.

Con la información obtenida y trabajando en equipo, decidan qué parte o fase del proyecto hará cada miembro del equipo. Presenten esta información por escrito a su profesor para su evaluación y seguimiento.

¡Un ojo al dato!



Los ésteres son compuestos orgánicos que le dan el sabor y el olor a las frutas y a las flores. Pueden sintetizarse a partir de derivados del petróleo. Sirven como plastificantes en la fabricación de polímeros, en la elaboración de analgésicos, aditivos alimentarios e insecticidas.

Como te indicamos en la "Introducción" al inicio de este bloque, llegó el momento de presentarte las dos últimas fases de tus proyectos que podrás llevar a cabo para concluir cada uno de ellos.

### FASE 4 Comunicación

La penúltima fase de los proyectos es fundamental, pues en ella ustedes transmiten a su grupo o, incluso, a un público más amplio, por qué es importante su trabajo en equipo y qué cambios se pueden propiciar en las actividades cotidianas de la escuela, la familia y la comunidad, si se adoptan pequeñas acciones que pueden marcar una notable diferencia.

La comunicación sirve para que los individuos intercambiamos puntos de vista, demos a conocer nuestras experiencias y favorezcamos la toma de decisiones, en bien de todos. Con este objetivo, les recomendamos que echen mano de su creatividad, porque van a divulgar el producto o productos de sus proyectos, mediante los siguientes recursos:

- Presentaciones audiovisuales. Pueden tomar fotografías del proceso y de sus resultados y montarlas en algún programa de diapositivas para hacer presentaciones en computadora y agregar algún tipo de descripción en audio o, bien, describir en el mismo lugar qué hicieron, cuál fue el objetivo y cuáles sus hallazgos.
- Dramatizaciones. Obras de teatro, historias en fotografía o video.
- Ferías de ciencia. En ellas pueden participar todos los compañeros.
- Periódicos murales o impresos con material reciclado.

Recuerden que, como esta fase lo indica, lo importante es comunicar y compartir sus resultados. Para hacerlo, pueden explotar toda su imaginación, siempre que sirva para motivar la reflexión. Aquí se vale preguntar, emitir opiniones, proponer, siempre en una ambiente de respeto. De lo que se trata es de construir aprendizajes, juntos, estudiantes, profesores, familiares y miembros de la comunidad, o quienes ustedes consideren.

### FASE 5 Evaluación

Han llegado a la última etapa del proyecto: la evaluación. Considérenla como una oportunidad para aprender de otros y demostrar las habilidades que desarrollaron durante las actividades.

Tengan presente que un ejercicio de evaluación honesto, les va a ayudar a construir sus fortalezas individuales y a modificar malos hábitos y conductas no muy convenientes. Además, les permitirá explorar sus áreas de interés, encaminándolos al siguiente ciclo de su vida académica, al que muy pronto se incorporarán.

No olviden que ustedes, los estudiantes, son los mejores jueces de la calidad de su propio trabajo.

- Cualquiera que haya sido el tema que eligieron para el proyecto final, les invitamos a que, en equipo, contesten estas preguntas. Usen su bitácora de proyecto.

#### Tic y más...

Para ampliar su conocimiento sobre las ventajas y desventajas de los biocombustibles, consulten:

Espinoza de Aquino, Wendy; Goddard Juárez, Mónica; Gutiérrez Arellano, Claudia y Bonfil Sande, Consuelo; "Los biocombustibles", en *¿Cómo ves?*, número 123, disponible en: <<http://www.comoves.unam.mx/numeros/articulo/123/los-biocombustibles>>

(Consulta: 23 de diciembre de 2016).

#### Preguntas para evaluar nuestro proyecto final de manera general

- ¿Cuál fue la pregunta o preguntas que nos planteamos para llevar a cabo nuestro proyecto?
- ¿De qué manera se relacionan estas preguntas con los contenidos estudiados en el curso, como la transformación de materiales o la obtención de productos químicos?
- ¿Cuáles fueron las predicciones o hipótesis que formulamos?
- ¿Qué hicimos para dar respuesta a las preguntas que nos formulamos?
- ¿Qué decisiones tomamos, encaminadas a ejercer o fomentar el consumo responsable?
- ¿Qué destrezas y habilidades demostramos durante el desarrollo del proyecto?
- ¿Cómo utilizamos los diversos medios, recursos y tecnologías de la información y la comunicación durante la realización de nuestro proyecto?
- ¿Cómo evaluamos la efectividad, durabilidad, impacto ambiental y beneficio social de los procesos o productos que generamos con nuestro proyecto?
- ¿De qué manera comunicamos los resultados de nuestro proyecto?
- ¿Hacia qué público fue dirigida nuestra comunicación? ¿Qué efecto causó en él?

