



CIENCIAS

QUÍMICA

José Antonio López Tercero Caamaño

3



Presentación

El propósito del presente libro, *Ciencias 3. Química* es ofrecer una propuesta que sirva de auxiliar para que los profesores desempeñen la importante labor de llevar a los estudiantes al mundo de la química, no solo mediante un acercamiento a la construcción de los conceptos, sino también a la reflexión sobre la importancia de esta ciencia en la vida cotidiana y el entorno.

He concebido esta obra como una propuesta novedosa que integra la parte conceptual con la experimental y la reflexión; asimismo, se describen los conceptos, modelos y teorías de la química, se aborda también una perspectiva histórica para comprender cómo esta ciencia ha evolucionado y crecido en el entorno social y cultural a lo largo del tiempo.

Del mismo modo, al entender a la ciencia como parte importante de la cultura, se buscó hacer énfasis en la relación de la química con la vida cotidiana en aspectos tan importantes como la salud, la nutrición, la industria, la transformación de los materiales, los hábitos y costumbres de consumo, las necesidades en el hogar o el cuidado del ambiente, para ayudar a generar la conciencia, en los estudiantes, sobre la importancia y conveniencia de conocer y comprender los temas que abordamos.

La propuesta no solo da información, sino que presenta sugerencias de diversas formas de trabajo encaminadas a fomentar la observación, la reflexión, la argumentación y la colaboración para facilitar la comprensión y la apropiación de los diferentes temas y no solo la repetición de definiciones y datos.

La mayor parte de las sugerencias de actividades están diseñadas para fomentar el trabajo colaborativo encaminado a desarrollar la creatividad, la manipulación de materiales cotidianos y otros específicos del mundo de la química, como la experimentación con el control de variables diversas, la interpretación de datos, la resolución de problemas, la búsqueda de información, la planeación y el desarrollo de presentaciones con una guía para inducir a la argumentación.

El avance del curso que se describe en este libro está dividido en cinco bloques en los que se presenta una secuencia de temas y actividades lógicamente secuenciados, que van de lo más simple a lo más complejo, todos ellos enmarcados en la naturaleza de la ciencia y la tecnología y en el papel que tienen en la sociedad quienes las desarrollan.

Estoy seguro de que el esfuerzo de los profesores y los estudiantes siempre genera frutos que benefician a los individuos y a las comunidades, por lo que es importante que quienes desarrollan la tarea de aprender y enseñar, puedan echar mano de materiales, métodos y sugerencias que faciliten y diversifiquen sus acciones.

Vamos juntos por el camino que lleva a lograr una visión de la ciencia como parte de la cultura y a hacer que cada individuo encuentre en el conocimiento y el razonamiento las herramientas para seguir creciendo y para disfrutar el placer de saber. ¡Que lo disfruten!

El autor

Fotografía
Archivo digital, Wikipedia, Shutterstock, Procesofoto, Photostock, Thinkstock, Archivo Santillana, Repositorio Global Santillana, Glowimages, Portokalis/Shutterstock.com p. 16, Istvan Csak/Shutterstock.com p. 144, Northfoto/Shutterstock.com p. 147, Chiakto/Shutterstock.com p.148.

Ilustración
Héctor Medina Bojórquez

La presentación y disposición en conjunto y de cada página de *Ciencias 3. Química* son propiedad del editor. Queda estrictamente prohibida la reproducción parcial o total de esta obra por cualquier sistema o método electrónico, incluso el fotocopiado, sin autorización escrita del editor.

© 2014 por José Antonio López Tecero Caamaño

D. R. © 2014 por **EDITORIAL SANTILLANA, S. A. de C. V.**
Avenida Río Mixcoac 274 piso 4, colonia Acacias, C. P. 03240
delegación Benito Juárez, Ciudad de México

ISBN: 978-607-01-2255-2

Primera edición: abril de 2014

Segunda reimpresión: abril de 2016

Miembro de la Cámara Nacional de la Industria Editorial Mexicana.
Reg. Núm. 802
Impreso en México/Printed in Mexico

Palabras al alumno

Estimados alumnos:

La ciencia, con todos los conocimientos y las aplicaciones tecnológicas que implica, es la actividad humana que más ha modificado nuestro entorno. Su desarrollo engloba los principales deseos y posibilidades del ser humano, pues ha sido creada para saciar la curiosidad, facilitar la vida y resolver grandes retos que a su vez dan origen a otros nuevos, más complejos y apasionantes.



Fig. 1. El trabajo de los químicos lleva a aplicaciones posteriores en la vida cotidiana.

Si piensan que no forman parte de estas actividades porque no son científicos, están en un error. En la actualidad nadie resulta ajeno a la ciencia pues de una u otra forma todos disfrutamos de los beneficios que genera su aplicación o estamos expuestos a circunstancias y problemas que, para ser resueltos, requieren del conocimiento o del desarrollo de técnicas derivadas de esta (fig. 1).

Tienen un gran privilegio, que desafortunadamente no comparten todos los habitantes de este planeta, y es la posibilidad de conocer y comprender los fundamentos principales que rigen esas ideas y aplicaciones, que ya de por sí forman parte de tu vida.

La química, que será el eje de nuestras actividades, es mucho más que un conjunto de conocimientos y experimentos de laboratorio. Es transformar el entorno y a la vez conservarlo; es analizar lo que vemos e imaginar cómo es internamente; es llevar beneficios a toda la humanidad en aspectos como la salud, la alimentación, el aprovechamiento de energía o la conservación del ambiente.

Al escribir este libro intenté que la química y la ciencia en general, formen parte del conocimiento esencial de los lectores y para ello he buscado actividades y ejemplos que puedan resultar atractivos, representativos y útiles para que cada quien construya su propio conocimiento; procuré que el lenguaje empleado sea claro y sencillo, además de recordar continuamente que lo que estamos analizando tiene relación e influencia sobre todo lo que nos rodea.

Los temas del libro muestran los principales campos de acción de la química, la cual aborda muchos fenómenos que podemos observar, pero profundiza también en explicaciones sobre la composición interna y las transformaciones de los materiales. Para lograr adentrarnos en las explicaciones y modelos sobre ellos, se requiere de tu imaginación y de tu máximo esfuerzo para comprender los procesos mediante los cuales lograron desarrollarse.

Empezaremos conociendo los aspectos que podemos observar y medir, como las propiedades físicas de los materiales, para posteriormente identificar cómo su reconocimiento y análisis ha permitido el desarrollo de los modelos que explican la existencia y las características de los átomos y las moléculas.

Una vez que dominen el lenguaje de la química, abordaremos también las transformaciones que dan origen a gran cantidad de materiales novedosos que influyen en nuestra forma de vida, para identificar también cómo ocurren y los modelos con los que se explican.

En un mundo que avanza de manera vertiginosa en la creación de materiales y técnicas, no podemos permanecer ajenos a estos aportes. Este curso pretende ser una oportunidad para que revisen el desarrollo del conocimiento, y comiencen con los logros que sentaron las bases de lo que hoy somos y hacemos, al emplear como herramientas las posibilidades tradicionales y las técnicas novedosas.

El acceso a la información y la comprensión de los procesos y logros de la ciencia está en sus manos por medio de la lectura y no solo en un libro como este, sino también en muchos otros medios impresos y, desde hace unos años, en medios electrónicos.

No es una casualidad que algunos estudiosos llamen a nuestro tiempo "la era de la información y las comunicaciones", las cuales van transformando al mundo y nuestro estilo de vida a cada minuto. Así que para estar acorde con estas posibilidades, encontrarán en el texto muchas referencias que les permitirán acercarse a estos medios y para que saquen el mejor provecho de lo que ofrecen.

Pero el crecimiento en el campo de la ciencia, en particular de la química, que será el eje de nuestra acción, no se logra solo con la información. Se requiere también del contacto directo con los materiales, así como tener la posibilidad de reconocer e interpretar los fenómenos de la Naturaleza y de la reflexión individual y colectiva.

Para que puedan acercarse al lado experimental de la química, se incluyen una serie de actividades que llevarán a cabo en parejas, equipo o individualmente. Aunque en muchas de ellas encontrarán instrucciones precisas de cómo desarrollar experimentos que les permitirán apreciar fenómenos muy interesantes, en otras deberán echar mano de su capacidad de observación, su ingenio, su creatividad y su habilidad para razonar, así como resolver los retos que les propondremos y encontrar sus propias explicaciones, tal como lo hacen los científicos (fig. 2).

En otras actividades reforzarán lo aprendido, ya sea por medio de la reflexión para responder preguntas o al aplicar las habilidades científicas que han desarrollado en cursos anteriores. En ambos casos, la cooperación con los compañeros y la asesoría del profesor serán vitales para ir ganando confianza y seguridad.

Finalmente, se busca también desarrollar su capacidad para estudiar de manera autónoma y para ello les propondremos que en equipo de trabajo realicen proyectos escolares sobre temas relacionados con su vida diaria. Con este tipo de actividades identificarán información relevante de diversas fuentes, practicarán cómo analizarla y procesarla, y buscarán mecanismos atractivos para comunicar a sus compañeros los logros que obtengan.

Al final del bloque 1 encontrarán la sección "A evaluar" en la que les ofrecemos pautas para realizar evaluación de su avance en las actividades, las secuencias, los proyectos y los bloques. Esta la podrán hacer en tres niveles: con su profesor, con sus compañeros e individual. Reconocerán su avance y tomarán decisiones sobre lo que les falta mejorar y repasar.

Recuerden que la ciencia es una parte de la cultura que ha ido generando el desarrollo de la humanidad. Seguramente algunos estudiantes optarán por continuar con el estudio de la química de manera más profunda para convertirse en los futuros investigadores y generadores de los nuevos conocimientos. Pero quienes no opten por esta rama del conocimiento, podrán aprovechar lo que vayan aprendiendo para su vida cotidiana pues, como pronto sabrán, la química está en todas partes.

Lo importante es que disfruten la aventura y que con ella construyan un entorno en el que te desenvuelvas con más libertad, más opciones para elegir qué hacer, más conciencia que respalde tus acciones y más satisfacción por tus logros.



Fig. 2. El trabajo experimental es la base de la química.

Estimado maestro:

La labor de los profesores de ciencia resulta de vital importancia en el México de hoy. Si pensamos en los principales problemas que aquejan a nuestra sociedad, descubriremos que el origen de muchos de ellos se encuentra precisamente en la falta de cultura científica de la población en general.

Problemas relacionados con la salud, la nutrición, la seguridad laboral en industrias y fábricas, la contaminación, la agricultura, el abuso de sustancias o el uso de combustibles podrían resolverse o encontrar mejores caminos si cada miembro de la sociedad tomara decisiones más conscientes e informadas.

Sin embargo, pese a esta necesidad, la enseñanza de la química en particular y de la ciencia en general, durante mucho tiempo se centró en la presentación de definiciones, fórmulas y ejercicios que el estudiante debía resolver, sin cuestionar y, en muchos casos, sin comprender.

Aprender de memoria símbolos, datos o frases sin entenderlos no genera ningún provecho; por el contrario, amplía la idea frecuente de que estas ramas del conocimiento son complejas y que solo deben ser abordadas por personas con inteligencia privilegiada o con un interés especial por la abstracción. Nada más alejado de la realidad (fig. 3).

Uno de los primeros retos que enfrenta el profesor de química es que los estudiantes superen algunas ideas erróneas que han ido asimilando por la forma en que se manejan cotidianamente ciertos temas o por interpretaciones que ellos hacen, que resultan lógicas pero incorrectas.

Muchos de estos preconceptos han estado en el origen del desarrollo de modelos como el cinético corpuscular o molecular, las ideas sobre los átomos y las explicaciones sobre reacciones y fenómenos relacionados con la química, así que pueden ser aprovechados como punto de partida para hacerlos evidentes y motivar a su superación. Por medio de muchas de las actividades de reflexión que se proponen, podrá usted identificar ideas como estas y encontrar caminos para ir las superando.

Otro aspecto contrario a nuestra labor, que influye fuertemente en la actitud de los estudiantes, es la imagen que la ciencia ha tomado en muchos medios de comunicación. Por un lado, se valora "lo científico" como una forma de validar ideas y productos, y por otro, se considera que la tecnología ha producido aplicaciones peligrosas o dañinas como armas o venenos y se manejan ideas como que "lo natural es mejor que lo artificial o sintético".

Será un buen reto para este curso lograr que los estudiantes comprendan que ese argumento no es válido, pues se debe revisar cada caso por separado, ya que los venenos más poderosos son de origen natural y muchas sustancias sintéticas han representado beneficios invaluable para la humanidad.

En el libro se aprovecha cada inicio de tema para que los alumnos muestren sus conocimientos y establezcan relaciones entre lo que ya manejan, lo que observan, lo que escuchan de sus compañeros y las nuevas ideas que presentemos. La única manera de lograr esto es motivando a los alumnos a que su participación sea continua y a que aprendan a escuchar y apreciar lo que aportan los demás.



Fig. 3. La comprensión de los fundamentos de la ciencia es un reto para los alumnos.

Al inicio de cada tema encontrará una situación que resulta interesante, con frecuencia está relacionada con la vida cotidiana para aprovecharla como punto de partida para la reflexión. Seguramente usted conocerá otras posibilidades y será ideal que las combine. Mientras más motivaciones tengan los chicos para sentir que su aprendizaje puede ser interesante e incluso útil, más sencillo será que se involucren con la construcción de su propio conocimiento.

Los temas se presentan con un lenguaje claro y sencillo, que va incluyendo poco a poco los términos específicos de nuestra ciencia. Mientras avanzamos, encontraremos actividades de diferentes tipos que motivan a la reflexión y al razonamiento, en algunos casos para proponer ideas y partir de ellas para avanzar, y en otras para confirmar que lo estudiado ha sido comprendido y puede manejarse de forma correcta.

La química es una ciencia experimental y como tal los aspectos prácticos no pueden quedar fuera de nuestro curso. Se procuró que los materiales que se piden para hacer experimentos sean sencillos y accesibles.

Estas actividades prácticas tienen dos propósitos: presentar los pasos a seguir para reproducir experiencias atractivas que permitirán motivar razonamientos y búsqueda de explicaciones, y ofrecer retos que los estudiantes deberán resolver proponiendo ellos mismos el plan de acción o los pasos a seguir.

Los estudiantes crecen en un mundo donde el acceso a la información es muy sencillo y existen numerosas fuentes, lo cual tiene ventajas y desventajas. Pueden encontrar datos de forma rápida y sencilla, pero en muchas ocasiones la cantidad y velocidad a la que se accede a esta información resulta abrumadora y no permite que se asimile y aproveche. Todo esto sin contar que gran parte de esta información no está validada o es incorrecta y debemos hacer un gran esfuerzo para que los estudiantes la distingan (fig. 4).

Otro aspecto indispensable en el desarrollo de nuestro curso es la perspectiva histórica, que presenta la posibilidad de comprender las ideas en el sentido o proceso en el que fueron concebidas, el cual resulta lógico y avanza de lo simple a lo complejo.

Una característica fundamental del contacto de nuestros estudiantes con la química es la relación de las ideas con la vida cotidiana. No es objetivo de este curso generar "pequeños científicos" ni "futuros ingenieros", sino presentar un panorama para que quienes lo deseen, sigan por ese camino y todos los demás lo asimilen como una parte de su cultura, tan importante, atractiva y útil como puede ser la música o la literatura.

Para facilitar su labor en este curso, se incorporó la sección "A evaluar" después del primer proyecto, en la que encontrará una guía para que los alumnos realicen autoevaluaciones, con sus pares y con usted profesor. Les muestra también la posibilidad de evaluar actividades, secuencias, un proyecto o un bloque.

Esperamos que encuentre en este material las herramientas y la orientación necesarias para que su labor no solo sea provechosa, sino también placentera. Solo así podrá cumplirse el proceso de generar gente comprometida consigo misma, con su comunidad y con su realidad.

¡Muchas gracias y mucha suerte!



Fig. 4. La única manera de aprovechar en forma óptima los medios de información actuales es generando un criterio que ayude a discriminar la información correcta de la incorrecta.

Índice

Presentación	3
Palabras al alumno	4
Palabras al docente	6
Tu libro, de principio a fin	12



Las características de los materiales	16
La ciencia y la tecnología en el mundo actual	18
• Relación de la química y la tecnología con el ser humano, la salud y el ambiente	18

Identificación de las propiedades físicas de los materiales	24
• Cualitativas	24
• Extensivas	30
• Intensivas	34
Experimentación con mezclas	42
• Homogéneas y heterogéneas	42
• Métodos de separación de mezclas con base en las propiedades físicas de sus componentes	48
¿Cómo saber si la muestra de una mezcla está más contaminada que otra?	54
• Toma de decisiones relacionada con: Contaminación de una mezcla	54
• Concentración y efectos	58
Primera revolución de la química	62
• Aportaciones de Lavoisier: la Ley de conservación de la masa	62
Proyecto: Ahora tú explora, experimenta y actúa. Integración y aplicación	66
A evaluar	69
Evaluación del bloque 1	72



Las propiedades de los materiales y su clasificación química	76
Clasificación de los materiales	78
• Mezclas y sustancias puras: compuestos y elementos	78
Estructura de los materiales	86
• Modelo atómico de Bohr	86
• Enlace químico	92
¿Cuál es la importancia de rechazar, reducir, reusar y reciclar los metales?	98
• Propiedades de los metales	98

• Toma de decisiones relacionada con: rechazo, reducción, reuso y reciclado de metales	104
Segunda revolución de la química	108
• El orden en la diversidad de las sustancias: aportaciones del trabajo de Cannizzaro y Mendeleiev	108
Tabla periódica: organización y regularidades de los elementos químicos	114
• Regularidades en la Tabla Periódica de los Elementos químicos representativos	114
• Carácter metálico, valencia, número y masa atómica	122
• Importancia de los elementos químicos para los seres vivos	128
Enlace químico	134
• Modelos de enlace: covalente e iónico	134
• Relación entre las propiedades de las sustancias con el modelo de enlace: covalente e iónico	138
Proyecto: Ahora tú explora, experimenta y actúa. Integración y aplicación	144
Evaluación del bloque 2	150

Bloque 3



La transformación de los materiales: la reacción química 154

Identificación de cambios químicos y el lenguaje de la química 156

- Manifestaciones y representación de reacciones químicas (ecuación química) 156

¿Qué me conviene comer? 166

- La caloría como unidad de medida de la energía 166

- Toma de decisiones relacionada con: Los alimentos y su aporte calórico 168

Tercera revolución de la química 172

- Tras la pista de la estructura de los materiales: aportaciones de Lewis y Pauling 172

- Uso de la tabla de electronegatividad 176

Comparación y representación de escalas de medida 180

- Escalas y representación 180

- Unidad de medida: mol 184

Proyecto: Ahora tú explora, experimenta y actúa. Integración y aplicación 192

Evaluación del bloque 3 198

Bloque 4



La formación de nuevos materiales 202

Importancia de los ácidos y las bases en la vida cotidiana y en la industria 204

- Propiedades y representación de ácidos y bases 204

¿Por qué evitar el consumo frecuente de los "alimentos ácidos"? 214

- Toma de decisiones relacionadas con: Importancia de una dieta correcta 214

Importancia de las reacciones de óxido y de reducción 218

- Características y representaciones de las reacciones redox 218

- Número de oxidación 228

Proyecto: Ahora tú explora, experimenta y actúa. Integración y aplicación 232

Evaluación del bloque 4 238



Química y tecnología 242

Proyectos: Ahora tú explora, experimenta y actúa. Integración y aplicación 244

Evaluación del bloque 5 266

Fuentes de información 270

- Para el estudiante 270
- Para el docente 271
- Para la elaboración de este libro 272

Tu libro, de principio a fin

Entrada de bloque

En estas dos páginas te presentamos:

Una imagen alusiva al contenido principal del bloque.

Un texto breve que te describe de manera general el bloque que estudiarás.

Las características de los materiales

Competencias que se favorecen a lo largo de este curso

- 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.



Bloque 1

Para acceder a la estructura más íntima de los materiales, aquella que no se aprueba a simple vista, y para comprender los mecanismos por los que se puede transformar, es necesario empezar por las características que el podemos distinguir, que son reflejo de lo que ocurre internamente. Al conocer la química, el orden y clasificar materiales, para analizar hasta las más remotas relaciones con el propósito de obtener conocimientos que puedan ser útiles para algún fin. Ese es precisamente lo que hacemos en este primer bloque de nuestro curso.

Aprendizajes esperados

- Identifica las aportaciones del conocimiento químico y tecnológico en la utilización de recursos básicos en la salud y el ambiente.
- Analiza la influencia de los medios de comunicación y las actitudes de las personas hacia la química y la tecnología.
- Clasifica diferentes materiales con base en su estado de agregación e identifica su relación con las condiciones físicas del medio.
- Identifica las propiedades extensivas (masa y volumen) e intensivas (temperatura de fusión y de ebullición, viscosidad, densidad, solubilidad) de algunos materiales.
- Explica la importancia de los instrumentos de medición y observación como herramientas que amplían la capacidad de percepción de nuestros sentidos.
- Identifica los componentes de las mezclas y las clasifica en homogéneas y heterogéneas.
- Identifica la relación entre la variación de la concentración de una mezcla (porcentaje en masa y volumen) y sus propiedades.
- Detalla métodos de separación de mezclas con base en las propiedades físicas de sus componentes.
- Identifica que los componentes de una mezcla pueden ser contaminantes, aunque no sean perceptibles a simple vista.
- Identifica la funcionalidad de expresar la concentración de una mezcla en unidades porcentuales (%) en partes por millón (ppm).
- Identifica 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.
- Argumenta 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.
- Identifica el carácter tentativo del conocimiento científico y las limitaciones producidas por el contexto cultural en el cual se desarrolla.
- A partir de situaciones problemáticas plantea preguntas, hipótesis y alternativas de solución, considerando las propiedades de los materiales o la conservación de la masa.
- Identifica mediante la experimentación, algunos de los fundamentos básicos que se utilizan en la investigación científica escolar.
- Argumenta y comunica las implicaciones sociales que tienen los resultados de la investigación científica.
- Evalúa los aciertos y debilidades de los procesos investigativos al utilizar el conocimiento y la evidencia científica.

¿Cuántos estamos en contacto con gran variedad de objetos y materiales. Todos ellos están hechos de sustancias químicas.

También te exponemos las competencias que se favorecen y los aprendizajes que se espera que adquieras con el desarrollo del bloque.

Cada subcontenido del programa se desarrolla en tres etapas:

Inicio

Esta etapa empieza con una situación relacionada con el contenido central del subcontenido y se incluyen tres preguntas que te invitan a reflexionar sobre este y lo que conoces. Este espacio es una guía para lo que aprenderás en el subcontenido.

Experimentación con mezclas

Homogéneas y heterogéneas

Un mundo de mezclas

Juan Manuel y su familia van a ir de fin de semana a acampar a un bloque. Por curiosidad, al empacar, Juan Manuel se puso a observar algunas cosas y se dio cuenta de que había una lata que dice "alcohol blanco", que contiene una sustancia llamada etanol, cuando está alcohol se prende, sirve para quitar la caries, en el botellín hay "alcohol desinfectante" para desinfectar, con ingesta principal también en el alcohol, el desinfectante quemante lo contiene y también está presente en unos chuchitos envueltos que llevan de postre.

- ¿Qué mezclas conocen? ¿Cómo las clasifican?
- ¿Qué propiedades consideran en las mezclas para embalarlas?
- ¿Qué ocurre si variamos las proporciones de los componentes de una mezcla?

Las mezclas a nuestro alrededor

Vivimos en un mundo de mezclas, prácticamente todo lo que nos rodea está formado de sustancias puras. Entre los trabajos que desarrollamos los químicos, más el de analizar componentes de los materiales que encontramos en la naturaleza para analizarlos y encontrarles un uso, encontramos sustancias y hacer otros productos. Como parte de la necesidad de conocer, comprender y facilitar el trabajo, se clasifican a las mezclas de acuerdo con sus variaciones.

Cuando juntamos materiales pueden ocurrir muchos fenómenos, por ejemplo, el agua y el aceite, así como los gases con los líquidos, no pueden integrarse y finalmente quedan mezclas por separado, formando **mezclas heterogéneas**.

Otros materiales como el alcohol y la sal se integran con el agua hasta un nivel tan íntimo que parece que uno de ellos ya no está o que son solo una sustancia, y decimos que son **mezclas homogéneas**.

Entre estos extremos encontramos mezclas con las más diversas apariencias que no siempre son fáciles de clasificar, pero que agrupamos en tres categorías: **suspensiones, coloides y disoluciones**. El tamaño de las partículas y la posibilidad de atracción o repulsión entre los componentes de cada mezcla son los principales factores que determinan en qué grupo lo clasificamos.

Las **suspensiones** tienen el tamaño más **grande** que no se añoran entre sí por lo que también se separan (Fig. 1.36). Otro ejemplo son las **disoluciones**, que son mezclas **homogéneas**, como el agua de Jamaica. En ellas, los **solutos** (partículas muy pequeñas, de alrededor de 1 nm) se integran con el **disolvente**, hasta quedar indistinguibles (Fig. 1.36). Finalmente, tenemos a los **coloides** (Fig. 1.36), como los gelatinos, en los que las partículas de entre 10 y 1000 nm son equivalentes al soluto y forman la **fase dispersa**. Están mezclados de manera estable con la **fase dispersante o dispersora**, pero se aprecia cómo dispersan la luz, por lo que son **mezclas heterogéneas**.



Desarrollo

Durante esta etapa, realizarás actividades individuales y colectivas que favorecerán la adquisición de nuevos conocimientos y el desarrollo de otras habilidades. Además, valorarás lo hecho hasta el momento.

Cierre

Esta última etapa está marcada con el apartado "Compartamos lo aprendido", el cual te guiará para que muestres lo aprendido en el subcontenido por medio de un cartel, un volante, una presentación oral o un debate. Durante la elaboración de este material comprobarás lo que has aprendido y lo pondrás a prueba.

Compartamos lo aprendido

Para hacer el reparto de electrones en cada átomo, debemos seguir ciertas reglas como estas:

- El átomo de un elemento tiene el mismo número de electrones que los protones que hay en su núcleo, indicados por su número atómico (Z).
- Para acomodar los electrones se empieza llenando primero las orbitales o capas de menor nivel de energía. Cuando se completa el número máximo en ese nivel, se pasa al siguiente y así sucesivamente.
- La última orbita que tenga electrones se llama **capa de valencia** y determina cómo se va a comportar dicho átomo en los cambios químicos. Si está completa, el átomo es estable.
- Durante los cambios o reacciones químicas, los átomos pueden ceder electrones si tienen pocos en su orbital de valencia, también pueden ganarlos si les faltan algunos, o compartirlos con otros átomos para que su acomodo o configuración electrónica se parezca a la de los elementos estables con niveles llenos.

El reparto de los electrones en las capas de valencia determina la estructura de los materiales. Por ejemplo, los átomos de gases nobles con sus orbitales completos no se unen a otros y eso hace que finalmente sean gases. Otros elementos, como el hidrógeno, el oxígeno o el flúor, están a punto de completar sus orbitales y se unen a otros átomos iguales para compartir y formar moléculas diatómicas que también son gases (Fig. 2.17).

Otro ejemplo es el del carbono, que tiene $Z = 6$ y $4 = 22$, es decir, tiene seis protones, seis neutrones y seis electrones. Al repartir los electrones, los quedan dos en la primera orbita y cuatro en la segunda, por lo que está exactamente a la mitad de llenarla. En este caso no hay una preferencia por cederlos o ganar otros y el carbono suele compartir electrones. Uno de los formas en las que lo hace es con otros cuatro átomos iguales a él, que a su vez comparten con tres más y crean una red de muchos átomos, que a nivel macroscópico forma un diamante (Fig. 2.18).

Cada elemento tiende a buscar cómo completar sus niveles de valencia al hacer diferentes tipos de enlaces. Esto tiene un reflejo en sus propiedades físicas. Del estudio de estos enlaces nos ocuparemos en la siguiente saturación.

Incluyen estos aspectos:

- Nombre y símbolo.
- Número atómico, que equivale al número de protones.
- Número de masa, anotan cuántos neutrones contiene el átomo o isotopo más común de un elemento.
- Esquema de su reparto de electrones en las orbitales según el modelo de Bohr. Indiquen cuántos electrones de valencia tiene.
- Explicación sencilla del comportamiento químico que se separa de acuerdo con sus electrones de valencia, con frases como: "no está listo ni reacciona", "tende a ceder un electrón", "gana dos electrones", "tende a compartir electrones".

Expongan sus carteles y déjenlos pegados en su salón ya que serán de gran ayuda para el trabajo del siguiente contenido.



Fig. 2.17 Cada elemento al punto de la tabla del hidrógeno representa un elemento. La molécula de H_2 se forma con dos átomos que comparten su electrón, y es una que completa su orbita de valencia.



Fig. 2.18 Cada punto color de esta estructura es un átomo de carbono y cada línea entre ellos es un par de electrones compartidos.

En el desarrollo de cada subcontenido encontrarás algunos de estos apartados.

¡Eureka!

Describe investigaciones, experimentos, inventos o descubrimientos relevantes relacionados con el contenido y que hayan contribuido al desarrollo y el avance de la ciencia, con los que podrás comprobar la importancia de la investigación científica.

Las reacciones químicas en la vida cotidiana y en la historia

La combustión, la oxidación de los metales, la digestión, la respiración celular, la fotosíntesis, la descomposición de los alimentos y la formación del suelo y otros procesos orgánicos, son ejemplos de cambios químicos que se producen en la naturaleza. En la vida cotidiana, como la recuperación de los metales a partir de sus minerales, la fabricación de plásticos y la síntesis de medicamentos, colorantes y otros productos, pueden darse cuando se da el estudio de las reacciones químicas que permiten un mejor entendimiento (Fig. 3.21).

Muchos años del desarrollo de la química como ciencia, las reacciones químicas en la naturaleza han sido ignoradas o se han tratado de forma superficial. Hoy en día, gracias a los avances tecnológicos, se han podido estudiar y comprender mejor. Con estos conocimientos se han podido desarrollar nuevos materiales con fines específicos, como la fabricación de plásticos, fibras sintéticas, etc.

Aunque en la Edad Media y en el inicio del Renacimiento se empezaron a hacer algunos experimentos para comprender mejor los cambios químicos, fue hasta el siglo XVIII cuando el estudio de las reacciones químicas adquirió un carácter científico, sistemático, organizado y con un enfoque controlado que permitió el desarrollo de la química.

En 1800, W. H. Priestley, un estudiante inglés de filosofía natural, descubrió el oxígeno al tratar de descomponer el óxido de mercurio. Este descubrimiento fue el primer paso en el estudio de las reacciones químicas. Este descubrimiento permitió a Priestley formular la hipótesis de que el oxígeno era un elemento químico que se encontraba en los ácidos y que se combinaba con los metales para formar óxidos.

En 1774, Lavoisier y Laplace, químicos franceses, realizaron experimentos que demostraron que la masa se conserva en las reacciones químicas. Este descubrimiento fue fundamental para el desarrollo de la química moderna.

En 1789, Berthollet publicó su ley de conservación de la masa, que establece que la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos en una reacción química.

En 1808, Dalton publicó su teoría atómica, que establece que la materia está formada por partículas muy pequeñas llamadas átomos.

En 1869, Mendeléyev publicó su tabla periódica de los elementos, que organiza a los elementos químicos en función de sus propiedades físicas y químicas.

En 1911, Rutherford descubrió el núcleo atómico, lo que llevó al desarrollo de la física nuclear y la energía atómica.

En 1927, Bohr publicó su modelo atómico, que describe la estructura de los átomos.

En 1953, Watson y Crick descubrieron la estructura de la molécula de ADN, lo que llevó al desarrollo de la biología molecular.

En 1964, Penzias y Wilson descubrieron la radiación cósmica de fondo, lo que llevó al desarrollo de la cosmología.

En 1981, se descubrió el efecto túnel, lo que llevó al desarrollo de la física cuántica.

En 1989, se descubrió el efecto Josephson, lo que llevó al desarrollo de la física de bajas temperaturas.

En 1995, se descubrió la superconductividad a alta temperatura, lo que llevó al desarrollo de nuevos materiales.

En 2012, se descubrió el bosón de Higgs, lo que llevó al desarrollo de la física de partículas.

En 2013, se descubrió la materia oscura, lo que llevó al desarrollo de la cosmología.

En 2015, se descubrió la onda gravitacional, lo que llevó al desarrollo de la física de ondas.

En 2017, se descubrió la materia oscura caliente, lo que llevó al desarrollo de la cosmología.

En 2018, se descubrió la materia oscura fría, lo que llevó al desarrollo de la cosmología.

En 2019, se descubrió la materia oscura caliente y fría, lo que llevó al desarrollo de la cosmología.

En 2020, se descubrió la materia oscura caliente y fría, lo que llevó al desarrollo de la cosmología.

En 2021, se descubrió la materia oscura caliente y fría, lo que llevó al desarrollo de la cosmología.

En 2022, se descubrió la materia oscura caliente y fría, lo que llevó al desarrollo de la cosmología.

En 2023, se descubrió la materia oscura caliente y fría, lo que llevó al desarrollo de la cosmología.

Espacio tecnológico

Son actividades que se desarrollan fuera del aula y refuerzan lo aprendido en clase o son útiles para avanzar en el proyecto. Estas actividades pueden requerir el apoyo de alguno de tus familiares o conocidos.

Actividades experimentales

Actividades sencillas y con materiales fáciles de conseguir que te permitirán desarrollar competencias científicas y contribuirán a que alcances los aprendizajes esperados. El profesor indicará el número de integrantes para los equipos, así como dónde conseguir los materiales y las medidas de seguridad necesarias y desecho de residuos.

Temperaturas de fusión y de ebullición

El agua hierve a 100°C y se congela a 0°C. Estas temperaturas dependen de la presión atmosférica. A mayor presión, mayor temperatura de ebullición y menor temperatura de fusión.

Actividad experimental

1. Gráfica de calentamiento del agua

Propósito: Observar y graficar los cambios de temperatura al calentar agua.

Materiales:

- Vaso de precipitados de 250 ml
- Termómetro
- Papel y tinta de colores para escribir y dibujar en el sistema para calentar
- Cronómetro
- Hielo
- Papel milimetrado
- Un matraz de Erlenmeyer

Desarrollo:

1. Colocar el agua en el vaso de precipitados.
2. Insertar el termómetro en el agua.
3. Calentar el agua con un mechero Bunsen.
4. Registrar la temperatura cada 30 segundos.
5. Continuar hasta que el agua hierva.
6. Graficar los datos en un sistema de coordenadas.

Conclusiones:

El agua hierve a 100°C a nivel del mar. La temperatura de ebullición depende de la presión atmosférica.

Espacio tecnológico

Completar la actividad experimental en el espacio tecnológico.

El agua hierve a 100°C y se congela a 0°C. Estas temperaturas dependen de la presión atmosférica.

El agua hierve a 100°C y se congela a 0°C. Estas temperaturas dependen de la presión atmosférica.

El agua hierve a 100°C y se congela a 0°C. Estas temperaturas dependen de la presión atmosférica.

El agua hierve a 100°C y se congela a 0°C. Estas temperaturas dependen de la presión atmosférica.

El agua hierve a 100°C y se congela a 0°C. Estas temperaturas dependen de la presión atmosférica.

El agua hierve a 100°C y se congela a 0°C. Estas temperaturas dependen de la presión atmosférica.

El agua hierve a 100°C y se congela a 0°C. Estas temperaturas dependen de la presión atmosférica.

El agua hierve a 100°C y se congela a 0°C. Estas temperaturas dependen de la presión atmosférica.

El agua hierve a 100°C y se congela a 0°C. Estas temperaturas dependen de la presión atmosférica.

El agua hierve a 100°C y se congela a 0°C. Estas temperaturas dependen de la presión atmosférica.

El agua hierve a 100°C y se congela a 0°C. Estas temperaturas dependen de la presión atmosférica.

Actividad

Son actividades que te permitirán reforzar lo aprendido en clase de manera sencilla y amena.

Glosario

Muestra los conceptos que podrían ser nuevos para ti o que pertenecen a otras ramas del conocimiento.

Las cuatro erres para aprovechar mejor los metales

Las cuatro erres son: reducir, reutilizar, reciclar y recuperar. Estas acciones ayudan a conservar los recursos naturales y a reducir el impacto ambiental.

Las cuatro erres son: reducir, reutilizar, reciclar y recuperar. Estas acciones ayudan a conservar los recursos naturales y a reducir el impacto ambiental.

Las cuatro erres son: reducir, reutilizar, reciclar y recuperar. Estas acciones ayudan a conservar los recursos naturales y a reducir el impacto ambiental.

Las cuatro erres son: reducir, reutilizar, reciclar y recuperar. Estas acciones ayudan a conservar los recursos naturales y a reducir el impacto ambiental.

Las cuatro erres son: reducir, reutilizar, reciclar y recuperar. Estas acciones ayudan a conservar los recursos naturales y a reducir el impacto ambiental.

Las cuatro erres son: reducir, reutilizar, reciclar y recuperar. Estas acciones ayudan a conservar los recursos naturales y a reducir el impacto ambiental.

Las cuatro erres son: reducir, reutilizar, reciclar y recuperar. Estas acciones ayudan a conservar los recursos naturales y a reducir el impacto ambiental.

Las cuatro erres son: reducir, reutilizar, reciclar y recuperar. Estas acciones ayudan a conservar los recursos naturales y a reducir el impacto ambiental.

Las cuatro erres son: reducir, reutilizar, reciclar y recuperar. Estas acciones ayudan a conservar los recursos naturales y a reducir el impacto ambiental.

Las cuatro erres son: reducir, reutilizar, reciclar y recuperar. Estas acciones ayudan a conservar los recursos naturales y a reducir el impacto ambiental.

Las cuatro erres son: reducir, reutilizar, reciclar y recuperar. Estas acciones ayudan a conservar los recursos naturales y a reducir el impacto ambiental.

Las cuatro erres son: reducir, reutilizar, reciclar y recuperar. Estas acciones ayudan a conservar los recursos naturales y a reducir el impacto ambiental.

Al final de cada bloque encontrarás un proyecto y una evaluación con los que completarás tu aprendizaje y pondrás en práctica las habilidades que desarrollaste.

A evaluar

Esta sección te apoya para que utilices distintas formas de evaluación con las que reconozcas tu desempeño a lo largo de cada bloque. Podrás realizarlo de forma individual, con tus compañeros y con el profesor.

Heteroevaluación

Este tipo de evaluación implica que un grupo de personas se reúna y, dentro de un tiempo, se evalúe el desempeño de cada uno de los miembros del grupo. Este tipo de evaluación puede ser útil para identificar áreas de mejora y para reconocer los logros de cada uno de los miembros del grupo.

Autoevaluación

Este tipo de evaluación implica que cada persona evalúe su propio desempeño. Este tipo de evaluación puede ser útil para identificar áreas de mejora y para reconocer los logros de cada una de las personas.



Evaluación del bloque 1

Nombre del alumno: _____ Fecha: _____
Grupos: _____

1. Lee el texto y responde en tu cuaderno.

La química en la cocina

Propósito: Leer el texto y responder en tu cuaderno.

Algunos alimentos se preparan con ingredientes químicos, como el azúcar, la sal, el bicarbonato de sodio, etc. Estos ingredientes químicos son necesarios para preparar algunos alimentos.



Proyecto

Ahora tú explora, experimenta y actúa. Integración y aplicación.

Este proyecto te permite aplicar los conocimientos que has adquirido en el bloque. Puedes realizarlo de forma individual, con tus compañeros o con el profesor.

Opción 1 ¿Cómo evitar la corrosión?

Este proyecto te permite investigar sobre la corrosión y cómo evitarla. Puedes realizarlo de forma individual, con tus compañeros o con el profesor.



Proyecto

Sus páginas te otorgan una guía para realizar un proyecto escolar en el que podrás unir tus conocimientos con las habilidades y las actitudes que desarrollaste.

El objetivo es que abordes una problemática de tu interés y de carácter científico a la que buscarás una solución.

El proyecto puede ser científico, tecnológico o ciudadano, según la problemática que elijas con tu equipo de trabajo.

Evaluación del bloque

En estas páginas evaluarás lo que has aprendido hasta el momento. La evaluación y las preguntas planteadas tienen el objetivo de que razones los textos que se te presentan y los unas a los conocimientos que has adquirido y a las habilidades que desarrollaste durante el bloque.

Las características de los materiales

Bloque 1

Competencias que se favorecen a lo largo de este curso

- 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.

Para acceder a la estructura más íntima de los materiales, aquella que no se aprecia a simple vista, y para comprender los mecanismos por los que se puede transformar, es necesario empezar por las características que sí podemos distinguir, que son reflejo de lo que ocurre internamente. Así comenzó la química, al observar y clasificar materiales, para analizar hasta los más mínimos detalles con el propósito de obtener conocimientos que pudieran ser útiles para algún fin. Eso es precisamente lo que haremos en este primer bloque de nuestro curso.

Aprendizajes esperados

- Identifica las aportaciones del conocimiento químico y tecnológico en la satisfacción de necesidades básicas en la salud y el ambiente.
- Analiza la influencia de los medios de comunicación y las actitudes de las personas hacia la química y la tecnología.
- Clasifica diferentes materiales con base en su estado de agregación e identifica su relación con las condiciones físicas del medio.
- Identifica las propiedades extensivas (masa y volumen) e intensivas (temperatura de fusión y de ebullición, viscosidad, densidad, solubilidad) de algunos materiales.
- Explica la importancia de los instrumentos de medición y observación como herramientas que amplían la capacidad de percepción de nuestros sentidos.
- Identifica los componentes de las mezclas y las clasifica en homogéneas y heterogéneas.
- Identifica la relación entre la variación de la concentración de una mezcla (porcentaje en masa y volumen) y sus propiedades.
- Deduce métodos de separación de mezclas con base en las propiedades físicas de sus componentes.
- Identifica que los componentes de una mezcla pueden ser contaminantes, aunque no sean perceptibles a simple vista.
- Identifica la funcionalidad de expresar la concentración de una mezcla en unidades porcentuales (%) o en partes por millón (ppm).
- Identifica 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.
- Argumenta 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.
- Identifica el carácter tentativo del conocimiento científico y las limitaciones producidas por el contexto cultural en el cual se desarrolla.
- A partir de situaciones problemáticas plantea premisas, supuestos y alternativas de solución, considerando las propiedades de los materiales o la conservación de la masa.
- Identifica mediante la experimentación, algunos de los fundamentos básicos que se utilizan en la investigación científica escolar.
- Argumenta y comunica las implicaciones sociales que tienen los resultados de la investigación científica.
- Evalúa los aciertos y debilidades de los procesos investigativos al utilizar el conocimiento y la evidencia científicos.

Diariamente estamos en contacto con gran variedad de objetos y materiales. Todos ellos están hechos de sustancias químicas.

La ciencia y la tecnología en el mundo actual

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

¿Qué hay de química en la vida cotidiana?

Mientras veía la televisión, Laura escuchó algunos comerciales que le generaron gran confusión. Por un lado, hacían publicidad de una crema hidratante libre de "químicos", mencionaban que estaba hecha solo con productos naturales, y recomendaban usarla por ser muy segura. Unos minutos después, anunciaron otra crema que era el resultado de la investigación de químicos especialistas, por lo que su efectividad estaba "científicamente comprobada".

- ¿Cómo influye el desarrollo de la química en la salud, en el ambiente y en la vida cotidiana?
- ¿Solo hay sustancias químicas en los productos desarrollados en laboratorios?
- ¿Por qué en la sociedad se presentan opiniones a favor y en contra del desarrollo de una ciencia como la química?

La química y la transformación del entorno

Así como la biología y la física, que ya conocen por los cursos de los años anteriores, la química es una ciencia. Su campo de estudio se centra en la materia, en particular en su composición y las transformaciones que puede tener. Todo lo que aprecian a su alrededor, desde lo más lejano hasta su propio cuerpo está hecho de materia, así que podrán darse cuenta de la gran cantidad de cosas que hay para analizar.

A lo largo de la historia el ser humano ha descubierto muchas cosas, y los conocimientos acumulados, las técnicas e inventos desarrollados, han ido transformando la forma de vivir. Todas las especies interactúan con su medio, pero los humanos se distinguen por su capacidad de analizar los fenómenos e intentar modificarlos de forma consciente. Esto, junto a otras características, como la posibilidad de asir objetos y transformarlos con las manos, permitió al ser humano crear instrumentos útiles y adaptar su medio para resolver sus necesidades, protegerse y vivir más cómodo (fig. 1.1).

Igual que el ser humano de la Antigüedad, en la vida cotidiana buscamos satisfacer nuestras necesidades, tanto naturales como sociales. Por ejemplo, no podemos vivir sin comer o sin respirar, y debemos protegernos de diversos factores naturales que pueden resultarnos adversos, como el clima o las infecciones. Además realizamos otras actividades como jugar o hacer deporte, las cuales contribuyen a que nos sintamos bien y estemos sanos.

A diario empleamos diferentes materiales para diversos fines, y pocas veces nos cuestionamos sobre el proceso que se siguió para que llegaran a nuestras manos. Algunos de ellos son tomados directamente de la Naturaleza, y otros más pasan por complejos procesos de transformación.

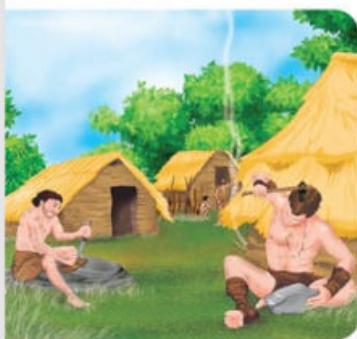


Fig. 1.1. El uso del fuego, la agricultura y las herramientas rudimentarias fueron el inicio de una transformación del ambiente que no se ha detenido.

Ejemplos hay muchos, como la ropa que vestimos (fig. 1.2) o los útiles escolares que emplean cada día en clase. Piensen en un lápiz, seguramente saben que está hecho, entre otras cosas, de madera y que esta proviene de un árbol, pero, ¿de qué está hecha la puntilla?, ¿por qué pinta?, ¿de dónde salió la pintura que cubre la madera?, ¿de qué es la goma y por qué borra?, ¿cómo fabricó el árbol la madera?

Todas las preguntas anteriores tienen que ver con la química, asignatura que están empezando a estudiar. El desarrollo de esta ciencia se lleva a cabo no solo en laboratorios sofisticados con recipientes especiales y sustancias coloridas, como puede verse en muchos programas y películas, sino también en fábricas, espacios abiertos, en el campo y en cualquier lugar que se les ocurra. Los avances de la química nos han permitido vivir con más comodidad y dedicarnos a muchas cosas que nos interesan sin tener que emplear todo nuestro tiempo en buscar cómo sobrevivir.

Entre estas necesidades de sobrevivencia está la obtención de alimentos y pocas veces nos imaginamos el gran camino que siguen estos antes de llegar a nuestra mesa. Es probable que alguna vez hayan comido un fruto recién cortado de un árbol, pero normalmente los alimentos que ingerimos se producen lejos de nuestras casas. En su obtención, conservación y transporte se suelen emplear muchos productos generados por medio de investigaciones relacionadas con la química, como fertilizantes, plaguicidas, conservadores y materiales de empaque y envasado (fig. 1.3).

Muchos campos más de la actividad humana están relacionados con la química. ¿Se les ocurren algunos? Tal vez identifiquen varios de ellos al realizar la actividad.

Actividad

Reúnanse con tres compañeros e imaginen que están en algún lugar de sus casas, el que más les guste, y piensen en objetos que hay ahí.

- Hagan en su cuaderno una lista de al menos veinte productos o materiales que recuerden de ese lugar. Indiquen, si lo saben, si fueron tomados directamente de la Naturaleza o son producto de alguna industria o proceso de transformación creado por el ser humano.
- Comparen su escrito con el de otro equipo y discutan en torno a esta pregunta: ¿cómo influye la química en nuestras vidas?
- Lleguen a una conclusión y anótenla en su cuaderno.
- Con la guía de su profesor, resuman estas conclusiones y escribanlas en su cuaderno.

La química y el mantenimiento de la salud

Uno de los campos en que más ha influido el desarrollo de la química es en la salud. Si en la actividad anterior el equipo seleccionó el baño o la cocina de la casa para identificar materiales relacionados con la química, seguramente mencionaron muchos que tienen que ver con la posibilidad de mantenernos sanos. Algunos de estos son la pasta de dientes, el jabón para las manos, desinfectante para los sanitarios, crema de manos o para la cara, champú para el cabello y otros productos para asearnos.

Una alimentación correcta es indispensable para desarrollarnos como debe ser, e incluso para recuperarnos cuando padecemos alguna enfermedad. La investigación química nos ha permitido reconocer qué tipos de sustancias y en qué proporciones son indispensables para estar bien nutridos y localizar los tipos de alimentos en que están presentes para diseñar menús saludables, como ya estudiaron en su curso de Ciencias 1.



Fig. 1.2. Para fabricar fibras textiles se emplean materiales naturales como el algodón o la lana y también otros artificiales o sintéticos como el nailon o el poliéster, que son producidos en industrias químicas.



Fig. 1.3. La conservación de alimentos se logra mediante diversos procesos. Uno de estos es el envasado, el cual es indispensable para transportar los alimentos lejos de donde se producen.

Espacio tecnológico

Para que conozcan más sobre el descubrimiento de las medidas de higiene, investiguen con cualquier buscador de Internet términos como **asepsia** y **antiseptia** y averigüen quién fue y qué hizo **Joseph Lister**. La información que recopilen pueden anotarla en su cuaderno. Este es un ejemplo: www.revista.unam.mx/vol.13/num8/art79/ (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).

Para mayor información pueden revisar este libro: Chamizo, José Antonio. *Química mexicana*, SEP-Dirección General de Publicaciones, México, 2003, de los **Libros del Rincón**.

desde que se descubrió que el jabón y otros materiales de limpieza, productos de industrias químicas, son capaces de destruir agentes causantes de enfermedades, como los virus, las bacterias y los hongos. Aunque no lo crean, estos conocimientos no tienen más de dos siglos, y antes de aplicarlos mucha gente moría por infecciones que hoy se evitan con medidas higiénicas.

Las empresas farmacéuticas en las que se fabrican medicinas, vacunas, complementos nutritivos con vitaminas y minerales u otros productos de higiene, son esencialmente industrias químicas. Antes del uso de estos artículos, era muy común que muchas enfermedades que hoy se curan con facilidad, provocaran la muerte o dejaran secuelas o daños permanentes e invalidantes.

La química y el ambiente

El ambiente es la fuente de la que obtenemos todos los materiales que requerimos, tanto los indispensables para sobrevivir, como las materias primas que requieren las industrias para producir todo lo que empleamos en la vida diaria. Las fábricas, los transportes y todas nuestras actividades tienen un fuerte efecto sobre el ambiente (fig. 1.4).

El ser humano se ha asentado en diversos lugares y para ello ha transformado los **ecosistemas** con diversas consecuencias, algunas tan severas como la desaparición de especies animales y vegetales. Para mantener nuestra forma de vida y lograr que todos los habitantes del planeta puedan desarrollarse de la mejor manera, muchos científicos dedican grandes esfuerzos para lograr tecnologías respetuosas del ambiente y remediar los desajustes y la destrucción que hemos generado.



Fig. 1.4. Las industrias químicas generan muchos productos útiles y fabulosos, pero también producen basura.

Además, algunos alimentos procesados son adicionados con sustancias químicas que favorecen nuestro desarrollo y que normalmente son difíciles de obtener en la dieta correcta.

El consumo de agua simple potable es otro factor indispensable para mantenernos sanos. El control químico del agua, para garantizar que se puede beber, se realiza no solo en el agua embotellada o de garrafón, sino también en la que llega a los hogares. Se debe revisar que no lleve minerales peligrosos o seres vivos causantes de enfermedades, y se le añade cloro, que es una sustancia que impide que se desarrollen las bacterias.

Acciones tan comunes de la vida cotidiana como bañarse, lavarse las manos antes de comer y después de ir al baño o asearse los dientes, se han llevado a cabo desde hace miles de años en diferentes formas. Sin embargo, comenzaron a realizarse sistemáticamente

desde que se descubrió que el jabón y otros materiales de limpieza, productos de industrias químicas, son capaces de destruir agentes causantes de enfermedades, como los virus, las bacterias y los hongos. Aunque no lo crean, estos conocimientos no tienen más de dos siglos, y antes de aplicarlos mucha gente moría por infecciones que hoy se evitan con medidas higiénicas.

Las empresas farmacéuticas en las que se fabrican medicinas, vacunas, complementos nutritivos con vitaminas y minerales u otros productos de higiene, son esencialmente industrias químicas. Antes del uso de estos artículos, era muy común que muchas enfermedades que hoy se curan con facilidad, provocaran la muerte o dejaran secuelas o daños permanentes e invalidantes.

La química y el ambiente

El ambiente es la fuente de la que obtenemos todos los materiales que requerimos, tanto los indispensables para sobrevivir, como las materias primas que requieren las industrias para producir todo lo que empleamos en la vida diaria. Las fábricas, los transportes y todas nuestras actividades tienen un fuerte efecto sobre el ambiente (fig. 1.4).

El ser humano se ha asentado en diversos lugares y para ello ha transformado los **ecosistemas** con diversas consecuencias, algunas tan severas como la desaparición de especies animales y vegetales. Para mantener nuestra forma de vida y lograr que todos los habitantes del planeta puedan desarrollarse de la mejor manera, muchos científicos dedican grandes esfuerzos para lograr tecnologías respetuosas del ambiente y remediar los desajustes y la destrucción que hemos generado.

Seguramente han escuchado acerca de problemas como la acumulación de basura, y cómo detergentes y residuos urbanos, agrícolas o industriales han llegado a los ríos y lagos. Tal vez conozcan algo sobre la lluvia ácida, los agujeros en la capa de ozono o el calentamiento global, del que se habla casi todos los días en los noticieros y se busca cómo detenerlo, revertirlo o adaptarse a sus efectos.

La solución de todos estos problemas no solo corresponde a la comunidad científica, a los químicos especializados en la composición del medio o a los dueños de las fábricas. Gran parte de los desechos problemáticos provienen de nuestras actividades cotidianas y del abuso y desperdicio de los bienes de consumo.

El estudio de la química y la incorporación a la cultura popular de los conocimientos que de ella surgen son indispensables para mantener el ambiente y lograr un modo de vida sustentable, es decir, que no dañe al medio y permita su conservación.

La acumulación de basura en las calles y la dificultad para reciclar los desechos son problemas que todos podemos ayudar a resolver.

Seguramente les indigna ver que una persona baje la ventanilla de su coche y tire una cáscara de fruta o un empaque, que posteriormente tapaná una coladera y producirá inundaciones, o que alguien saque a pasear a su mascota y no recoja las heces que van quedando. Vivir en un ambiente sin basura no solo es más agradable, sino también más sano y seguro.

Aunque a lo largo del curso abordaremos diversos fenómenos relacionados con la química y el ambiente, podemos empezar describiendo algunos de ellos de gran importancia.

Uno de los principales problemas de **contaminación** que sufrimos actualmente es el calentamiento global, provocado por la acumulación de gases como el dióxido de carbono (CO_2), que, como revisaron en su curso de Ciencias 1, es un compuesto del aire que las plantas emplean para hacer la fotosíntesis y exhalamos al aire cuando respiramos, en un ciclo continuo.

El CO_2 también es producto de la quema de la mayoría de los combustibles que empleamos para mover transportes, en las fábricas y para generar electricidad.

Estos combustibles se derivan sobre todo del petróleo, el carbón mineral o el gas natural, y al quemarse hacen que se acumule en el aire más dióxido de carbono del que hay normalmente.

El aumento en la concentración de gases como CO_2 y metano (CH_4) incrementa el fenómeno conocido como **efecto invernadero** y hace que la temperatura promedio de la superficie de la Tierra ascienda poco a poco, fenómeno denominado **calentamiento global**. Esto lo revisaron en sus cursos de primero y segundo.

El calentamiento global ha provocado la alteración de los climas en el mundo, con largas temporadas de sequía seguidas de fuertes lluvias e inundaciones. Además, el nivel de los océanos se eleva poco a poco por el derretimiento de glaciares, y en las regiones que solían tener estaciones claramente diferenciadas estas ya no son tan regulares.

En México hay mucha gente que se dedica al estudio del ambiente y su conservación. Destaca el doctor Mario José Molina y Henríquez (fig. 1.5), químico egresado de la Facultad de Química de la Universidad Nacional Autónoma de México (UNAM). Él recibió el premio Nobel de Química junto a F. S. Rowland y P. Crutzen por su trabajo e investigación sobre la destrucción de la capa de ozono.

El doctor Molina también fundó el Centro Mario Molina para Estudios Estratégicos sobre Energía y Medio Ambiente, A. C. con el proyecto "Hagamos un Milagro por el Aire", enfocado a la atmósfera de la ciudad de México.

Tú ¿qué opinas?

Es fácil criticar a quien no coopera con la protección del ambiente pero, ¿tú qué haces? ¿Procuras reutilizar envases? ¿Compras lo que realmente necesitas? ¿Separas la basura en tu casa para que sea más fácil procesarla? ¿Respetas los botes que tienen indicaciones para depositar solo basura orgánica, latas, o vidrio, por ejemplo? Si no lo haces, ¿qué esperas?

Glosario

contaminación.

Presencia, en un medio, de cualquier tipo de agente que normalmente no se encuentra y altera su equilibrio, sin importar la fuente de la que provenga.

efecto invernadero.

Fenómeno ambiental en el que algunos gases incrementan la retención de energía calorífica que emite la superficie terrestre.

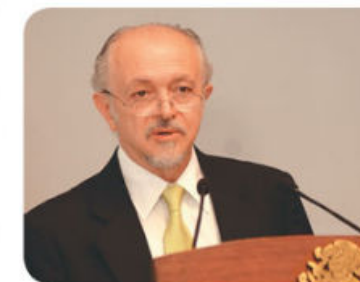


Fig. 1.5. Mario Molina es un gran orgullo para nuestro país y es ejemplo de que podemos desarrollarnos en los campos más complejos, para lo cual hay que trabajar intensamente.



Fig. 1.6. Los conocimientos generados por medio de la química también se han empleado para hacer armas.

Actividad

Formen equipos de cuatro integrantes.

- Lean las preguntas y comenten cuál puede ser la respuesta más adecuada.
- Anoten su respuesta en su cuaderno.
 - La esperanza de vida en México, es decir la edad a la que, en promedio, llegaba la población en 1930 era de 34 años. Para el año 2000 se incrementó a 73.6 años y en 2013 era de casi 75 años. ¿Cómo piensan que ha influido la química para la evolución de este dato?
 - La actividad industrial desarrollada desde fines del siglo XIX nos ha permitido gozar de muchos beneficios, pero ha alterado el ambiente en forma considerable. ¿Podremos resolver estos problemas sin los conocimientos actuales de la química y la ciencia en general? ¿Por qué?
 - La búsqueda del poder y el dominio de muchas regiones ha sido causa de guerras y conflictos para los cuales se han desarrollado armas y explosivos (fig. 1.6), pero también transportes y sistemas de comunicación como Internet, de los que posteriormente se han recibido grandes beneficios. ¿Hay justificación para emplear el conocimiento con el fin de destruir o hacer mal a otros?
- Compartan sus respuestas con el resto del grupo.
- Con la guía de su profesor lleguen a conclusiones grupales y escribanlas en su cuaderno.

La química y su imagen social



Fig. 1.7. Una de las características de la ciencia es que con ella se diseñan mecanismos para comprobar fenómenos. Pero en la publicidad no siempre se dice toda la verdad, así que, ¡cuidado! Además, un producto no es mejor o peor por ser natural o artificial. Hay que fijarse en otras características.

Los conocimientos generados por el desarrollo de la química y la ciencia en general han sido aprovechados para diversos fines y, como ya vimos, estas aplicaciones han generado grandes beneficios, pero también han sido la base de situaciones problemáticas, por lo que son causa de opiniones muy diversas en la sociedad. Con frecuencia podemos escuchar en los medios de comunicación anuncios o comentarios que demuestran estas ideas (fig. 1.7).

La publicidad se encarga de que conozcamos las supuestas virtudes de lo que consumimos para hacer los productos atractivos. Pero en este intento, muchas veces se transmite información que puede ser cuestionable.

Tal vez han escuchado frases como: “lo natural no hace daño” o “este producto es nocivo porque es sintético”, que colocan en desventaja a aquello obtenido a partir de procesos científicos y tecnológicos; o bien, otras que se apoyan en estas actividades, como “está hecho con tecnología de punta” o “científicos expertos lo avalan”, cuando en realidad no existen estudios que respalden dichos productos.

La importancia que tiene la imagen de la química en la sociedad va mucho más allá de las opiniones, pues estas repercuten en varios ámbitos, por ejemplo:

- En ocasiones, la publicidad aprovecha la ignorancia de la gente para vender productos, muchas veces inútiles, avalándolos con frases supuestamente científicas. Sin embargo, para promocionar otras cosas se elogia su origen natural, como si no hubiera productos naturales tóxicos o lo artificial fuera necesariamente dañino.

- En los medios políticos y económicos, en los que se decide el gasto que se hace en asuntos de ciencia y tecnología, las opiniones favorables o desfavorables sobre estos temas en ocasiones pesan más que las ideas de los expertos para aprobar o rechazar proyectos como, por ejemplo, la biotecnología, la clonación, los anticonceptivos, el uso de energéticos o las investigaciones espaciales.
- Muchos científicos han dado señales de alerta sobre los problemas ambientales generados por el uso de la tecnología y han sugerido estrategias para disminuir estos efectos, pero algunos gobiernos los ignoran y basan sus decisiones en criterios principalmente económicos y de negocios.

Con seguridad pueden identificar muchos ejemplos más en los que el desarrollo de la ciencia y la tecnología producen beneficios o problemas.

Compartamos lo aprendido

Además de todo lo que hemos analizado hasta ahora, para tener más opiniones sobre el tema, realicen una encuesta a familiares, amigos o conocidos. Cuando tengan las respuestas, organicen la información. Algunas ideas de preguntas para que abarquen distintos aspectos importantes en su encuesta, podrían ser:

- Mencione algunos beneficios que haya generado la investigación científica y la tecnología en campos como la alimentación, la salud, la agricultura, el tratamiento y uso del agua, el transporte, los empaques, el vestido, la vivienda o la diversión.
- Describa problemas que el desarrollo de la tecnología ha generado para las personas, la sociedad o el ambiente.
- Al hacer un balance de los aspectos benéficos y los problemas, ¿piensa usted que el desarrollo de la ciencia es positivo o negativo?
- ¿Considera que esos problemas podrían resolverse sin conocimiento científico? Si así lo piensa, sugiera cómo.
- ¿En qué o en quién piensa usted que recae la responsabilidad de los problemas: en la ciencia, en los científicos, en los fabricantes de tecnología, en los comerciantes, en los medios que publicitan los productos, en los consumidores o en alguien más?

En grupo, bajo la conducción del profesor, organicen un debate cuyo tema central sea: “¿Resulta benéfico o perjudicial el desarrollo de la química y la tecnología?”.

La idea es que, tras reunir y revisar la información, el día del debate el grupo se divida en dos equipos, para que cada uno defienda una postura: a favor o en contra del desarrollo de la ciencia y la química en particular.

Para el buen funcionamiento de la sesión, elijan a un compañero como moderador para que otorgue la palabra a quien le corresponda y procure que haya equilibrio entre las participaciones de los dos equipos; otro alumno será secretario y anotará frases como resumen de las aportaciones, en el pizarrón o en una hoja (fig. 1.8).

Una vez que hayan terminado los argumentos de ambas partes, obtengan conclusiones del grupo y anótenlas en su cuaderno para que quede constancia de la actividad.

Con la guía de su profesor retomen las preguntas de la página 18 y valoren su avance. Este ejercicio forma parte de una heteroevaluación que pueden encontrar descrita en las páginas 69 a 71 al final de este bloque.

Espacio tecnológico

Para complementar la información de esta secuencia, vean este video de la Videoteca Escolar.

El mundo de la química. Volumen 2. La medición. Fundamento de la química. VideoSEP.

Y también el libro: *Córdova, José Luis. La química y la cocina*, SEP-ADN editores, México, 2001, de los Libros del Rincón.

Cierre



Fig. 1.8. Organicen sus ideas y prepárense para defenderlas en el debate de la mejor manera posible.

Identificación de las propiedades físicas de los materiales

Cualitativas



Fig. 1.9. Algunas propiedades cualitativas son características de determinados materiales. Por ejemplo, el olor peculiar del gas se debe al terbutilmercaptano, sustancia que se añade al combustible para que las fugas sean fácilmente identificables.

¿De qué están hechas las cosas?

Si son curiosos y observadores, como la mayoría de los seres humanos de todas las épocas, seguramente con frecuencia les surgen dudas sobre lo que no saben o lo que no alcanzan a percibir. En el estudio de la materia, su composición y sus cambios, algunas de las dudas compartidas por todas las generaciones han sido: ¿qué hay más allá de lo que podemos ver?, y ¿de qué están hechas las cosas?

Las respuestas a estas preguntas no son nada sencillas, pero la Naturaleza nos da pistas que poco a poco se han ido interpretando. Y así como un detective tiene que basarse en las evidencias de un delito para empezar a hacer suposiciones y después buscar mecanismos para profundizar en las investigaciones, los primeros estudiosos de la materia, desde hace muchos siglos, tuvieron que comenzar con lo más sencillo y evidente, que es precisamente todo aquello que los materiales nos dan como información cuando captamos las propiedades que podemos percibir con los sentidos.

Cuando tienen que describir un objeto, o cuando se lo imaginan, visualizan o enumeran sus propiedades **cualitativas**, es decir, aquellas que lo caracterizan y que podemos apreciar sin necesidad de hacer mediciones, por ejemplo, la forma, el color, el olor, la textura o el estado de agregación molecular o particular en que se encuentra, ya sea sólido, líquido o gas.

Hacer conjuntos de materiales por la similitud de algunas características nos da una primera aproximación para plantear ideas sobre la composición de la materia; en particular, la observación de los estados de agregación y la descripción de los fenómenos en los que están involucrados han aportado mucha información útil para este propósito.

Seguramente han visto un tanque de gas (fig. 1.9), un encendedor o un tanque de oxígeno y quizá se han preguntado cómo es posible que le quepa todo el volumen de gas que puede liberar.

Si no se les ocurre cómo es esto posible, observen un encendedor transparente y podrán darse cuenta de que en su interior no hay precisamente un gas. Al apretar el mecanismo del encendedor, se abre la salida y el material que contiene sale en forma de gas que puede encenderse. ¿Ya lo habían notado?

- ¿En qué se basarían para clasificar a los materiales y diferenciarlos unos de otros?
- ¿Qué similitudes pueden nombrar entre los diferentes estados de agregación molecular, es decir, entre sólidos, líquidos y gases?
- ¿De qué factores consideran que depende que un material sea sólido, líquido o gaseoso?

El análisis de sólidos, líquidos y gases también ha permitido desarrollar modelos como el cinético molecular o cinético corpuscular, con el que se logran muchas explicaciones (fig. 1.10).

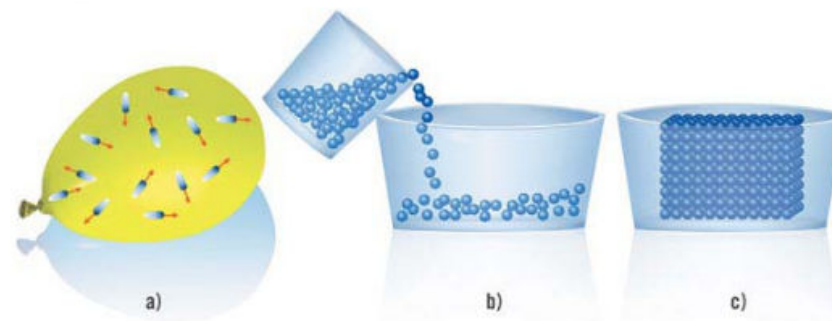


Fig. 1.10. En el modelo cinético molecular se representan las partículas mínimas de cada material. ¿Cuál de los esquemas representa a cada estado de agregación? ¿Por qué?

Actividad

Reúnanse en equipos de cuatro personas y elaboren un cuadro en el que comparen las características que les permiten diferenciar los estados de agregación, por ejemplo: forma, volumen, fluidez, densidad. Vean el ejemplo.

PROPIEDAD ↓	SÓLIDO	LÍQUIDO	GAS
Forma	Definida	La del recipiente	La del recipiente

- Anoten en el cuadro otras características que consideren convenientes.
- Tomen en cuenta la imagen de la figura 1.10 para que incluyan la mayor cantidad de propiedades que se les ocurran además de las mencionadas, incluso aquellas relacionadas con las partículas y su movimiento, que no se aprecian a simple vista.
- Al terminar, con la asesoría de su profesor, comparen su cuadro con el de los demás equipos y completen lo que les falte.

En equipo recuerden cómo se llaman los cambios de estado que existen y elaboren un esquema en su cuaderno, tomen como base el de la figura 1.11.

Tengan presente que un material puede adquirir los diferentes estados de la materia si modificamos las condiciones de temperatura y presión a las que se encuentra.



Fig. 1.11. Para que ocurran los cambios de estado se requiere de energía, en ocasiones absorbida por el material y otras veces cedida al medio.

Espacio tecnológico

Para que aprecien mejor cómo se representan los diferentes estados de la materia, busquen en Internet videos y animaciones como los que aparecen en las direcciones de abajo. Aprovechen la búsqueda para averiguar cómo es un plasma.

http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/estados/cambios.htm (Fecha de consulta: 23 de enero de 2017).
goo.gl/rBj0IE (Fecha de consulta: 23 de enero de 2017).

Para complementar información consulten este libro: Jürgen, Hans. *Experimentos sencillos con sólidos y gases*, SEP-ONIRO, México, 2006. de los **Libros del Rincón**.

Algunas particularidades de los sólidos



Fig. 1.12. El diamante es el material natural de mayor dureza, ya que con él se puede rayar cualquier material sólido, mientras que sólo otro diamante puede servir para rayarlo, cortarlo o pulirlo.

Cuando identificamos a los materiales como sólidos, en general nos referimos a aquellos que tienen forma definida, cambian muy poco su volumen por efecto de la presión (son incompresibles) y no fluyen por sí mismos, pues las partículas que los componen no se desplazan. Sin embargo, clasificar a un material como sólido no lo define completamente, pues en este estado se presentan aspectos que permiten caracterizar en forma más detallada a cada objeto, como los que describiremos a continuación.

Algunos sólidos pueden romperse fácilmente, como el vidrio, y decimos que son **frágiles**, mientras que, por el contrario, los difíciles de romper son **tenaces**. Otros son **elásticos** porque pueden estirarse, o **flexibles** si logramos deformarlos fácilmente; aquellos que no se deforman son **rígidos**.

Con los metales, por ejemplo, se hacen láminas que podemos manipular para obtener diferentes piezas o recipientes, y decimos que son **maleables** y además podemos hacer alambre con ellos, por lo que son **dúctiles**. Los sólidos que pueden rayarse o se desgastan al rasparlos son **blandos** o **suaves**, mientras que los difíciles de rayar son **duros** (fig. 1.12).

Tabla 1.1 Escala de dureza de Mohs		
Mineral	Dureza	Prueba
Talco	1	Se rayan con una uña
Yeso	2	
Calcita	3	Se raya con una moneda de cobre
Fluorita	4	Se raya con un objeto de hierro
Apatita	5	Se raya con un cuchillo o una navaja
Feldespato	6	Se raya con un vidrio
Cuarzo	7	Rayan otros objetos
Topacio	8	
Corindón	9	
Diamante	10	Raya a todos los sólidos comunes

¡Eureka!

Friedrich Mohs (1773-1839) fue un mineralogista alemán que en 1812 creó una escala de dureza. Comparó la capacidad de diferentes minerales para rayar, raspar o marcar a otro. Para conocer la dureza de un material, hay que comparar su resistencia al ser rayado con los minerales de esa escala que pueden ver en la tabla 1.1.

Actividad

De forma individual, consigan diferentes objetos sólidos: piezas de metal, gises, trozos de vidrio, piedras y maderas, plásticos y todo lo que encuentren.

- Describan en su cuaderno cómo son estos objetos respecto a las características que se han mencionado y están resaltadas en esta página.
- Ordénelos de acuerdo con su dureza, observen cuál puede rayar a otro o cómo se rayan entre sí.
- Compáren sus descripciones y clasificaciones con las del grupo y anoten sus conclusiones.

Particularidades de los líquidos

En nuestro planeta encontramos pocos líquidos de manera natural como el agua o el petróleo. Sin embargo, a diario manejamos otros más, como aceites, solventes, pinturas o jugos que obtenemos por medio de diferentes industrias que tienen que ver con la química o a partir de seres vivos. Todos ellos tienen algunas características comunes, como la que se muestra en la figura 1.13 de la siguiente página.



Fig. 1.13. Una de las características de un líquido es que cuando llena un recipiente con varias cavidades, como estos vasos comunicantes, alcanza el mismo nivel en todas ellas, sin importar su forma o su grosor.

Los líquidos se parecen a los sólidos en que no se comprimen notoriamente ante la aplicación de presión o se dilatan en mayor o menor medida cuando se calientan, como el mercurio del interior de los termómetros. Pero a diferencia de los sólidos, pueden fluir, por lo que toman la forma de los recipientes que los contienen.

Si comparan líquidos como el agua, el alcohol, el aceite, la miel o el mercurio podrán comprobar que comparten esas características, pero a la vez son muy diferentes. Por ejemplo, el agua y el aceite son **inmiscibles** entre sí, mientras que el agua y el alcohol se disuelven fácilmente. Algunos como la miel presentan mayor resistencia a fluir y se dice que tienen mayor **viscosidad**, propiedad que analizaremos más adelante.

La superficie de los líquidos presenta una propiedad llamada **tensión superficial**, que se genera debido a la forma en la que se atraen las partículas, como pueden ver en la figura 1.14.

Cualquier material que ingrese al líquido tiene que vencer esta fuerza o tensión. Gracias a ella, algunos insectos pueden mantenerse a flote sobre el agua de los charcos y los clavadistas prefieren entrar en el agua de pie o de cabeza, ¡y no de espaldas o de panzazo!

Otra propiedad de los líquidos que resulta de gran importancia en la Naturaleza es la **capilaridad**, fenómeno debido a la adhesión o atracción entre el líquido y un material sólido que forme un tubo muy delgado o un cuerpo poroso como una servilleta; aquí, el líquido asciende por la tubería o por los poros al vencer, incluso, a la fuerza de gravedad.

Este fenómeno juega un papel muy importante en la Naturaleza, por ejemplo, los vegetales no tienen un órgano como el corazón que impulse su sistema circulatorio, pero el alimento llega disuelto en agua desde la raíz hasta la hoja más alta gracias a la capilaridad.

Actividad

Ahora que ya han recordado algunas características de los líquidos, formen equipos de tres o cuatro personas.

- Respondan.
 - ¿Por qué las gotas de agua tienden a ser esféricas?
 - ¿Por qué no se moja una servilleta si tratan de introducirla en mercurio?
 - ¿Cómo funciona un termómetro?
- Comenten en grupo sus respuestas.
- Con la guía del profesor, lleguen a conclusiones y anótenlas en su cuaderno.

Glosario

inmiscible. Que no se puede mezclar.

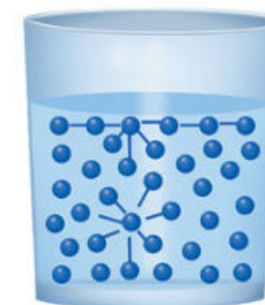


Fig. 1.14. Las partículas del interior del líquido se atraen de igual forma en todas direcciones, pero las de la superficie solo se atraen hacia los lados y hacia el interior, lo que provoca que se forme una especie de "cáscara", la tensión superficial.



Fig. 1.15. Si la balanza tiene dos globos iguales, ¿por qué se vence hacia el lado del que está inflado?

Particularidades de los gases

Posiblemente el estado de la materia más difícil de analizar sea el gaseoso, pues aunque estamos sumergidos en el aire, una mezcla de gases cuyos componentes principales son el nitrógeno (N_2), y el oxígeno (O_2), normalmente es difícil notar su presencia.

Resulta complicado comprobar que los gases son materia, pues no es fácil medir su masa y hay que mantenerlos en recipientes cerrados si no queremos que se nos escapen (fig. 1.15). ¿Qué tanto saben sobre ellos? En el apartado "Actividad experimental" podrán recordar algunas de sus propiedades.

Actividad experimental Experimentos con gases

Propósito: Observar las propiedades de los gases y cómo se modifican con la temperatura y la presión.

Material

- Palangana
- Vaso de vidrio
- Papel
- Jeringa sin aguja
- Frasco gotero
- Globo
- Sistema de calentamiento

Desarrollo

- Llenen una palangana de agua. Aparte, coloquen en el fondo de un vaso un papel arrugado de forma que no se pueda salir al voltearlo.
- Sumerjan el vaso en la palangana con la boca hacia abajo y, sin voltearlo, llévenlo hasta el fondo, sáquenlo y observen cómo quedó el papel.
- Tomen una jeringa y llénela con agua hasta la mitad, de forma que le quede una burbuja de aire.
- Con un dedo tapen el orificio y hagan presión sobre el émbolo, observen la burbuja.
- Jalen el émbolo hacia afuera sin quitar el dedo y vean qué le ocurre a la burbuja.
- Metan al congelador un globo y un frasco gotero, durante cinco minutos. Antes de sacarlo coloquen el globo en la boca del frasco.
- En un recipiente calienten un poco de agua y coloquen el frasco como se ve en la figura 1.16.
- Observen durante varios minutos lo que ocurre.

Anoten todas sus observaciones en su cuaderno. Al terminar sequen todos los materiales. Tengan cuidado con el agua caliente.

Conclusiones

En equipo comenten lo que observaron. Respondan y anoten sus conclusiones en su cuaderno.

- ¿Cómo salió el papel de la palangana? ¿Por qué?
- ¿Cómo se puede explicar lo que le pasa a la burbuja en la jeringa?
- ¿A qué se deben las variaciones observadas en el globo?



Fig. 1.16. Cuiden que el globo no tenga fugas ni se rompa.

¡Eureka!

El uso de tanques para buceo puede ser peligroso. Cuando el buzo se sumerge, la presión exterior aumenta de forma equivalente a una atmósfera, unidad de medida que revisaron en Ciencias 2, por cada diez metros de profundidad y los gases tienden a comprimirse, incluso las pequeñísimas burbujas que hay en la sangre, y aumenta la cantidad de gas disuelto en el cuerpo. Si el buzo permanece en la profundidad y después sube a la superficie rápidamente, las burbujitas volverán a expandirse, lo que puede provocar que se genere una embolia o un infarto.

Compartamos lo aprendido

Lean el texto.

La Tierra tiene condiciones adecuadas, sobre todo de temperatura y presión, para que en su superficie puedan convivir materiales en los tres estados de la materia: dos terceras partes de la superficie están cubiertas por los océanos que, junto con las aguas continentales, integran la hidrosfera y bañan una superficie formada por sólidos de diversas características que conforman la litosfera. Todo esto, además, está cubierto por una capa de gas, la atmósfera, que no se escapa al espacio gracias a la atracción de la gravedad.

Entre todos estos materiales, que están sometidos a cambios de condiciones provocados principalmente por la llegada de la radiación solar, se establecen relaciones y transformaciones que generan fenómenos como los vientos, las lluvias, las tormentas de arena, la erosión de las rocas y muchos más. Estos procesos son determinantes en la vida de cada uno de los seres que habitamos el planeta y en gran medida se pueden explicar por medio de las propiedades de los sólidos, líquidos y gases.

En equipo, con la orientación de su profesor, comenten y respondan en su cuaderno.

- El calor del Sol, al llegar a la superficie, calienta una parte de la atmósfera. ¿Qué tiene que ver este hecho con la formación del viento? En su cuaderno realicen un esquema en el que desarrollen un modelo para explicar cómo se genera este fenómeno.
- Si los sólidos tienen forma definida, ¿por qué la arena del desierto o la playa se puede adaptar a la forma de un recipiente y parece fluir al pasarla a otro?
- El agua de los ríos circula hasta llegar a cuerpos líquidos mayores como lagos o mares y va cambiando de forma continuamente, pero, ¿qué ocurre con su volumen? (Fig. 1.17).
- Del suelo se pueden extraer minerales con peculiaridades muy diversas, como el talco, el diamante o el oro. ¿Qué diferencias hay entre ellos con respecto a las características de los sólidos que estudiamos?
- Si toman un poco de aire de la atmósfera y lo colocan en el matraz de la figura 1.18, que es rígido y está cerrado herméticamente, ¿cuál de los demás matraces representa lo que ocurre con las partículas del gas si disminuye la temperatura del recipiente, sin que el gas se haga líquido? ¿Por qué?

En grupo discutan sus respuestas y lleguen a conclusiones. Anótenlas en su cuaderno.



Fig. 1.17. El agua es el único material que se encuentra en la superficie terrestre en los tres estados.

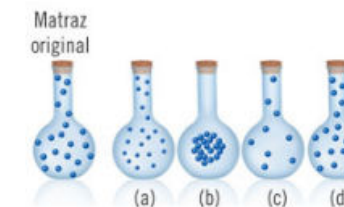


Fig. 1.18. Las bolitas dentro del matraz representan partículas del aire según el modelo cinético-molecular.



Fig. 1.19. En el comercio es muy importante medir.

Extensivas

¡A medir!

Roberto y Mariana acompañan con frecuencia a sus papás al mercado. Les gusta ayudar pesando frutas y verduras en las básculas que tienen charolas y carátulas con una manecilla. Además, a Mariana le llama la atención que en la salchichonería usan otro tipo de aparatos, como la báscula, para pesar embutidos y quesos y, sin importar qué midan, siempre marcan gramos o kilogramos. Roberto se ha fijado también en que la leche, el agua embotellada o los refrescos no describen su contenido con esas unidades, sino con litros o mililitros.

- ¿Qué importancia tiene para la química el poder medir, y no solo estimar con nuestros sentidos, la cantidad de material que tenemos?
- ¿Qué propiedades de la materia se pueden medir?
- ¿Qué tipo de aparatos se emplean para medir la masa y el volumen y por qué es importante manejarlos correctamente?

Una de las claves del estudio de la materia ha sido la medición, pues gracias a ella podemos conocer algunas características y describir de manera más detallada los fenómenos. Esto resulta importante cuando tratamos de reproducir experiencias que otros llevaron a cabo o cuando queremos comprobar si existen relaciones entre las variables de un proceso.

Para algunas propiedades que caracterizan a las sustancias, como el olor, no hay medición; pero para muchas otras se han definido mecanismos y unidades de comparación que se manejan internacionalmente para que todos comprendamos las investigaciones y los logros de los demás sin importar de dónde seamos o qué idioma hablemos (fig. 1.19).

Para empezar a reflexionar sobre la medición de las características que nos interesan en química, podemos clasificar las propiedades de la materia en **extensivas**, que son aquellas que no dependen del tipo de material sino de su cantidad, e **intensivas**, que son específicas de cada material y no varían cuando cambia su cantidad.

Todos los objetos están formados de materia y ocupan un lugar en el espacio, por lo que independientemente de su apariencia o sus posibilidades de transformación, tienen **masa y volumen**. Además, por efecto de la atracción gravitacional con el planeta, también tienen **peso**, que, como revisaron en su curso de física, es una fuerza proporcional a la masa y a la aceleración que produce la gravedad (fig. 1.20).