Ahora te toca hacer un acto de reflexión individual. Piensa en las aportaciones y actitudes que tuviste a lo largo del proyecto: ¿qué hiciste?, ¿cómo te sentiste trabajando en equipo?, ¿qué te disgustó?, ¿cómo se sintió el resto del equipo con tu trabajo?

- Completa tu autoevaluación, respondiendo las preguntas en tu cuaderno para consultarlo cuando lo desees.

#### Preguntas que me guiarán a evaluar mis actitudes en el trabajo en equipo

- ¿Qué papel asumí en el equipo?
- ¿Cumplí las expectativas que mis compañeros tenían sobre mí? ¿Por qué?
- ¿Qué hice cuando descubrí que no podía o no quería hacer algo? ¿Qué es lo más importante que aprendí? ¿Por qué?
- ¿Qué fue lo más fácil y lo más difícil de hacer? ¿Por qué?
- ¿Cuáles cambios me gustaría hacer en mi desempeño en equipo?
- ¿Considero que logré todas mis metas? ¿Por qué? ¿De qué manera mi trabajo contribuyó al éxito del proyecto?
- ¿Cómo influyeron mis ideas en el desarrollo del proyecto?
- ¿Respeté las ideas de mis compañeros? ¿De qué manera?
- ¿Ha cambiado el modo como trabajé en equipo? ¿De qué forma?
- ¿Cuáles considero que son mis logros y fortalezas al final del curso?
- ¿En cuáles áreas mejoré con respecto a mi desempeño en los proyectos anteriores?
- ¿Qué áreas de mi desempeño puedo mejorar? ¿Cuáles son mis metas para el futuro?

Cuando termines, comparte tu autoevaluación con tu profesor y pídele que te dé su opinión al respecto, porque es posible que él perciba aspectos que ignoras y retroalimente tu trabajo.

Por último, sólo nos resta agradecer tu interés, entusiasmo y curiosidad científica a lo largo de este curso. Sabemos que estás preparado para lo que vendrá cuando dejes esta escuela. Verás que tu aprendizaje por proyectos te ayudará a planear, administrar el tiempo, tomar decisiones e implementar proyectos que tienen aplicación en el mundo real, más allá del ámbito escolar.

¡Seguro que sabremos de ti muy pronto!

1. Lee el siguiente texto y luego contesta las preguntas.

### Detergentes en la vida cotidiana: su uso en Mesoamérica hasta nuestros días

En Mesoamérica, los habitantes precolombinos descubrieron las propiedades de algunas de las sustancias presentes en su entorno. Los pueblos agrícolas, por ejemplo, lograron obtener productos con propiedades fertilizantes al mezclar las tierras de cultivo con pescado, fragmentos de conchas, ceniza vegetal y guano.

También aprovecharon sus conocimientos de las propiedades de las sustancias para fabricar telas con fibra de maguey, agave y algodón. Para decorar usaban pigmentos minerales, especialmente óxido de hierro, malaquita o carbonato básico de cobre.

Los pobladores del Valle de México, en épocas de sequía, observaron que de la superficie de la tierra salían unas costras de sales que se conocían como tequixquitl o tequesquite. Los indígenas recogían estas costras y las usaban para el lavado de la ropa, también utilizaron la raíz de coplaxócotl (*saponaria americana*), y la raíz de metl. Son éstos los productos que anteceden al detergente.

Los detergentes actuales son productos que se elaboran a base de compuestos químicos que separan la suciedad de los tejidos de las telas y la mantienen en suspensión en el agua del lavado.

Por su amplia utilidad, los detergentes se usan tanto en la industria como en los hogares, sin embargo, constituyen una fuente de contaminación del agua. Tanto los detergentes como los jabones son biodegradables, pero la biodegradabilidad se ve limitada si estos compuestos se encuentran en exceso en un cuerpo de agua

#### Pregunta 1

Para determinar el impacto de las sustancias que se usaban en la limpieza, nos plantearemos la siguiente hipótesis:

*Los detergentes utilizados en la época prehispánica eran menos contaminantes que los que actualmente utilizamos.*

Para comprobar este planteamiento, nos podemos preguntar lo siguiente:

- ¿Qué es el tequesquite, coplaxócotl (saponaria) y la raíz de metl (agave)?
- Identifica sus componentes químicos y averigua si actualmente tienen algunos usos.
- Revisa los ingredientes del detergente que utilizan en tu casa para lavar ropa.
- Decide si el planteamiento es cierto o falso.