La masa, el volumen y el peso dependen de la cantidad de materia y no del tipo de material por lo que son propiedades extensivas. Las dos primeras, masa y volumen, resultan particularmente importantes para la química, así que debemos manejar a la perfección los distintos instrumentos para medirlas y las unidades en que pueden expresarse.

¿Cómo medimos la masa?

Para medir la masa, igual que para cualquier otra magnitud, necesitamos una unidad de comparación. En cada cultura se emplearon muchos patrones de masa a lo largo de la historia, pero desde el siglo XVIII se decidió que esa **unidad o patrón** se llamaría kilogramo y sería equivalente a la masa de 1 litro de agua destilada a 4 °C. El uso de este patrón presentaba muchas dificultades pues no es sencillo mantener el líquido a la temperatura adecuada, hay que manejarlo dentro de un recipiente y tener en cuenta que se evapora continuamente.



Fig. 1.20. Por lo general como un error de concepto que se acepta coloquialmente, usamos el verbo "pesar" pero reportamos el dato en unidades de masa.

Para tener un patrón más estable, en 1889, por un acuerdo internacional, se definió al kilogramo patrón como la masa de un cilindro hecho de una aleación de dos metales, iridio y platino, que se guarda en la Oficina de Pesos y Medidas de París y que es prácticamente igual a la de 1 L de agua (fig. 1.21).

Aunque la unidad fundamental de masa del Sistema Internacional de Unidades (SI) es el kilogramo (kg), comúnmente se emplean otras derivadas de esta unidad, como el gramo (g), que es la milésima parte del kilogramo, o bien las del sistema inglés, como la libra o la onza, que aún son utilizadas de forma cotidiana sobre todo en Estados Unidos de América, pues en Inglaterra ya no son oficiales debido a que su manejo dificultaba el comercio con la Unión Europea.

La masa del Sol es de aproximadamente 2×10^{30} kg, y no es la mayor masa que podemos encontrar en el Universo. Por otro lado, una de las partículas más pequeñas que conocemos, el electrón, tiene una masa de 9.1×10^{-31} kg. Para trabajar con más facilidad los valores incluidos en este gran intervalo, podemos emplear los múltiplos y los submúltiplos aceptados por el SI que aparecen en la tabla 1.2. La unidad que se toma como base es el gramo.

Tabla 1.2. Múltiplos y submúltiplos del kilogramo					
Múltiplos			Submúltiplos		
Nombre	Símbolo	Equivalencia	Nombre	Símbolo	Equivalencia
decagramo	dag	10g	decigramo	dc	0.1 g
hectogramo	hg	100 g	centigramo	cg	0.01g
kilogramo	kg	1000 g	miligramo	mg	0.001g
megagramo	Mg	10^6 g	microgramo	μ g	10^{-6} g
gigagramo	Gg	10^9 g	nanogramo	ng	10^{-9} g
teragramo	Tg	10^{12} g	picogramo	pg	10^{-12} g
petagramo	Pg	10^{15} g	femtogramo	fg	10^{-15} g
exagramo	Eg	10^{18} g	attogramo	ag	10^{-18} g
zettagramo	Zg	10^{21} g	zeptogramo	zg	10^{-21} g
yottagramo	Yg	10^{24} g	yoctogramo	yg	10^{-24} g

Con estas equivalencias podríamos decir, por ejemplo, que una bacteria tiene una masa aproximada de 1 pg, en lugar de 0.000000000001 g, o que la masa de la Tierra es de alrededor de 6000 Yg, que equivalen a 6×10^{24} kg.

Para medir la masa existen instrumentos llamados básculas o balanzas. La más antigua y sencilla es la balanza romana de dos platos, que funciona comparando lo que se quiere medir con pesas de valor conocido (fig. 1.22a).

Una variante que utiliza el mismo principio de comparación es la balanza granataria, que es muy usada en los laboratorios escolares. Consta de un plato unido a tres brazos con graduación sobre los que corren pesas de diferentes magnitudes, que se van moviendo hasta equilibrar la masa colocada en el plato (fig. 1.22b).

Espacio tecnológico

Para recordar las unidades oficiales de medición en general, visiten una página de Internet en la que se hable del Sistema Internacional de Unidades. En cualquier buscador encontrarán muchas de ellas, por ejemplo:

www.sc.ehu.es/sbweb/fisica/unidades/unidades/unidades.htm (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).



Fig. 1.21. En México, en la Dirección General de Normas de la Secretaría de Economía, hay una réplica del kilogramo patrón.



Fig. 1.22. a) La balanza de dos platos se emplea desde la época de los antiguos egipcios. Si las pesas están bien calibradas, la medida será muy exacta. b) La mínima medida que puede hacerse en la balanza granataria es de 0.1 g, es decir, su precisión, por lo que decimos que tiene una incertidumbre de ± 0.05 g.



Fig. 1.23. Si tienen oportunidad de sopesar un vaso lleno de mercurio, les sorprenderá comprobar que tiene una masa muy superior al mismo volumen de agua.

La báscula que suele usarse en el baño del hogar, las de un solo plato que cuelgan en los mercados y las electrónicas funcionan con un mecanismo diferente de resortes que se deforman con el peso de los objetos y, por medio de engranes o sistemas electrónicos, marcan el dato de masa en una pantalla o en una carátula.

Actividad

Formen equipos de tres personas, comenten las preguntas y propongan explicaciones a las cuestiones que se plantean. Anoten sus respuestas en su cuaderno.

- ¿Por qué hace falta definir un patrón como el kilogramo para poder medir la masa?
- Si la masa de un microbio es de 4 pg, ¿cómo la reportarían en g?, ¿y en ng?
- La atracción de la gravedad es menor en la Luna que en la Tierra, por lo que, aunque la masa de los objetos es invariable, su peso es diferente. ¿Con qué tipo de aparatos podrían medir la masa sin error, si pudieran ir a la Luna? ¿Por qué?
- Busquen en un diccionario o en un libro de física los significados de "exactitud", "precisión" e "incertidumbre" para una medida y analicen cómo y por qué se aplicaron estos términos en las figuras 1.22a y 1.22b de la página anterior.

Con su profesor, comenten en grupo sus respuestas y lleguen a conclusiones. Anótenlas en su cuaderno.

Si tienen oportunidad, pidan a su profesor medir la masa de un vaso con mercurio y comenten en grupo lo que observen (fig. 1.23).

¿Cómo medimos el volumen?

Con frecuencia confundimos el volumen con la masa, pese a que son conceptos totalmente diferentes. El volumen es el espacio que ocupa un cuerpo y, por ejemplo, el hule espuma de un cojín, un tablón de madera o una bola de boliche, aunque ocupen espacios similares, tienen masas muy diferentes. El volumen es otra propiedad extensiva de la materia, ya que todos los cuerpos ocupan un espacio, independientemente de su composición, y para un material determinado, a mayor cantidad de materia, mayor volumen.

En el SI, la unidad de volumen es el metro cúbico (m^3) que equivale al espacio de un cubo de 1 m de lado. Sin embargo, este tamaño puede resultar grande cuando trabajamos en la mesa de un laboratorio o en una cocina, donde se suele emplear otra medida común, el litro (L).

Para medir el volumen de un sólido regular como un cubo o una esfera, se suele medir sus dimensiones y calcular el volumen con las fórmulas correspondientes. Para los sólidos irregulares se puede aprovechar el Principio de Arquímedes y sumergirlo en un líquido para ver el volumen que desplaza.



Fig. 1.24. Para que el gas desplace al líquido, debe ser insoluble en él.

El volumen de los gases debe medirse en recipientes cerrados y, como saben, es muy susceptible de ser modificado ante los cambios de temperatura y de presión. Cuando se quiere medir el volumen de gas que se genera en un proceso o reacción, puede ser capturado en un recipiente por desplazamiento de algún líquido (fig. 1.24).



Fig. 1.25. Los materiales volumétricos deben emplearse a la temperatura que indican pues se dilatan y alteran su volumen.

La mayoría de los aparatos para medir volumen son recipientes graduados para contener líquidos. Los más sencillos son los tazones para la cocina, que como los vasos de precipitados o los matraces del laboratorio, tienen pocas marcas de graduación y son adecuados solo para medidas aproximadas, pues su precisión es baja.

Las pipetas y las probetas son instrumentos más precisos y existen de diversos tamaños. Otros instrumentos de laboratorio se consideran de mayor precisión, como las buretas, o los matraces y pipetas "volumétricos" hechos para un volumen determinado (fig. 1.25).

Actividad

De forma individual lean y respondan en su cuaderno.

La familia de Marcela va a comenzar una empresa en la que fabricarán productos de higiene personal y de limpieza, como champús, cremas, jabones y limpiadores. Una receta para hacer un limpiador de pisos requiere de estos ingredientes para un frasco:

- 5 g de bórax (un compuesto de boro, oxígeno y sodio)
- 10 ml de vinagre blanco
- 0.6 L de agua hirviendo
- 0.4 ml de aceite de lavanda

Planean comenzar con ochenta frascos; ayúdenles a resolver estas cuestiones:

- ¿Cuáles medidas son de masa y cuáles de volumen?
- ¿Qué instrumentos de medición les convendría tener?
- ¿Cómo deben manejarlos?
- ¿Qué cantidad de cada ingrediente deben adquirir para la producción total? Reporten en kilogramos y en litros.
- ¿Piensan que resultaría siempre igual el producto si, en lugar de usar los aparatos indicados, agregaran los ingredientes sin medirlos? ¿Por qué?

Con la guía de su profesor, comparen sus respuestas con el resto del grupo y corrijan lo que consideren necesario.

Compartamos lo aprendido

Reúnanse en equipos de tres integrantes para diseñar e ilustrar una historieta. Utilicen una cartulina, y presenten una situación de la vida cotidiana en la que se muestre la importancia de medir la masa y el volumen.

- Incluyan también los instrumentos de medición empleados en ese caso.
- Cuando la tengan lista exhibanla en el periódico mural para que todos la vean.

Espacio tecnológico

Complementen la información viendo este video que encontrarán en su **Videoteca Escolar**: *El mundo de la química. Volumen 6. La masa*. VideoSEP. Revisen este libro, de tu **Biblioteca Escolar**, para complementar la información: Chamizo, Rodrigo y J. A. Chamizo. *La casa química*, SEP-ADN, México, 2001.

Intensivas

¿Cuál es cuál?

Jonás trabaja como asistente en un laboratorio de análisis químicos. Un día su jefe le pidió que trajera del almacén un poco de azúcar, que en química se conoce como sacarosa, y un poco de cianuro de potasio, un compuesto que forma pequeños cristales blancos y que es muy venenoso.

Al llegar al almacén, Jonás sacó cada una de las sustancias de sus frascos, las colocó en dos vasos y notó que eran prácticamente iguales en apariencia. Llevó los vasos al laboratorio, los colocó en una mesa y un rato después, cuando su jefe le preguntó cuál era cada uno, se dio cuenta de que no había tenido la precaución de etiquetarlos. Observarlos u olerlos no le permitiría distinguirlos y jamás se debe probar una sustancia en laboratorio. Tras pedirle que tuviera más cuidado en el futuro, su jefe decidió enseñarle cómo podía hacer la distinción.

Los sentidos y las propiedades de los materiales

Con facilidad podemos diferenciar un trozo de madera de un alambre de cobre o de un poco de agua, pues tienen una serie de propiedades específicas que nos permiten reconocerlos. Otros materiales son más difíciles de distinguir, ya que son de apariencia similar. Algunas de estas propiedades, dependen del material que tenemos y no de su cantidad, llamadas **intensivas**, como el color o la textura, las cuales pueden distinguirse con los sentidos. Para distinguir correctamente otras propiedades intensivas es conveniente realizar mediciones, pues nuestros sentidos no siempre nos aportan la información más exacta. Si no lo creen, realicen esta actividad.

Actividad

Formen equipos de tres compañeros y realicen estas pruebas:

- Observen la figura 1.26a y comenten si las líneas rojas y grises son o no paralelas.
- Revisen ahora la figura 1.26b y discutan si las dos circunferencias son del mismo color.
- Llenen una palangana con agua y hielo y otra con agua caliente. Metan una mano en cada recipiente como se ve en la figura 1.26c y manténganlas ahí durante treinta segundos. Posteriormente cambien las manos de charola. ¿Se siente lo mismo que al principio?

Concluyan en grupo sobre la importancia de medir y no solo confiar en lo que apreciamos y anoten sus observaciones y conclusiones en sus cuadernos.

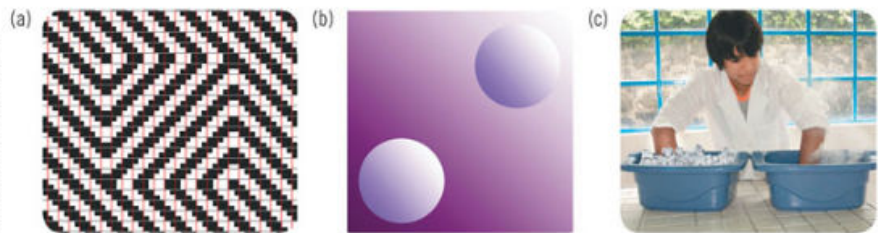


Fig. 1.26. a) ¿Qué tendrían que hacer para comprobar si las líneas rojas verticales y las grises horizontales son paralelas? b) ¿Cómo pueden comprobar que son del mismo color? c) Cuiden que el agua caliente no les quemé.

Temperaturas de fusión y de ebullición

Hervir agua, derretir mantequilla, enfriar bebidas con hielos que se van fundiendo... La vida cotidiana está llena de fenómenos que implican cambios de estado, y probablemente conozcan muchos más ejemplos (fig. 1.27).

La temperatura a la que ocurren esos cambios de estado, también llamada punto de **fusión** o **de ebullición**, es un ejemplo de las propiedades intensivas que pueden ser medidas y conocerla resulta de gran utilidad para identificar con exactitud una sustancia. Con estos experimentos recordarán algo más sobre este tema.

Actividad experimental

1. Gráfica de calentamiento del agua

Propósito: Observar y graficar las variaciones de temperatura al calentar agua.

Material

- Vaso de precipitados de 250 ml
- Termómetro
- Tripié y tela de alambre con asbesto y mechero o un sistema para calentar
- Cronómetro
- Hielos
- Papel milimétrico
- Un matraz de bola con tapón

Desarrollo

- Coloquen cuatro o cinco hielos en el vaso y tomen la temperatura.
- En cuanto alcancen el mínimo valor, ya no retiren el termómetro.
- En ese momento comiencen a medir el tiempo y a calentar el vaso.
- Anoten la temperatura cada veinte segundos, procuren que el termómetro esté siempre en contacto con los hielos.
- Continúen la medición hasta que el agua hierva durante un minuto.
- Elaboren una tabla con los datos de tiempo y de temperatura que registraron durante el experimento.
- En papel milimétrico elaboren una gráfica con los datos que obtuvieron. Para ello, anoten los segundos en el eje horizontal y los grados Celsius en el eje vertical.
- Comparen su gráfica con otro equipo y discutan las diferencias y similitudes.

Conclusiones

En equipo discutan estas preguntas con base en lo observado y anoten sus respuestas en su cuaderno.

- ¿Cuál es el mínimo valor de temperatura que se alcanza con los hielos?
- ¿Se calienta el agua de la misma forma en todo momento? ¿Qué ocurre mientras todavía hay hielos? ¿Y cuando se acaban? ¿Hasta dónde sube la temperatura?
- Como saben, el punto de ebullición del agua es de 100 °C al nivel del mar. Si viven en alguna región más alta, ¿a qué temperatura hierve? ¿Por qué varía este valor?



Espacio tecnológico

Complementen la información con ayuda de este video de la **Videoteca Escolar**: *El mundo de la química. Volumen 6. El agua.* VideoSEP.

Fig. 1.27. El punto de fusión es la temperatura a la que el material pasa de sólido a líquido, pero también aquella en la que el líquido vuelve a solidificar. Lo mismo sucede entre líquido y gas con el punto de ebullición.



Fig. 1.28. Cuando el matraz se enfría, intenten quitar el tapón y observen qué ocurre cuando lo logren.

2. ¿Podrá hervir el agua bajo el chorro del agua de la llave?

Propósito: Comprobar que el agua puede hervir bajo el chorro de agua.

Material

- Un matraz de bola de 500 ml
- Agua de la llave
- Sistema de calentamiento
- Tapón para el matraz
- Tela o trapo grueso

Desarrollo

- Pidan a su profesor que lleve a cabo esta actividad. Pueden dictarle los siguientes pasos.
- Llenar hasta la mitad el matraz y ponerlo a calentar hasta ebullición.
- Dejar hervir el agua por cinco minutos.
- Utilizar el trapo para retirar el matraz del calentamiento y tapar con el tapón.
- Colocar el matraz bajo el chorro de agua fría de la llave (fig. 1.28).
- Observen lo que sucede a medida que el agua se enfría.

Al final de la actividad enjuaguen los utensilios empleados, con cuidado de no quemarse con el agua y los materiales calientes.

Conclusiones

En grupo y con la guía de su profesor, respondan. Luego lleguen a una conclusión que anotarán en su cuaderno.

- ¿Cómo puede explicarse este fenómeno?
- ¿Qué relación tiene la presión con el resultado del experimento?



Fig. 1.29. El agua, como la mayoría de los líquidos, puede evaporarse sin hervir. Esto es esencial para completar el ciclo hidrológico.

El agua hierve a 100 °C a nivel del mar; cada líquido tiene una **temperatura de ebullición** determinada pero para todas las sustancias debemos tener cuidado con este valor pues varía cuando se modifica la presión. Cuanto más nos alejamos del nivel del mar, a mayor altitud, la presión baja y esto hace que las moléculas puedan “escapar” del líquido con más facilidad, lo que se refleja en que la temperatura de ebullición disminuye. Además, muchos líquidos son volátiles, lo que quiere decir que pueden pasar al estado gaseoso sin estar en su punto de ebullición, simplemente al ser absorbidos por el aire (fig. 1.29).

La **temperatura o punto de fusión** es un dato de los materiales que prácticamente no varía ante los cambios de presión, por lo que medirlo puede considerarse una forma de identificar a las sustancias, ya que es un dato que las caracteriza.

Existen aparatos adaptados para medir este valor, en los que se controla el aumento de temperatura mientras se observa una pequeña porción de sustancia colocada sobre una parrilla unida a un termómetro. Hay otras formas más sencillas de hacerlo, como colocar un poco de sustancia sólida dentro de un tubo capilar muy delgado, unirlo por medio de una liga a un termómetro y sumergirlo en un vaso con aceite para calentarlo y observar a qué temperatura se funde.

Cuando una sustancia no es totalmente pura, su punto de fusión se modifica ligeramente o se hace líquida en un rango de temperatura de varios grados.

Actividad

En equipos analicen la tabla 1.3 y la gráfica de la figura 1.30.

Tabla 1.3. Puntos de fusión y ebullición de algunos materiales

Sustancia	Punto de fusión °C	Punto de ebullición °C (1 atm)	Sustancia	Punto de fusión °C	Punto de ebullición °C (1 atm)
Helio	-272	-269	Resorcinol	110	281
Oxígeno	-218	-196	Mercurio	-39	357
Nitrógeno	-210	-183	Aluminio	660	2060
Butano	-138	-0.5	Cobre	1083	2595
Etolol	-114	87	Ácido benzóico	122	249
Agua	0	100			
Urea	132	Se quema antes de hervir	Grafito	3948	Se quema antes de hervir

Respondan en sus cuadernos.

- ¿Por qué en la tabla se incluye el término (1 atm) en el punto de ebullición?
- ¿Cuáles sustancias son gaseosas, cuáles líquidas y cuáles sólidas a temperatura ambiente?
- ¿Pueden tener todas las sustancias en estado gaseoso? ¿Por qué?
- El Pico de Orizaba, que es el volcán y el monte más alto de México, tiene una altitud de 5700 msnm aproximadamente. ¿A qué temperatura hierve el agua en esa altitud?
- ¿Cuál de los materiales citados es el más difícil de licuar o transformar en líquido? ¿Por qué?

Puntos de ebullición a diferentes altitudes

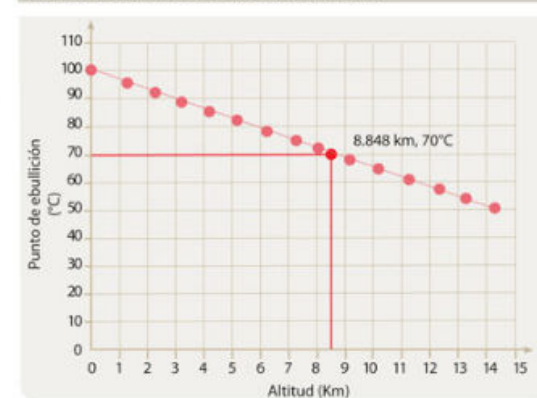


Fig. 1.30. Si saben a qué altitud está su localidad, identifiquen cuál es el punto de ebullición del agua, aunque sea de forma aproximada. La altitud 8 848 msnm es la mayor del mundo y corresponde al monte Everest.

Viscosidad

Los líquidos presentan distintas capacidades para fluir. Unos lo hacen con mucha facilidad y escurren rápidamente a través de un colador, mientras que otros parecen atorarse y fluyen lentamente. La resistencia a fluir se conoce como **viscosidad** y existen diferentes formas de medirla, aunque la más común está relacionada con el tiempo que tarda en escurrir controladamente una cantidad determinada de líquido (fig. 1.31). La unidad de viscosidad en el SI es el pascal-segundo (Pa-s), que corresponde a 1 Newton-segundo/metro² (1 N-s/m²) o 1 kg/(m-s).

Una unidad más común es el *poise* (p), 1 g/(cm-s), en homenaje al médico y físico francés Jean Louis Marie Poiseuille (1799-1869), quien estudió esta propiedad. Se suele usar más su submúltiplo, el *centipoise* (cp) ya que el agua tiene una viscosidad de 1.0020 cp a 20 °C (este valor casi redondo es una coincidencia).



Fig. 1.31. Una deliciosa porción de miel escurre lentamente. ¿Escurriría igual si fuera una cucharada de agua o de aceite?



Fig. 1.32. Aunque el tiempo de caída no es una medida de viscosidad, nos permite comparar esta propiedad entre líquidos.

Actividad experimental ¿Cuál es más viscoso?

Propósito: Analizar la viscosidad de distintos fluidos.

Material

- 4 probetas de 100 ml
- 4 canicas iguales
- Cronómetro
- Agua, aceite, glicerina, miel

Desarrollo

- Lean el procedimiento y escriban en su cuaderno lo que piensan que sucederá, es decir, redacten una hipótesis. Pidan ayuda a su profesor.
- En cada probeta coloquen un líquido diferente; cuiden que todos estén a la misma altura.
- Preparen el cronómetro para que midan cuánto tiempo tarda una canica en llegar desde la superficie hasta el fondo de la probeta (fig. 1.32). Repitan con cada líquido y anoten los resultados en una tabla.

Al concluir la experiencia, no desechen el aceite, la glicerina y la miel, pues pueden volver a emplearse. Laven con jabón y enjuagen las probetas.

Conclusiones

- En equipo discutan cómo se relaciona el movimiento de la canica con la viscosidad de cada líquido y propongan otra forma de comparar las viscosidades.
- En los reportes de viscosidad para cada material se suele especificar la temperatura a la que se realizó la medida. ¿Cómo piensan que se relacionan estas variables? Comprueben su hipótesis diseñando para ello un experimento.

Algunos líquidos llamados no newtonianos desafían los principios de nuestra lógica. Su viscosidad varía de acuerdo con la fuerza que se les aplica. Pueden comprobarlo añadiendo almidón de maíz (maicena) a una taza de agua. Se agrega en pequeñas proporciones y se revuelve lentamente. Cuando la mezcla está espesa las propiedades se hacen evidentes: al moverla lentamente se comporta como fluido, pero al agitarla o golpearla con fuerza se muestra dura como una piedra. Algo similar ocurre con las denominadas “arenas movedizas”, la mezcla de arena y agua se vuelve más rígida si se agita, pero permite cierta libertad de movimientos siempre que se produzcan sin brusquedad.

Densidad

¿Qué pesa más, un kilogramo de algodón o un kilogramo de plomo? La respuesta a esta pregunta “de juego” la falla quien no conoce las propiedades de la materia. Un kilogramo de lo que sea siempre es la misma masa y por tanto el mismo peso; pero ¿cuál de los dos preferirían que les cayera en la cabeza? Ahora la respuesta ya no es igual, pero la causa de esta modificación no es la masa, sino su relación con el espacio o el volumen correspondiente.

Entre las propiedades intensivas de cada material está la proporción entre su masa y su volumen, que llamamos **densidad** (representada por la letra griega “rho”: ρ). Los materiales más densos son los que tienen mucha masa en un pequeño volumen. Pero hablar de “mucho” o “poco” es muy relativo, por lo que es conveniente establecer una proporción numérica:

$$\text{Densidad} = \text{masa} / \text{volumen} \quad \text{o} \quad \rho = m/v$$

Esta relación implica que a mayor masa en un volumen determinado la densidad será mayor. En el SI, la densidad se mide en kg/m^3 , pero esta unidad resulta incómoda, pues no es usual manipular objetos de 1 m^3 ; por esto se emplean g/ml , o g/cm^3 .

Espacio tecnológico

En Internet existen numerosos videos en los que se demuestran las propiedades de los líquidos no newtonianos.

Aquí les proponemos un ejemplo, pero encontrarán otros:

<http://blogingenieria.com/general/fluidos-no-newtonianos/> (Fecha de consulta: 23 de enero de 2017).

Actividad experimental ¿Cómo podemos determinar la densidad?

Propósito: Diseñar cómo determinar la densidad de objetos sólidos o materiales líquidos.

Material

- Balanza
- Recipientes para medir volumen
- Popotes de plástico
- Arena y sal
- Monedas, corchos, anillos y otros materiales
- Encendedor

Desarrollo

- En equipos decidan cómo usarán la balanza para determinar la masa de un líquido sin que se escurra y cómo calcularán el volumen de los materiales sólidos. Luego, midan el volumen y la masa de los materiales sólidos y después calculen su densidad (fig. 1.33).
- Para medir la densidad de los líquidos hay un sistema que se llama *densímetro* o *hidrómetro* y consiste en un tubo cerrado con un poco de algún material dentro y una graduación a todo lo largo (fig. 1.34).

Construyan un densímetro, para hacerlo, sigan estas instrucciones.

- Sellen uno de los lados del popote con la flama de un encendedor, sin quemarse ni quemarlo. En cuanto vean que se hace un poco aguado, apriétenlo con unas pinzas.
- Coloquen dentro del popote sellado un poco de arena fina o de sal y suméranlo en una probeta con agua. Si queda flotando verticalmente, hundido un poco más de la mitad, pueden sellar el otro lado; si no, modifiquen la cantidad de arena o sal hasta que esté listo.
- Al hacer la prueba en agua, pongan una marca con plumón indeleble a la altura en que el popote está al ras de la superficie. Ese punto equivaldrá a $1 \text{ g}/\text{cm}^3$. Para poner otras medidas, hagan la prueba con los líquidos que se mencionan en la tabla 1.4 para calibrarlo.

Para terminar, regresen los líquidos empleados a sus recipientes y laven los materiales que hayan empleado.

Conclusiones

Discutan la actividad, respondan y escriban en su cuaderno sus conclusiones.

- ¿Qué relación hay entre masa, volumen y densidad y qué cuidados se requieren para medir cada una?
- ¿Por qué pueden calibrar el densímetro empleando agua? ¿En qué se basa su funcionamiento?



Fig. 1.33. Combinen los instrumentos de medición como convenga para determinar la masa y el volumen.



Fig. 1.34. Cuanto mayor es la densidad menos se hunde el densímetro, precisamente por el principio de Arquímedes.

Tabla 1.4. Densidad de algunos materiales comunes (g/cm^3)

	Sólidos		Líquidos		Gases (a 1 atm)		
Acero	7.8	Latón	8.6	Aceite	0.92	Aire	0.00129
Aluminio	2.7	Madera de pino	0.5	Agua de mar	1.03	Hidrógeno	0.00009
Bronce	8.9	Madera para balsa	0.12	Agua a 4 °C	1.00	Nitrógeno	0.00125
Carbón mineral	1.9	Oro	19.3	Benceno	0.9	Oxígeno	0.00143
Cobre	8.9	Plata	10.5	Etanol	0.81		
Corcho	0.24	Platino	21.4	Gasolina	0.74		
Diamante	3.5	Plomo	11.3	Glicerina	1.26		
Grafito	2.25	Hielo	0.92	Mercurio	13.6		
				Miel	1.3 a 1.5		



Fig. 1.35. Por más aceite que agreguen al agua, nunca se disolverá, pues son materiales **insolubles o inmiscibles**.

Glosario

soluto. Sustancia que en una disolución se encuentra en menor cantidad y se disuelve en la mezcla.



Fig. 1.36. Pueden mezclar la cantidad que quieran de alcohol y agua y siempre se disolverán, pues son **infinitamente solubles**. Se integran tan bien entre ellos, que el volumen de la mezcla es menor al de los dos líquidos separados.

Actividad

De forma individual revisen la tabla 1.4 y respondan en su cuaderno. Al terminar, comparen sus respuestas con las del resto del grupo.

- ¿Qué tiene mayor densidad: 200 g de oro o 1 kg de oro?
- ¿Qué masa tienen 100 ml de etanol?
- ¿Por qué en la tabla se aclara que la densidad de los gases se cita a 1 atm de presión?
- Si la densidad del grafito es de 2.25 g/cm^3 , ¿cómo la reportarían en unidades del SI?
- El hielo flota en el agua, ¿qué pueden decir sobre su densidad?
- La mayoría de los materiales con que se construyen los barcos son más densos que el agua. Entonces, ¿por qué flotan?

Solubilidad

El azúcar de mesa o sacarosa, es una sustancia que puede disolverse con facilidad en agua. Aunque normalmente disolvemos una o dos cucharaditas para el café o el té, en realidad podrían añadir muchas cucharadas más y se seguiría disolviendo mientras se forma un jarabe cada vez más viscoso. Pero tras añadir una cierta cantidad, el sólido ya no podrá disolverse.

Una propiedad característica de cada sustancia es su capacidad para mezclarse con diferentes disolventes. Algunas sustancias son insolubles (fig. 1.35) y otras se disuelven en cualquier proporción (fig. 1.36). Otras como la sal, el azúcar o diferentes gases en agua, solo pueden mezclarse hasta cierto límite. Cuando la cantidad añadida es muy baja, decimos que forman disoluciones **diluidas**; a medida que crece la proporción del **soluto**, decimos que están más **concentradas** y cuando llegamos al límite de soluto que puede disolverse las clasificamos como **saturadas**. En ocasiones, al cambiar la temperatura o la presión, podemos rebasar este límite aunque sea de forma momentánea, para formar disoluciones **sobresaturadas**.

A la cantidad máxima de soluto que podemos disolver en un determinado disolvente le llamamos **solubilidad**, y es una característica bien definida para cada par de sustancias. Observa la solubilidad de algunas sustancias en la tabla 1.5.

$$\text{solubilidad} = \frac{\text{g de soluto}}{100 \text{ ml de disolvente}}$$

Tabla 1.5. Solubilidad en agua de algunas sustancias (en 100 ml a 20 °C)

Sustancia		Cantidad (g)
Oxígeno	(O ₂)	0.0009
Dióxido de carbono	(CO ₂)	0.145
Nitrato de potasio	(KNO ₃)	30
Cloruro de sodio	(NaCl)	37
Sacarosa (azúcar)	(C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁)	204
Ácido acético (vinagre)	(CH ₃ COOH)	infinita

Con los cambios de presión no se afecta mucho la solubilidad de los sólidos, pero sí se modifica sensiblemente la de los gases. Esto lo han comprobado en repetidas ocasiones. Cuando destapan un refresco, al quitar la tapa, se escapa el gas que se bombeó a presión y el que estaba disuelto empieza a salir espontáneamente y hace burbujas.

Cuando se indica la solubilidad de una sustancia, es conveniente especificar la temperatura, pues como ya mencionamos, esta afecta la solubilidad. Veamos cómo. Cuando se incrementa la temperatura de un disolvente, sus partículas se agitan cada vez más y esto tiene diferentes efectos en la solubilidad. La mayoría de los sólidos aumentan la cantidad que puede disolverse, pero los gases sufren un efecto distinto, pues la agitación los “expulsa” del disolvente (fig. 1.37).

Compartamos lo aprendido

Coordinados por su profesor, trabajen en grupo. Cada párrafo será leído por un compañero y entre todos propondrán los mecanismos para responder y resolverán las dudas que surjan.

Los materiales y la construcción

Las propiedades intensivas de los materiales son importantes en muchas actividades que realizamos. Una de ellas es la construcción, en la que se puede desarrollar gran variedad de viviendas, edificios, monumentos, escuelas, hospitales y todo tipo de inmuebles. Cada uno de ellos tiene diferentes requerimientos y para cumplirlos se necesitan materiales específicos que garanticen la resistencia, la solidez, el intercambio de calor, el aislamiento de ruido, la comodidad y hasta la imagen.

Muchos materiales de construcción son de origen natural y otros se obtienen en industrias químicas en las que se procesan diversas materias primas, por ejemplo, para recuperar metales como el hierro (que se usa para hacer varillas de acero) o elaborar diversos tipos de plásticos, pinturas o pegamentos.

En grupo discutan sus respuestas y lleguen a conclusiones. Anótenlas en su cuaderno.

- En el Palacio de Bellas Artes, de la Ciudad de México, construcción de principios del siglo XX, existen columnas cilíndricas de 9 m de altura y 80 cm de diámetro; cada una tiene una masa de 16 200 kg. ¿Qué densidad tiene este mármol? ¿Si prácticamente todo el edificio es de este material, qué pueden concluir sobre su masa total? ¿Por qué consideran que anualmente se hunde algunos centímetros y otros edificios no lo hacen?
- Los metales más comunes empleados en construcción tienen diferentes puntos de fusión. Por ejemplo, el hierro se funde a 1 536 °C, el plomo a 327 °C, el aluminio a 660 °C, el estaño a 260 °C y el cromo a 1 900 °C. Investiguen qué es un caudín y respondan: ¿cuáles metales piensan que se usan para hacer soldaduras con estos aparatos? ¿Por qué? (fig. 1.38).
- Aunque las construcciones son sólidas, en su desarrollo se emplean muchos líquidos, como el agua, indispensable para mezclarla con el yeso o el cemento, los cuales deben poder fluir para rellenar columnas, moldear figuras o recubrir paredes antes de **fraguar**. ¿Cómo describirían la viscosidad del cemento comparada con la del agua? ¿En qué basan su conclusión?
- La pintura y las tintas para madera son indispensables para el acabado y la protección de diversos materiales. Un cierto colorante tiene una solubilidad de 7 g /100 ml de agua. Si un bote con medio litro de tinta para madera contiene 15 dg de este colorante, ¿cómo clasificarían esta mezcla, como diluida, concentrada o saturada? ¿Por qué?

En grupo y con la guía de su profesor, decidan el tipo de evaluación que conviene hacer de este contenido. Tomen en cuenta las preguntas del inicio de la secuencia y verifiquen su avance.



Fig. 1.37. Los peces y otros animales respiran oxígeno disuelto; si el agua se calienta, la solubilidad de este gas disminuye.



Fig. 1.38. En algunas soldaduras no se usan materiales de unión, sino que se alcanzan temperaturas muy elevadas para que se fundan las partes que se van a unir.

Glosario

fraguar. Alcanzar el endurecimiento del cemento, el yeso o la cal.

Experimentación con mezclas

Inicio



Fig. 1.39. Distintos ejemplos de mezclas: a) en las suspensiones sus componentes no se unen del todo; b) las disoluciones son mezclas homogéneas en las que no se distinguen los componentes; c) en los coloides se pueden distinguir los componentes al hacer pasar luz a través de ellas.

Homogéneas y heterogéneas

Un mundo de mezclas

Juan Manuel y su familia van a ir de fin de semana a acampar a un bosque. Por curiosidad, al empacar, Juan Manuel se puso a observar etiquetas y se dio cuenta de que llevan una lata que dice “alcohol sólido”, que contiene una sustancia llamada etanol, cuando este alcohol se prende, sirve para calentar la comida; en el botiquín hay “alcohol desnaturalizado” para desinfectar, cuyo ingrediente principal también es el etanol, el desodorante igualmente lo contiene y también está presente en unos chocolates envinados que llevan de postre.

- ¿Qué mezclas conocen? ¿Cómo las clasificarían?
- ¿Qué propiedades considerarían en las mezclas para estudiarlas?
- ¿Qué ocurre si variamos las proporciones de los componentes de una mezcla?

Las mezclas a nuestro alrededor

Vivimos en un mundo de **mezclas**, prácticamente todo lo que nos rodea está formado de sustancias reunidas. Entre los trabajos que desarrollan los químicos, está el de aislar componentes de los materiales que encontramos en la Naturaleza para analizarlos y encontrarles un uso, o combinar sustancias y lograr otros productos. Como parte de la necesidad de conocer, comprender y facilitar el trabajo, se clasifica a las mezclas de acuerdo con sus similitudes.

Cuando juntamos materiales pueden ocurrir muchos fenómenos, por ejemplo, el agua y el aceite, así como las piedras con las canicas, no pueden integrarse y finalmente quedan reunidos pero separados, formando **mezclas heterogéneas**.

Otros materiales como el alcohol y la sal se integran con el agua hasta un nivel tan íntimo que parece que uno de ellos ya no está o que son solo una sustancia, y decimos que son **mezclas homogéneas**.

Entre estos extremos encontramos mezclas con las más diversas apariencias que no siempre son fáciles de clasificar, pero que agrupamos en tres conjuntos: **suspensiones**, **coloides** y **disoluciones**. El tamaño de las partículas y la posibilidad de atracción o repulsión entre los componentes de cada mezcla son los principales factores que determinan en qué grupo la clasificamos.

Las **suspensiones** tienen dos o más **fases** que no se atraen entre sí por lo que tienden a separarse (fig. 1.39a). Otro ejemplo son las **disoluciones**, que son mezclas **homogéneas**, como el agua de jamaica. En ellas, los **solutos** tienen partículas muy pequeñas, de alrededor de 1 nm y se integran con el **disolvente**, hasta quedar indistinguibles (fig. 1.39b). Finalmente, tenemos a los **coloides** (fig. 1.39c), como las gelatinas, en las que las partículas de entre 10 y 1000 nm son equivalentes al soluto y forman la **fase dispersa**. Están mezcladas de manera estable con la **fase dispersante** o **dispersora**, pero se aprecia cómo dispersan la luz, por lo que son **mezclas heterogéneas**.

Actividad

Construyan un mapa conceptual con las palabras resaltadas de la página anterior. Si no recuerdan cómo hacerlo, pidan a su profesor que los oriente.

- Una vez terminado, revisen en grupo si este les ayudará a comprender mejor los tipos de mezclas para continuar con el tema.

Algo más sobre disoluciones

Cuando hablamos de disoluciones generalmente pensamos en un disolvente como el agua, en el que añadimos solutos como sal o azúcar, pero en realidad podemos hacer mezclas homogéneas en diferentes estados y si el resultado parece un único material, es decir, no se distinguen los componentes, les llamaremos **disoluciones** (tabla 1.6).

Tabla 1.6. Ejemplos de disoluciones

Estado (disolvente y disolución)	Soluto	Ejemplo
Gas	Gas	Aire
	Líquido	Aire húmedo
	Sólido	Humos muy finos
Líquido	Gas	Refrescos con gas
	Líquido	Alcohol con agua
	Sólido	Sal en agua
Sólido	Gas	Hidrógeno en platino
	Líquido	Amalgama como oro en mercurio
	Sólido	Aleaciones, bronce, acero (fig. 1.40)

En el contenido anterior estudiamos qué es la solubilidad y vimos que es la cantidad máxima de soluto que puede disolverse en un determinado volumen de disolvente. Por ejemplo, hacen falta 204 g de azúcar en 100 ml de agua para hacer una disolución saturada; pero para endulzar agua de limón no pondrían esa proporción pues obtendrían un jarabe demasiado denso y dulce.

La variación en la proporción de soluto y disolvente en una disolución produce la modificación de propiedades como la densidad, el punto de fusión o el punto de ebullición. Los efectos que estas variaciones pueden generar son importantes en la investigación química, pero también en la cocina, en industrias como la farmacéutica o la de alimentos, en la fabricación de aleaciones metálicas (fig. 1.40) y muchas más. Por ello, es importante que conozcamos e indiquemos la proporción de componentes de la mezcla y para ello empleamos un valor que llamamos **concentración**.

Una forma común de expresar la concentración es mediante el uso de porcentajes en masa o en volumen. Por ejemplo, si para el agua de limón disuelven 10 g de azúcar en 200 ml de agua (que son 200 g ya que la densidad del agua es 1 g/ml), tendrían una masa total de mezcla de 210 g. Los 10 g de azúcar corresponden a 4.76% de la masa total, por lo que decimos que la concentración de azúcar en esa disolución es de 4.76% m/m o en masa (fig. 1.41).

Cuando mezclamos solo líquidos o gases es más sencillo indicar la concentración por medio del porcentaje en volumen. Un ejemplo es el del alcohol de la farmacia. Si revisamos la botella leeremos que se indica que tiene etanol al 71% v/v, es decir que de cada 100 ml del producto, 71 ml son de etanol y el resto es principalmente agua.



Fig. 1.40. Los cubiertos suelen ser de acero inoxidable, que es una aleación de hierro con carbono y cromo, entre otros metales.



Fig. 1.41. Si sirven un vaso de limonada toman una porción del agua, el azúcar y el jugo, pero el sabor es igual que el agua de la jarra, pues están en la misma concentración.



Fig. 1.42. El uso de materiales coloridos nos permite apreciar cómo se van integrando al hacer la disolución.