Explica por qué.

#### Pregunta 2

Hagamos un experimento para comprobar la hipótesis planteada.

Necesitarás dos trozos de tela (de preferencia de algodón) en forma de rectángulos, del mismo tamaño (por ejemplo de 10 x 15 cm) y del mismo material. Una cucharada de detergente y una cucharada de tequesquite (éste lo consigues en el mercado), agua y dos vasos de precipitados de 250 ml.

Disuelve en un vaso con agua el detergente y en otro el tequesquite. Con ambos pedazos de tela limpia tu mesa de trabajo,

luego, introduce en cada vaso una tela sucia y con las cucharas agita vigorosamente hasta que observes que la tela quede limpia.

De acuerdo con lo que observaste en el experimento, contesta las siguientes preguntas:

- ¿Cuál de los dos ingredientes limpió con mayor facilidad la tela? Explica tu respuesta.
- ¿Consideras que ambas opciones son buenos limpiadores? Explica tu respuesta.

#### Pregunta 3

Deja reposar el agua hasta que la espuma haya desaparecido. Revisa ambos vasos y registra tus observaciones. Presenta la información a tus compañeros y discutan sus resultados. Puedes utilizar el siguiente ejemplo de tabla:

| Ingrediente         | Sustancias que contiene | Observaciones |
|---------------------|-------------------------|---------------|
| Detergente en polvo |                         |               |
| Detergente líquido  |                         |               |
| Tequesquite         |                         |               |
| Coplaxócotl         |                         |               |
| Raíz de metl        |                         |               |
| Otros               |                         |               |

- ¿Cuál de ellos dejó más residuos que pueden constituirse en fuentes de contaminación ambiental?

#### Pregunta 4

Investiga cómo es el tratamiento de aguas en tu localidad y responde lo siguiente. ¿Este proceso permite que el agua quede libre de contaminantes producido por el uso de detergentes?

#### Pregunta 5

De acuerdo con el ejercicio anterior:

- ¿Son las sustancias de limpieza utilizadas en la época prehispánica menos contaminante que los detergentes actuales? ¿Por qué?
- ¿Qué razones apoyan la hipótesis inicialmente planteada?

#### Pregunta 6

Observa la imagen y lee el pie de figura.



Figura 5.29 Aplicando la bioelectricidad y la hidrodinámica esta esfera está diseñado para lavar cualquier tipo de ropa sin jabón, detergente ni suavizante y así, proteger al medio ambiente.

El campo magnético que activa los grupos de moléculas de agua generan aniones (partículas con carga eléctrica) que se adhieren a la suciedad y la arrastran con el agua.

Estas esferas eliminan los gérmenes de los tejidos, disminuyen la acidez del agua (que daña la ropa) y absorben el cloro manteniendo los colores.

Explica si, tanto la imagen como su texto, proporcionan información científica básica para que el consumidor tome decisiones al comprar un producto y cuidar el ambiente.



Figura 5.28 El agave es una planta que, desde tiempos prehispánicos, ha tenido múltiples usos.

**Bibliografía consultada**

Andrade, J.J. et al., "Se busca una magnitud para la unidad mol", en *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*, 3(2), 2006, pp. 229-236.

Asimov, Isaac, *Breve historia de la química*, España, Alianza Editorial, 2003.

Azcona, R., Furió, C., Intxausti, S. y Álvarez, A., "¿Es posible aprender los cambios químicos sin comprender qué es una sustancia?", en *Alambique: Didáctica de las Ciencias Experimentales*, n. 40, 2008, pp. 7-17.

Calles G., Alipio, *Bioenergía, química y energía sostenible*, México, Terracota-UNAM, 2012.

*Diccionario de Química*, Madrid, Oxford-Complutense, 2003.

*Diccionario básico de científicos*, Madrid, Tecnos, 1994.

*El universo de la química*, Horacio García, ilustración Víctor Ornelas y Francisco Flandes, Biblioteca Juvenil Ilustrada Santillana, México, SEP/Editorial Santillana, 2002 (Libros del Rincón, Biblioteca del Aula, Secundaria).

Flores, G. y Alfonso, J., *La enseñanza de la ciencia a través de proyectos en la escuela básica*, 2001.