Actividad experimental Las disoluciones y sus características

Propósito: Observar propiedades de las disoluciones y analizar cómo se afectan algunas de ellas con la variación de la concentración.

Material

- 2 vasos o recipientes transparentes de 2 L
- 2 vasos o frascos de 250 ml
- 2 matraces de 50 ml o 2 frascos gotero
- Parrilla
- Termómetro de -20 a 150°C
- Hilo grueso de algodón
- Polvo para hacer agua de jamaica
- Hielos y sal
- Cuchara

Desarrollo

Difusión y temperatura

- Calienten agua en un vaso pequeño casi hasta que hierva. En el otro pongan agua muy fría. Sin agitar, añadan a cada uno una pequeña cantidad de permanganato de potasio o de polvo para hacer agua. Observen durante unos minutos lo que ocurre.
- Revuelvan bien las dos disoluciones. Pongan cada una en un matraz y amárrenles un hilo de 30 cm en la boca. Llenen los vasos grandes con agua fría.
- Tomen el matraz frío por el hilo y métenlo en uno de los vasos grandes hasta que descansa en el fondo, como se observa en la figura 1.42. Observen lo que sucede.
- Introduzcan el matraz con la mezcla caliente en el otro vaso y comparen con lo que ocurrió en el del agua fría. Dibujen lo que observaron.

Variación del punto de ebullición

- En un vaso o recipiente para calentar pongan aproximadamente 100 ml de agua, calienten hasta que hierva y midan la temperatura.
- Añadan una cucharadita de sal y registren nuevamente la temperatura cuando hierva.
- Repitan la adición de sal y la medición de temperatura hasta que no haya variaciones.

Variación del punto de fusión.

- Saquen unos hielos del congelador y midan su temperatura acercando el termómetro.
- Añadan un puñado de sal sobre los hielos y observen qué ocurre con la temperatura.
- Por separado, tomen un hielo, permitan que se derrita un poco y presionen hilo de algodón sobre él (fig. 1.43).
- Añadan sal sobre el hielo y el hilo, dejen que pase un momento, levanten el hilo y observen qué ocurre.

Antes de devolver el material empleado, lávenlo y séquenlo con cuidado.

Conclusiones

En sus observaciones resalten las diferencias que apreciaron y respondan.

- ¿Cómo le afecta la temperatura a la **difusión** del soluto en el disolvente? ¿De qué otras formas se puede acelerar esta integración?
- ¿Cómo explicarían lo que ocurrió con las disoluciones de los matraces dentro de los vasos grandes? ¿Cómo afectó la temperatura? Elaboren un dibujo con base en el utilizado en el modelo cinético corpuscular.
- ¿Cómo varían los puntos de fusión y ebullición del agua al aumentar la concentración de soluto?
- ¿Qué aplicación práctica se les ocurre para aprovechar esas variaciones?

Glosario

difusión. Integración espontánea de los componentes de una disolución.



Fig. 1.43. La sal se disuelve en el agua con facilidad y se integra al hielo.

Actividad

Resuelvan en equipo. Luego, anoten las operaciones y resultados en su cuaderno.

- El suero fisiológico es una disolución al 9% m/m de cloruro de sodio (NaCl) en agua. Si la etiqueta de una botella de suero indica 750 g de producto, ¿cuánta sal contiene?
- Si disuelven 220 g de sacarosa en 4.5 L de agua, ¿cómo expresarían la concentración de la mezcla resultante en % en masa?

Suspensiones y coloides

Las suspensiones y los coloides son mezclas heterogéneas y las podemos tener también en diferentes estados. Las suspensiones son sencillas de identificar pues sus componentes tienden a separarse, diferenciándose claramente. Por ejemplo, el agua con arena o el aceite y el vinagre terminan formando diferentes fases aunque se agiten para revolverlos; durante el tiempo que se mantienen revueltos por la agitación, decimos que forman una emulsión, la cual poco a poco va rompiéndose o separándose (fig. 1.44).

Algunas sustancias que llamamos agentes emulsificantes actúan como estabilizadores de emulsiones, pues impiden que los componentes se separen tras mezclarse. Un ejemplo común se hace con aceite y vinagre o aceite y limón, que son inmiscibles; si se añade yema de huevo al vinagre y se agrega poco a poco el aceite mientras se bate, la mezcla final será un producto homogéneo, pastoso y estable que conocen bien: ¡mayonesa!

Con emulsificantes también se fabrican cremas y pomadas para la piel, que contienen fracciones acuosas y aceitosas inmiscibles. Las emulsiones son ejemplos de coloides. Observa la tabla 1.7.

Tabla 1.7. Ejemplos de emulsiones			
Fase dispersora	Fase dispersa	Nombre	Ejemplos
Sólido	Sólido	Sol sólido	Gemas coloridas y perlas
	Líquido	Emulsión sólida	Jaleas, mantequilla, queso
	Gas	Espuma sólida	Piedra pómez, hule espuma, malvaviscos
Líquido	Sólido	Sol (fluye) Gel (no fluye)	Pinturas, jaleas, tinta china Gelatina
	Líquido	Emulsión	Leche, mayonesa, crema
	Gas	Espuma líquida	Merengue, crema batida
Gas	Sólido	Aerosol sólido	Humos
	Líquido	Aerosol líquido	Nubes, <i>spray</i>

Aunque los coloides pueden tener apariencia homogénea se clasifican como mezclas heterogéneas, pues diversos factores "delatan" la presencia de la fase dispersa. Por ejemplo, si observan una gota de leche al microscopio pueden apreciar grumos que flotan en el líquido, o si ven a contraluz el gel para el pelo, notarán pequeños brillos que se deben a la dispersión de la luz que hacen las partículas dispersas. Ese fenómeno se llama efecto Tyndall (fig. 1.45).

Un ejemplo de coloide es uno de los materiales más empleados para empaques y utensilios desechables: el *unicel* o poliestireno expandido, espuma sólida hecha con un plástico derivado del petróleo que se burbujea con gases para generar el sólido blanco de baja densidad que todos conocemos. En México se producen más de 350 000 toneladas de *unicel* al año, la mayor parte de las cuales quedan como basura no biodegradable tras usarse.



Fig. 1.44. Un ejemplo de suspensiones lo tenemos en las medicinas que indican "agítense antes de usarse", pues las fases deben integrarse para consumir el medicamento completo.



Fig. 1.45. Un vaso con agua de jamaica puede confundirse a simple vista con una gelatina roja, pero si los ven a contraluz el efecto Tyndall marca una diferencia.

Tú ¿qué opinas?

Aunque ya hay métodos para reciclar el *unicel*, su uso genera controversia pues no puede negarse su utilidad, pero tampoco su daño al ambiente. ¿Qué piensan que sería lo más conveniente hacer con este coloide sólido? ¿Por qué?

Actividad experimental Dos coloides muy interesantes

Propósito: Fabricar en equipo dos coloides y experimentar con ellos para conocer sus propiedades.

Material

- 1.5 g de acetato de calcio
- 38 ml de etanol
- Agua y hielos
- 1 taza de leche
- 1 taza de crema
- Extracto de vainilla (o chocolate fundido, frutas molidas u otro sabor)
- ½ taza de azúcar
- 2 tazas de sal
- Vaso de precipitados
- Lata de metal de leche en polvo mediana con tapa
- Lata o recipiente de plástico grande con tapa
- Olla de dos litros
- Trapo grande
- Parrilla y cerillos
- Cinta plateada

Desarrollo

Una mezcla deliciosa: helado de vainilla

- En una olla mezclen la leche, la crema, el azúcar y calienten agitando hasta que se integren bien. No dejen que hierva. Retiren de la parrilla, dejen enfriar un poco y añadan la vainilla. Si deciden hacer el helado de otro sabor, inténgrenlo a la mezcla desde el principio.
- Coloquen la mezcla en la lata mediana, ciérrrenla y sélleenla con la cinta plateada (fig. 1.46).
- Pongan la lata en el recipiente grande, rodéenla con capas de hielo y sal y tápenlo.
- Coloquen el trapo grande alrededor del recipiente y agítienlo circularmente de forma constante al menos por media hora.
- Abran la lata y si ya está sólido, ¡disfruten el helado! Si no es así, ciérrrenla otra vez y sigan agitando dentro del hielo con sal.

Fabricación de alcohol sólido

- En un vaso mezclen 1.5 g de acetato de calcio con 5 ml de agua y agiten hasta que se disuelva.
- Añadan 38 ml de etanol, agiten moviendo el vaso y observen qué ocurre.
- Tomen una pequeña porción de la mezcla formada, colóquenla en una olla y enciéndala con un cerillo. Observen qué ocurre y qué queda después de que se apaga el fuego.

Saboreen su helado y conserven el resto del alcohol sólido en un frasco cerrado para emplearlo posteriormente en el laboratorio. Laven y sequen muy bien todos los materiales.

Conclusiones

Anoten en su cuaderno las observaciones que hicieron al desarrollar las dos mezclas y en equipo respondan.

- ¿Qué tipos de mezclas son la leche, la crema, el helado, el acetato de sodio en agua y el alcohol sólido? ¿Por qué las clasifican así?
- ¿Podrían hacer que el helado se solidificara solo con hielos? ¿Por qué?
- ¿Para qué se añade sal a los hielos?
- ¿Qué piensan que pasaría si no agitaran durante la solidificación del helado?
- La mezcla de acetato de calcio y agua está saturada. ¿Cómo reportarían la solubilidad de este compuesto?
- El alcohol sólido es un gel. Revisen la tabla 1.7 y expliquen por qué.
- Cuando hicieron la combustión del alcohol sólido, ¿se quemó toda la mezcla? Propongan una explicación para lo ocurrido.



Fig. 1.46. La lata pequeña debe ser de metal, pues este permite el intercambio de calor que ayuda a la solidificación.

Compartamos lo aprendido

- Reúnanse en equipos de cuatro integrantes y lean la historia.

La leyenda de Saladino

En la industria y en la vida diaria se emplean muchas aleaciones metálicas, que son disoluciones que probablemente conocen y que tienen larga historia. Desde hace miles de años, muchas civilizaciones mezclaban cobre y estaño para formar bronce que, por ser más duro y resistente a la corrosión que el cobre puro, resultaba útil para armas, monedas, herramientas y adornos. Otras aleaciones se desarrollaron poco a poco; algunas incluso se volvieron famosas y dieron origen a leyendas como la siguiente:

En Palestina, a finales del siglo XII, en la época de las Cruzadas, se encontraron dos enemigos: Ricardo Corazón de León y el Sultán Saladino (fig. 1.47). Ambos presumían del poder de sus armas: Ricardo alzó su tosca espada, recta y brillante y la dejó caer con fuerza sobre una maza de acero que se hizo pedazos. Saladino, sin más esfuerzo, pasó su fina y azulada espada, suavemente sobre un cojín y lo cortó por completo, como si atravesara mantequilla. Luego lanzó un velo al aire y lo deshizo blandiendo levemente su arma.

La espada de Saladino estaba hecha de los famosos aceros de Damasco, sumamente duros, pero además muy tenaces, resistentes a los golpes del combate. Los europeos quedaron asombrados por el material, y se sorprenderían aún más, pues sus herreros fueron incapaces de imitarlo hasta pasados cientos de años. Fue en el siglo XVIII cuando los químicos descubrieron que el duro y resistente acero se obtenía combinando el hierro fundido con una pequeña proporción de carbono, entre 0.2 y 1.5%. Hoy se fabrican aceros de diversas propiedades, al añadir al hierro (Fe), y al carbono (C), metales como cromo (Cr), manganeso (Mn), molibdeno (Mo) o níquel (Ni), entre otros.

Comenten la historia y respondan. Discutan en grupo sus respuestas y anoten las conclusiones en su cuaderno.

- ¿Por qué el acero se clasifica como una disolución sólida?
- Un invento mexicano, el hierro esponja, que es una forma de obtener este metal a partir de sus minerales, es hierro mezclado con pequeñas burbujas de aire. ¿Cómo clasificarían esta mezcla?
- El hierro, que es la base del acero, se funde a 1536 °C, pero cierta variedad de acero inoxidable, que también contiene carbono y cromo, lo hace a 1415 °C. ¿A qué se debe esta variación?
- Una cierta variedad de acero contiene 14% m/m de cromo (Cr), 9% m/m de níquel (Ni), 2% m/m de manganeso (Mn), 0.75% m/m de silicio (Si), 0.08% m/m de carbono (C) y el resto de hierro. Si necesitan dos toneladas de este material, ¿qué masa de cada elemento fundirían para lograrlo?

Revisen las preguntas del inicio de la secuencia y verifiquen su avance.

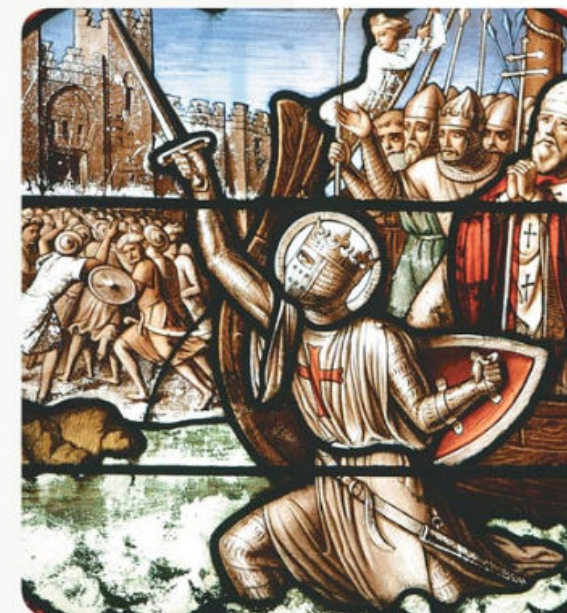


Fig. 1.47. El uso del hierro y el acero permitió un gran avance en la fabricación de utensilios, armas, armaduras y partes de construcción.

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

A separar mezclas

La cocina es un lugar en el que se hacen mezclas deliciosas, pero también en ocasiones hay que separarlas. Colar el café, extraer algunos componentes de las hierbas de té con agua caliente o tirar el agua de la pasta y de las verduras después de cocerlas, son ejemplos de mecanismos que realizamos para separar componentes de diferentes mezclas (fig. 1.48).

De igual modo, si dejamos reposando una mezcla de aceite y vinagre para la ensalada, estos líquidos se separan espontáneamente, o si la miel se deja reposar un tiempo y se evapora un poco del agua que contiene, aparecen cristales de azúcar que antes estaban disueltos.

- ¿Qué métodos de separación de mezclas existen?
- ¿Qué hay que considerar para aplicar un método en una mezcla determinada?
- ¿En qué tipo de actividades de la ciencia y la tecnología se aplican estos métodos?



Fig. 1.48. Para hacer algunos pasteles, la harina se pasa por una tela o un cernidor a fin de seleccionar el polvo más fino. También en cocina se usan coladores para separar sólidos de líquidos.

¡Mezclas, mezclas y más mezclas por todos lados!

Ya vimos que las mezclas pueden tener muchos componentes y que sus propiedades varían al modificar sus proporciones. Igualmente hemos mezclado muchas cosas para analizar fenómenos sorprendentes. Pero ahora ha llegado el momento de hacer exactamente lo contrario: ¡separar los componentes de las mezclas!

Actividad experimental ¡Vamos a preparar mezclas!

Propósito: Diseñar un método para separar una mezcla heterogénea (fig. 1.49).

Material

- Recipiente con arena de mar
- Sal
- Piedras pequeñas
- Aserrín
- Azúcar
- Canicas
- Polvo de hierro

Desarrollo

En equipo ideen y pongan a prueba un procedimiento de separación de mezclas homogéneas con los materiales propuestos. Echen mano de sus conocimientos, ingenio y de los instrumentos y materiales que se les ocurran. ¡Todo se vale, pero piensen bien y hagan pruebas antes de entregar su diseño!

Desechen en el basurero la fracción de sólidos que no hayan podido separar; enjuaguen y sequen bien los materiales empleados antes de guardarlos.

Conclusiones

Comparen su método con los del resto del grupo.

- ¿Lograron separar todo? ¿A qué propiedades recurrieron para sacar cada material? Si no lograron separar algo, ¿a qué se debió?
- Con la ayuda de su profesor analicen sus observaciones y obtengan conclusiones sobre las facilidades o dificultades que hay para separar las mezclas y los aspectos que hay que tomar en cuenta para lograrlo.
- Anoten sus observaciones y conclusiones en sus cuadernos.

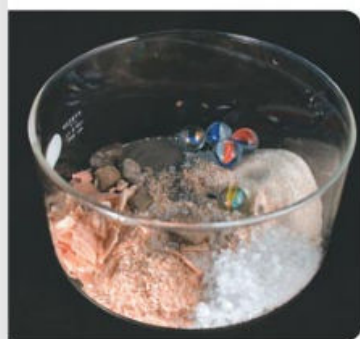


Fig. 1.49. ¿Qué propiedad de cada componente aprovecharás para hacer la separación? ¿En qué son diferentes?

Métodos de separación de mezclas

Con la actividad anterior nos dimos cuenta de que cuanto más diferentes son los materiales, sobre todo en apariencia y tamaño, más fácil resulta separarlos. Algunos componentes de las mezclas se pueden tomar con las manos o con unas pinzas.

Filtración

Algunos métodos comunes se basan en la diferencia de tamaño de las partículas de una mezcla heterogénea y consisten en interponer una barrera que deje pasar solo alguno o algunos de los componentes. En el laboratorio, las filtraciones suelen hacerse con embudos y papel filtro: el líquido atraviesa el papel y el sólido es retenido (fig. 1.50). Pueden utilizarse también bombas de vacío para jalar con fuerza el líquido y acelerar el proceso.



Fig. 1.50. La filtración sirve para separar suspensiones de sólidos en líquidos. Puede hacerse con papel filtro, con telas, con piedras porosas o con arena.

Existen muchos sistemas de filtración en el hogar, los transportes y la industria que aprovechan materiales como tela, hule espuma, fibra de vidrio, arena, piedras o minerales porosos. También hay filtros de aire que funcionan con el mismo principio.

Decantación

Otro método muy útil para mezclas heterogéneas, en particular para suspensiones, es la decantación, que requiere que la mezcla sea de materiales inmiscibles que se separen fácilmente en distintas fases. Puede llevarse a cabo principalmente de dos formas: al tirar el líquido y dejar el sólido (fig. 1.51) o al emplear un embudo de separación en el que se abre la llave para dejar salir la fase más densa (fig. 1.52).



Fig. 1.51. La decantación más sencilla se logra al tirar el líquido o sobrenadante y dejar el sólido o sedimento.

Cambios de estado

Otras propiedades útiles para separar componentes de las mezclas son los puntos de fusión y ebullición, que como ya saben, son característicos de cada sustancia. Si en una mezcla tienen sustancias que cambian de estado a diferente temperatura, pueden aprovechar este hecho para separarlos. Por ejemplo, es posible recuperar la sal de una disolución de cloruro de sodio (NaCl), al permitir que se evapore el agua del mismo modo que se seca la ropa después de lavarla.

Actividad

En equipo investiguen y respondan en su cuaderno.

- Algunos órganos del cuerpo trabajan como filtros. ¿A cuáles nos referimos? ¿Cómo funcionan?
- ¿Se puede separar el agua con sal por decantación o filtración? ¿Por qué?
- ¿En qué fenómenos naturales suceden decantaciones o filtraciones?

En el mundo se fabrican más de 50 000 millones de latas de aluminio por año. El aluminio es fácil de reciclar, pues su punto de fusión es diferente al de muchos otros metales.

- ¿Cómo se hace esta recuperación?
- ¿Cuál es el punto de fusión del aluminio y de otros metales que pueden encontrarse con este, como el estaño, el hierro, el zinc o el cobre?
- ¿Qué le ocurre a la pintura de las latas durante este proceso?



Fig. 1.52. En el embudo de separación o de decantación basta con abrir la llave para que la fase más densa salga del recipiente.



Fig. 1.53. Las bolitas de naftalina tienen el olor característico del naftaleno, que se sublima fácilmente; se usan para que no se acerquen las polillas a las telas de lana y se consiguen en flaperías.

Actividad experimental Cambios de estado y separación de mezclas

Propósito: Recuperar componentes de una mezcla y aprovechar los cambios de estado.

Material

- Cápsula de porcelana o recipiente con fondo curvo
- Vaso de precipitados o un recipiente para calentar
- Sistema de calentamiento
- Bolitas de naftalina, arena, hielos, agua

Desarrollo

- Muelan una bolita de naftalina y revuélvanla con un poco de arena.
- Coloquen la mezcla en un vaso de precipitados y pongan encima de él una cápsula de porcelana con un hielo y un poco de agua, como se ve en la figura 1.53.
- Calienten suavemente el sistema con un mechero o una parrilla y observen qué sucede.
- Pueden repetir la experiencia con pastillas desodorantes para baño que contengan la sustancia llamada p-diclorobenceno.

Antes de lavar la cápsula y el vaso, recuperen con una espátula y guarden en un frasco los cristales de naftalina o de p-diclorobenceno. Eviten el contacto con la piel.

Conclusiones

Después de anotar detalladamente sus observaciones, respondan en equipo.

- ¿Dónde queda la arena y dónde el naftaleno después del calentamiento?
- ¿Qué tipo de cambio o propiedad se aprovechó para lograr la separación?

Comenten sus respuestas en grupo para obtener conclusiones generales y anótenlas en su cuaderno.

Destilación

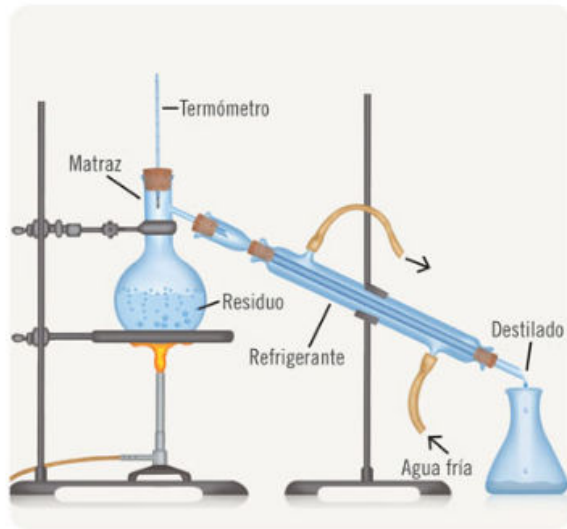


Fig. 1.54. Sistema de destilación. Hay refrigerantes de varios tamaños; el agua corriente debe entrar por abajo, para que el enfriamiento sea continuo.

Uno de los métodos de separación más usados es la destilación, que aprovecha diferencias de puntos de ebullición, pero incluye un sistema de recuperación de materiales para que no perdamos los que cambian de estado, como el agua cuando se evapora. Hay varias formas de llevarla a cabo, pero la más común es la que aparece en la figura 1.54 en la que se emplea un refrigerante, un tubo doble de vidrio en el que por el exterior circula agua fría que ayuda a que los vapores que pasan por la tubería interior se condensen y se recuperen.

Con este sistema pueden separar mezclas en las que los componentes tengan al menos 10 °C de diferencia en su punto de ebullición. En ocasiones no es fácil la separación completa, pues la que hierve primero arrastra a otros componentes. Por ejemplo, el etanol que se obtiene de la fermentación de la caña, al destilar arrastra como mínimo 4% de agua, por lo que se compra como alcohol de 96° o de 96% v/v.

Podrían intentar separar diferentes mezclas líquidas, como agua con sal, agua con alcohol o jugos de fruta, en caso de que en su escuela exista algún sistema de destilación.

Extracción

La solubilidad también puede aprovecharse para separar mezclas en métodos como la extracción, que consiste en sacar algún componente de la mezcla que sea soluble en un solvente que no disuelva a lo demás. Por ejemplo, si tienen arena y sal, pueden disolver la sal y decantar o filtrar dejando la arena, o bien, cuando hacen un té, el agua caliente extrae ciertos componentes de las hierbas mientras que otros más se quedan en la parte sólida y son filtrados por la bolsita o separados con un colador.

Cromatografía

El método de separación con más variantes es la cromatografía, que aprovecha propiedades como la capilaridad, la solubilidad y el tamaño de las partículas. Emplea un material poroso que llamamos "soporte", capaz de absorber a la mezcla. Una vez que esta se integra al soporte, se impulsa agregando un fluido que llamamos "eluyente" que "corre" a través del cuerpo poroso. La solubilidad de cada componente en el eluyente y la facilidad con que las partículas se mueven a través del cuerpo poroso, determinan la velocidad a la que lo recorren. Después de un tiempo se separan y pueden aislarse o recuperarse.

La palabra *cromatografía* procede del griego *croma* (χρῶμα), color, pues la forma más sencilla se hace con tintas en una tira de papel. Este funciona como cuerpo poroso que absorbe al eluyente, el cual arrastra y separa a los colorantes. Otras variantes se hacen en columnas con llave de salida y un material absorbente o en grandes aparatos electrónicos con largas tuberías en las que la mezcla corre a través del cuerpo poroso impulsada por gases.

Actividad experimental Los colorantes de la espinaca

Propósito: Separar mezclas por extracción y cromatografía.

Material

- Espinaca
- Acetona
- Mortero con mano o un molcajete
- Embudo y papel filtro
- Tapa de frasco
- Gises blancos
- Tiras de papel filtro de 10 × 6 cm
- Vaso de vidrio, agua
- Plumones de colores

Desarrollo

- En el mortero, machaquen la espinaca con un poco de acetona. Luego filtren la mezcla.
- Coloquen la disolución en la tapa y coloquen en el centro un gis de forma vertical. Observen lo que ocurre después de unos minutos (fig. 1.55).
- Por otro lado, en la tira de papel filtro pinten manchas de plumones separadas por más de 1 cm, como se ve en la figura 1.56.
- Enrollen el papel y colóquenlo en un vaso que tenga un poco de agua. Antes de que esta llegue al borde superior saquen la tira del papel y observen.

No desechen los restos de acetona, el profesor los colocará en una campana o al aire libre, para que los vapores no sean aspirados.

Conclusiones

Anoten sus observaciones y respondan. Luego obtengan conclusiones.

- ¿Qué métodos de separación se emplearon en los experimentos?
- ¿Qué propiedades de las sustancias ayudan a su separación en este caso?
- ¿Qué cuidados hay que tener para que los experimentos obtengan resultados correctos?



Fig. 1.55. La espinaca tiene colorantes verdes (clorofila a y b), anaranjados (caroteno) y amarillos (xantofila), solubles en acetona.



Fig. 1.56. Las manchas de color no deben sumergirse en agua y el papel no debe tocar las paredes del vaso.



Fig. 1.57. Las centrifugas antiguas eran manuales, con sistemas de engranes. Las modernas son eléctricas y pueden procesar varios tubos a la vez.



Fig. 1.58. Algunos minerales pueden cristalizar por miles de años y formar estructuras impresionantes, como estas de cristal de yeso de la mina de Naica, en Chihuahua.

Centrifugación

Cuando un cuerpo se somete a un movimiento circular se genera una fuerza centrífuga que lo impulsa hacia afuera. Con este principio funcionan las centrifugas, en las que se coloca la mezcla por separar en tubos que giran. La mezcla que pueden separarse deben ser suspensiones o coloides cuyos componentes sean de densidades distintas. Las sustancias más densas irán al fondo del tubo tras la centrifugación (fig. 1.57).

Este método tiene muchas aplicaciones industriales e incluso se emplea en lavadoras para exprimir la ropa, pero una de las más comunes se da en los análisis de sangre, ya que esta contiene suero con materiales disueltos y glóbulos rojos y blancos en suspensión. Después de centrifugar, en el fondo del tubo quedan glóbulos rojos y encima queda suero de color amarillo transparente; gracias a esta separación se puede analizar cada parte por separado y además se identifica si la proporción de componentes sanguíneos es adecuada.

Cristalización

El azúcar y la sal de la cocina, igual que muchas de las sustancias que hay en el laboratorio, están formadas por pequeños cristales. Los cristales se recuperan a partir de disoluciones acuosas prácticamente saturadas, en las que por diversas causas se empezaron a solidificar.

Seguramente han visto casos comunes de cristalización, como cuando se evapora el agua de una disolución de sal y se recuperan los cristales de cloruro de sodio o cuando la miel se deja reposar un tiempo y cristaliza el azúcar.

La cristalización puede facilitarse al colocar o "sembrar" cristales en disoluciones saturadas, y agregar otros disolventes que producen la cristalización de los materiales que no son solubles en ellos; al enfriar una mezcla sobresaturada o simplemente al esperar que los cristales se formen cuando se evapora un poco del disolvente (fig. 1.58).

Actividad experimental Obtención de cristales fabulosos

Propósito: Obtener un gran cristal de sulfato de cobre (II) (CuSO_4).

Material

- Sistema de calentamiento
- Vaso de precipitados
- Cristales de sulfato de cobre (II)
- Hilo

Desarrollo

- Disuelvan sulfato de cobre en 100 ml de agua caliente hasta tener una disolución saturada. Su solubilidad es de 20.3 g en 100 ml a 20 °C.
- Seleccionen un cristal pequeño y amárrenlo a un hilo. Cuando la disolución esté fría, diseñen un mecanismo para que el cristal quede flotando en ella y déjenlo por varios días.

Recuperen y sequen los cristales de sulfato de cobre, que serán almacenados. Permitan que el resto de la disolución se evapore para que rescaten lo más posible y no se desperdicie esta sustancia.

Conclusiones

Anoten sus observaciones en su cuaderno y respondan en equipo.

- ¿Por qué es conveniente sembrar el cristal en una mezcla saturada y fría?
- ¿Por qué es conveniente sembrar el cristal y no esperar a que toda el agua se evapore para purificar el sulfato de cobre?

Compartamos lo aprendido

El concurso de las mezclas

En esta ocasión proponemos que organicen un concurso en el que demostrarán lo que han aprendido hasta el momento en el curso.

Es recomendable que inviten a sus familiares para que sean testigos del concurso. Para ello, organicen con su profesor el día para llevarlo a cabo y cómo lo realizarían.

Dividan el grupo en cinco equipos y numérenlos.

- Discutan en su equipo cuál podría ser la ruta adecuada para separar los componentes que se describen en cada caso que se presenta y cuáles son las propiedades de las sustancias que permiten esa separación.
- Cuando tengan sus respuestas, el equipo 1 responderá la primera pregunta. Si su respuesta no es acertada, el equipo 2 intentará contestar; si no acierta seguirá el 3 y así sucesivamente. Para la pregunta 2, empezará el equipo 2 y seguirá la secuencia numérica.
- Para una segunda ronda, cada equipo pensará en una mezcla y los demás deberán proponer cómo separarla. Al final, el equipo que responda más preguntas correctas será el triunfador.
 - En la industria azucarera se emplea la caña, que contiene grandes cantidades de sacarosa o azúcar común en sus tallos. Si alguna vez han tomado una caña de una piñata, sabrán que cuando muerden las fibras de su interior, extraen un líquido de sabor muy dulce. ¿Cuál sería un proceso adecuado para purificar esa sacarosa? (fig. 1.59).
 - En los tiraderos en los que se depositan los coches ya inservibles como chatarra, se recuperan partes todavía útiles para refacciones, pero ¿cómo se puede rescatar el hierro de las piezas metálicas? Propongan cómo recuperar esas piezas a gran escala y cómo aislar después el hierro de otros metales como aluminio o cobre.
 - Después de hacer un experimento en el laboratorio, quedó como residuo una mezcla de arena, almidón en polvo y sal. El almidón es un compuesto blanco formado por la unión de muchas moléculas de glucosa y es insoluble en agua. ¿Cómo podrían aislar esos tres componentes?
 - El yodo es un elemento que se emplea, entre otras cosas, para hacer disoluciones desinfectantes que son de color café. Es un poco soluble en agua, pero también en otros disolventes inmiscibles en ella, como el cloroformo, un líquido muy denso y muy volátil. El lugol es una disolución de yodo y otro compuesto, el yoduro de potasio, que se emplea para identificar la presencia de almidón, pues el yodo con este compuesto genera un color azul muy oscuro. ¿Cómo podrían aislar el yodo del lugol?
 - Un equipo de restauradores de arte está encargado de la recuperación de una pintura que fue elaborada con tintas solubles al agua y ligeramente solubles en alcohol y en acetona. Lo primero que deben hacer para empezar a identificar de qué pigmentos se trata para emplearlos en el proceso de restauración, es tomar pequeñas muestras y aislarlos. ¿Cuál podría ser un método adecuado para separar y recuperar esas pequeñas cantidades de las tintas? ¿Cómo se podría llevar a cabo? (fig. 1.60).

De manera individual vuelvan a leer las preguntas del inicio de la secuencia en la página 48 y respóndalas en su cuaderno. ¿Cambió su respuesta respecto a lo que sabían antes de estudiar esta secuencia? Acuerden con su profesor cuál es la forma de evaluación más conveniente para este momento. Pueden tomar como base las páginas 69 a 71.



Fig. 1.59. La caña se procesa en industrias llamadas ingenios azucareros. Para recuperar el azúcar se emplean muchos métodos de separación.



Fig. 1.60. Para restaurar obras de arte se deben emplear de preferencia los mismos materiales con los que se elaboró y eso implica mucho trabajo de aislamiento e identificación química.

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



Fig. 1.61. Algunos contaminantes no pueden distinguirse a simple vista y se requiere de diversos métodos de detección.

Toma de decisiones relacionada con: Contaminación de una mezcla

Contaminación: un problema que debemos resolver

La Ciudad de México, capital de nuestro país, durante décadas ha estado considerada entre las más contaminadas del mundo. Aunadas a la gran cantidad de gente que habita, se transporta y trabaja en ella, las actividades que se llevan a cabo generan más de tres millones de toneladas de contaminantes atmosféricos al año. Además su ubicación geográfica en un valle entre montañas no le ayuda, pues el aire con **polución** no circula con facilidad hacia otras regiones.

Sin embargo, a principios de 2013 se dio a conocer la noticia de que en 2012 se había logrado tener 245 días libres de ozono y 328 con registros menores a cien puntos imeca, la mejor marca desde que comenzó el monitoreo de estas sustancias en 1987.

Los esfuerzos por reducir la contaminación generada por los vehículos, reubicar industrias, promover el uso del transporte público, prohibir la quema de basura y utilizar nuevas fuentes de energía han dado resultados, pero tanto en la Ciudad de México como en el resto del país aún se está lejos de alcanzar los objetivos que ayuden a disminuir los problemas de contaminación y no solo del aire, sino también del agua y del suelo. Sin duda, el conocimiento y las actividades de la química pueden contribuir en gran manera a conseguirlo (fig. 1.61).

- ¿Qué hace que consideremos a una sustancia como un contaminante?
- ¿Cómo podemos distinguir que algo está contaminado si esto no se ve a simple vista?
- ¿Qué unidades se emplean para expresar valores de concentración de contaminantes ambientales?

Ya hemos visto que por medio de la aplicación de la química se busca resolver necesidades básicas y crear mejores condiciones de vida; sabemos también que en algunos procesos tecnológicos se pueden generar contaminantes o se destruyen factores ambientales. Sin embargo, no solo las industrias o los transportes generan contaminación, pues también hay fenómenos naturales que pueden provocarla, como la actividad volcánica.

Nuestro planeta tiene la capacidad de regenerar el ambiente ante diversas alteraciones. Por ejemplo, los restos de seres vivos se descomponen gracias a la actividad de hongos y bacterias, y así restituyen al medio componentes habituales, como dióxido de carbono (CO₂), agua (H₂O), y sales con nitrógeno o azufre. Pero la acumulación de contaminantes de diferentes fuentes tiene límites y cuando se sobrepasan, se crean serios problemas como daños a la salud, pérdida de especies, erosión del suelo o desajustes en el clima.

Glosario

polución. Contaminación intensa del agua o del aire producida por residuos industriales, erosión urbana o restos biológicos.

No solo el ambiente puede estar contaminado. La presencia de cualquier sustancia o ser vivo que altere la composición de una muestra, como un medicamento, una porción de alimento, una bebida, un producto cosmético, un microbio o hasta un juguete, puede representar un obstáculo para que el material cumpla su propósito o incluso generar un problema de salud.

Muchas veces los contaminantes de una muestra pueden distinguirse a simple vista, pero normalmente su detección requiere de la aplicación de diversos métodos de separación de mezclas, de reacciones químicas que ocurren específicamente con el contaminante o del uso de aparatos que aprovechan alguna propiedad física de las sustancias para detectarla, como su capacidad de absorber o reflejar luz o radiaciones de diferentes longitudes de onda.

El daño que produce cada contaminante no solo depende de qué sustancia sea, sino de la concentración en la que se encuentre. Algunos materiales son tan peligrosos que su presencia en una proporción mínima resulta peligrosa. Para estos casos, las medidas de concentración que ya conocemos, como el porcentaje en masa y el porcentaje en volumen, resultan poco prácticas.

Actividad experimental Propiedades de las mezclas: diluciones

Propósito: Analizar cómo varían algunas propiedades de mezclas cuando se van diluyendo y cómo se puede expresar la concentración de sustancias cuando es muy pequeña.

Material

- 7 vasos pequeños de plástico transparentes
- 2 goteros
- Jugo de alguna fruta colorida, agua de jamaica muy concentrada o colorante vegetal y agua de la llave

Desarrollo

- Numeren los vasos del 1 al 7 y coloquen en el primero diez gotas de jugo, agua de jamaica o colorante.
- De ese primer vaso pasen una gota de jugo al vaso número 2 y añadan nueve gotas más de agua simple. Mezclen bien.
- Repitan la operación: pongan una gota del vaso 2 en el 3 y añadan nueve gotas de agua.
- Repitan vaso tras vaso hasta llegar al 7, como se indica en la figura 1.62.



Fig. 1.62. Los números que se muestran debajo de los vasos indican qué tan diluida está la muestra original.

Al terminar viertan las soluciones al desagüe, pero no desechen los vasos de plástico, pueden ser útiles después. Enjuáguelos y séquelos.

Conclusiones

- Anoten en su cuaderno las características que se aprecian en cada vaso. Fíjense especialmente en el color, el olor y el sabor.
- Discutan con sus compañeros de equipo las preguntas para obtener conclusiones.
 - ¿Queda algo de jugo o agua de jamaica en el último vaso? ¿Cómo saben?
 - Si en lugar de jugo la muestra fuera una medicina o un veneno, ¿haría el mismo efecto al tomar cualquiera de las diluciones? ¿Por qué?
 - ¿Qué proporción de la muestra original queda en el último recipiente?
- Comparen sus conclusiones con el resto del grupo.

Partes por millón: una forma de expresar concentraciones pequeñas



Fig. 1.63. La lluvia ácida, producida por algunos contaminantes del aire, genera daños en plantas y bosques y erosión en construcciones y monumentos.

Con el experimento anterior se dieron cuenta de que a medida que la mezcla se hace menos concentrada, es más difícil notar la presencia de los componentes. Pero aunque no los percibamos están ahí y muchas sustancias son peligrosas aun en concentraciones muy bajas. Al pasar una gota de la muestra original al segundo vaso y añadir nueve gotas de agua, lograron que la concentración bajara diez veces o hicieron una dilución 1:10. Al repetir, en el tercer vaso, la muestra original quedó cien veces más diluida, en el cuarto vaso mil veces y para el séptimo, tras seis diluciones, la concentración llegó a la millonésima parte.

Cuando una sustancia es la millonésima parte de una mezcla, decimos que tiene una concentración de 1 ppm (1 parte por millón), por ejemplo, 1 ml de una sustancia en un 1 000 000 de ml de mezcla, o en 1 000 L o en 1 m³. También puede aplicarse esta unidad si trabajamos con la masa: una mezcla de partículas de polvo con concentración de 2 ppm puede tener 2 mg de partículas en 1 kg de mezcla (1 000 g o 1 000 000 de mg), o bien, otras cantidades que representen la misma proporción.

Muchos contaminantes del aire y algunos del agua se reportan en ppm u otras unidades que indican una concentración baja. Conocer estos valores es importante para tomar decisiones como las llamadas "contingencias ambientales" y evitar así que generen daño a la población.

En México se diseñó un sistema, el índice metropolitano de la calidad del aire (imeca), cuyos valores se determinan para cada contaminante según los efectos que provoca. En la tabla 1.8 pueden consultar los valores de referencia para contaminantes como el dióxido de azufre (SO₂), generador de lluvia ácida (fig. 1.63); el monóxido de carbono (CO), gas muy venenoso; el ozono (O₃), muy irritante; dióxido de nitrógeno (NO₂), precursor de la generación de ozono, y las partículas suspendidas de menos de 10 micrómetros (PM₁₀). Pueden ver los periodos en que se monitorean, la concentración a la que equivale en ppm y los efectos que producen.

Tabla 1.8. Valores de referencia de algunos contaminantes							
Índice metropolitano de la calidad del aire (imeca)							
Puntos imeca	Nivel de contaminantes (ppm excepto partículas µg/m ³)					Calidad del aire	Efectos en la salud
	SO ₂ 24 h	CO 8 h	O ₃ 1 h	NO ₂ 1 h	Partículas 24 h		
50	0.065	5.50	0.055	0.105	60	Buena	Apta para actividades al aire libre
100	0.130	11.00	0.110	0.210	120	Regular	Molestias en niños y adultos mayores
150	0.195	16.50	0.165	0.315	220	Mala	Efectos adversos para la salud en la población en general
200	0.260	22.00	0.220	0.420	320	Muy mala	
>200	>0.260	>22.0	>0.220	>0.420	>320	Extremadamente mala	Posibles complicaciones graves

Fuente: www.aire.cdmx.gob.mx/default.php (Fecha de consulta: 23 de enero de 2017).

En ocasiones, en las ciudades más contaminadas de México se alcanzan valores elevados de ozono o de partículas suspendidas. A partir de 150 puntos imeca se declara "precontingencia", alrededor de 175 se declara la fase I y se suspenden ciertas actividades industriales, la circulación de vehículos y se recomienda no realizar actividades al aire libre, y en más de 230 se declara fase II y se suspenden la mayoría de las actividades.

Actividad

En equipos de tres integrantes lean los problemas y resuélvanlos en su cuaderno. Concluyan con la asesoría de su profesor.

- Al analizar 30 m³ del aire de la ciudad de Monterrey se detectaron 6.2 ml de dióxido de azufre (SO₂), y esta concentración mostró valores similares durante 24 horas. Calculen la concentración en ppm y localicen en la tabla 1.8 a cuántos imeca corresponde.
- En el centro de la Ciudad de México, en un día soleado y despejado, se decretó una contingencia ambiental pues el ozono estuvo en 150 puntos imeca por más de una hora. ¿A qué valor en ppm corresponde? ¿Cómo expresarían este valor en % en volumen?

La detección y el control de la contaminación ambiental requieren de muchas actividades de la química, ya que primero se utilizan métodos diversos para separar mezclas y posteriormente se aplican diferentes reacciones químicas o métodos físicos de detección para identificar y medir las concentraciones de cada sustancia.

Con procedimientos similares se trabaja en las industrias, en el control del agua potable y en todas las actividades en las que se requiera identificar y eliminar contaminantes.

Espacio tecnológico

Con la guía de su profesor analicen la información que contiene la siguiente página y discútanla en clase.

aire.df.gob.mx (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).

Compartamos lo aprendido

La contaminación provocada por la actividad humana es más grave de lo que parece. Aunque se hacen muchos esfuerzos por difundir a la sociedad cómo se genera y qué podemos hacer para disminuirla, la lucha aún parece insuficiente.

Organicen diferentes equipos en el grupo e investiguen en libros, revistas, periódicos e Internet sobre los fenómenos que se describen. Incluso en la dirección recomendada en el apartado "Espacio tecnológico" podrán encontrar definiciones y datos interesantes.

Los temas para investigar son:

- ¿Qué es la lluvia ácida, cómo se genera, qué efectos provoca y en qué concentración aproximada se encuentran los ácidos en ella?
- ¿Qué es una inversión térmica, cómo se genera y qué problemas puede ocasionar?
- ¿Qué gases aumentan el calentamiento global y qué podemos hacer para disminuir su generación?
- ¿Qué efectos adversos genera el ozono en concentraciones excesivas? ¿En qué momentos y cómo se genera?
- ¿Qué contaminantes destruyen la capa de ozono y cómo se han controlado? (Fig. 1.64)

Con la información obtenida, en cada equipo diseñen un cartel atractivo, hagan una exposición de este y coméntenlo en grupo. Organicen un periódico mural y preséntenlo a la comunidad. En grupo vuelvan a responder las preguntas del inicio de la secuencia y analicen lo que aprendieron.



Fig. 1.64. Los llamados clorofluoro-carbonos o CFC, producen la destrucción de la capa de ozono. Hoy se realiza un esfuerzo internacional para disminuir este problema.



Fig. 1.65. El efecto de la toxina botulínica depende de la zona en que se inyecte y de la dosis aplicada, que variará si modificamos la concentración de la mezcla y la cantidad inyectada.

Concentración y efectos

¿Tratamientos con venenos?

En las industrias de enlatado y empaquetado de alimentos se debe tener cuidado especial con la presencia de microorganismos que pueden generar problemas. Uno de ellos es la bacteria anaerobia *Clostridium botulinum*, la cual puede desarrollarse en latas o frascos y produce una sustancia tóxica, llamada toxina botulínica, que es el veneno más poderoso que se conoce: 1 g es capaz de matar a muchas personas al producir parálisis en los músculos e incluso en las vísceras principalmente del sistema digestivo.

Paradójicamente, esa misma toxina se emplea en medicina estética y como tratamiento médico para algunos padecimientos como tics o funcionamiento irregular de las cuerdas vocales, al aprovechar precisamente esa propiedad paralizante.

Por ejemplo, los cirujanos plásticos inyectan pequeñísimas dosis en zonas de arrugas faciales, las cuales se dejan de marcar al paralizar los músculos cuyos movimientos las generan. Su efecto solo dura alrededor de seis meses, por lo que se debe repetir el tratamiento (fig. 1.65).

- ¿Cómo varían las propiedades de las mezclas y sus efectos al modificar la concentración?
- ¿De qué depende que una sustancia sea tóxica o genere daños en un ser vivo?
- ¿Qué factores debemos considerar antes de emplear medicamentos, complementos nutritivos o someternos a tratamientos médicos?

La concentración cambia el efecto

Si tuvieran que describir con precisión las propiedades de una mezcla de agua con cloruro de sodio (NaCl), que es la sal de mesa, no podrían hacerlo sin tenerla en la mano para verla y analizarla.

Si esta afirmación les parece exagerada, piensen si obtendrían el mismo efecto con una cucharada de sal en una jarra de agua que con un vaso de agua que se vaciara en un costal de sal. O bien, imaginen el sabor de un rico plato de sopa en la que ponen una pizca de sal con el salero o la misma sopa con seis cucharadas de sal; seguramente no podrían comerla!

Al hacer mezclas, las propiedades obtenidas dependen de las sustancias que reunamos y de la proporción en que las combinemos. Con los experimentos que hicieron sobre disoluciones en páginas anteriores, pudieron comprobar que los puntos de fusión y ebullición de las mezclas homogéneas varían al cambiar la concentración de los solutos.

Pero estas no son las únicas propiedades que pueden variar: la densidad, el color, el sabor, la viscosidad, la dureza, entre muchas más, pueden ser muy distintas en mezclas con diferente proporción de las mismas sustancias. Por ejemplo, el acero inoxidable de los cubiertos se hace añadiendo pequeñas cantidades de carbono y cromo al hierro. Si aumentan la proporción, los cubiertos serían más blandos y quebradizos.

Para que puedan identificar algunas de las variaciones en las propiedades, les proponemos que realicen con su equipo la actividad propuesta en el aparatado "Actividad experimental" de la siguiente página, en la que, literalmente, podrán atrapar un arcoíris.

Actividad experimental La probeta arcoíris

Propósitos

- Analizar cómo varían las propiedades de una mezcla al modificar la concentración de los solutos.
- Lograr una mezcla en la que en el mismo recipiente convivan diferentes colores.

Material

- 7 vasos de 250 ml
- Azúcar blanca
- Una cuchara
- Colorantes vegetales
- Una probeta grande o recipiente cilíndrico grande transparente
- Probeta de 100 ml
- Un embudo de separación con una manguera de látex unida a su tubo de salida
- Un soporte universal con anillo

Desarrollo

- Preparen estas disoluciones en los siete vasos numerados. Luego, en su cuaderno elaboren una tabla con los encabezados propuestos abajo y complétenla.

Vaso	Agua	Azúcar	Vaso	Agua	Azúcar
1	150 ml	0 g	5	150 ml	56 g
2	150 ml	14 g	6	150 ml	70 g
3	150 ml	28 g	7	150 ml	84 g
4	150 ml	42 g			

Vaso	Agua	Azúcar	Masa final	Volumen final	Concentración % masa	Densidad g/ml	Observaciones

- Revuelvan hasta que el azúcar se disuelva perfectamente. Observen las diferencias entre ellas; especialmente en volumen, densidad y apariencia.
- Añadan a cada vaso unas gotas de colorante vegetal en esta secuencia: 1-rojo, 2-anaranjado, 3-amarillo, 4-verde, 5-azul, 6-indigo o añil y 7-violeta.
- Armen un aparato como el de la figura 1.66, cuiden especialmente que el extremo de la manguera llegue a la base de la probeta.
- Dividan el volumen de su probeta en siete partes para que calculen cuánta disolución emplearán de cada una. Agreguen la disolución del vaso 1 al embudo, abran la llave y permitan que fluya hacia la probeta. Antes de que se vacíe por completo, añadan la disolución 2 y repitan hasta la 7, vacíen lentamente y sin que entren burbujas.
- Al terminar saquen la manguera despacio, y observen cómo se ve el sistema.

El azúcar puede eliminarse en la basura mientras que el colorante se puede arrojar al desagüe. Laven y sequen los materiales para eliminar residuos.

Conclusiones

Analicen en equipo los resultados, realicen las actividades que se piden y discutan para responder.

- En hojas de papel cuadriculado, hagan dos gráficas: en una coloquen el porcentaje en masa en el eje horizontal y el volumen en el eje vertical; en la otra, repitan las concentraciones pero ahora contra la densidad. Observen las gráficas y concluyan si hay alguna regularidad entre los datos que se aprecian.
- ¿Podrían predecir, solo viendo las gráficas, qué densidad y qué volumen tendría que tener una disolución hecha con 64 g de azúcar en 150 ml de agua?
- ¿Qué habría ocurrido si hubieran agregado las disoluciones en el orden invertido o en desorden? (Pruébenlo con las disoluciones sobrantes).
- ¿Y si lo hacen sin la manguera?



Fig. 1.66. Si no cuentan con un embudo que tenga llave, pueden usar una botella de plástico con un tapón, una manguerita y una pinza de tender la ropa.

Concentración, dosis y toxicidad



Fig. 1.67. Este hongo de los cuentos, la *Amanita muscaria*, es muy venenoso. ¡Nunca coman hongos del bosque, pues distinguir los venenosos y los alimenticios requiere de gran experiencia!

Así como la concentración de las mezclas determina sus propiedades físicas, igualmente tiene un efecto importante en relación con los seres vivos. Al respirar, al ingerir alimentos, al emplear medicinas o materiales de higiene y limpieza, estamos en contacto con mezclas. Y no siempre el resultado es el deseable, pues hasta los alimentos pueden resultar fatales si se ingieren en ciertas condiciones.

Por ejemplo, las personas con diabetes no pueden consumir azúcar sin un estricto control, pues la imposibilidad de procesarla hace que sea para ellas un verdadero veneno.

Estamos acostumbrados a que algunos materiales pueden ser peligrosos y etiquetamos aquellos productos que consideramos “venenosos”, pero en realidad el daño no solo depende de qué sustancia recibamos, sino también de cuál sea la dosis. Incluso la idea muy empleada en la publicidad de que “lo natural no es dañino” puede resultar **falaz** en muchas ocasiones, como pueden ver en la figura 1.67.

No es fácil detectar qué productos son dañinos o tóxicos, cuáles pueden servir como medicamentos, en qué cantidades y por qué vía deben suministrarse; el conocimiento se va generando con la experiencia y la investigación.

El saber popular acumulado por generaciones y la transmisión de estos conocimientos hace que tomemos precauciones, como en el caso de los hongos venenosos. Pero el diseño de medicamentos, la producción de alimentos, cosméticos, textiles y todo tipo de productos que estarán en contacto con seres vivos, requiere de arduas investigaciones y experimentos que pueden resultar controversiales.

Estos experimentos suelen hacerse con animales y posteriormente con seres humanos. Existen muchas normas y leyes de cómo deben realizarse estos procesos para evitar problemas y sufrimiento a los “conejiños de Indias”, pero el riesgo está siempre presente.

Las pruebas en animales aportan información, pero los efectos sobre el ser humano no resultan idénticos, así que siempre habrá una primera vez en que una persona “experimente” con un producto. En ocasiones se han generado abusos contra presos, enfermos, gente indefensa o clientes que no saben lo que están consumiendo.

En la actualidad hay empresas que se dedican a hacer pruebas con personas que se contratan sabiendo que les van a suministrar un producto cuyos efectos no son conocidos. Estos “empleados” son recluidos en ambientes agradables donde llevan a cabo sus actividades; se les suministra una dosis y se monitorean sus síntomas con análisis clínicos periódicos de sangre y de orina.

En el siglo XVI, uno de los más importantes practicantes de la **alquimia**, el médico suizo Theophrastus Bombastus (1493-1541), conocido como Paracelso, fue el creador de la iatroquímica, disciplina en la que experimentaba con diferentes sustancias para curar, como un antecedente de la medicina.

Después de trabajar con muchas sustancias, acuñó la frase “nada es veneno, todo es veneno, la diferencia está en la dosis”, pues se dio cuenta de que los efectos de las sustancias dependen de su naturaleza y de la cantidad con la que tengamos contacto.

Hoy para tener una idea de qué tan tóxica es una sustancia, se maneja un dato llamado dosis letal media, DL_{50} , que corresponde a la concentración de sustancia que produce la muerte de 50% de una población de prueba. Se debe citar cuál es la especie en la que se midió y la masa de sustancia que se empleó por cada kilogramo del ser vivo.

En la tabla 1.9 aparecen algunos valores DL_{50} de sustancias probadas con ratones. Normalmente no corresponden a la DL_{50} en seres humanos, pues para algunas sustancias somos más tolerantes y para otras somos más sensibles.

Tabla 1.9. Valores DL_{50} de algunas sustancias comunes	
Compuesto	DL_{50} (mg/kg, vía oral, rata)
Vitamina C	11 900
Etanol (alcohol)	7 060
Ácido cítrico	5 040
Cloruro de sodio	3 000
Sulfato de hierro (II)	320
Dieldrín (insecticida)	38
Paratión (insecticida)	2
Dioxinas (contaminantes)	0.02
Toxina botulínica	0.0000004

Actividad

De forma individual resuelvan los ejercicios. Apóyense en la tabla 1.9. Comparen sus resultados con el grupo.

- Si suponemos que la DL_{50} de la sal, cloruro de sodio, para ratas es igual en los seres humanos, ¿cuánta sal tendrían que comer para completar esta dosis?
- Ahora supongamos que la DL_{50} del ratón es la misma que la de la rata para la vitamina C. ¿Con cuántas pastillas de vitamina C de 0.5 g se alcanzaría la dosis letal para un ratón de 25 g?
- ¿Qué concentración en ppm tendría una disolución de toxina botulínica si estuviera hecha con 0.0000004 mg en 100 ml de agua?

Compartamos lo aprendido

Un grave problema en la salud pública de México es la automedicación, es decir, emplear medicamentos por recomendación de un pariente, un amigo, porque lo vimos en un anuncio o porque nos funcionó antes.

Reúnanse en equipo y organicen una investigación con sus familiares y amigos sobre anécdotas relacionadas con la automedicación

- Cuando tengan todas sus anécdotas organicenlas y con base en ellas redacten algunas frases que incluirán en un cartel sobre el peligro de la automedicación.
- Mencionen que los medicamentos no deben tomarse sin la recomendación de un médico, pues su propósito solo se logra cuando se alcanza la concentración correcta en el cuerpo, mientras que un exceso intoxica en lugar de curar (fig. 1.68).
- Elaboren un borrador de su cartel y muéstrenlo a su profesor y a los otros equipos para que les den sugerencias para mejorarlo y modifiquen lo que crean conveniente.

Analicen su avance en esta secuencia volviendo a responder las preguntas de la página 58. Pueden llevar a cabo una evaluación individual, si así lo deciden con su profesor. Tomen en cuenta lo que se menciona en las páginas 69 a 71.

Glosario

dioxinas. Compuestos de carbono y cloro que se producen durante los incendios y las erupciones volcánicas.

Glosario

falaz. Engañoso, mentiroso, que atrae con falsas apariencias.

alquimia. Práctica precientífica desde la Antigüedad hasta el siglo XVIII que combinaba experimentación con especulaciones filosóficas.

Tú ¿qué opinas?

Existen diferentes puntos de vista sobre la necesidad y la pertinencia de realizar experimentos con seres vivos, animales y humanos.

En grupo organicen un debate en el que expongan sus ideas. Utilicen esta pregunta como guía.

- ¿Qué opiniones hay a favor y en contra de esta práctica en el grupo?

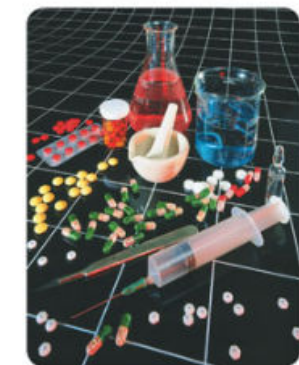


Fig. 1.68. Tomar medicinas sin receta es peligroso pues pueden interferir con otros medicamentos y generar alergias o diversos problemas fisiológicos.

Primera revolución de la química

Aportaciones de Lavoisier: la Ley de conservación de la masa

Alberto ha escuchado muchas veces esa frase común que dice “nada se crea, nada se destruye, todo se transforma”, pero en realidad no comprende muy bien lo que quiere decir. Su hermano mayor le explicó que eso significa que cuando hay cambios en los materiales, el total de masa es el mismo antes y después del proceso.

Sin embargo, Alberto ha observado que, por ejemplo, al quemar leña en una fogata quedan solo pequeños puñados de cenizas sin importar cuántos troncos se hayan consumido, o que cuando el panadero hornea el pan, coloca pequeñas bolas de masa y obtiene bolillos mucho más grandes, así que piensa que posiblemente hay casos en los que esa idea no funciona.

- ¿Qué piensan que describe la ley de conservación de la masa?
- ¿Cómo consideran que se dedujo y comprobó esa ley fundamental de la química?
- ¿Qué utilidad piensan que tiene ese principio en la química, la tecnología y la vida cotidiana?

Antoine Laurent Lavoisier: un gran hombre de su tiempo

El estudio de las transformaciones de la materia es uno de los campos más importantes de la química. En ocasiones es difícil distinguir si los cambios que se aprecian son solo de apariencia (físicos) o de composición (químicos). Por ejemplo, algunos materiales en diversos estados de agregación tienen aspectos muy diferentes, tanto que parecen materiales diferentes: seguramente sería difícil pensar que un hielo, el agua de la llave y el vapor de las nubes es la misma sustancia si no lo supieran.

En todas las transformaciones físicas o químicas que podemos apreciar en un laboratorio, en la mayoría de las industrias o en los seres vivos, se cumple una regla que hoy parece evidente, pero cuya comprobación requirió muchas experiencias, tiempo de análisis y la introducción de la medición en el manejo de los materiales: la ley de conservación de la masa. Para profundizar y aclarar a qué se refiere esta ley, la más importante de la química, revisemos el contexto histórico en el que fue descubierta.

Durante las últimas décadas del siglo XVIII se produjeron grandes cambios que sentaron las bases de la sociedad moderna. En 1776 culminó la Independencia de Estados Unidos de América, y en el último decenio la Revolución francesa provocó gran cantidad de transformaciones sociales y generó la exaltación de importantes valores universales. Y justamente fue en Francia, en esas décadas, en las que vivió uno de los más importantes protagonistas del nacimiento de la química: Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794) (fig. 1.69).

Durante el siglo XVII y principios del XVIII importantes alquimistas buscaron explicaciones para muchos cambios químicos. Incluso, en 1661, Roberto Boyle, autor de la ley de los gases que lleva su nombre, escribió el libro *El químico escéptico*, en el que por primera vez empleó el término “química” como ciencia, en lugar de alquimia.



Fig. 1.69. Lavoisier es el último alquimista y el primer químico. Su esposa Marie Paulze, fue su asistente, registró datos, realizó ilustraciones y las traducciones de artículos científicos del inglés.

Casi un siglo después, en 1743, en París, nació Lavoisier, hijo de un abogado y consejero parlamentario, lo que le permitió una excelente educación, en todos los campos, en el Collège Mazarin.

Para 1764 ya ejercía de abogado aunque su inquieta mente se inclinaba al estudio de las ciencias, a las cuales se dedicó sin reserva. Entre sus primeros trabajos publicó investigaciones sobre la aurora boreal, la composición del yeso y un ensayo sobre la mejor manera de iluminar París, que le hizo acreedor a la medalla de oro de la Academia de Ciencias, en 1765.

En 1768 fue admitido en la Academia Francesa como químico adjunto por sus análisis de muestras de agua. Pasó por todos los grados de la academia hasta que llegó a ser director en 1785 y tesorero en 1791.

De forma paralela, como abogado, fue asistente de los departamentos cobradores de contribuciones del gobierno y luego miembro de la Ferme Générale, la principal agencia recolectora de impuestos.

Los experimentos de Lavoisier y el inicio de la química

A diferencia de los alquimistas, la historia científica de Lavoisier y del inicio de la química siempre estuvo relacionada con la medición. En 1770 se hizo famoso al refutar la creencia de que el agua se convierte en tierra al hervirla muchas veces para destilarla: pesó los residuos arenosos que quedaban y se dio cuenta de que su masa coincidía con la disminución de masa del recipiente, que se iba desgastando. Pero el análisis de los procesos de combustión y de calcinación de los metales fue lo que lo hizo trascender en la historia.

Para explicar los fenómenos relacionados con la materia y el fuego, se creía en la existencia del flogisto, misteriosa sustancia que se liberaba al arder un material. Algunos alquimistas habían diseñado experimentos supuestamente comprobatorios como este: al calentar el plomo metálico, tras ponerse al rojo vivo, se forma un polvo que llamaban “plomo desflogistizado”. Según ellos, una forma de devolverle el flogisto era reunirlo con un material rico en él. Al calentar ese polvo con carbón, que arde muy bien, ¡efectivamente se recuperaba el plomo y el carbón prácticamente desaparecía! (fig. 1.70).

Lavoisier diseñó un experimento con el que intentaba demostrar la existencia del flogisto. En lugar de plomo usó mercurio, que calentó en un recipiente cerrado, para que el “flogisto liberado” quedara atrapado y pudiera analizarlo. Además introdujo otra variante: pesó el recipiente antes y después de calentarlo durante catorce días en un horno.

Cuando Lavoisier sacó el recipiente del horno, el mercurio se había transformado en un polvo rojo. Al pesar el sistema, se percató de que la masa no se había modificado; entonces intentó abrir el recipiente para rescatar el flogisto, pero le costó trabajo. Tuvo que jalar con fuerza y cuando logró abrirlo, notó que el aire había entrado en el recipiente. Lo cerró nuevamente y lo volvió a pesar. Una vez recuperado el aire interior, ¡la masa del sólido había aumentado! (fig. 1.71).

Lavoisier repitió el experimento con otros metales, siempre medía la masa de los materiales que reaccionaban, llamados **reactivos**, y los materiales generados, **productos**, y notó que en todos los casos, al terminar la reacción, faltaba parte del aire, aproximadamente 21% del volumen final, y la masa del sólido aumentaba. Entonces concluyó que en la calcinación de los metales no se liberaba nada, sino que se consumía un componente del aire al que llamó **oxígeno**. A partir de ese momento, la combustión y la calcinación se empezaron a explicar como reacciones con este elemento y se continuó su estudio hasta lograr la comprensión que tenemos hoy.



Fig. 1.70. A principios del siglo XVIII, Georg Ernst Stahl (1660-1734) propuso la existencia del “flogisto”, del griego *flogistós*, inflamable, que se liberaba en fenómenos como la calcinación y la combustión.



Fig. 1.71. Hoy sabemos que los polvos generados al calentar metales son sus óxidos, y tienen más masa que el metal porque se combinan químicamente con el oxígeno del aire.

Lavoisier enunció también la **ley de conservación de la masa** en su libro *Tratado elemental de química*; comenzó con otros colegas un sistema de nomenclatura química (para nombrar a las sustancias), y colaboró en la creación de los *Annales de chimie* (Anales de química), revista de divulgación de temas sobre química.

Desafortunadamente, estos méritos científicos no le sirvieron para librarse de una muerte violenta por su actividad como cobrador de impuestos y por el título de nobleza que su padre había comprado. En 1794 fue condenado a la guillotina por un tribunal revolucionario y su cuerpo fue arrojado a una fosa común.

Lavoisier logró descubrir y aclarar muchos fenómenos pese a todas las limitaciones de su tiempo y, sobre todo, provocó un cambio en la mentalidad y las actividades de quienes se dedicaban a estudiar las transformaciones en la materia, al introducir la medición como uno de los aspectos más importantes de este desarrollo.

Actividad experimental Comprobemos la ley de conservación de la masa

Propósito: Comprobar la ley de la conservación de la masa por medio de experimentos sobre cambios físicos y químicos.

Material

- Balanza
- 3 vasos pequeños
- Matraz de 125 ml
- 2 globos
- Mechero, cerillos
- Tubo de ensayo
- Pinzas para tubo de ensayo
- Vinagre
- Bicarbonato de sodio (NaHCO_3)
- Yoduro de potasio (KI)
- Nitrato de plomo (II) ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$)
- Azufre en polvo (S)
- Polvo de cobre (Cu)
- Hielos

Desarrollo

Experimento 1

- Tomen algunos hielos, colóquenlos en un vaso y pesen el sistema.
- Déjenlos al sol para que se derritan y vuelvan a pesar cuando toda el agua esté líquida. No dejen pasar mucho tiempo para que no se evapore el agua.
- Tomen notas de lo observado.



Fig. 1.72. Manejen las sustancias sin tocarlas, pues, particularmente, los compuestos de plomo son muy tóxicos.



Fig. 1.73. Cerciérense de que los globos no tengan fugas.

Experimento 2

- En un vaso disuelvan 2.3 g de yoduro de potasio (KI) en 40 ml de agua y en otro disuelvan 3.3 g de nitrato de plomo (II) ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$) también en 40 ml de agua.
- Pesen ambos vasos a la vez y registren el dato.
- Pasen el contenido del primer vaso al segundo y observen lo que sucede.
- Pesen nuevamente los dos vasos y comparen los resultados (fig. 1.72).

Experimento 3

- Llenen un globo con 5 g de bicarbonato de sodio (NaHCO_3).
- Aparte, en el matraz de 125 ml coloquen 30 ml de vinagre. Coloquen el globo en la boca del matraz sin que el bicarbonato caiga al vinagre y pesen el sistema.
- Sin quitar el globo vacíen su contenido al matraz y observen qué sucede. Luego vuelvan a pesar el matraz sin quitar el globo (fig. 1.73).

Experimento 4

Su profesor realizará un experimento similar al anterior para que lo vean.

- Pondrá en un tubo de ensayo 2 g de azufre en polvo (S) y 1 g de cobre en polvo (Cu) y también lo cerrará con un globo.
- Pesará el sistema y calentará el tubo con el mechero. Cuando se aprecie un cambio, dejará enfriar un poco y pesará nuevamente (fig. 1.74).

Los compuestos de plomo (Pb) no deben ser tocados ni desechados en el lavabo, pues son muy tóxicos. Tu profesor deberá recuperarlos, permitir que se evapore el agua y conservarlos en frascos por si pueden ser reutilizados. De lo contrario, deben ser enterrados en recipientes cubiertos con concreto.

Conclusiones

De manera individual, describan en su cuaderno los cambios en cada una de las experiencias. Luego, con su equipo analicen la masa antes y después en cada caso. Después discutan en equipo estas preguntas.

- ¿Pueden notar algo en común para todos los procesos?
- ¿Por qué no se utilizaron globos en los experimentos 1 y 2?
- ¿Qué hubiera pasado en los experimentos 3 y 4 si no hubieran empleado los globos o si tuvieran fuga?

Obtengan conclusiones para cada una con base en lo que observaron y redacten una justificación para ellas.

- Con la guía de su profesor discutan en grupo sus conclusiones y justifiquenlas.
- Discutan las ventajas que se tienen ahora para acceder a materiales y aparatos que permiten un trabajo más exacto y contrástenlas con las posibilidades con las que contaba Lavoisier, por ejemplo.
- Concluyan si comprobaron la ley de la conservación de la masa.



Fig. 1.74. Nunca calienten un tubo dirigiendo la boca de este hacia alguna persona.

Con excepción de la fusión del agua, los experimentos anteriores representan cambios químicos, sobre los cuales iremos hablando poco a poco hasta dominar sus características esenciales. Sin embargo, con todos ellos pudieron ver que, pese al cambio de apariencia, la materia no apareció ni desapareció, simplemente se transformó conservando la masa total, lo cual puede comprobarse siempre que se tenga un sistema que no intercambie materia con el exterior, es decir, un **sistema cerrado**.

Compartamos lo aprendido

Formen equipos de cinco o seis integrantes para que investiguen y organicen una representación teatral breve en la que destaquen partes de la vida de Antoine Lavoisier.

Identifiquen las características de la forma de vida de su época.

Pueden consultar cualquier libro de historia o alguna página de Internet, por ejemplo: www.100ciaquimica.net/biograf/cientif/l/lavoisier.htm (Fecha de consulta: 23 de enero de 2017). www.biografiasyvidas.com/biografia/l/lavoisier.htm (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).

En su guion incluyan ideas que permitan destacar cómo el desarrollo de la ciencia depende de las circunstancias en que se genera y también su carácter tentativo, es decir, que los conocimientos y modelos que se manejan son válidos mientras no haya fenómenos que ameriten modificarlos.

Ahora tú explora, experimenta y actúa. Integración y aplicación

El proyecto escolar

Opción 1 ¿Cómo funciona una salinera y cuál es su impacto en el ambiente?

Planeación



Fig. 1.75. La sal, o cloruro de sodio es abundante en la superficie terrestre, se encuentra principalmente disuelta en agua, y también en muchos suelos llamados salinos.

- ¿En qué lugares en México y el mundo hay industrias salineras? (fig.1.76).
- ¿Qué tipo de modificaciones producen las salineras en el suelo y en los ecosistemas?
- ¿Qué residuos quedan en el ambiente tras esta actividad?

Actividad

Con su equipo, propongan y determinen las preguntas que abordarán en su investigación, escribanlas en una hoja y entréguelas a su profesor. Consideren la ley de la conservación de la masa en la obtención de sal al plantear sus preguntas, de esta forma observarán la relación entre el proyecto y lo revisado en el bloque.

- Además, en su cuaderno anoten sus hipótesis, es decir, las posibles respuestas a las preguntas que seleccionaron.
- Comparen sus preguntas e hipótesis con las de otros equipos, evalúen su pertinencia y hagan sugerencias para mejorarlas.

La planeación de este proyecto incluye también la decisión del tipo de trabajo que desarrollarán, la distribución de lo que hará cada miembro del equipo y la organización de los tiempos que asignarán para cada actividad, de acuerdo con las fechas que hayan decidido.

Son de gran utilidad las actividades en las que tú mismo te responsabilizas de lo que hay que hacer y te preocupas de desarrollarlo. Esto es lo que trabajaremos cada vez que abordemos los proyectos al final de cada bloque. Por ello, es importante que en cualquier proyecto tú y tu equipo identifiquen temas de su interés relacionados con el bloque y con alguna problemática de la sociedad, planteen preguntas que ayuden a resolverlos, investiguen y recopilen datos y comprueben sus hipótesis.

Ahora es momento de seleccionar la pregunta principal que guiará esta investigación sobre las salineras. Para ello, es conveniente que tú y tu equipo reflexionen sobre la industria de producción de la sal y busquen información sobre este tema (fig.1.75). Como podrán imaginar, una salinera es un lugar donde se obtiene sal para purificarla y mandarla a las diversas industrias que la empaacan y la distribuyen, en principio, a las empresas relacionadas con la producción de alimentos, aunque la sal se usa en muchos otros campos. A continuación se ofrecen algunas sugerencias para la pregunta principal:



Fig. 1.76. La salinera más grande del mundo se encuentra en Guerrero Negro, Baja California Sur, México.

Desarrollo

La actividad principal de esta etapa es reunir información, la cual deberán presentar al profesor de manera ordenada y clara, asimismo, tendrán que buscar un mecanismo atractivo para mostrarla al resto del grupo. Es recomendable que vacíen en fichas de trabajo la información recopilada para que puedan procesarla cuando el equipo trabaje reunido.

En este tema en especial, el de las salineras (fig. 1.77), no es fácil encontrar libros o revistas que lo desarrollen, pero en Internet hay mucha información al respecto, así que es conveniente organizar sesiones de búsqueda.

Recurran a páginas de universidades, instituciones públicas u organismos nacionales e internacionales que tengan que ver con el tema. A continuación te presentamos algunas sugerencias:

- Asociación Mexicana de la Industria Salinera A.C. (Amisac), en: www.amisac.org.mx/ (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- Guerrero Negro, en: www.guerreronegro.org/index.html (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).

Al finalizar esta etapa es recomendable que revisen lo que realizaron y observen si hicieron lo necesario para cumplir con el tipo de proyecto que eligieron.

Comunicación

El tema de las salineras se presta para diseñar presentaciones audiovisuales, material gráfico como una revista, una exposición con carteles, una presentación con demostraciones experimentales o una mesa redonda en la que comenten y discutan información.

Recuerden que es importante que en grupo y con la guía de su profesor decidan cómo serán las presentaciones del proyecto; cada equipo debe indicar el tipo de presentación que hará.

Evaluación

Una vez realizadas las investigaciones y presentadas las exposiciones, es muy importante hacer una revisión detallada de cómo ocurrió el proceso. Esta evaluación debe realizarse en diferentes niveles:

- En el equipo: analizar el desempeño y el cumplimiento de cada miembro y reflexionar sobre qué podrían haber hecho de mejor manera.
- En el grupo: comentar las exposiciones de todos los compañeros y sugerir mejoras para que las exposiciones siguientes sean más claras, completas y atractivas.
- Individualmente: escuchar las sugerencias, comentarios y correcciones del profesor y tomarlas en cuenta para las investigaciones futuras.

Para ello, con la asesoría del profesor, pongan en práctica las recomendaciones de la sección "A evaluar" (página 69), para que revisen las actividades realizadas y evalúen el desempeño individual y de todos los integrantes del equipo al realizar este proyecto.



Fig. 1.77. La obtención de sal puede hacerse a partir de fuentes del mar o del suelo.



Fig. 1.78. El agua es indispensable para la supervivencia y el estilo de vida de las sociedades depende de las condiciones en que esta se encuentre.

Opción 2 ¿Qué podemos hacer para recuperar y reutilizar el agua del ambiente?

Planeación

Este proyecto es importantísimo, pues se ocupa de un problema que a todos aqueja por igual, pues si escuchas algún noticiero o lees algún periódico, sabrás que con frecuencia el agua es motivo de discusiones relacionadas con asuntos sobre cómo almacenarla en las grandes presas que existen en el país, y luego, cómo distribuirla hacia los grandes centros urbanos; qué usos se le da, cómo hacerla potable, cómo tratarla para volverla a utilizar y sobre la escasez de este líquido, que afecta al país y a muchas regiones del mundo (fig. 1.78). Las siguientes preguntas pueden orientar la investigación del equipo:

- ¿Todas las fuentes de agua son potables, o qué hay que hacer para lograr la potabilización?
- ¿Qué métodos de separación de mezclas podrían resultar útiles para purificar el agua y cuáles podrían ser económicamente viables?

No olviden entregar a su profesor las preguntas que guiarán su investigación y las hipótesis correspondientes, el tipo de proyecto que realizarán, el cronograma con las fechas de las actividades que realizarán y la forma en que presentarán su trabajo.



Fig. 1.79. Si en la región donde habitan existe alguna planta purificadora o potabilizadora de agua, sería muy conveniente que el grupo pudiera visitarla, como complemento de su proyecto.

Desarrollo

En este proyecto las actividades principales son reunir la información, analizarla, ordenarla y diseñar un mecanismo para presentarla a la comunidad o al grupo. Para el tema del agua, la forma de recuperarla del ambiente ya sea de la lluvia, un lago, un río, un depósito subterráneo o incluso la del hogar y los tratamientos que se le pueden hacer para emplearla (fig. 1.79), hay gran cantidad de fuentes de información.

Comunicación

La presentación de resultados del proyecto dependerá del tipo de investigación que hagan. Podrán demostrar el funcionamiento de su aparato o sistema y exponer los principios en que se basa o bien organizar una presentación audiovisual, un debate o una exposición con carteles.

Evaluación

Una vez que hayan presentado todos los proyectos, será muy importante que revisen lo que hicieron, lo que lograron y si cumplieron con los compromisos y los objetivos, tanto individualmente como dentro del equipo, para superar errores en las siguientes ocasiones. No olviden poner en práctica, con la asesoría del profesor, las recomendaciones de la sección "A evaluar" (página 69), lo que les permitirá esta evaluación del desempeño durante la realización de este proyecto.

A evaluar

La evaluación es una parte fundamental en el aprendizaje de las ciencias. Es por esto que a lo largo del libro, al final de cada secuencia, es necesario realizar alguna actividad en la que se ponga en práctica lo aprendido y comunicar los resultados y las conclusiones a los compañeros de equipo y de grupo, siempre con la mediación del profesor. De igual forma, es importante que se realice una evaluación de lo aprendido.

Existen diferentes momentos en los que puede evaluarse el desempeño: al finalizar una actividad, al terminar una secuencia didáctica, al terminar un contenido o un proyecto, o cuando se concluye un bloque. Lo importante es obtener información sobre el avance, los conocimientos adquiridos, las habilidades y los valores puestos en juego.

La evaluación puede realizarse de tres formas: mediante una heteroevaluación (del profesor a los alumnos), con una autoevaluación (la que lleva a cabo el alumno) o una coevaluación (entre compañeros de clase). A continuación se describe cada una.

Heteroevaluación

Este tipo de evaluación involucra un trabajo entre el profesor y los alumnos, donde entre todos verifican el avance y el aprendizaje. En esta obra, la heteroevaluación se propone al final de cada secuencia, cuando en grupo y con la guía del profesor contrastan lo realizado en la actividad de cierre con lo que marca el contenido. Sin embargo, no es el único momento en que pueden llevarla a cabo; también se puede hacer en las actividades, al finalizar el proyecto o al concluir cada uno de los cinco bloques.

Autoevaluación

Este tipo de evaluación puede realizarse en cualquier momento que se crea conveniente, por ejemplo al finalizar una actividad, una secuencia, un proyecto o un bloque.

Es importante tener en cuenta que durante esta evaluación, además de considerar los conocimientos adquiridos, es necesario reconocer aciertos y errores en el desempeño dentro del equipo, así como la participación en la programación y la realización de las actividades, si el trabajo asignado se entregó a tiempo y se colaboró armónicamente con el equipo, si hubo comunicación cordial con los compañeros, etcétera. Por este motivo, la autoevaluación siempre debe estar presente al trabajar los proyectos de final de bloque.

Para la autoevaluación, lo primero que deben hacer es recapitular lo alcanzado; por tanto, es recomendable utilizar un **diario de clase** en su cuaderno, donde describirán todo lo que realizaron para la actividad, secuencia, proyecto o bloque, además de cómo percibieron su desempeño y lo que aprendieron; si llevaron a cabo "Actividades experimentales", es recomendable que también anoten lo revisado en ellas y cómo ayudaron a alcanzar el aprendizaje esperado.

Por ejemplo, en la primera secuencia de este libro "Relación de la química y la tecnología con el ser humano, la salud y el ambiente", estas son algunas de las actividades que realizaron: identificar productos o materiales del entorno; reconocer la influencia de la química en la vida diaria; revisar los hábitos que contribuyen a la protección del ambiente; analizar posibles perjuicios y beneficios de la química al ambiente.

Siempre es importante tener evidencias de lo realizado (fig. 1.80): respuestas a las actividades, los productos de cada cierre de secuencia (un folleto), las observaciones y conclusiones de las actividades experimentales, etcétera. Lo mismo es aplicable para los proyectos.



Fig. 1.80. Las evidencias de nuestro trabajo pueden estar en papel o ser digitales.

Si los alumnos desean realizar una evaluación de bloque, es recomendable que elaboren una lista de las actividades y las evidencias del trabajo que llevaron a cabo para alcanzar los aprendizajes esperados, y consignarlos en una tabla, de la actividad más sencilla a la más compleja. Las tablas pueden confeccionarse para evaluar una actividad, una secuencia, un bloque o un proyecto. En esas tablas deben incluirse las actitudes y habilidades que mostraron durante el trabajo.

A continuación se muestra un ejemplo de la tabla que pueden realizar. Puede observarse que se consigna el aprendizaje esperado correspondiente a la primera secuencia, así como las actividades realizadas, actitudes mostradas y habilidades desarrolladas y opciones sobre cómo mejorar el desempeño.

Aprendizaje esperado	Actividades, actitudes y habilidades	Alcancé el aprendizaje (sí, no)	¿En qué fallé? ¿Cómo puedo mejorar?
Identifica algunas aportaciones de la química y la tecnología a la mejora de su vida diaria, su salud y el cuidado del ambiente.	Identifico productos o materiales de mi entorno.		
	Reviso mis hábitos que contribuyen a la protección del ambiente.		
	Reconozco la influencia de la química en mi vida diaria.		
	Analizo posibles perjuicios y beneficios de la química al ambiente.		
	Reconozco que la química juega un papel importante en la sociedad actual.		

Además de las evaluaciones en diferentes momentos del curso, pueden realizar una al final de cada bloque. Con ella lograrán hacer un recuento de lo aprendido. Para ello les serán de utilidad las tablas elaboradas, mediante las cuales pueden comparar cómo han modificado sus actitudes y habilidades. Les servirán para conocer su avance y darse cuenta de que en realidad han aprendido mucho, no solo conocimientos que pueden aplicar en diferentes momentos de su vida, sino que han puesto en práctica habilidades científicas que les servirán para desarrollarse mejor en otras actividades.

Con este recuento también verán que su actitud es diferente frente a temas que antes no consideraban, y que lo es incluso ante retos que pueden presentarse en otros campos.

Comparen su tabla llena y sus evidencias de trabajo y verifiquen que ambas dan cuenta de que han alcanzado los aprendizajes esperados para que valoren su desempeño.

Para conocer el nivel en que se encuentran después de evaluarse tomen en cuenta estos parámetros: si en la mayoría de las actividades no alcanzan los aprendizajes esperados y sus evidencias son de poca calidad y creen que podrían ser mucho mejores, se encuentran en un nivel **novato**. Si en la mitad de sus actividades alcanzan los aprendizajes esperados y sus evidencias son de buena calidad pero les falta alguna mejoría, se encuentran en el nivel **en proceso**. En cambio, si en la mayoría de sus actividades alcanzan el aprendizaje esperado y es difícil mejorar sus evidencias, su nivel es de **experto**.

Coevaluación

Este tipo de evaluación se realiza por lo general entre compañeros de equipo. En ella es importante identificar aciertos y errores, así como las formas en que se resolvieron los conflictos generados en el trabajo. Es importante enfrentar la evaluación de los compañeros atendiendo a las propuestas de mejora del trabajo señaladas por ellos (fig. 1.81).