Galagovsky, L., Rodríguez, M., Stamati, N. y Morales, L., "Representaciones mentales, lenguajes y códigos en la enseñanza de ciencias naturales. Un ejemplo para el aprendizaje del concepto de reacción química a partir del concepto de mezcla", en *Enseñanza de las ciencias*, 21 (1), 2008, pp. 107-121.

Garriz et al., *Cantidad de sustancia. Educación química*, 17[1], enero de 2006, pp. 22-32.

\_\_\_\_\_, *Cantidad de sustancia: el método para determinar las masas atómicas relativas de los elementos*, *Educación química*, 16[4], octubre de 2005, pp. 562-567.

Guillén Fredo, Carlos, *Medio ambiente: tu participación cuenta*, México, SEP/Santillana, 2003 (Libros del Rincón).

Hoffmann, Roald, "¿Cómo sucede exactamente?", en *Lo mismo y no lo mismo*, México, FCE, 1997, pp. 151-158.

Peterson, W.R., *Fundamentos de nomenclatura química*, España, Reverte, 2012.

Raviolo, A., *Las definiciones de conceptos químicos básicos en textos de secundaria. Educación química*, 19(4), México, 2008, pp. 315-322.

Vilches, A. y Gil Pérez, D., *Algunas consideraciones clave, pero generalmente olvidadas, para lograr la comprensión del concepto de cantidad de sustancia*, *Educación química*, 16[4], 2010, pp. 207-211.

W. Benson, Sidney, *Cálculos químicos, una introducción al uso de las matemáticas en química*, México, Limusa, 2007.

**Bibliografía recomendada para el alumno**

Beltrán, Faustino, *¡La culpa es de las moléculas!*, México, SEP/Lumen, 2006.

Chamizo, J. Antonio, *¿Cómo acercarse a la química?*, México, SEP/ADN Editores, 2002 (Libros del Rincón).

De María y Campos, Beatriz, *Tres colorantes prehispánicos*, México, SEP/Grupo Patria Cultural, 2006.

Duckwort, Sue, *Cómo ser un experto en reciclaje*, México, SEP/Lumen, 2004 (Libros del Rincón).

García, Horacio, *La naturaleza discontinua de la materia*, México, SEP/Santillana, 2002.

Irazoque, Glinda, *La ciencia y sus laberintos*, México, SEP/Santillana, 2004.

Llansana, Jordi, *Atlas básico de la física y química*, México, SEP/Parramón, 2003.

VanCleave, Janice, *Química para niños y jóvenes*, México, Limusa, 2006.

**Bibliografía recomendada para el profesor**

Burns, Ralph A., *Fundamentos de química*, México, Pearson, 2011.

Córdova Fruiz, José Luis, *La química y la cocina*, México, SEP/FCE, 2003 (Libros del Rincón).

Lavín Maroto, Mónica, *Planeta azul, planeta gris*, México, SEP/ADN, 2002.

Wolke, Robert, *Lo que Einstein le contó a su cocinero*, México, SEP/Porrúa, 2004.

Tudge, Colin, *Alimentos para el futuro*, México, SEP/Planeta, 2003.

**Créditos iconográficos**

*Banco de imágenes*

© Shutterstock.com: pp. 10-17; 20-22; 24-27; 29-31; 33-36; 38-42; 46-50; 53-55; 58-64; 69, 74; 76-80; 82-88; 94-103; 105-109; 116; 120-121; 130; 132-137; 139-141; 147; 149-150; 154-159; 165; 169-172; 174-176; 179-181; 184; 186-187; 188-191; 193, 195; 197-199; 202, 205; 208-211; 214-216; 222-228; 234-238; 240-243; 245-248; 250-251; 254-256; 258-262; 265-266; 270-271.

*Iconografía de diversa procedencia*

**p. 55:** Napoleón Bonaparte, fotografía: © Fundación Wikimedia, Inc.; **p. 80:** vasos de agua saborizada, fotografía: © Oleksiy Mark/Shutterstock.com; **p. 99:** latas de aluminio, fotografía: © Carlos Caetano/Shutterstock.com; **pp. 108-109:** tabla periódica, fotografía: © Generalic Eni; **p. 165:** estampilla postal de Linus Pauling, fotografía: © Neftali/Shutterstock.com; **p. 255:** pintura en vasija mesoamericana, fotografía: © ChameleonsEye/Shutterstock.com; **p. 263:** bailarina folclórica, fotografía: © Skyfish/Shutterstock.com.