Fig. 1.81. La evaluación entre los compañeros de clase es muy importante para obtener otras ideas de nuestro desempeño.

Después de llevar a cabo su autoevaluación, reflexionen sobre la participación e involucramiento de los integrantes del equipo, por ejemplo, luego de concluir un proyecto. Para llevar a cabo la coevaluación, tracen en una hoja suelta una tabla como esta:

	Siempre	A veces	Nunca	Ejemplo
Realizó correctamente las actividades en el tiempo establecido.				
Resolvió los problemas que se presentaron.				
Asistió a todas las reuniones del equipo.				
Aportó ideas y sugerencias para la elaboración del proyecto.				
Mostró respeto y compromiso en sus participaciones.				

Elijan a un compañero del equipo y evalúenlo con base en la tabla. Pidan a otro compañero que los evalúe a ustedes. Para completar la evaluación pueden comentar en equipo los resultados, señalando sobre todo los aspectos positivos y reflexionar en conjunto sobre lo que es necesario mejorar. Para evaluar otros elementos de su desempeño, pueden elaborar tablas como la mostrada con parámetros como los que se enlistan a continuación:

Actitudes y valores:

- Respetó la opinión de los demás compañeros.
- Fue responsable durante las actividades colectivas.
- Fue solidario con los compañeros con capacidades diferentes.

Habilidades científicas:

- Explicó con claridad sus ideas de forma oral y escrita.
- Formuló hipótesis útiles.
- Colaboró en la realización de los experimentos.
- Ofreció respuestas útiles para resolver los problemas planteados.

Trabajo en equipo:

- Enriqueció y mejoró el trabajo en equipo.
- Respetó las ideas de los demás.
- Participó activamente en el trabajo.
- Respetó las reglas y los acuerdos del equipo.
- Cooperó en la realización de las actividades.

La exposición:

- Expuso de manera coherente y ordenada.
- Mantuvo una postura corporal adecuada durante la exposición.
- Utilizó los recursos previstos para exponer: cuadros, carteles, presentación electrónica, experimentos, modelos.
- Expuso con voz suficientemente alta y clara para ser escuchado por todos.

Este material son pautas para evaluar tu desempeño y el de tus compañeros; la evaluación que elijas servirá para conocer tu avance. Para elegir, tú y tus compañeros pueden consultar con el profesor para que los oriente sobre la mejor opción y el mejor momento para llevarla a cabo: todas las opciones otorgan información importante y valiosa.

En diversos momentos de este libro (al finalizar secuencias, actividades, proyectos o bloques) te pedimos que vuelvas a estas páginas para que encuentres la mejor opción de evaluación. ¡Adelante, consúltalo con tu profesor y con tus compañeros de equipo!

Evaluación del bloque 1

Escuela: _____

Nombre del alumno: _____

Grupo: _____ Fecha: _____

Preguntas

1. Lee el texto y responde en tu cuaderno.

La química en la cocina

Preparar los alimentos es una actividad común en todo el mundo. Los ingredientes y los utensilios varían, pero todas las personas que cocinan cuidan el sabor, la presentación, la higiene de los alimentos y la nutrición de quien los consumirá.

Algunos alimentos se adicionan con conservadores, saborizantes o suplementos nutritivos que permiten que duren más tiempo empacados y en los almacenes antes de que sean consumidos, pero también mejoran su sabor y su apariencia. Otros, en cambio, se consumen frescos.

En fechas recientes, para atraer más clientela, se ha vuelto una tendencia que algunos locales anuncien como virtud que sus alimentos son totalmente naturales y sin adición de ninguna sustancia química.

Además de los alimentos y las sustancias que se les puede agregar, en la preparación de los alimentos está involucrada la química en los utensilios, aparatos y mobiliario en los que se preparan. Estos últimos pueden ser de madera, materiales plásticos como polietileno o teflón, o metales como acero inoxidable, cuyas propiedades como dureza, tenacidad, flexibilidad o resistencia al calor, los hacen adecuados para diferentes funciones.

Una vez que se han cocinado los alimentos llega el momento de limpiar la cocina, los trastes, ollas, sartenes y los utensilios utilizados. Para esto se usan diversos productos químicos para eliminar la grasa, la mugre y los residuos de comida de superficies, recipientes y utensilios. Estos productos se utilizan en disoluciones líquidas que permiten aprovechar al máximo su efecto limpiador y, al mismo tiempo, cuidar las características de los materiales de los utensilios, como el teflón de algunos sartenes y ollas.



- ¿Qué supones que desea promocionar un restaurante cuando anuncia que sus alimentos son totalmente naturales?
- ¿Por qué es importante considerar características de los materiales como la dureza, la flexibilidad y la tenacidad para seleccionar aquellos que son más apropiados al fabricar utensilios y muebles de cocina?
- El teflón de los sartenes se raya si se emplean sobre él cucharas o tenedores de acero. ¿Qué te dice este hecho sobre la dureza de estos materiales?
- ¿Qué tipo de mezcla se forma cuando se disuelve jabón líquido para trastes en agua? ¿Y si es jabón en polvo?

2. Lee el texto y responde. Al terminar, compara tus respuestas con las del resto del grupo y corrige lo que consideres necesario.

Medición en cocinas mexicanas y de Estados Unidos de América

Muchos libros de recetas e instrumentos de medición de masa, volumen, presión o temperatura que se usan en cocina, están graduados en unidades como libras (1 kg = 2.2 lb), onzas (1 g = 0.035 oz), grados Fahrenheit (°F) o galones (1 gal = 3.79 L), que pertenecen al sistema inglés. Aunque este sistema ya no es aceptado para reportes de artículos científicos internacionales, sigue siendo de uso común principalmente en los Estados Unidos de América.



Si un cocinero mexicano estuviera siguiendo una receta estadounidense es probable que se topara con medidas como las enlistadas abajo.

- Resuelve y responde en tu cuaderno:
 - a) 5 libras de carne. ¿Cuántos kg son?
 - b) 30 galones de leche. ¿Cuántos m³ son? ¿Y cuántos litros?
 - c) 20 onzas de leche en polvo. ¿A cuántos gramos equivale?
 - d) 18 libras de arroz. ¿Cuántos gramos son?
 - e) 9 onzas de queso. ¿Cuántos gramos son?

3. Analiza el funcionamiento de una olla exprés y responde en tu cuaderno.

La olla exprés

Una forma de ahorrar tiempo y gastar menos energía al cocinar los alimentos es emplear la olla de presión u olla exprés, que cierra herméticamente y no permite la salida de la mayor parte del vapor producto de la ebullición del agua salvo por medio de una válvula reguladora.

La tapa de esta olla permite que se acumule el vapor en su interior, por lo que la presión interna aumenta. De esta forma, la temperatura de ebullición del agua aumenta y, en consecuencia, el calor interno se incrementa sin que hierva el agua.

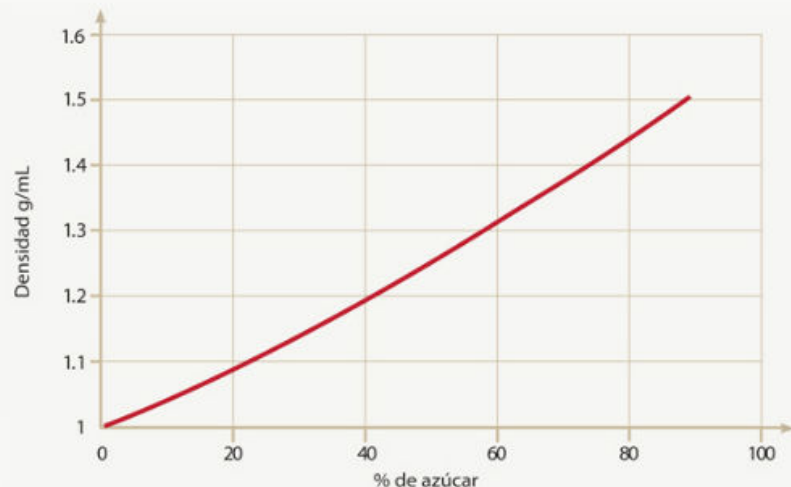
- ¿Por qué la olla exprés permite una cocción más rápida de los alimentos que una olla normal?
- ¿Qué consecuencias para el consumo de combustible conlleva el uso de este tipo de ollas?

4. Lee el texto y observa la gráfica. Después, responde en tu cuaderno.

Densidad de las disoluciones de azúcar

Las disoluciones de sacarosa son la base de jarabes y almíbares muy empleados en la cocina. Una disolución típica de almibar se puede preparar con cuatro tazas de azúcar (200 g por cada taza) y cinco tazas de agua (226 g por cada taza). Al revolverla bien, esta mezcla ocupa un volumen de 1.6 L.

La densidad de disoluciones de sacarosa



- ¿Qué masa total tiene la disolución?
- ¿Cuál es su densidad?
- Utilizando la gráfica, ¿cómo conocerías la concentración a la que corresponde la mezcla?
- Calcula la concentración en % en masa y compárala con la estimación de la gráfica.

5. Lee y resuelve en tu cuaderno.

Densidad de las disoluciones de azúcar



En la industria de los alimentos, además del almibar, se fabrican muchas mezclas que sirven para conservar, para resaltar el sabor o incluso para aportar nuevos sabores. Por ejemplo, la salmuera, que es agua con sal, viene en latas de verduras; la vinagreta, de aceite y vinagre para ensaladas; la mayonesa, hecha con aceite y jugo de limón estabilizados con yema de huevo, o la crema batida, que se hace con grasa de leche y agua que se agitan fuertemente para incorporarles burbujas de aire.

- Analiza cómo está hecha cada una de las mezclas del texto anterior y clasifícalas como disoluciones, suspensiones o coloides. Justifica tu respuesta.
- Si tuvieras que recuperar los componentes de una mezcla como la salmuera o la vinagreta, ¿a qué métodos recurrirías para lograrlo? ¿Por qué emplearías esos mecanismos?

6. Lee y resuelve en tu cuaderno.

Contaminación de la comida

La contaminación con microbios en la comida es muy peligrosa sobre todo en los restaurantes en los que con frecuencia se guardan alimentos de un día para otro. Es común que algunos pasteles y otros postres, si no están en refrigeración, puedan contaminarse con la bacteria *Staphylococcus aureus* que después de unas horas de estar en un ambiente cálido o tibio produce una toxina muy venenosa que ha sido la responsable de fuertes intoxicaciones y hasta la muerte de muchas personas. La dosis letal DL_{50} de la toxina de este microbio para el ser humano es de 0.0003 mg/kg.

- Si una rebanada de pastel de aproximadamente 300 g tiene una cantidad de toxina de *Staphylococcus aureus* de 4 mg, ¿cómo expresarías su concentración en % en masa? ¿Y en ppm? ¿Cuánta gente de 50 kg podría alcanzar la DL_{50} si ingirieran parte de esa rebanada?

Contaminantes de las cocinas

En los restaurantes, sobre todo en los grandes, varias estufas y hornos trabajan a la vez. Pueden ser eléctricos, pero lo más común es que funcionen con combustible, principalmente gas. Esto hace que se requiera de buena ventilación o del uso de extractores para que el ambiente de la cocina no se haga peligroso. Sin embargo, no basta con "limpiar" el ambiente interior del restaurante, también es importante que el establecimiento tenga un sistema de filtros para que no emita contaminantes al aire exterior, pues estas emisiones son monitoreadas comúnmente por las autoridades que controlan el ambiente.

En una prueba para detectar contaminantes en la emisión de los extractores se permite que el aire emitido tenga como máximo las siguientes concentraciones de contaminantes:

CO (monóxido de carbono)	11 ppm
SO ₂ (dióxido de azufre)	0.15 ppm
Partículas suspendidas	250 µg/m ³

- En un restaurante, se revisó durante cinco minutos el aire que emana del extractor que es capaz de filtrar 720 m³ por hora y se detectaron en ese volumen: 700 ml de CO, 8 ml de SO₂ y 6 mg de partículas suspendidas.
- ¿Cómo sabes si el aparato filtrador está funcionando adecuadamente para emitir aire dentro de la norma establecida?

Las propiedades de los materiales y su clasificación química

Bloque 2

En los últimos siglos se han desarrollado criterios para clasificar los materiales más allá de su estado físico o su pureza y se han generado modelos que proponen explicaciones de cómo está hecho todo, mucho más a fondo de lo que podemos apreciar. ¡Te sorprenderás de lo maravillosa que es la Naturaleza y la capacidad de comprensión del ser humano con todo lo que vamos a estudiar en este bloque!

Aprendizajes esperados

- Establece criterios para clasificar materiales cotidianos en mezclas, compuestos y elementos considerando su composición y pureza.
- Representa y diferencia mezclas, compuestos y elementos con base en el modelo corpuscular.
- Identifica 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.
- Representa el enlace químico mediante los electrones de valencia a partir de la estructura de Lewis.
- Representa mediante la simbología química elementos, moléculas, átomos, iones (aniones y cationes).
- Identifica algunas propiedades de los metales (maleabilidad, ductilidad, brillo, conductividad térmica y eléctrica) y las relaciona con diferentes aplicaciones tecnológicas.
- Identifica en su comunidad aquellos productos elaborados con diferentes metales (cobre, aluminio, plomo, hierro), con el fin de tomar decisiones para promover su rechazo, reducción, reúso y reciclado.
- Identifica 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.
- Identifica 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.
- Argumenta la importancia y los mecanismos de la comunicación de ideas y productos de la ciencia como una forma de socializar el conocimiento.
- Identifica la información de la tabla periódica, analiza sus regularidades y su importancia en la organización de los elementos químicos.
- Identifica que los átomos de los diferentes elementos se caracterizan por el número de protones que los forman.
- Relaciona la abundancia de elementos (C, H, O, N, P, S) con su importancia para los seres vivos.
- Identifica las partículas e interacciones electrostáticas que mantienen unidos a los átomos.
- Explica las características de los enlaces químicos a partir del modelo de compartición (covalente) y de transferencia de electrones (iónico).
- Identifica que las propiedades de los materiales se explican a través de su estructura (atómica, molecular).
- A partir de situaciones problemáticas, plantea preguntas, actividades a desarrollar y recursos necesarios, considerando los contenidos estudiados en el bloque.
- Plantea estrategias con el fin de dar seguimiento a su proyecto, reorientando su plan en caso de ser necesario.
- Argumenta y comunica, por diversos medios, algunas alternativas para evitar los impactos en la salud o el ambiente de algunos contaminantes.
- Explica y evalúa la importancia de los elementos en la salud y el ambiente.

Todos los materiales que se aprecian en la figura, a pesar de las aparentes diferencias, tienen en común la presencia de átomos de cobre.



Clasificación de los materiales

Mezclas y sustancias puras: compuestos y elementos

A Miguel le gusta ver los programas de ciencia que presentan en la televisión, el más reciente hablaba del agua de mar, mezcla en la que hay disueltas muchísimas sustancias. Le asombró conocer la gran cantidad de sales que se obtienen cuando el agua se evapora. Pero más le sorprendió que una sal que se obtiene se llama cloruro de sodio y se emplea para muchas cosas más que para resaltar el sabor de la comida.

Entre los usos que tiene, está procesarla químicamente mediante la aplicación de electricidad para obtener el sodio. Este es un metal brillante que puede cortarse con cuchillo y que debe conservarse en ciertos disolventes pues reacciona violentamente con el aire y el agua. Con este metal se obtiene también el cloro, un gas amarillo muy venenoso. Si todo eso se puede sacar de la sal, ¿cómo es que Miguel no se envenena cuando la añade a sus platillos favoritos?

- ¿Qué propiedades analizarían para clasificar a los materiales que los rodean?
- ¿Qué diferencias y similitudes hay entre solo mezclar dos materiales y reunirlos para formar un compuesto químico diferente?
- ¿Con qué modelos o mecanismos de representación podemos indicar si un material determinado es un elemento, un compuesto o una mezcla?

Un camino para buscar explicaciones sobre la materia



Fig. 2.1. Desde la antigua Grecia surgieron los primeros intentos de dar explicaciones a la estructura de la materia.

En lo que va del curso hemos trabajado a fondo con varias propiedades de la materia que podemos apreciar y medir. Además, el curso pasado ya estudiamos a los átomos y ahora los abordaremos desde la perspectiva de la química (fig. 2.1).

Cualquier modelo de explicación que se ideó para abordar la estructura interna de la materia, tiene que justificar por qué vemos lo que vemos y por qué ocurren los fenómenos a cualquier nivel; por tanto, una idea o representación que explique todo lo que sucede no puede ser muy simple.

El complejo modelo con el que hoy se representan los átomos es el resultado de la evolución de varios otros que empezaron a aparecer desde principios del siglo XIX. Como resultado de esta experiencia también se han podido ordenar y clasificar los materiales en forma más detallada. El ejemplo más representativo es la que se considera la herramienta más importante de los químicos: la tabla periódica, que también analizaremos en este bloque.

Así que prepárate para adentrarte en las ideas sobre las sustancias, su composición y su clasificación, lo que sin duda te facilitará la interpretación de muchos de los fenómenos de la Naturaleza y de la vida cotidiana.

De las mezclas a las sustancias

Observar el mar es una experiencia fascinante, no se distingue dónde termina el agua, se puede apreciar la curvatura del horizonte, se escucha el sonido del oleaje, la brisa nos refresca y, al atardecer o al amanecer, se pueden ver en el cielo combinaciones de color que pocas veces imaginaríamos.

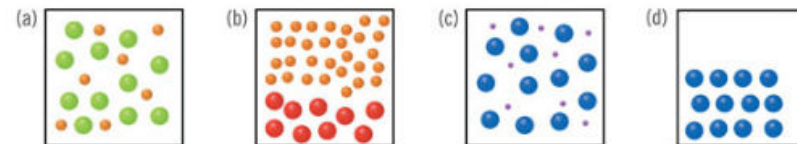
Por si fuera poco, podemos maravillarnos con la variedad de materiales que componen el paisaje marino: líquidos, sólidos, gases, materiales revueltos que forman todos los tipos de mezclas que ya conocen, como gases disueltos entre sí en el aire, arena suspendida en el agua, la espuma como un coloide que se forma por la agitación (fig. 2.2).

Después de lo estudiado en el bloque 1, vamos a entrar de lleno al mundo de la química, pues una vez que logramos aislar o purificar a un material de una mezcla, empieza un nuevo análisis que consiste en saber cómo está formado y qué tipo de cambios químicos pueden ocurrir con él.

Actividad

Para que recuerden un poco lo estudiado sobre mezclas, comenten las preguntas en equipo y respóndanlas en su cuaderno.

- Imaginen que van de vacaciones a la playa o si ya viven en la costa, supongan que van a la montaña o a un bosque. Piensen en los materiales de esos paisajes para que mencionen ejemplos de disoluciones, suspensiones y coloides, incluyan emulsiones. ¿Piensan que podrían encontrar entre esos ejemplos algún material puro, en el que no hubiera mezcla?
- Los esquemas de la figura de abajo representan una disolución, una suspensión, un coloide y un material puro. ¿Cuál es cada uno? ¿Por qué?
- ¿En qué estado podría estar el material puro de los esquemas? ¿Por qué?



El agua de mar es una disolución acuosa con muchos solutos. Entre ellos encontramos principalmente la sal común, el cloruro de sodio, pero también contiene otras sales; además hay oxígeno (O_2), bióxido de carbono (CO_2), y otros gases y materiales provenientes de los seres vivos y del suelo que llamamos compuestos orgánicos.

Aunque la mayoría de los océanos y mares están conectados, la concentración de los solutos y la **salinidad** no son idénticas en todas las regiones, pues el tipo de suelo, la cercanía a la costa, la temperatura y la profundidad, entre muchos otros factores, provocan variaciones.

Por ejemplo, el mar Muerto, entre Palestina y Jordania, es en realidad un lago de forma alargada con una superficie de 926 km². Su agua es tan salada que una persona flota en sus aguas sin esfuerzo. Los ojos arden por la luz que se refleja en la sal. Al salir del agua, es necesario lavarse con agua dulce para desprender la salmuera, o mezcla concentrada de agua y sal. Muchos objetos flotan sobre el agua, en vez de hundirse.



Fig. 2.2. Los seres vivos que habitan en el agua de mar consumen algunos solutos y aportan otros al agua con sus funciones vitales.

Glosario

salinidad. Cantidad total en gramos de las sustancias sólidas contenidas en un kilogramo de agua del mar. Se representa en partes por mil.



Fig. 2.3. Aunque en la caña es imposible ver los cristales de sacarosa o azúcar de mesa, esta sustancia se encuentra en la planta y le aporta el sabor dulce.

La elevada concentración salina del mar Muerto se debe al clima cálido y seco, que produce una intensa evaporación. Las sales aportadas por los ríos se han concentrado progresivamente y se calcula que se necesitaron más de treinta mil años para acumular tal cantidad. El agua está tan cargada de sales, sobre todo de cloruro de magnesio ($MgCl_2$) que un litro de la zona superficial contiene alrededor de 275 gramos, casi diez veces más que el agua de los océanos.

Actividad

En equipo recuerden las propiedades de las disoluciones y respondan. Luego comparen las respuestas con el resto del grupo.

- ¿Es el agua de mar una mezcla homogénea o heterogénea? ¿Por qué?
- ¿Es el agua de los océanos una disolución saturada con respecto al cloruro de sodio? ¿Y el agua del mar Muerto? Consulten la tabla de solubilidad de la página 40 para que puedan hacer la comparación correcta.
- ¿Por qué es más fácil flotar en el mar Muerto que en el agua de una alberca?
- La cantidad de oxígeno disuelto en el agua de mar oscila entre 1.0 ml/L y 8.5 ml/L. ¿A qué concentración en porcentaje en volumen corresponden estos valores?
- ¿Qué métodos de separación podrías utilizar para separar los componentes del agua del mar? ¿Por qué?

Al aplicar distintos métodos de separación al agua de mar o cualquier otra mezcla buscamos aislar sus componentes y obtener materiales puros, es decir, que no estén reunidos con otros (fig. 2.3). A cada uno de estos materiales que podemos purificar le llamamos **sustancia**.

En ocasiones es difícil distinguir si un material es una mezcla homogénea o una sustancia pura. Una clave para establecer la diferencia radica en las propiedades físicas, pues en las sustancias los valores de temperatura de fusión y ebullición, la densidad y otras propiedades cuantitativas están perfectamente definidos, mientras que en las mezclas estas características adquieren valores variables que dependen de las proporciones de los componentes.

Un ejemplo es el agua con sal, que no se distingue a simple vista del agua pura; su densidad es mayor a 1 g/ml, hierve a más de 100 °C al nivel del mar y se funde o congela a una temperatura menor de 0 °C, que son los valores constantes para el agua pura.

En la actualidad se conocen millones de sustancias que pueden clasificarse o agruparse según sus características. La principal clasificación contempla cómo se transforman químicamente, es decir, qué tipo de reacciones químicas pueden realizar. Con este criterio se definen dos tipos de sustancias (fig. 2.4):

- **Elementos:** sustancias que no se pueden descomponer en otras más simples por ningún método químico.
- **Compuestos:** sustancias que pueden transformarse o descomponerse en otras más sencillas, es decir, se forman por la combinación química de elementos. Las propiedades del compuesto son totalmente diferentes a las de los elementos que los componen.

Elementos y compuestos: un poco de historia

La palabra *elemento*, en un contexto más amplio que el de la química, se refiere a cada uno de los componentes esenciales o individuales de un conjunto. Para la química, este significado no es diferente, pues representa las sustancias más simples que al combinarse químicamente forman a todos los compuestos.

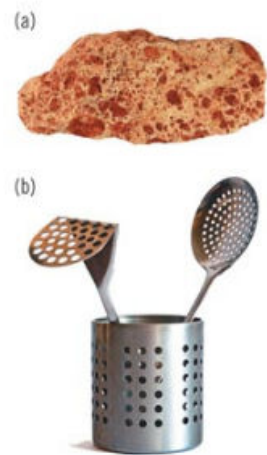


Fig. 2.4. Esta piedra del mineral llamado bauxita a) contiene compuestos de aluminio con oxígeno e hidrógeno y no se parece al aluminio puro b), que es un elemento.

Los elementos actuales se clasifican así con base en la experiencia acumulada por siglos, pero en la Antigüedad eran otros los materiales incluidos en esta definición. En la tabla 2.1 se presentan cronológicamente las diversas concepciones que se manejaron sobre la materia y su composición hasta el siglo XIX. Incluye a los personajes que las definieron y sus lugares de origen.

Tabla 2.1. Cronología de las concepciones sobre la materia

Siglos VII-VI a. de C. Grecia	Tales de Mileto (624-546)	El principio único para todo lo existente es el agua .
Siglo VI a. de C. Grecia	Anaximandro (611-546) y Anaxímenes (570-500)	Todo parte del aire y regresa al aire .
Siglos VI-V a. de C. Grecia	Heráclito de Éfeso (576-480)	El fuego es el principio primero del mundo.
	Anaxágoras (500-428)	Las cosas están formadas por mezclas de diferentes sustancias.
Siglos V-IV a. de C. Grecia	Empédocles (492-435)	Todo está formado por cuatro elementos, tierra, fuego, aire y agua , unidos por el amor y separados por el odio.
	Leucipo (450-370)	Los cuerpos visibles se forman de átomos o partículas elementales entre los cuales solo hay espacio vacío.
Siglos IV-III a. de C. Grecia	Demócrito (460-370)	Los átomos son partículas indivisibles.
	Epicuro de Samos (342-270)	La realidad está formada de dos elementos fundamentales, átomos y espacio entre ellos.
Siglo I a. de C. Roma	Aristóteles (384-322)	Las sustancias son todas las cosas que hay en el mundo, constituidas por materia, que nunca cambia. Sus ideas contrarias al atomismo y de apoyo a los cuatro elementos de Empédocles, perduraron hasta el siglo XVI.
		Lucrecio Caro (95 a 55)
Siglo XVII Inglaterra	Robert Boyle (1627-1691)	En su libro <i>El químico escéptico</i> incorporó la idea de átomo y planteó la idea moderna de elemento .
Siglo XVIII Francia	Antoine-Laurent de Lavoisier (1743-1794)	Demostró la ley de conservación de la masa y aclaró la diferencia entre elementos y compuestos.
Siglos XVIII-XIX Inglaterra	John Dalton (1766-1844)	Propuso el primer modelo de átomos con fundamento en investigaciones y cálculos.

Durante la Antigüedad y la Edad Media, los filósofos y alquimistas consideraron que había cuatro elementos (fig. 2.5), de los cuales se formaba todo lo demás: aire, agua, tierra y fuego, tal como los clasificó Empédocles (492-435 a. de C.), al reunir ideas de otros filósofos. Esta explicación se basaba solo en la observación y la imaginación pero no en la experimentación.

Sin embargo, durante los siglos que transcurrieron antes de que el científico irlandés Robert Boyle (1627-1691) presentara la idea moderna de elemento químico, los alquimistas habían descubierto y manejaban algunos de los materiales que hoy consideramos como elementos químicos.



Fig. 2.5. Los elementos de la Antigüedad son mezclas y compuestos según las concepciones actuales.

Tabla 2.2. Los símbolos otorgados a algunos elementos por Berzelius

Oro	Plata	Cobre	Hierro	Plomo	Mercurio	Arsénico	Azufre	Estaño	Antimonio
Au	Ag	Cu	Fe	Pb	Hg	As	S	Sn	Sb

Por ejemplo, en el año 100 a. C. ya se conocían el oro, la plata, el plomo, el estaño, el cobre, el mercurio, el hierro, el carbono y el azufre. Hacia 1600 ya se manejaban también el zinc, el antimonio, el bismuto y el arsénico, además de que en ese siglo se descubrieron el platino y el fósforo.

En la tabla 2.2 puedes ver los símbolos alquimistas introducidos por el sueco Jöns Jacob von Berzelius (1779-1848), en 1818, así como los que se usan en la actualidad.

Durante el siglo XVIII diversos investigadores trabajaron con diferentes reacciones químicas y poco a poco fueron descubriendo muchos de los elementos que hoy conocemos.

Lavoisier comprobó la existencia del oxígeno y le puso nombre, aunque su descubrimiento se atribuye a Joseph Priestley (1733-1804), quien lo identificó como un gas que se liberaba al calentar el polvo rojo de mercurio, que hoy sabemos que es el compuesto óxido de mercurio (II). Describió que al respirar ese gas se sentía "ligero y cómodo" y analizó cómo avivaba la llama de las combustiones, por lo que le llamó "aire desfogistizado".

Espacio tecnológico

Isaac Asimov fue el primer gran divulgador de ciencia y uno de sus fascinantes libros, *La búsqueda de los elementos*, narra cómo se descubrió cada uno. Puedes leerlo en:

www.librosmaravillosos.com/labusquedadeloselementos/pdf/La%20Busqueda%20de%20los%20Elementos%20-%20Isaac%20Asimov.pdf (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).

Henry Cavendish (1731-1810), excéntrico investigador inglés, descubrió el hidrógeno, en 1766, al hacer reaccionar polvo de hierro (Fe) con ácido clorhídrico (HCl); lo capturó y comprobó que era un gas muy ligero que ardía con una flama azul. Creyó que había aislado al flogisto.

En 1774, Karl Wilhelm Scheele (1742-1782) descubrió el cloro al tratar un mineral llamado pirolusita con ácido clorhídrico (HCl). Dedicó toda su vida a la ciencia y se sabe que preparó oxígeno, nitrógeno, manganeso, tungsteno y molibdeno antes que sus "descubridores oficiales", pero su editor tardó mucho tiempo en publicar sus investigaciones.

En 1783, los españoles Juan José y Fausto de Elhúyar, (1754-1796) y (1755-1833) respectivamente, encontraron el único elemento que tiene dos nombres: tungsteno ("piedra pesada" en sueco) asignado por Scheele. También se le conoce como wolframio (W), por Peter Woulfe, que supuso su existencia. Con él se hacen los filamentos de los focos incandescentes.

El descubrimiento de un elemento más está ligado a la historia de México, pues nuestro país desarrolló una importante escuela de investigación química durante el siglo XVII debido a la necesidad de explotar los minerales y extraer los metales, que eran parte importante de la riqueza de la Nueva España. Con la actividad de la página siguiente podrán saber un poco más al respecto.

Actividad

Lean y realicen en grupo las actividades.

Por un decreto de 1828 en el que se ordenaba la expulsión de los españoles radicados en México, y por cuestiones de trabajo, Andrés Manuel del Río (fig. 2.6) se encontraba en Estados Unidos de América. Su disgusto por el clima que permeaba donde vivía aumentó considerablemente al recibir una carta de Alemania, con la que una cascada de recuerdos invadió su mente: en 1802 había descubierto un nuevo metal, al que había llamado eritronio por el brillante color rojizo que adquirirían algunas de sus sales al ponerlas al fuego.

Tras analizar muchas de sus propiedades, envió un informe al químico español Antonio Cabanilles, quien lo publicó en los Anales de Ciencias Naturales de Madrid. En abril de 1803, cuando Alexander von Humboldt visitó la Nueva España, insistió en que el señor Del Río mandara su artículo a Francia para que se publicara en los Anales de Historia Natural de París y en los Anales de Gilbert. La información fue conocida por el químico francés Collet-Descotils, quien la descalificó diciendo que el material analizado no era un nuevo elemento, sino que se trataba de cromo impuro. Pese a la defensa que hizo Del Río, la influencia del francés resultó más poderosa y el descubrimiento se perdió en el olvido.

Treinta años después, recibió la carta del científico alemán Wöhler, en la que le informaba que el elemento había sido redescubierto por el químico sueco Sefström, quien lo había llamado vanadio en honor a la diosa noruega Vanadis. Pese a que Wöhler reconocía su trabajo, Del Río sintió rabia por la descalificación de la que había sido objeto. Sus amigos le animaban diciendo que por fin se reconocería su descubrimiento, pues las circunstancias ya eran diferentes: México ya era un país independiente y no una colonia española, y la información ya estaba circulando. Albergó alguna esperanza, pero en aquel momento ya todos llamaban vanadio a "su eritronio" (fig. 2.7).

- Busquen en un diccionario las palabras que no comprendan.
- Revisen la tabla periódica de la página 116 y averigüen si en la actualidad el elemento se llama eritronio o vanadio.
- Comenten cómo influyeron las circunstancias geográficas, sociales e históricas en el descubrimiento narrado en el texto.

Actividad experimental Sinteticemos O₂, H₂ y H₂O

Propósito: Mediante dos cambios químicos generar los elementos hidrógeno (H₂) y oxígeno (O₂) para realizar una reacción química en la que el producto es agua (H₂O).

Material

- Soporte universal con anillo y tela de asbesto
- Pinzas para soporte
- Embudo de separación con tapón monohoradado
- Matraz Kitasato con manguera o jeringa grande con aguja
- Mechero, cerillos
- Bandeja grande con agua
- Botella grande de vidrio grueso con tapón de hule
- Polvo de zinc (Zn)
- Ácido clorhídrico (HCl) diluido 1:2, dos partes de agua y una de ácido
- Peróxido de hidrógeno (agua oxigenada comercial), (H₂O₂)
- Óxido de manganeso (IV) (MnO₂)



Fig. 2.6. Andrés Manuel del Río nació en Madrid en 1764. Llegó a México en 1794, donde murió en 1849.

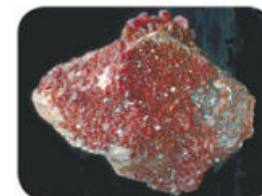


Fig. 2.7. El hermoso mineral llamado vanadinita contiene como componente principal un compuesto formado por plomo, oxígeno, vanadio y cloro.



Fig. 2.8. La botella de vidrio, o matraz, deberá estar llena de agua dentro de la bandeja antes de empezar las reacciones.



Desarrollo

- Su profesor montará un sistema como el que se ve en la figura 2.8. Colocará en el matraz aproximadamente 1 g de zinc y llenará el embudo con 30 ml de disolución de ácido clorhídrico o lo inyectará con la jeringa por medio del tapón.
- Cuando el profesor abra la llave del embudo, se generará un gas, hidrógeno (H_2), que recorrerá la manguera para llegar a la botella y desplazar el agua de su interior.
- Cuando la botella se haya llenado del primer gas hasta 2/3 partes de su volumen, retiren la manguera y tápenla sin sacarla del agua.
- El profesor cambiará el sistema para repetir el proceso pero ahora colocará óxido de manganeso (IV) en el matraz y agua oxigenada en el embudo.

- La reacción que se generará en este segundo caso producirá oxígeno (O_2), que se recolectará en la misma botella en la que se capturó el hidrógeno, hasta que quede llena de la mezcla de gases.
- Para hacer reaccionar el hidrógeno y el oxígeno hace falta que un estudiante tome la botella envuelta en un trapo y la sujete como se ve en la figura 2.9.
- Cuando estén listos, el profesor encenderá un cerillo.
- Otro estudiante retirará el tapón y el profesor acercará el cerillo a la boca de la botella con mucho cuidado.
- Observen atentamente lo que ocurre y describanlo en su cuaderno.

No desechen los restos de las reacciones. Su profesor recuperará por filtración el MnO_2 y lo enjuagará para diluir y eliminar lo que quede de H_2O_2 . Si la disolución resultante de disolver Zn con HCl aún está ácida, la neutralizará con bicarbonato de sodio antes de eliminarla por arrastre con agua.

Conclusiones

En equipo discutan estas preguntas con base en lo observado y anoten las respuestas del equipo en su cuaderno.

- Los elementos oxígeno e hidrógeno producidos y capturados en la botella, ¿qué formaban entre ellos antes de abrirla, un compuesto o una mezcla? ¿Por qué?
- ¿Qué diferencias hay entre el agua (H_2O) y una mezcla de oxígeno e hidrógeno gaseosos?
- El proceso químico generado al abrir la botella y acercar el cerillo sirvió para formar agua, que es un compuesto. ¿En qué estado físico se formó? ¿Por qué?



Fig. 2.9. Es importante que nadie se pare enfrente de la botella al realizar la reacción final.

Es probable que con el apartado "Actividad experimental" se hayan dado cuenta de que una mezcla de dos elementos, como el hidrógeno y el oxígeno, no necesariamente forma un compuesto. Se requiere un cambio entre ellos que los transforme en un material diferente con propiedades distintas a las de los elementos originales, un cambio químico como el que ocurrió cuando acercaron el cerillo.

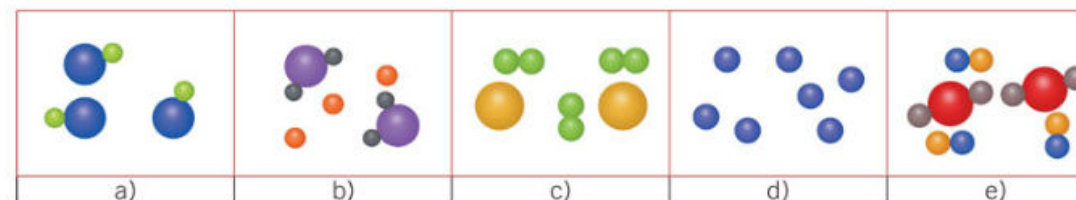
En la tabla 2.3 se presentan las diferencias entre los compuestos y las mezclas. También es muy probable que ya sean capaces de describir algunas de estas.

Tabla 2.3. Diferencias entre mezclas y compuestos

Mezclas	Compuestos
Reunión de sustancias, ya sean elementos o compuestos.	Sustancia única formada por la unión química de dos o más elementos.
Los componentes se pueden reunir en diferentes proporciones.	Los elementos que forman al compuesto siempre se reúnen en la misma proporción.
Los componentes mantienen sus propiedades; la mezcla presenta algunas características específicas que varían al cambiar la proporción de componentes.	El compuesto tiene propiedades específicas bien definidas y muy diferentes de las de los elementos que lo forman.
Separar componentes de mezclas implica métodos de separación o cambios físicos.	Para separar los elementos que forman el compuesto se requiere de cambios químicos.

Actividad

1. De forma individual analicen los esquemas que corresponden a elementos, compuestos o mezclas representados con el modelo cinético corpuscular. Escriban en los paréntesis la letra de la figura que corresponde.



- () Elemento () Compuesto () Mezcla de elementos
 () Mezcla de compuestos () Mezcla de un elemento y un compuesto

2. Clasifiquen los materiales de la lista en elementos, compuestos o mezclas.

- Ensalada
- Plata
- Acero
- Aire
- Sacarosa o azúcar común
- Leche
- Calcio
- Madera
- Limonada
- Plomo
- Bicarbonato de sodio
- Limadura de hierro
- Acetona
- Sal

Compartamos lo aprendido

En equipo elaboren un mapa conceptual que contenga los términos que aparecen abajo y en el que incluyan esquemas del modelo cinético molecular y ejemplos. Preséntelo al grupo y seleccionen el que muestre la información de manera más clara para que lo expongan en el periódico mural de la escuela.

- Propiedades variables
- Composición definida
- Sal
- Mezcla
- Sustancia
- Cobre
- Compuesto
- Elemento
- Método de separación
- Aleación metálica
- Material
- Cambio químico
- Propiedades definidas
- Óxido de hierro
- Composición variable

Para realizar una coevaluación, en equipo respondan las preguntas del inicio de la secuencia y verifiquen su avance con el estudio de estas páginas. Pueden revisar las páginas 69-71.

Estructura de los materiales

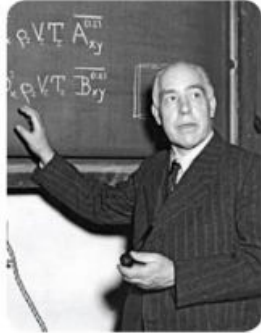


Fig. 2.10. Niels Bohr (1885-1962) incorporó las ideas de la mecánica cuántica al estudio de los átomos.

Modelo atómico de Bohr

Cecilia y Emilio encontraron en la biblioteca el libro *Niels Bohr, científico, filósofo, humanista*, de Leopoldo García-Colín, Marcos Mazari y Marcos Moshinsky, de la serie La Ciencia para todos, que edita el Fondo de Cultura Económica. Al hojearlo, se sorprendieron de todos los aportes que este científico sueco hizo al conocimiento de la física y la química, sobre todo en lo que se refiere a las ideas acerca de los átomos; también supieron que participó en el desarrollo de la bomba atómica (fig. 2.10).

Las sorpresas aumentaron al darse cuenta de cómo el ingenio, la búsqueda, la observación, la imaginación y el conocimiento de un investigador como Bohr, le llevaron a idear un elaborado modelo sobre la composición de la materia que empezó a explicar muchas propiedades de las sustancias y las transformaciones químicas. Así que Cecilia y Emilio se alegraron de que ahora sí podrán conocer aún más acerca de lo que ocurre en lo más profundo de la materia.

- ¿Cómo consideran que han evolucionado las ideas sobre la composición de la materia a lo largo de la historia?
- ¿Qué características del modelo atómico propuesto por Bohr conocen?
- ¿Cómo explicarían fenómenos como la emisión de luz de un elemento al calentarlo empleando las ideas de Bohr?

Las ideas sobre los átomos

La química estudia la composición de la materia y sus transformaciones, y aunque hoy se identifica como una ciencia aparte, no puede desligarse de las demás, particularmente de la física.

Los temas que hemos analizado hasta ahora han estado relacionados con las propiedades físicas de los materiales, indispensables para adentrarnos en el aprendizaje de las características más íntimas de las cosas y comprender cómo abordar el estudio de las reacciones químicas.

Ahora seguiremos con el **átomo**. En el curso pasado se explicó que, aunque no podemos ver los átomos ya que son extremadamente pequeños, la idea de su existencia surgió en la Grecia Antigua. También se expuso que desde hace dos siglos se han desarrollado modelos basados en el análisis, la observación y las predicciones científicas para describirlos, para lograr

que esa descripción concuerde con los fenómenos que se presentan en el Universo y que puedan darles explicación.

Comenzaremos recordando esas ideas, que ya estudiaron, para darle sustento a los conceptos que desarrolló Niels Bohr y a su modelo.

Espacio tecnológico

Aprovechen la variedad de publicaciones que se pueden encontrar en Internet y consulten información sobre la vida y obra de Niels Bohr, cuyo modelo atómico analizaremos ahora.

A continuación se les ofrece una opción, pero seguramente encontrarán muchas más: 100ciaquimica.net/biograf/cientif/B/bohr.htm (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).

Tomen algunas notas en su cuaderno y coméntenlas en clase.

Los átomos en la historia

En la tabla 2.4 encontrarán información sobre los modelos atómicos que precedieron al trabajo de Niels Bohr, para que recuerden lo estudiado en Ciencias 2 y realicen, en equipo, la actividad sugerida al final de la página.

Tabla 2.4 Historia del modelo atómico		
Año y modelo	Descripción y logros	Esquema
1808 Modelo de John Dalton (1766-1844)	Tras realizar muchas reacciones químicas y medir la masa de las sustancias que participaban en ellas, se dio cuenta de que podía explicarlas si suponía que existían átomos esféricos indivisibles , con una masa bien definida para cada elemento. Con ello empezó a calcular el dato que conocemos como masa relativa de cada uno y pudo predecir las proporciones necesarias para que no sobrara ni faltara nada en los cambios químicos.	
1904 Modelo de Joseph John Thomson (1856-1940)	Thomson descubrió los electrones mediante el análisis de los rayos catódicos que se generaban en el tubo que William Crookes había diseñado para estudiar la corriente eléctrica. Dedujo que tenían carga eléctrica negativa y también masa , pues podían mover objetos al chocar contra ellos y se desviaban hacia el campo eléctrico positivo. Los incluyó en el átomo, que concibió como una esfera de cargas positivas con pequeños electrones que flotaban en ella y hacían una partícula neutra.	
1911 Modelo de Ernest Rutherford (1871-1937)	El descubrimiento de Henri Becquerel y Marie y Pierre Curie de la radiactividad, fenómeno en el que algunos elementos presentan una transmutación , llevó a Rutherford a diseñar experimentos como el de la lámina de oro bombardeada por partículas alfa. Sus resultados le hicieron concluir que el átomo contiene un pequeño núcleo de carga positiva y que los electrones, más pequeños aún, giran alrededor como si fuera un minúsculo sistema planetario.	

Actividad

En equipos de tres integrantes analicen las preguntas y respondan en su cuaderno. Al terminar comparen sus respuestas con las del resto del grupo.

- El modelo de Dalton todavía se emplea para hacer cálculos químicos. Por ejemplo, Dalton notó que el hidrógeno siempre reaccionaba con oxígeno en una proporción de 1 a 8 en masa para formar agua. Si tuvieran 24 g de oxígeno, ¿cuánto hidrógeno necesitarían y cuánta agua se formaría?
- En el modelo de Thomson, los electrones pueden salir y entrar en los átomos. ¿Cómo queda un átomo si pierde un electrón? ¿Y si lo gana?

Glosario

transmutación.

Conversión de un elemento en otro debido a la ruptura de su núcleo, con emisión de radiaciones alfa (α), beta (β) y gamma (γ).

El modelo atómico de Bohr



Fig. 2.11. Si acercas a una flama un poco de magnesio metálico, este emite una potente luz blanca que en otros tiempos se usó como flash de fotografía.

Cada uno de los modelos atómicos que recordamos en la tabla anterior aportó ideas y logros para consolidar el modelo actual, llamado "mecánico cuántico", que resulta muy complejo y que aún no está completamente terminado. Muchos investigadores en el mundo trabajan diariamente en cálculos y experimentos para lograr explicaciones más adecuadas y predicciones sobre el comportamiento de la materia, al mejorar y detallar ese modelo.

En este curso vamos a analizar y a emplear el modelo que sentó las bases para las ideas actuales, con él podemos explicar muchos fenómenos y comprender los principios de la estructura de la materia y la formación de los compuestos. El modelo de Niels Bohr, que tomó como base el de Rutherford, ya tenía un núcleo positivo y electrones alrededor, pero aún había muchas cosas que no podían explicarse con él (fig. 2.11). Entre esos fenómenos, está el que ilustraremos en el experimento.

Actividad experimental Los elementos y su emisión de luz

Propósito: Observar las luces que emiten algunos materiales al calentarse.

Materiales

- Mechero y vaso con agua
- Barra de grafito gruesa. Pueden obtenerla de un lápiz al quitar la madera con una navaja o conseguir puntillas gruesas de lapicero.
- Sales de diferentes elementos, como sulfato de cobre (II) (CuSO_4), sulfato de litio (Li_2SO_4), cloruro de sodio (NaCl), cloruro de potasio (KCl) y cloruro de hierro (III) (FeCl_3); se pueden incluir otras sales de sodio, litio o cobre.

Desarrollo

- Pidan a su profesor que les ayude a conseguir el material para esta actividad.
- Revisen en grupo y con su profesor las medidas de seguridad necesarias para realizar esta actividad.
- Preparen un mechero y un vaso con agua.
- Mojen la punta del grafito y acérquenla a los cristales de alguna de las sales para que se adhieran y pónganlos a la flama. Observen de qué color se ve el fuego (fig. 2.12).
- Enjuaguen muy bien el grafito y repitan con los demás compuestos.

Enjuaguen perfectamente los materiales empleados y recuperen el grafito, puede utilizarse en otras ocasiones.

Conclusiones

- Registren sus observaciones en su cuaderno.
- Respondan en grupo y con la guía del profesor:
 - ¿En qué se parecen las flamas de sales que comparten elementos?
 - ¿Podrían identificar la presencia de algún elemento en un compuesto con este fenómeno? ¿Por qué?
 - Si han visto fuegos artificiales, ¿qué tiene que ver su funcionamiento con el fenómeno que observaron?

Si alguna vez han visto una varilla de hierro cuando se pone en el fuego, sabrán que a altas temperaturas, antes de fundirse, se pone "al rojo vivo". Algo similar ocurre en los focos tradicionales, cuyo filamento emite luz cuando se calienta debido a la corriente eléctrica. Cada elemento, cuando se calienta, emite una luz que es el resultado de la combinación de diferentes colores, pero siempre es la misma para un elemento dado.

En 1913, Niels Bohr, tras analizar la energía, la longitud de onda y la frecuencia de las diferentes ondas de luz que emitía cada elemento, concluyó que los electrones en el átomo no podían estar en cualquier lugar, como en el modelo de Rutherford, sino que se movían en regiones en las que tenían un valor determinado de energía.

Bohr imaginó a los átomos como un sistema solar, en el que cada órbita representaba un nivel o valor de energía y podían tener un número determinado de electrones. Cuando un átomo se calienta, sus electrones "brincan" a un nivel de energía mayor, pero posteriormente regresan a su capa habitual. El primer salto absorbe energía; el retorno a la región original libera esa energía en forma de luz, como la que podemos ver en el foco, en la varilla al rojo vivo o en las flamas emitidas por las sales en el apartado "Actividad experimental" anterior (fig. 2.13).

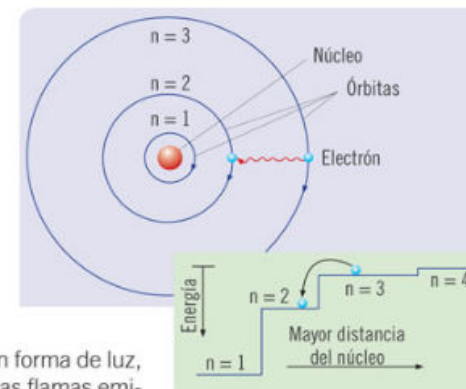


Fig. 2.13. Las órbitas de Bohr se representan con la letra n y cuanto más alejadas están del núcleo son zonas de mayor energía; al regresar de la órbita $n=3$ a la $n=2$ el electrón emite luz de la energía correspondiente a la diferencia.

Si la luz que irradia la varilla de hierro se hace pasar por un prisma como los utilizados para ver el arcoíris a partir de la luz blanca, esta luz también se descompone pero no genera todos los colores del arcoíris, sino solo líneas de algunos de estos (fig. 2.14). La fotografía de esa emisión se conoce como **espectro de emisión** y lo interesante de este fenómeno es que cada elemento genera siempre el mismo espectro, diferente al de los demás, por lo que esas líneas de luz son equivalentes a una huella digital para cada uno.

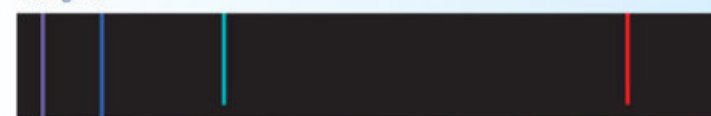
Lo sorprendente del avance que Bohr logró en la caracterización de los átomos fue que no solo sirvió para explicar el fenómeno de emisión de la luz, sino que ayudó a entender cómo, por qué y en qué proporciones los elementos se combinan con otros para formar compuestos.

El modelo de Bohr está formado por un núcleo que contiene a los protones, de carga positiva, y a los neutrones, de masa casi idéntica, pero sin carga, mientras que los electrones se encuentran alrededor en órbitas. En la tabla 2.5 pueden ver las propiedades de carga y masa de estas partículas. La masa se reporta en unidades de masa atómica (uma) diseñadas a partir de los cálculos de masa relativa que comenzó Dalton, al tomar como unidad el elemento de menor masa, el hidrógeno, que solo tiene un protón y un electrón.

Tabla 2.5. Propiedades de las partículas atómicas

Partícula	Símbolo	Carga eléctrica	Masa relativa en uma
Protón (Núcleo)	p^+	Positiva (+1)	$1.00728 \approx 1$
Neutrón (Núcleo)	n^0	Neutra (0)	$1.00867 \approx 1$
Electrón	e^-	Negativa (-1)	$1/1840 = 0.000549$

Hidrógeno



Hierro



Fig. 2.14. Bohr basó sus cálculos sobre la energía de los electrones en el análisis del espectro de emisión del hidrógeno.

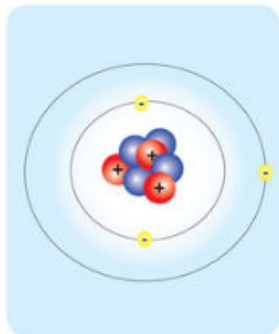


Fig. 2.15. El litio (Li), es un metal cuyos átomos están formados de tres protones y cuatro neutrones en el núcleo con tres electrones en sus órbitas.

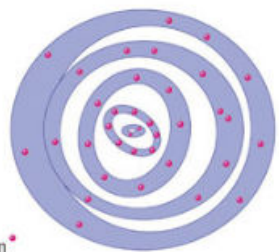


Fig. 2.16. El kriptón es estable por tener ocho electrones en su última órbita, también llamada capa de valencia.

Los átomos de los elementos son neutros en carga eléctrica, esto significa que tienen el mismo número de protones en el núcleo que de electrones en las órbitas o niveles de energía. Cada elemento se distingue de los demás no solo por sus propiedades físicas y los compuestos que produce, sino también por las partículas que lo conforman, que dan origen a estas definiciones, las más importantes en el estudio de la materia:

Número atómico, (Z): es el número de protones de un elemento, es el dato principal que lo caracteriza. En la tabla periódica de la página 116 pueden ver el número atómico de cada elemento, empieza con el hidrógeno (H) $Z=1$, sigue el helio (He) $Z=2$, el litio (Li) $Z=3$, etcétera (fig. 2.15).

Número de masa, (A): es la suma de protones y neutrones del núcleo, el total de partículas que lo conforman.

Masa atómica, (M. A.): cada protón y cada neutrón tienen una masa prácticamente de una unidad de masa atómica (1 uma). Algunos átomos de un solo elemento tienen variación en su número de neutrones. Estos átomos del mismo elemento se llaman isótopos, y la masa reportada en una para cada elemento, corresponde al promedio de las masas de sus isótopos. También pueden consultar la masa atómica de cada elemento en la tabla periódica.

La característica principal del modelo de Bohr es que en cada órbita caben como máximo un número determinado de electrones y cuando una órbita se llena o contiene ocho electrones, el átomo es estable, mientras que los elementos que tienen órbitas incompletas, buscan ceder, ganar o compartir electrones con otros átomos para tratar de que su última órbita ocupada esté completa. Este intercambio de electrones da origen a los **enlaces químicos**.

Bohr asignó una letra a cada uno de los siete niveles u órbitas que calculó, un número máximo de electrones, como pueden ver en la tabla 2.6 para las cuatro primeras:

Tabla 2.6. Órbitas del átomo		
Órbita o nivel energético	Letra asignada	Número máximo de electrones
$n=1$	K	2
$n=2$	L	8
$n=3$	M	18
$n=4$	N	32

Los modelos que se emplean ahora tienen los mismos fundamentos que el de Bohr pero se han detallado más los cálculos, los niveles se subdividen. En la figura 2.16 pueden ver el modelo del kriptón, un gas noble de número atómico 36, que no reacciona casi con nada por tener su última órbita llena. Ahora trabajarán con los elementos de menor número atómico, que se explican con el modelo de Bohr.

Actividad

De forma individual analicen y respondan en su cuaderno.

- El helio (He), el neón (Ne) y el argón (Ar) son elementos del grupo de los gases nobles. Busquen su número atómico en la tabla periódica y ordenen sus electrones de acuerdo con el modelo de la figura 2.16. ¿En qué se parecen entre sí? ¿Por qué no reaccionan según el modelo de Bohr?
- Observen la figura 2.15 y describan qué número atómico y qué masa atómica tiene. ¿Por qué ese elemento siempre reacciona perdiendo o cediendo un electrón?

Para hacer el reparto de electrones en cada átomo, debemos seguir ciertas reglas como estas:

- El átomo de un elemento tiene el mismo número de electrones que los protones que hay en su núcleo, indicados por su número atómico (Z).
- Para acomodar los electrones se empieza llenando primero las órbitas o capas de menor nivel de energía. Cuando se completa el número máximo en ese nivel, se pasa al siguiente y así sucesivamente.
- La última órbita que tenga electrones se llama **capa de valencia** y determina cómo se va a comportar dicho átomo en los cambios químicos. Si está completa, el átomo es estable.
- Durante los cambios o reacciones químicas, los átomos pueden ceder electrones si tienen pocos en su órbita de valencia, también pueden ganarlos si les faltan algunos, o compartirlos con otros átomos para que su acomodo o configuración electrónica se parezca a la de los elementos estables con niveles llenos.

El reparto de los electrones en las capas de valencia determina la estructura de los materiales. Por ejemplo, los átomos de gases nobles con sus órbitas completas no se unen a otros y eso hace que físicamente sean gases. Otros elementos, como el hidrógeno, el oxígeno o el flúor, están a punto de completar sus órbitas y se unen a otros átomos iguales para compartir y formar moléculas diatómicas que también son gases (fig. 2.17).

Otro ejemplo es el del carbono, que tiene $Z=6$ y $A=12$, es decir, tiene seis protones, seis neutrones y seis electrones. Al repartir los electrones, le quedan dos en la primera órbita y cuatro en la segunda, por lo que está exactamente a la mitad de llenarla. En este caso no hay una preferencia por cederlos o ganar otros y el carbono suele compartir electrones. Una de las formas en las que lo hace es con otros cuatro átomos iguales a él, que a su vez comparten con tres más y crean una red de muchísimos átomos, que a nivel macroscópico forma un diamante (fig. 2.18).

Cada elemento tiende a buscar cómo completar sus niveles de valencia al hacer diferentes tipos de enlaces. Esto tiene un reflejo en sus propiedades físicas. Del estudio de estos enlaces nos ocuparemos en la siguiente secuencia.

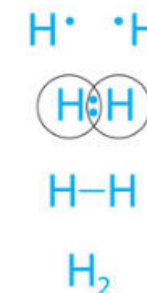
Compartamos lo aprendido

En equipos de cuatro integrantes, elaboren un cartel sobre uno de estos elementos: neón, sodio, oxígeno, nitrógeno, potasio, azufre, flúor, cloro, argón, aluminio, magnesio, calcio y carbono.

Incluyan estos aspectos:

- Nombre y símbolo
- Número atómico, que equivale al número de protones
- Número de masa, cuántos neutrones contiene el átomo o isótopo más común de ese elemento.
- Esquema de su reparto de electrones en las órbitas según el modelo de Bohr. Indiquen cuántos electrones de valencia tiene.
- Explicación sencilla del comportamiento químico que se esperaría de acuerdo con sus electrones de valencia, con frases como: "es estable y no reacciona", "tiende a ceder un electrón", "gana dos electrones", "tiende a compartir electrones".

Expongan sus carteles y déjenlos pegados en su salón ya que serán de gran ayuda para el trabajo del siguiente contenido.



Enlace covalente simple

Fig. 2.17. En este esquema, el punto al lado del símbolo del hidrógeno representa su electrón. La molécula de H_2 se forma con dos átomos que comparten su electrón, y simula que completa su órbita de valencia.

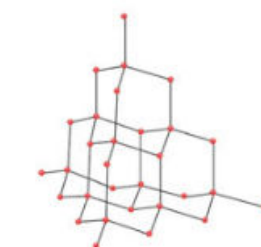


Fig. 2.18. Cada punto color de rosa representa un átomo de carbono y cada línea entre ellos es un par de electrones compartidos.



Fig. 2.19. La malaquita es un mineral de cobre que contiene también oxígeno, hidrógeno y carbono, empleado en joyería y en la obtención de pigmentos azul verdosos.

Enlace químico

A buscar explicaciones

A Patricio le encanta coleccionar piedras y cristales, y en una visita a un museo de geología le sorprendió que muchos de los minerales de los que se extrae cobre tuvieran color verde o azul verdoso y no la apariencia rosada brillante que había visto en los alambres y los objetos elaborados con ese metal.

También notó que en las fórmulas que mostraban la composición de esas piedras no aparecía solo el símbolo del cobre (Cu), sino que había otras letras más, como Fe de hierro, O de oxígeno, C de carbono, N de nitrógeno y S de azufre, esto indicaba que los átomos de cobre no estaban solos (fig. 2.19).

Ante esta observación, Patricio se preguntó cómo los átomos de cobre podían unirse con otros y cambiar de apariencia. Además, al analizar otras fórmulas y símbolos que indicaban la composición de los demás minerales, notó que había combinaciones de letras que se repetían y le pareció que estaba ante una especie de "lenguaje" organizado para identificar los diferentes materiales. Al ver tantas piedras y cristales de colorido increíble, decidió que era un buen momento para ampliar y organizar su colección y estudiar un poco de química, para que el placer de apreciarla fuera aún más grande.

- ¿Cómo consideran que se lleva a cabo la unión entre átomos, como los del cobre con otros elementos, para formar partículas más complejas de materiales con propiedades específicas?
- ¿Cómo emplearían el modelo de Bohr para tratar de explicar ese fenómeno?
- ¿Qué utilidad tendría un "lenguaje de la química" para identificar todos los materiales que hay en la Naturaleza y tantos más que se han producido gracias a la investigación?

La respuesta está en los electrones

Cuando a principios del siglo XIX John Dalton imaginó que la materia estaba formada por átomos indivisibles, con lo que lograba explicar muy bien los cálculos de masas en sus reacciones químicas, seguramente tuvo una duda, pues no podía esclarecer cómo dos "minúsculas canicas" de elementos diferentes lograban unirse y dar origen a otra sustancia con propiedades diferentes. Desde ese momento aparecieron las interpretaciones más inverosímiles: "átomos con manitas", "ganchos en las superficies de los átomos para engancharse con otros" o "algún pegamento especial".

La respuesta se esperó casi cien años y apareció de la mano del descubrimiento de J. J. Thomson y sus "rayos catódicos", llamados electrones. Gracias a que esas

partículas de carga negativa fueron introducidas en el modelo atómico, se comenzó a entender cómo pueden unirse los átomos.

Pero la explicación más amplia requirió también del modelo de Bohr y del trabajo de otros prestigiados investigadores, que desarrollaron modelos no solo para describir las uniones o enlaces químicos y sus diferentes variedades, sino también para crear un lenguaje de símbolos que sirvió para identificar las sustancias y facilitar su manejo y clasificación.

Gilbert Newton Lewis (1875-1946) fue un químico estadounidense que aportó muchas ideas en relación con las uniones o enlaces químicos. En 1923 presentó su libro *La valencia y la estructura de los átomos y las moléculas* (*Valence and the Structure of Atoms and Molecules*), que se considera un clásico y una de las mayores aportaciones a este tema.

El modelo que lleva el nombre de este investigador no es un modelo atómico, sino una forma de representación que se centra en los electrones de valencia que permanecen en la última órbita del modelo de Bohr, pues son los que determinan cómo puede reaccionar un átomo. Como pueden ver en la figura 2.20, para representar un elemento solo se escribe su símbolo y se rodea de puntos o marcas que corresponden a los electrones de valencia.

Lewis notó que, salvo los dos primeros elementos, el hidrógeno y el helio, que completan su capa de valencia con dos electrones, muchos de los siguientes elementos se estabilizan cuando tienen ocho electrones en la última capa ocupada. A este hecho se le conoce como **regla del octeto** y resulta de mucha utilidad para explicar cómo se forman muchos de los compuestos comunes.

El sodio, un metal que se oxida con muchísima facilidad, y el cloro, un gas venenoso por ser muy oxidante, constituyen dos elementos que no son estables y, si se juntan, reaccionan rápida y violentamente para formar la sal común, el cloruro de sodio.

Como muestra la fórmula de este compuesto, NaCl, por cada átomo de sodio reacciona uno de cloro, lo cual se explica aprovechando los electrones de valencia: el sodio tiene solo un electrón en su capa externa, en la que se logra estabilidad con ocho. Para conseguir esta estabilidad resulta mucho más sencillo perder un electrón que ganar siete, así que el átomo de sodio cede uno y queda más estable. Por su parte, el cloro tiene siete electrones de valencia y necesita uno para llenar esa órbita externa y ganar estabilidad; este electrón puede ser el que pierde el sodio (fig. 2.21).

Cuando se pierden o ganan electrones, los átomos dejan de ser neutros, pues quedan con las cargas desequilibradas. En este caso, el sodio pierde su electrón y queda con una carga positiva, es decir forma un **ion positivo** o **catión**, mientras que el cloro, al ganarlo, queda con una carga negativa y forma un **ion negativo** o **anión**. Las partículas de carga opuesta se atraen, así que estos iones permanecen juntos y además atraen a otros similares para formar un gran cristal, como pueden ver en la figura 2.21. A este tipo de unión química en la que se forman partículas con cargas diferentes que se atraen, se le llama modelo de **enlace iónico**.

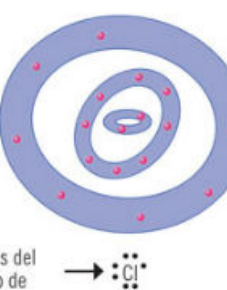
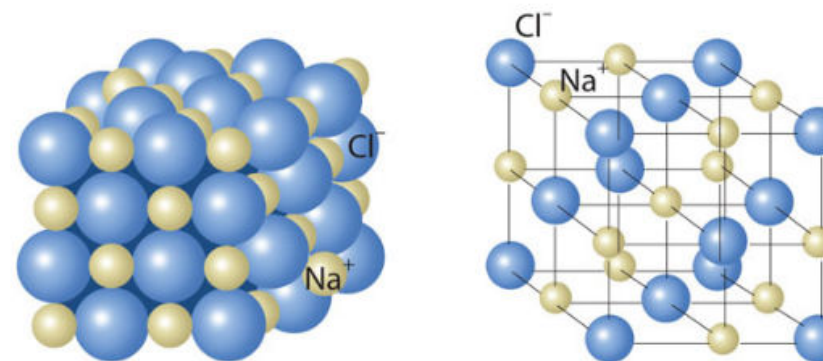


Fig. 2.20. El átomo de sodio, $Z = 11$, tiene solo un electrón en su última órbita, mientras que el cloro, $Z = 17$, tiene siete en la suya; solo estos electrones de valencia se representan en el modelo de Lewis.

Fig. 2.21. El cloruro de sodio es un compuesto muy estable y el acomodo de sus iones se refleja en la estructura macroscópica de la sal, que forma cristales de forma cúbica o de prisma rectangular.

¡Eureka!

El hombre prehistórico logró realizar muchas transformaciones químicas sin comprenderlas. Una de ellas cambió la historia: la obtención de **cobre** metálico a partir de minerales y debido a su reacción con el carbono acumulado en las fogatas donde cocinaban sus alimentos. Seguramente este fenómeno químico fue observado miles de veces antes de que se pudiera aprovechar.



Fig. 2.22. El cloro tiene siete electrones de valencia. El que le falta puede compartirlo con otro átomo igual y hacer un enlace covalente simple.

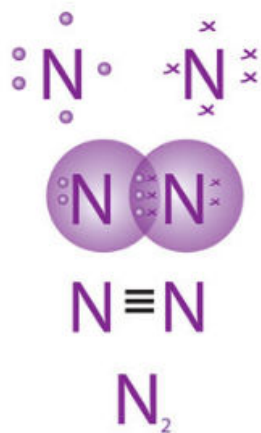


Fig. 2.23. Cada enlace covalente simple puede representarse con una raya entre los símbolos de los elementos y dos o tres rayas para los enlaces dobles y triples.

El modelo de enlace iónico no es la única forma de hacer que los átomos puedan alcanzar la estabilidad. Para ejemplificar el otro tipo de unión más común, podemos pensar en algunos de los elementos gaseosos que hay en el aire, como nitrógeno, oxígeno o hidrógeno, y otros como cloro o flúor. Todos ellos forman moléculas diatómicas, es decir, de dos átomos.

Con el modelo atómico de Bohr y el modelo de representación de Lewis, podemos encontrar una explicación para este fenómeno. Pueden ver y analizar la estructura de un ejemplo de átomos y moléculas de estos elementos en la figura 2.22, en la que les presentamos el caso del cloro.

Cuando estos elementos están puros, no tienen cerca otro átomo diferente que les aporte los electrones para completar su última capa. Pero para estabilizarse pueden también **compartir** electrones con otro átomo igual a ellos.

Un ejemplo es el hidrógeno, que tiene un solo electrón en una órbita en la que caben dos. Puede unirse a otro hidrógeno, de esta forma ambos comparten sus electrones y simulan que cada uno completa el que le falta. A este tipo de unión, que describió precisamente Lewis, se le conoce como modelo de **enlace covalente** y puede llevarse a cabo al compartir uno, dos o tres electrones.

En la figura 2.23 ejemplificamos el caso del nitrógeno, que al unirse con otro átomo de él mismo lo hace con un triple enlace covalente.

Los modelos de enlaces iónicos y covalentes son ejemplos de las formas en las que se pueden unir los átomos. La representación del modelo de Lewis ayuda a comprender y predecir cómo se llevan a cabo, al menos entre los elementos más sencillos y más comunes.

Entre los átomos de los metales también se pueden compartir electrones; a esa unión la llamamos **enlace metálico**, del cual se hablará posteriormente. Estas ideas de los enlaces se encuentran entre las más importantes de la química, por lo que en un contenido más adelante profundizaremos en sus características y su relación con las propiedades de las sustancias.

Actividad

En equipos observen las representaciones de estos elementos con el modelo de Lewis.

Ejemplo resuelto

Cada átomo de aluminio pierde tres electrones y forma un catión. $Al^{3+} Al^{3+}$

Cada átomo de azufre recibe dos electrones y forma un anión. $S^{2-} S^{2-} S^{2-}$

El compuesto que se forma se llama sulfuro de aluminio y su fórmula es: Al_2S_3

- Propongan algunos compuestos con enlaces iónicos que podrían formarse entre los elementos mostrados.
- Indiquen en la fórmula cuántos átomos harían falta para que la sustancia fuera neutra. Pueden guiarse con el ejemplo resuelto.

Representación química de elementos, moléculas, átomos, iones (aniones y cationes)

A lo largo de estas páginas hemos analizado por qué surgió la idea de que los átomos son los principales componentes de la materia y cómo las propiedades de estas partículas se han descrito a partir de diferentes modelos. Revisemos diversas representaciones de estos conceptos esenciales de la química.

Hidrógeno	Estroncita	Carbono	Hierro	Fósforo	Cobre	Potasa
Nitrógeno	Barita	Oxígeno	Zinc	Azufre	Plomo	Mercurio
Magnesia	Plata	Cal	Oro	Sosa	Platino	

Las sustancias más simples, aquellas que no pueden descomponerse químicamente en otras, son los **elementos**, y en el lenguaje de la química cada uno tiene su símbolo. Los primeros símbolos que se emplearon formalmente fueron presentados por John Dalton, y estaban formados por círculos con figuras y algunas letras. Según algunos editores resultaban difíciles de imprimir y recordar (fig. 2.24).

Fue Jöns Jacob Berzelius (1779-1848), un químico sueco cuyo tratado de química sustituyó al de Lavoisier en 1808, quien estuvo involucrado en el descubrimiento de varios elementos e introdujo los símbolos actuales, con letras derivadas principalmente de los nombres en latín.

Como ya revisamos, para representar a los elementos hoy empleamos una letra mayúscula o una mayúscula acompañada de una minúscula. Es probable que ya reconozcan algunos símbolos como los del hidrógeno (H), oxígeno (O), carbono (C), hierro (Fe) o sodio (Na), por ejemplo. En la tabla 2.7 pueden ver algunos elementos comunes cuyos símbolos no coinciden con su nombre en español, porque derivan de la forma de nombrarlos en latín. Más adelante, con el estudio de la tabla periódica de los elementos, conoceremos los que no hemos trabajado aún.

Tabla 2.7. Nombre en latín o griego y símbolo de algunos elementos

Elemento	Nombre en latín	Símbolo
Sodio	<i>Natrium</i>	Na
Potasio	<i>Kalium</i>	K
Mercurio	<i>Hydrargyros</i>	Hg
Fósforo	<i>Phosphoros</i>	P
Azufre	<i>Sulphurium</i>	S
Antimonio	<i>Stibium</i>	Sb

La partícula más pequeña que puede tener las propiedades de un elemento es un **átomo**, que ya hemos representado de diferentes maneras: como esferas simples o al desarrollar su estructura con el reparto de electrones del modelo de Bohr, o con el símbolo del elemento y pequeñas marcas que indican sus electrones de valencia, con el modelo de representación de Lewis (fig. 2.25).



Fig. 2.24. Algunas sustancias que Dalton consideraba elementos, como la sosa o la potasa, eran compuestos que no habían logrado separar.

Elemento: **Silicio**

Símbolo **Si**

Z = 14 (14 protones)
A = 28 (14 protones + 14 neutrones)
Electrones de valencia 4
Reparto de electrones:



Fig. 2.25. El silicio es un elemento empleado para hacer chips y paneles solares y con el oxígeno forma los silicatos presentes en arenas y muchos minerales.

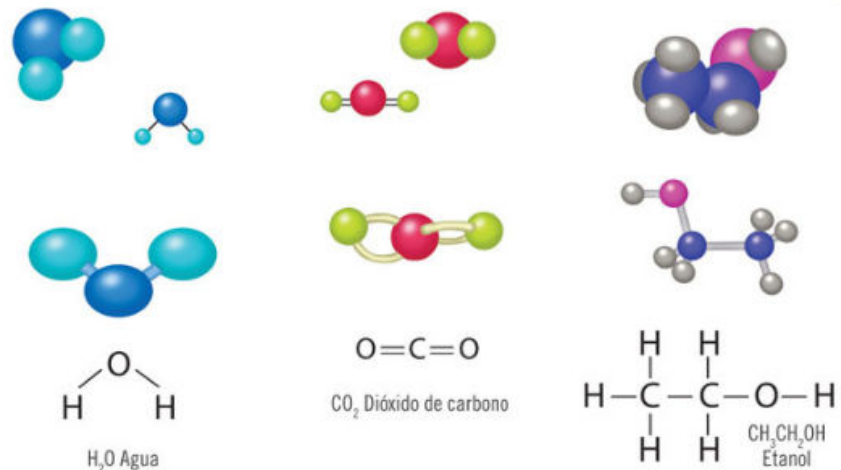


Fig. 2.26. El agua, el dióxido de carbono y el etanol son compuestos que se forman con enlaces covalentes; aquí vemos diferentes formas de representar sus moléculas y fórmulas.

Muchos elementos, para completar sus órbitas o para cumplir la regla del octeto, pueden unir sus átomos y formar partículas que llamamos **moléculas**.

Como ya vimos, existen diferentes formas en las que pueden unirse los átomos para estabilizarse. Una de ellas, llamada modelo de **enlace covalente**, consiste en compartir electrones y se lleva a cabo entre átomos a los que les falten pocos electrones para completar sus órbitas. Si consideramos que estos electrones compartidos pertenecen a ambos átomos, cada uno queda con la capa de valencia llena, con lo que logra estabilidad. Los enlaces covalentes también pueden presentarse entre elementos diferentes, para formar compuestos, como pueden ver en los ejemplos de la figura 2.26.

Los elementos con pocos electrones de valencia suelen perderlos para estabilizarse, y forman partículas con carga llamadas **cationes** o **iones positivos**, por ejemplo Na^+ , Fe^{2+} , Al^{3+} ; mientras que los que están por completar su última capa, cuando no hacen enlaces covalentes, pueden ganar uno o más electrones y formar partículas con carga negativa llamadas **aniones** o **iones negativos**, como F^- o S^{2-} .

La unión de estos iones de diferente carga da origen a los **compuestos iónicos**, como el fluoruro de sodio (NaF) o el sulfuro de aluminio (Al_2S_3), que son típicos formadores de redes cristalinas.

En ocasiones también se generan compuestos en los que una parte de la estructura contiene enlaces covalentes y forma un **ion compuesto**, que se une a otro ion de carga contraria. Algunos ejemplos son el sulfato (SO_4^{2-}), el nitrato (NO_3^-), el fosfato (PO_4^{3-}) o el carbonato (CO_3^{2-}), que son muy comunes. Cuando estos iones compuestos se repiten en la estructura de una sustancia se ponen entre paréntesis para indicar las veces que están en la molécula, como en el hidróxido de magnesio, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, el componente principal de la leche de magnesia, que se usa como antiácido estomacal.

Actividad

En equipo respondan en su cuaderno y comenten sus respuestas en grupo.

- Una idea común al empezar a estudiar la estructura de la materia es que las propiedades que observamos de los materiales, como el color o la textura, son las mismas que tienen los átomos. ¿Qué opinan de esta idea?
- El nitrato de calcio es una sal que tiene como fórmula $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$. ¿De qué elementos está formado este compuesto? ¿Qué significan los paréntesis? ¿Cuántos átomos de cada uno de esos elementos incluye la fórmula?

¿Se pueden ver los átomos?

Las representaciones que hacemos en química para átomos, iones y moléculas están basadas en diferentes modelos que tienen como objetivo hacernos una idea de cómo consideramos que son. Esas partículas son muy pequeñas como para que podamos verlas directamente con algún aparato similar a un microscopio. Sin embargo, ya existen técnicas indirectas que nos permiten obtener imágenes que demuestran que las ideas y modelos sobre los átomos van por buen camino.

Una de estas técnicas es el llamado microscopio de efecto túnel, STM por las siglas de Scanning Tunneling Microscope, inventado en suiza por Gerd Binnig y Heinrich Rohren, en 1981, y que les permitió ganar el Premio Nobel en 1986.

Este aparato mide las interacciones entre los electrones de la superficie de un material y los de una aguja con punta delgadísima que lo va recorriendo o escaneando muy lentamente. Las señales detectadas son procesadas en una computadora y los diferentes valores de fuerza eléctrica medidos se asocian con colores diferentes con los que se obtienen imágenes como la de la figura 2.27, que no dejan lugar a dudas sobre la existencia de las partículas individuales de cada elemento, los átomos.

Espacio tecnológico

La posibilidad de "observar" partículas de tamaño de átomos ya no solo se logra por medio de grandes instrumentos de laboratorios especializados. Ya hay aparatos portátiles que pueden llevarse a salones de clase, aunque son caros y poco comunes. Pueden ver más imágenes y descripciones en esta página:

unizar.es/ina/equipos/microscopioSTM.htm (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).

Pueden consultar este libro de los **Libros del Rincón**: Noreña, Francisco. *Dentro del átomo*, SEP-Libros del Escarabajo, México, 2004.

Compartamos lo aprendido

En equipos de cuatro integrantes realicen la actividad.

Aunque no es objetivo de este curso que aprendan de memoria símbolos de elementos o compuestos, será muy provechoso que se familiaricen con ellos.

- Cada equipo seleccione los símbolos o representaciones de diez elementos, compuestos, iones, mezclas o modelos de representación y solicite al profesor que los autorice y verifique que no se repitan con las de los demás equipos.
- Elaboren diez tarjetas cuadradas de cartón de veinte centímetros por lado, repartidas en esta forma:
 - 3 fichas de símbolos de elementos
 - 2 fichas de iones de un solo átomo con su carga claramente indicada
 - 1 ficha de la fórmula de un ion compuesto
 - 2 fichas de fórmulas de compuestos sencillos: uno con enlace iónico y otro covalente
 - 2 fichas de representaciones de elementos, compuestos o mezclas con el modelo cinético corpuscular
- Organicen un concurso donde cada equipo seleccionará una ficha y hará preguntas sobre lo que hay en ella a otro equipo. Deberán tener una tabla periódica a la mano para que puedan hacer preguntas sobre números atómicos, masas atómicas, cantidad de partículas subatómicas, electrones de valencia o tipos de enlace. El límite en el grado de dificultad de las preguntas estará en lo que cada equipo haya aprendido, así que repasen a fondo lo estudiado para que no se queden atrás.

De forma individual revisen las preguntas de las páginas 86 y 92 y evalúen lo que han aprendido en estas dos secuencias. Revisen las páginas 69-71 para evaluar su avance y realicen una autoevaluación.

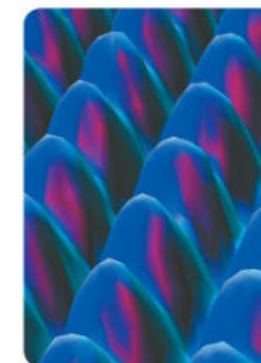


Fig. 2.27. Esta imagen se obtuvo al escanear una lámina de níquel con el microscopio de efecto túnel.

Espacio tecnológico

Para que conozcan más sobre el tema del átomo, vean con su profesor este video de la **Videoteca Escolar**. El mundo de la química. Volumen 3. *El átomo*. VideoSEP

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

Propiedades de los metales

Jonás se rompió el fémur, el hueso más largo de la pierna, en un accidente. La fractura fue grave y requirió una operación en la que, para juntar fragmentos, le insertaron clavos y pequeñas láminas de titanio, un metal común en prótesis de huesos. Una vez recuperado, en la escuela comentó con sus compañeros sobre la intervención y se sorprendió de que muchos de ellos tenían parientes o conocidos con prótesis metálicas en la cadera, en placas en el cráneo, en los dientes y en las más increíbles zonas del cuerpo.

Además, Jonás se enteró de que también hay prótesis de acero inoxidable y otras aleaciones de metales que contienen, por ejemplo, cromo, manganeso, cobalto o níquel. Incluso se experimenta con sustitutos de huesos hechos con metales poco comunes, como el tantalio, con el que se logra una estructura muy similar a la del tejido óseo (fig. 2.28).

Realmente fue una sorpresa saber que los metales sirven para mucho más que hacer láminas, herramientas o alambres, todos de amplio uso en la actualidad.

- ¿Qué metales conocen y para qué se emplean?
- ¿Qué características tienen en común esos metales, es decir, en qué se parecen?
- ¿Qué propiedades de cada uno son las que permiten que presenten las aplicaciones que describieron?



Fig. 2.28. Los metales seleccionados para prótesis deben ser similares al hueso en dureza, densidad y todas las propiedades que puedan hacerlo funcional.

Aunque una persona no sepa nada de química, la palabra *metal* es conocida y manejada por la mayoría. En prácticamente todas las actividades que realizamos encontramos este tipo de materiales, como piezas de aparatos, alambres, materiales de construcción, adornos, joyas, resortes o en las más variadas aplicaciones. Sin embargo, si vas a un bosque, a un desierto, a la selva o a la playa, no vas a encontrar metales de forma natural, solo podrás ver piezas o instrumentos que están ahí por la acción humana.

La mayor parte de los diversos metales que existen se localizan en el suelo, en los minerales, forman compuestos con otros elementos y requieren de un proceso de transformación química para ser recuperados. Solamente algunos, como el oro o la plata, pueden encontrarse en estado **nativo**, es decir, como pequeñas piezas en forma metálica.

Actividad

En equipos de tres integrantes respondan:

- ¿Qué propiedades de los materiales hacen que los identifiquemos como metales?
- ¿Qué metales son los más empleados en el desarrollo de la tecnología? Enuncien todos los ejemplos que puedan.

Busquen información en libros, revistas o en Internet, pero no olviden registrar la bibliografía o las direcciones consultadas. Comenten en grupo y con la guía de su profesor sus repuestas.

Los metales en la historia

A lo largo del tiempo, el uso de los metales ha sido tan importante para el ser humano, que incluso ha servido a los historiadores para clasificar diferentes periodos. Seguramente han oído hablar de la Edad de Piedra como la etapa de la prehistoria que comenzó hace más de dos millones de años y concluyó aproximadamente 3 000 años a. de C. En este tiempo el ser humano aprendió a tallar minerales y fue perfeccionando su uso para hacer con ellos herramientas, instrumentos y armas.

El descubrimiento del cobre ocurrió en muchas civilizaciones, seguramente sucedió en las fogatas y hornos debido a la reacción de minerales de ese metal con restos de carbono de los alimentos quemados. Los historiadores hablan de este tiempo como el comienzo de la Edad de los Metales, que se inicia con el cobre, seguido del bronce, el cual es la aleación de cobre con estaño, y finalmente con el hierro. Todo esto sucedió en diferentes momentos. Por ejemplo, el bronce empezó a emplearse en Grecia alrededor del año 3 000 a. de C., en China por el 1 800 a. de C. y en las culturas americanas hasta el 1 000 de nuestra era.

Los primeros objetos de hierro conocidos datan de hace más de 6 000 años, es muy posible que el material haya sido obtenido de algunos meteoritos, que comúnmente contienen núcleos de este metal.

Ya entre los años 2 000 y 3 000 a. de C. fueron apareciendo más objetos de hierro procedentes de tratamientos con calor similares a los del cobre, pero a mayor temperatura. Sin embargo, en esa época, aunque el hierro era más resistente que el bronce, era poco común por ser muy difícil de recuperar a partir de los minerales.

La escasez de estaño para hacer bronce en Medio Oriente hizo que se mejorara la técnica para obtener hierro entre los siglos XII y X a. de C., momento en que comienza la Edad de Hierro, en Asia, y que llegó a Europa en el siglo VII a. de C. (fig. 2.29).

El uso de los metales en el México prehispánico

En las civilizaciones del México prehispánico se conocían diversos metales. Por su color y belleza, el oro o *teocuitlatl* (excremento de los dioses) de los mexicas, era símbolo del Sol. Se encontraba en estado nativo en Oaxaca y Veracruz, y con él se fabricaban los más esplendorosos objetos de ornato y joyería (fig. 2.30). El uso del cobre para monedas ya era costumbre entre los zapotecos, quienes también lo utilizaban para elaborar hachas. Los mexicas fabricaban instrumentos de labranza y los mayas, cascabeles y adornos para honrar al dios de la muerte.

En las arenas de varios ríos había mucha plata nativa, es decir, en estado metálico, pero ya desde entonces se extraía de yacimientos en regiones como Taxco, donde aún se elaboran adornos y joyas que pueden encontrarse en muchos mercados del mundo. En las mismas regiones se comerciaba con el estaño, del que se han recuperado objetos que se conservan porque este elemento es muy difícil de oxidar.

El mercurio, hallado como ofrenda en las tumbas mayas, y el plomo, llamado *tenetztlil* (piedra de Luna) en Tenochtitlán, se utilizaban para hacer aleaciones poco usadas. Los pueblos prehispánicos habían observado el hierro de meteoritos, pero no lo empleaban, pues a diferencia de las civilizaciones de lo que hoy llamamos Cercano Oriente y Europa, no conocían las condiciones para recuperarlo de los minerales.



Fig. 2.29. La mayoría de los objetos de hierro elaborados en la Antigüedad no han llegado a nuestro tiempo por la facilidad con que ese metal se oxida.



Fig. 2.30. El análisis de muchas piezas prehispánicas nos ha dado información sobre los usos y costumbres de nuestras civilizaciones históricas.

Espacio tecnológico

La historia de los metales y su importancia la puedes revisar en esta página. Ahí mismo encontrarás un video que lo explican de forma interesante.

www.banrepcultural.org/museo-del-oro/sociedades/metalurgia-prehispanica/una-historia-del-trabajo-de-los-metales (Fecha de consulta: 23 de enero de 2017).

Con la guía del profesor, comenten en grupo el video y elaboren un resumen en su cuaderno que incluya las conclusiones grupales. También pueden buscar en otras fuentes información sobre los metales que les haya interesado y que pueda ayudarlos a comprender cómo se obtienen y transforman estos materiales.



Fig. 2.31. Cuiden que los clips queden a la misma altura en todos los objetos, para que puedan comparar cuáles transmiten mejor el calor.



Fig. 2.32. Pueden emplear diferentes tipos de pilas, pero revisen que el circuito funcione bien antes de intercalar los objetos.

La falta de conocimiento en la recuperación del hierro representó una desventaja a la llegada de los conquistadores, pues las armaduras que traían, sus espadas y otras armas de ese metal eran mucho más resistentes que las que había aquí, hechas de piedras, hueso, cobre y bronce.

Los metales también marcaron el futuro de la Colonia, pues el brillo del oro hechizaba a los europeos, que lo asociaban con la riqueza, por lo que impusieron la minería como actividad principal y cargaron enormes galeones con toneladas de piezas que en la actualidad adornan museos mundiales, y lingotes que se almacenan en bancos y en las arcas de diversos gobiernos del otro lado del océano Atlántico.

Actividad experimental Los materiales y su conductividad: calor y corriente eléctrica

Propósito: Identificar propiedades características de los metales al comparar objetos metálicos con otros que no lo son.

Materiales

- Vaso de precipitados de 400 ml u olla para calentar
- Láminas y palitos de diferentes materiales metálicos y no metálicos (cobre, acero, aluminio, estaño, madera, plásticos diferentes, vidrio, grafito) deben ser de longitud similar.
- Tripié, tela de alambre con asbesto, mechero o un sistema para calentar y cerillos.
 - Clips
 - Cera, parafina o vaselina
 - Pilas
 - Caimanes eléctricos
 - Foquitos con su base

Desarrollo

- Describan y comparen las características físicas que puedan apreciar en los materiales reunidos (aparición, dureza, flexibilidad, tenacidad).
- Observen también su reacción al fuego directo, con mucho cuidado para no quemarse.
- Monten un sistema como el de la figura 2.31, adhieran los clips a cada varilla o palito con cera o vaselina. Cuiden que la flama sea pequeña para que caliente lentamente el vaso y no derrita la cera por los lados del agua.
- Anoten el orden en que se derrite la cera y se caen los clips.
- Finalmente armen un sistema como el de la figura 2.32 y vayan sustituyendo los objetos en el circuito para identificar con cuáles se prende el foco.

Lava con jabón los materiales impregnados de cera, parafina o vaselina, y sécalos bien para que puedan volverse a emplear.

Conclusiones

En equipo discutan con base en lo observado y respondan en su cuaderno:

- ¿Qué materiales son más fáciles de deformar? ¿Cuáles son más resistentes?
- ¿Qué diferencias hay en la reacción al fuego de los diversos materiales?
- ¿Qué objetos transmitieron mejor el calor desde el agua para derretir la cera?
- ¿Cuáles materiales conducen la corriente eléctrica para cerrar el circuito?
- ¿Qué propiedades típicas de los metales ya conocen y cuáles se hicieron evidentes en esta experiencia?

Propiedades de los metales y su uso en la tecnología

El propósito de las actividades que hemos realizado es que se familiaricen con los metales y que recuerden y conozcan varias de sus propiedades. Estos materiales, en las condiciones de nuestro ambiente, con una temperatura promedio de 20 °C, son **sólidos**, excepto el mercurio, que es líquido. La mayoría son de diversos **tonos de gris**, aunque los hay amarillentos y rosados.

Tienen un brillo característico y son **malleables**, es decir, que se pueden moldear y hacer láminas, y también son **dúctiles**, pues con ellos es posible elaborar alambres o hilos. En general, son **buenos conductores** de la electricidad y el calor, aunque unos lo hacen mejor que otros, lo que determina muchas de sus aplicaciones, no solo como elementos, sino también al formar aleaciones o mezclas homogéneas (fig. 2.33).

Aún no se ha mencionado algo que ustedes ya conocen y que posteriormente ocupará gran parte del bloque 4 de este libro: los metales se pueden **oxidar**, lo cual representa un importante cambio químico.

Este fenómeno también ocurre con más facilidad en unos metales que en otros; por ejemplo, el sodio y el potasio se oxidan con tanta facilidad que, en una atmósfera con 21% de volumen de oxígeno, no es nada fácil recuperarlos en su forma metálica. Otros metales, como el oro, son más difíciles de oxidar, pueden llegar a encontrarse en estado nativo, como ya explicamos. Esta propiedad química también es muy importante para identificar y comprender las aplicaciones que pueden tener estos elementos.

En la tabla 2.8 se presentan propiedades de diversos elementos metálicos empleados con propósitos tecnológicos. Aparecen aquellos que tienen más aplicaciones en su forma metálica y no al formar compuestos. Si averiguan aplicaciones de otros menos conocidos, verán que poco a poco se han encontrado o desarrollado aplicaciones fabulosas con todos ellos. Observen y analicen bien la tabla, pues posteriormente emplearán muchos de esos datos para explicar distintos fenómenos y responder preguntas que se plantearán en algunas actividades.

Tabla 2.8 Propiedades de algunos metales				
Metal y símbolo	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)	Densidad (g/cm ³)	Ejemplos de aplicaciones
Aluminio, Al	660	2450	2.7	Construcción, transportes, latas
Titanio, Ti	1668	3260	4.51	Prótesis, aviones y sondas espaciales
Cromo, Cr	1875	2665	7.19	Piezas resistentes a la corrosión
Hierro, Fe	1536	3000	7.86	Aceros, maquinaria, construcción
Cobalto, Co	1495	2900	8.9	Aleaciones varias de gran utilidad
Níquel, Ni	1453	2730	8.9	Monedas y tuberías, en aleación con Cu
Cobre, Cu	1083	2595	8.96	Monedas, alambres, utensilios, joyas
Zinc, Zn	420	906	7.14	Recubrimiento de metales galvanizados
Plata, Ag	961	2210	10.5	Utensilios, adornos, joyas, monedas
Estaño, Sn	232	2270	7.3	Soldadura, bronce, latas, recubrimientos
Tungsteno, W	3410	5930	19.3	Alambres de focos incandescentes
Platino, Pt	1769	4530	21.4	Joyería, piezas de maquinaria
Oro, Au	1063	2970	19.3	Joyería, alambres conductores
Mercurio, Hg	-38.4	357	16.6	Termómetros, amalgamas dentales
Plomo, Pb	327	1725	11.4	Soldaduras, tuberías



Fig. 2.33. El bronce tiene color amarillento, diferente al rosado del cobre o el plateado del estaño que forman esa aleación. Pero con el paso del tiempo, se cubre de óxido verdoso.

Glosario

corrosión. Desgaste y destrucción de metales al contacto con el ambiente, principalmente por oxidación.

Las aplicaciones de los metales son variadas y podríamos emplear muchas páginas para explicarlas. En la siguiente actividad describiremos algunos ejemplos.

Actividad

En equipos analicen las preguntas y los problemas. Para responderlos, pueden consultar la tabla de la página anterior y en algunos casos pueden profundizar buscando información en libros o en Internet.



Fig. 2.34. El mercurio es un metal fascinante, pero no es conveniente jugar con él porque se vaporiza muy fácilmente y sus vapores son muy tóxicos.

- El oro es el metal más dúctil que existe: con 29 g de ese metal es posible fabricar un alambre de 100 km de longitud. Además se pueden hacer láminas prácticamente transparentes de menos de una milésima de milímetro de grosor y es uno de los mejores conductores de la electricidad. Por si fuera poco, el oro es muy resistente al calor, la humedad, el aire y a la mayoría de los disolventes. Además de emplearlo en joyería y en los retablos de algunas iglesias, con él se hacen los diminutos alambres con los que se conectan los chips en las computadoras. ¿Si consideran su densidad, qué volumen tendrían los 100 km de cable hechos con 29 g? ¿Qué masa tendría un centímetro de ese cable?
- Un metal que aparece en la tabla se utiliza para hacer soldadura. ¿Qué característica o propiedad piensan que le permite ser útil para ese fin?
- El mercurio se emplea, entre muchas otras cosas, para hacer termómetros, pues en estado líquido se dilata notoriamente con pequeñas variaciones de temperatura (fig. 2.34). Pero en termómetros más sofisticados se usa otro metal, el galio, (Ga), que se funde a 29.8 °C y se evapora a 2 237 °C. ¿Qué ventajas tendría este termómetro?
- El aluminio ha sustituido al hierro y sus aleaciones en muchas piezas de construcción como marcos de ventanas o cancelas, así como en aparatos y utensilios de cocina (fig. 2.35), sobre todo porque es más difícil de oxidar y resulta muy manejable. ¿Qué ventajas y desventajas representaría emplear cada uno de estos materiales en dichas aplicaciones?
- La mayoría de las monedas de uso común están hechas con cobre y níquel en diferentes aleaciones. ¿Cuáles son las características que los hacen útiles para ello?
- Las diferentes variedades de acero tienen como elemento principal al hierro, un pequeño porcentaje de carbono y otros metales que producen variaciones en sus propiedades, como densidad, dureza, tenacidad y resistencia a la oxidación. Una de estas variedades, un tipo de acero inoxidable con aproximadamente 10% de cromo, se emplea para hacer cubiertos y utensilios de cocina. Su densidad es de 7.9 g/cm³ y se funde entre 1400 y 1455 °C. ¿Qué propiedades lo hacen diferente al hierro puro?
- En los focos o bombillas incandescentes el alambrito generador de luz es de tungsteno. ¿Cómo debe ser su conductividad eléctrica y su resistencia con respecto al cobre, para lograr esa función?
- Las latas de conservas son de latón, una aleación de cobre y zinc, y las de refrescos son de aluminio. ¿En qué se parecen y en qué son diferentes? ¿Qué propiedades de esos metales pueden destacarse en este uso?



Fig. 2.35. Las cubiertas de las cocinas suelen ser de acero inoxidable, más tenaz, rígido y duro que el aluminio.

Las propiedades de los metales y su estructura atómica

Una de las propiedades químicas de los metales es que tienen pocos electrones en su capa de valencia, por lo que su tendencia general es perderlos y formar cationes como Mg²⁺, Fe³⁺, Na⁺, Pb²⁺ o Al³⁺. Cuando estos cationes no tienen cerca otro elemento que reciba esos electrones, estos se quedan formando una nube electrónica móvil que viaja entre todos los átomos, los cuales se ordenan formando una red metálica (fig. 2.36).

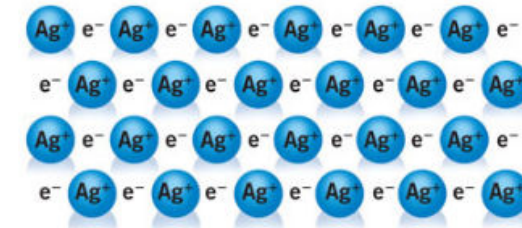


Fig. 2.36. Los electrones que viajan entre los cationes actúan como "pantalla" ante la repulsión electrónica generada entre las cargas positivas.

A la fuerza que mantiene unidos a estos cationes, y que los hace más estables que como átomos neutros, le llamamos **enlace metálico**, y se refleja en el mundo macroscópico por medio de las propiedades típicas de los metales, como su ductilidad y maleabilidad, pues gracias a que forman esa red hay muchos átomos unidos entre sí.

También, al crear aleaciones con otros metales se unen de esta forma, sin necesidad de hacerlo en proporciones definidas. Finalmente, resulta evidente que debido al enlace metálico los metales pueden conducir muy bien la corriente, ya que los electrones de valencia pueden viajar en forma libre entre todos los átomos.

Compartamos lo aprendido

Aunque todo el tiempo estamos en contacto con metales, pocas veces reflexionamos sobre su importancia y los beneficios que nos ofrecen, así que vale la pena que compartamos con la comunidad algo de lo que hemos explorado acerca de ellos.

En esta ocasión, el grupo completo se organizará para hacer un gran collage de imágenes y frases que permita mostrar a la comunidad cómo los usos de los metales son muy abundantes y están relacionados con sus propiedades.

- Para ello, cada equipo de tres personas elija un metal de los que aparecen en la tabla periódica de la página 116 y busque en revistas o periódicos imágenes de maquinaria industrial, utensilios, materiales de construcción, relojes, joyas o transportes, por ejemplo. Después pegarán las imágenes sobre media cartulina y escribirán una frase que caracterice al metal correspondiente. También pueden buscar imágenes en Internet y hacer un collage virtual.

Aquí se les presenta un ejemplo de las frases que pueden utilizar:

ORO

"El metal más dúctil y maleable, gran conductor de electricidad y calor, resistente a los factores ambientales y de gran belleza".

Antes de elaborar las cartulinas muestren a su profesor las frases que desean utilizar y un boceto de la cartulina para que les dé ideas sobre cómo mejorarlas. Cuando tengan todas las cartulinas listas, organicen el gran collage para exponer en una pared amplia y decidan entre todos qué título le pondrán. De manera individual vuelvan a leer las preguntas del inicio de la secuencia y respóndalas. ¿Cambiaron sus repuestas? ¿Qué han aprendido en esta secuencia?

¡Eureka!

El aluminio fue un metal difícil de aislar hasta 1859, cuando H. C. Orested lo logró mediante un complejo proceso químico. Pero en 1886, Paul Héroult y Martin Hall idearon un proceso por medio de electricidad que permitió su producción a gran escala. Con esta diferencia, se logró pasar de 45 kg producidos en 1886 a un precio por arriba de once dólares por kg, a más de veinte millones de toneladas anuales que se producen hoy, a un precio promedio de dos dólares por kg.

Cierre

Toma de decisiones relacionada con: rechazo, reducción, reuso y reciclado de metales

¿Metales a la basura?

La minería y la industria metalúrgica han sido actividades de gran importancia económica y social desde hace varios siglos. Miles de mineros han dejado sus vidas bajo tierra, y no solo en accidentes, sino también como consecuencia de un trabajo muy demandante, no muy bien remunerado y poco compatible con la buena salud.

Los minerales y metales que se obtienen por medio de esas actividades son de precios variables según su abundancia y la facilidad con que se puedan extraer y procesar. Pero todos ellos tienen algo en común: una vez extraídos jamás regresan al suelo, es decir, son recursos naturales no renovables. Así que, cuando visiten una mina habilitada para este fin, que abundan en el centro y norte de nuestro país, piensen en los millones de toneladas de material que salieron de esos túneles por años y en el esfuerzo que costó lograrlo.

Pero además, dense cuenta de que las latas o el papel de estaño o aluminio que tiran a la basura, los restos de motores y máquinas viejas, las herrerías de construcciones que se van oxidando y tantos materiales más hechos de metales, pueden ser un terrible desperdicio irreparable si no hacemos algo para evitarlo.

- ¿Piensan que todos los metales que empleamos son indispensables o podemos hacer algo para optimizar su empleo?
- ¿Qué consideran que significan las cuatro erres indicadas para evitar desperdicio y tener un estilo de vida amigable con el ambiente?
- ¿Qué mecanismo o actividad social que vaya encaminado a recuperar o aprovechar mejor los metales conocen?

Los metales en la sociedad

Para la mayoría de los habitantes de nuestro planeta sería muy difícil imaginar un día sin tecnología. Todo el tiempo estamos aprovechando sus beneficios por medio de aparatos, materiales y técnicas que hacen nuestra vida más sencilla y placentera.

Este crecimiento desmedido de aplicaciones se ha desarrollado a un ritmo que será imposible de sostener, pues nos hemos convertido en una sociedad de consumo en la que desperdiciamos muchos materiales y aparatos en las más diversas actividades, sin la menor conciencia de que todos ellos provienen de la explotación de recursos naturales cada vez más escasos.

Los metales están justamente entre esos recursos no renovables y es indispensable encontrar formas de aprovecharlos mejor.

Actividad

Para que comprueben lo que estamos explicando, busquen en Internet el material que recomendamos en el apartado "Espacio tecnológico" y coméntenlo en clase.

Espacio tecnológico

Busquen en Internet el programa llamado *La historia de las cosas*, (*The story of stuff*), en el que se hace una importante reflexión sobre la obtención de materiales y el consumo. En esta dirección encontrarán una versión traducida, pero existen otras subtítuladas o en inglés:
<http://storyofstuff.org/movies/la-historia-de-las-cosas-2/>
(Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).

Pueden encontrar más información en el libro: Ganeri, Anita. *Algo viejo, algo nuevo: Reciclando*, Destino, México, 2002, de la **Biblioteca de Aula**.

Las cuatro erres para aprovechar mejor los metales

No es fácil notar lo urgente que es modificar nuestro estilo de vida para conservar el ambiente en condiciones adecuadas para nuestra supervivencia y la de otras especies. Con frecuencia escuchamos noticias sobre el calentamiento global o el cuidado del agua, temas muy importantes; pero es igual de indispensable aprender a manejar de forma racional los materiales que usamos.

Los medios de comunicación suelen saturarnos con información que nos incita a comprar y consumir, pero poco se nos informa sobre cómo manejar mejor las cosas y qué hacer para que no se conviertan en desperdicio cuando ya no son útiles.

A continuación se presentan ejemplos que hablan sobre cómo colaborar con la conservación del ambiente y cómo ayudar a que metales como cobre, hierro, aluminio o plomo, que ya se han extraído del suelo, continúen siendo útiles y no sea tan necesario seguir buscando nuevos **yacimientos** y explotarlos.

1. Rechazo

La palabra *rechazar* aplicada a este tema significa evitar la adquisición y el uso de ciertos materiales. Hay varias razones para hacerlo, pero algunas de ellas son estas:

El material empleado no es indispensable o su aplicación es excesiva. Por ejemplo, en algunos aparatos y productos se gasta material en envolturas y empaques que podrían evitarse. Muchas de ellas son de plásticos diversos y papel, pero también hay envolturas metalizadas, papel de aluminio o estaño y cajas, alambres o piezas de metal que pueden ser solo adorno, y que además de terminar en la basura, aumentan el costo del producto.

El metal puede ser peligroso o tóxico, ya sea mientras se usa o cuando queda como desperdicio. Posiblemente han escuchado alguna vez que se ha prohibido el uso de algunos juguetes o que se ha retirado un lote de productos del mercado porque tenían plomo (Pb).

Muchas veces el plomo no se utiliza como metal, sino que forma compuestos en plásticos o pinturas, pero de cualquier manera su uso está cada vez más limitado, pues es muy tóxico y puede provocar problemas en el cerebro, particularmente en niños pequeños. Hace algunos años se elaboraban ollas, tuberías y barnices o pinturas con este metal, pero se han dejado de hacer por el riesgo que implica ingerirlo.

Algo similar pasa con el mercurio (Hg), que también es muy tóxico. Muchas pilas contienen este y otros metales peligrosos como el cadmio (Cd), por tanto, lo mejor sería que cada vez empleáramos más pilas recargables y las cuidáramos para que duraran mucho tiempo. Incluso ya se inventaron nuevas pilas que se recargan con energía solar o cargadores para celulares que se cargan al colocarlos en una ventana soleada, estos ayudarían también a disminuir el consumo de electricidad.

El mercurio también se encuentra en pequeñas cantidades en los focos ahorradores, que afortunadamente duran mucho más tiempo que las bombillas incandescentes y ahorran mucha energía, pero cuando se funden deben ser desechados en bolsas de plástico, y si se rompen, debe ventilarse muy bien la habitación para que sus vapores no nos dañen (fig. 2.37).

Glosario

yacimiento. Acumulación de un mineral en alguna región, suficiente para justificar su explotación y la instalación de una mina.



Fig. 2.37. Algunos objetos de uso común contienen metales tóxicos pero todavía no hay desarrollos tecnológicos para sustituirlos por completo.

Tú ¿qué opinas?

Para rechazar el uso de un material hay que conocer sus características y toxicidad, pero sobre todo es necesario tener conciencia de que hacerlo es importante para cuidar el ambiente y decidir llevarlo a cabo. Así estaremos más atentos para analizar lo que compramos y los productos que gastamos, los cuales muchas veces no son necesarios. ¿Consideras que hay mucha gente consciente de todo esto? ¿Qué propondrías para aumentar la conciencia? ¿Será realmente tan necesario?



Fig. 2.38. ¿Cuántos de estos teléfonos aún eran útiles antes de ser desechados?

2. Reducción

Una vez que vamos tomando conciencia de la importancia de usar racionalmente los materiales, podemos también buscar la disminución en el consumo de muchos de ellos. En este caso, el desarrollo de la ciencia y la tecnología ha permitido sustituir metales por otros materiales incluso más efectivos, baratos y ecológicos.

Un ejemplo es el cobre empleado para la telefonía, que se ha sustituido por fibra óptica, es decir hilos hechos de fibra de vidrio o de plásticos que transmiten la información por medio de luz que viaja a través de ellos, en lugar de la corriente eléctrica.

Del mismo modo, muchos plásticos han sustituido a metales empleados para empaque o envoltura y la fibra de vidrio cada vez se utiliza más en la fabricación de carrocerías de coches o cubiertas de muchos aparatos en lugar de las láminas de acero o aluminio que se empleaban.

En la casa, la escuela o en las oficinas también podemos identificar muchos materiales metálicos que no son realmente indispensables o que acumulamos en cantidades que superan nuestras necesidades. Si piensan en utensilios de cocina, materiales de papelería, herramientas, juguetes, aparatos electrodomésticos, consolas de videojuegos, computadoras e incluso teléfonos celulares, podrán darse cuenta de que la tendencia de acumular y sustituir productos cuando todavía son útiles es una costumbre actual fomentada por la publicidad, la evolución de la tecnología, la moda y la necesidad de las empresas de acumular ganancias, pero es absolutamente contraria a la conservación del ambiente y sus recursos (fig. 2.38).

3. Reúso

La conciencia, el ingenio y la creatividad son indispensables para volver a emplear materiales y objetos que de otra forma irían directamente a aumentar las toneladas de basura que producimos en las sociedades modernas. Esto no solo incluye los materiales de metal, sino también los de plástico, papel o madera que se usan, por ejemplo, para envolturas, botellas, latas o empaques, que podríamos volver a rellenar o aprovechar más veces en vez de tirarlos al terminar el primer consumo.

Un buen intento es pensar en objetos de metal de uso común y nos daremos cuenta de cuántas veces los desechamos cuando aún podíamos seguir usándolos. Pero además, si les buscamos aplicaciones alternativas, podemos aprovecharlos mucho más (fig. 2.39).

Actividad

Para que se den una idea del nivel de conciencia de la comunidad con respecto al empleo y desperdicio de materiales, realicen en equipos una encuesta entre familiares, amigos y gente que conozcan.

Redacten ocho o diez preguntas adecuadas. Aquí les sugerimos algunas:

- ¿Cuándo compras algo te fijas en el material de envoltura o en el recipiente que lo contiene?
- ¿Has dejado de comprar algún producto por considerar que es dañino para el ambiente?
- ¿Acostumbra recuperar y volver a usar instrumentos como clavos, tuercas o clips?
- ¿Qué uso les has dado a objetos de metal que ya no utilizas?
- ¿Por qué consideras importante no desperdiciar objetos metálicos?

Muéstranlas a su profesor y realicen la encuesta. Discutan en clase lo que observaron como resultado de su encuesta y lleguen a conclusiones grupales.



Fig. 2.39. En los museos de arte moderno de todo el mundo, comúnmente hay exposiciones de escultores que trabajan con materiales de desperdicio.

4. Reciclaje

El reciclaje de metales se ha convertido en una actividad industrial muy importante para la conservación de los recursos y para la economía de muchas sociedades. Tiene como ventaja que los procesos físicos para lograrlo no son muy complejos y generalmente se basan en fundir los metales para volverlos a moldear. Sin embargo, los procesos previos no son tan sencillos, pues primero se requiere recuperar las piezas de desperdicio y después purificarlas o separarlas de los otros metales o materiales diversos que los acompañan, lo cual puede ser complejo.

La recuperación de desperdicios se lleva a cabo a diferentes niveles: desde la separación de basura en los hogares, la recuperación de piezas en los tiraderos de basura, la compra y recolección de aparatos y objetos caseros e industriales directamente para el reciclaje o la acumulación de chatarras, como en los llamados “deshuesaderos” o cementerios de coches (fig. 2.40).

Las empresas recicladoras de metales requieren de la aplicación de diversos procesos físicos, eléctricos y químicos, pues aunque la fusión es el principal proceso para recuperarlos, los puntos de fusión similares de muchos de ellos dificultan la actividad, por lo que hay que aprovechar también su reacción ante diferentes agentes químicos o a la corriente eléctrica.

Uno de los metales que más se reciclan es el aluminio. El proceso es sencillo e incluso hay empresas caseras que lo hacen con rendimientos excelentes y gran pureza en el material recuperado.

La razón está en su punto de fusión, 660 °C, muy diferente al de los metales que suelen acompañarlo. Los materiales se comprimen y se colocan en hornos. La pintura se quema con el calor y sus residuos se liberan como gases. El estaño que se emplea como soldadura se recupera a 232 °C y si hay algo de plomo o zinc, también se funden antes que el aluminio.

Otros metales como cobre, níquel, hierro o cromo requieren más de 1000 °C para fundirse, por lo que no se recuperan en esos hornos. El aluminio así obtenido tiene un alto grado de pureza y gracias a esa actividad se consume menos de 5% de la energía empleada al recuperarlo originalmente de los minerales (fig. 2.41).

Compartamos lo aprendido

Para terminar esta secuencia, realicen en equipos dos acciones con el fin de compartir la información y ayudar a generar conciencia en su comunidad.

- En una hoja de papel diseñen un tríptico o folleto en el que resalten la importancia social de rechazar, reducir, reusar y reciclar los metales, incluyan sugerencias de acciones y figuras que pueden ser dibujos o fotos hechas por ustedes mismos. El grupo decidirá cuáles resultan más adecuados para hacer algunas copias y compartirlos con la comunidad.
- Comenten en grupo cómo podrían comenzar una campaña escolar para recuperar latas de refresco y botes de *tetrapack*, que contienen plástico, papel y aluminio y que ya se reciclan. Averigüen dónde hay un centro de reciclaje cerca de su comunidad, qué tratamiento tienen que hacer para entregarlos e incluso pueden organizarse para llevar lo recuperado, venderlo y decidir cómo aprovechar los fondos obtenidos.

Con su profesor decidan si harán una coevaluación o una autoevaluación. Revisen las páginas 69 a 71 para realizarla.



Fig. 2.40. Para recuperar el hierro de coches y basureros se emplean grúas con electroimanes para aprovechar sus propiedades magnéticas.



Fig. 2.41. Con el aluminio recuperado se hacen lingotes para distribuirlo. Es un reto para México y el mundo reciclar el cien por ciento del aluminio de desperdicio.

Segunda revolución de la química

El orden en la diversidad de las sustancias: aportaciones del trabajo de Cannizzaro y Mendeleiev

Ahora que empieza a estudiar química, Miguel se sorprende cada día más de la cantidad de información que conocemos sobre los átomos, los elementos, los compuestos y las moléculas. Lo que le parece más increíble es que podemos identificar y describir incluso características que, por su pequeñísima magnitud, son imposibles de medir directamente, como la masa o el peso de un átomo. Y lo hacemos con tanta exactitud, que los cálculos y predicciones logrados con esos datos son la base de toda la industria y la tecnología derivadas de esta ciencia que disfrutamos y aprovechamos a diario.

Por si fuera poco, esa enorme cantidad de información está reunida en la herramienta principal de los químicos: la tabla periódica. Aunque Miguel comprende que se ha requerido del trabajo de muchas personas para reunir todos esos datos, le parece genial que se hayan podido organizar y clasificar, y no puede imaginar cuánto esfuerzo y tiempo llevó esa labor.

- ¿Cuáles experimentos recuerdan, que investigadores como Dalton realizaron, para obtener información sobre los átomos sin acceder a ellos directamente?
- ¿Qué propiedades de los materiales podrían ser útiles para clasificarlos y estudiarlos de manera organizada?
- ¿En qué época consideran que comenzó la labor de comunicar los resultados de los investigadores en química para que otros científicos pudieran aprovecharlos?

Un poco de historia

Para comprender más a fondo en qué se basa la mayoría de los logros y avances, es necesario regresar un poco en la historia, décadas antes del conocimiento de la estructura atómica y el modelo de Bohr, que ya nos ha permitido adentrarnos en la forma en la que se forman los materiales.

Poco después de que Lavoisier presentara la idea de la conservación de la masa, a fines del siglo XVIII, comenzó el desarrollo de muchos experimentos realizados por los primeros químicos, quienes aportaron datos de los elementos y los compuestos que iban descubriendo.

La construcción y organización de las ideas de la química abarcó todo el siglo XIX, con las dificultades que implicaba trabajar en condiciones muy diferentes a los laboratorios actuales. Imaginen cómo eran los instrumentos de medición, pues aún no había empresas que procesaran y comercializaran materiales (fig. 2.42).

En particular, empezaremos analizando cómo Dalton, el autor del primer modelo atómico, logró identificar que cada elemento podía tener asignada una masa atómica. Esta fue la base con la que se esclareció la información en este campo.



Fig. 2.42. El laboratorio de Cannizzaro donde trabajó de 1855 a 1861, forma parte del museo de química de la Universidad de Génova, Italia.

La experimentación con reacciones químicas en el siglo XIX iba acompañada por muchas dudas: ¿cuáles sustancias eran elementos y cuáles compuestos?, ¿cómo se formaban los compuestos?, ¿se podría hacer compuestos con todas las combinaciones de elementos? Pero aunque la medición y el manejo de sustancias no eran fáciles, poco a poco se fueron descubriendo y enunciando los principios fundamentales de la química:

En 1801, Joseph L. Proust (1745-1826) expuso la **ley de las proporciones definidas** o **ley de la composición constante**, después de repetir el análisis de muchos compuestos en diferentes circunstancias: "Las masas de los elementos químicos que forman un compuesto se encuentran siempre en la misma proporción", es decir, cada compuesto se forma siempre con los mismos elementos y en la misma proporción.

En 1803, John Dalton (1766-1844) (fig. 2.43) presentó la **ley de las proporciones múltiples**, al observar que algunos elementos pueden combinarse entre ellos en proporciones diferentes para formar compuestos distintos. Por ejemplo, 3 g de carbono se combinan con 8 g de oxígeno para formar 11 g de dióxido de carbono. Pero, si el oxígeno es escaso, los 3 g de carbono se unen solo con 4 g de oxígeno y dan 7 g de monóxido de carbono, un gas terriblemente venenoso. Dalton analizó otros casos como este y observó que para la misma masa de un elemento, las cantidades necesarias del otro para cada compuesto estaban en relación con números enteros (8 g y 4 g de oxígeno, para este caso, representa una proporción de 2:1).

Dalton pensó que una explicación para esta relación entre masas podía ser que la materia estuviera formada por átomos y que cada elemento tuviera sus átomos característicos. De esta forma, cada partícula de monóxido de carbono se formaría con un átomo de carbono y uno de oxígeno, CO. Por su lado, el dióxido de carbono debería tener dos átomos de oxígeno por cada uno de carbono (CO₂) por eso presentaba el doble en la relación de masa. Aunque fuera imposible medir directamente a los átomos, con las relaciones de masa de los elementos en los compuestos, podría deducirse qué relaciones de masa tenían sus átomos.

Al reunir mediciones de muchas reacciones con diferentes elementos y compuestos, Dalton calculó las **masas relativas** de los átomos de los elementos que conocía. Identificó que el elemento que siempre participaba en menor cantidad de masa era el hidrógeno, por lo que dedujo que debía tener los átomos más chicos. Como no había una unidad tan pequeña para los átomos, se inventó la unidad de masa atómica (uma). Así, el átomo de hidrógeno tenía 1 uma y las masas de los demás elementos se calculaban con base en los datos de masa medidos en las reacciones. A este dato de masa relativa hoy le llamamos **masa atómica**.

Actividad

En equipos de tres integrantes resuelvan los problemas. Les ayudarán a familiarizarse con los cálculos químicos.

- El fluoruro de sodio (NaF) es una sal empleada en la fabricación de pastas dentales que hace a los dientes más resistentes a los ácidos y ayuda a evitar caries. Cuando se descomponen 100 g de este compuesto, se obtienen 45.2 g de flúor y 54.8 g de sodio. ¿Cuánto sodio se obtendría si se descompusieran 325 g del compuesto? ¿Por qué?
- Al saber que la masa relativa del carbono es de 12 uma y al conocer las cantidades con que reacciona con oxígeno para formar monóxido de carbono, ¿cuál es la masa relativa del oxígeno en este compuesto?



Fig. 2.43. Según Dalton, en los dos casos ilustrados, 3 g de carbono deben incluir la misma cantidad de átomos, mientras que 8 g de oxígeno deben tener el doble de átomos que 4 g de ese elemento.



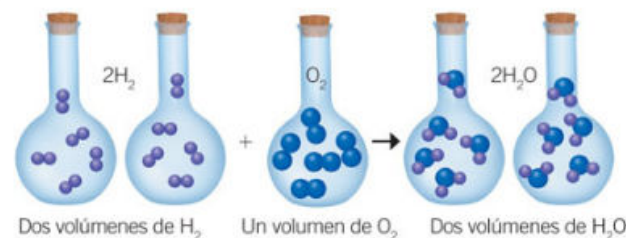
Fig. 2.44. Cada matraz representa un volumen determinado, por ejemplo, 1 L, el mismo en todos los casos.

les de dos elementos tenían masas diferentes. Sin embargo, Gay Lussac fue el primero en notar que cuando reaccionaban entre ellos para formar compuestos, si estaban a la misma presión y temperatura, lo hacían siempre en relaciones de volumen de números enteros. Observen los ejemplos en la figura 2.44.

Gay-Lussac intuyó que había alguna relación entre los volúmenes de gases que reaccionaban, pero no encontró una forma de explicar el fenómeno en su totalidad. Fue Amadeo Avogadro (1776-1856) un abogado y químico italiano quien en 1811 interpretó estos resultados y propuso el siguiente principio: volúmenes iguales de gases diferentes, en idénticas condiciones de temperatura y presión, contienen el mismo número de partículas, por lo que sus reacciones químicas ocurren siempre en relación con el volumen de números enteros.

Sin embargo, este principio por sí solo no explicaba completamente los volúmenes observados por Gay-Lussac, así que el mismo Avogadro sugirió que todo podría cuadrar si los elementos gaseosos, en lugar de ser átomos sueltos, formaban partículas de dos átomos, es decir **moléculas diatómicas**. Tras esta explicación, observen cómo quedaba la reacción del agua en la figura 2.45, en la que también se presenta algunas moléculas de cada gas.

Fig. 2.45. Los gases, como el hidrógeno y el oxígeno, forman moléculas diatómicas con enlaces covalentes. También forman moléculas de agua en proporción 2:1 (H:O).



Actividad

De forma individual, analicen, respondan y comenten con el grupo.

- Elaboren un esquema que represente la reacción del hidrógeno con el cloro basándose en el principio de Avogadro. Deduzcan cuál es la fórmula del cloruro de hidrógeno.
- Si tres volúmenes de hidrógeno reaccionan con solo un volumen de nitrógeno para generar dos volúmenes de amoníaco, ¿cuál es la fórmula de cada una de estas sustancias y cómo se representa la reacción que ocurre?
- Expliquen la diferencia que hay entre la idea de átomo y la de molécula.

Durante el siglo XIX el modelo de Dalton sirvió para realizar muchos cálculos y predicciones con reacciones químicas. La tabla de masas relativas de los átomos de diferentes elementos que Dalton había calculado, resultaba de mucha utilidad pero tenía errores, pues él creía que los átomos siempre se unían en la proporción más simple posible y había considerado que el agua se formaba con solo un átomo de oxígeno y uno de hidrógeno, HO, en vez de H₂O, así que había calculado de forma incorrecta la masa relativa del oxígeno.

Para corregir este error fue necesario analizar otro fenómeno químico. Joseph L. Gay-Lussac (1778-1850), estudiaba muchas reacciones con gases, entre ellas la formación de vapor de agua a partir de hidrógeno y oxígeno. Le llamó mucho la atención en primer lugar, que los gases tenían diferentes densidades, por lo que volúmenes iguales

El trabajo de Cannizzaro

Entre el trabajo de otros investigadores, destacó el de Stannislao Cannizzaro (1826-1910) quien nació en Palermo, Italia (fig. 2.46). Estudió medicina en su tierra y química en Pisa, pero dejó sus estudios en 1848, el año de las revoluciones de Europa, para participar en la fallida toma de Messina contra el rey borbónico de Nápoles. Se fue exiliado a París, donde hizo sus primeros aportes a la química.

En 1851 regresó a Italia y se dedicó a trabajar en el mayor problema de la química del momento: la confusión en la determinación de la estructura de las sustancias, para diferenciar átomos de moléculas y para acordar cuáles eran las masas relativas correctas.

Cannizzaro se dedicó a analizar las ideas de Avogadro sobre los volúmenes de gases y sobre las moléculas diatómicas, que no habían sido consideradas seriamente durante medio siglo, pero que permitían aclarar y facilitar los cálculos y experimentos en los que había desacuerdos. Cannizzaro repitió experimentos pero de forma sistemática y detallada, en particular la medición de masas y volúmenes.

Se dio cuenta de que, si dos gases tenían la misma cantidad de partículas en el mismo volumen, simplemente al comparar sus densidades se podía calcular la masa relativa de las partículas sin tener que hacer reacciones químicas y cálculos complejos; si además se consideraba que los gases elementales formaban moléculas diatómicas, los cálculos cuadraban a la perfección para todos los gases conocidos.

En 1858 publicó el artículo *Sunto di un Corso de Filosofia Chimica* (Resumen de un curso de filosofía química) en la revista *Il Nuovo Cimento*, en el que expuso sus conclusiones, que resultaron útiles para diferenciar los conceptos de átomo y molécula y aclarar los cálculos de masas relativas de estas partículas.

Con la sistematización que logró, Cannizzaro facilitó el trabajo de gran cantidad de químicos que, a partir de entonces, pudieron calcular datos de las masas atómicas y moleculares de muchas sustancias conocidas y de otras que iban descubriendo.

Actividad

En equipos revisen el ejemplo y esquematizan los resultados. Luego respondan.

Un globo con hidrógeno tiene un volumen de 8 L y masa de 0.7 g; otro también de 8 L, tiene 13.3 g de flúor. ¿Cuál es la masa atómica de flúor? (Fig. 2.47)

- Como los dos globos tienen el mismo volumen y condiciones similares, presentan la misma cantidad de moléculas diatómicas, H₂ y F₂.
- La relación entre la masa es también la que hay entre las moléculas: 13.3 g/0.7 g = 19
- La molécula de F₂ tiene 19 veces más masa que la de H₂ y como ambas son de dos átomos, la relación se mantiene entre los átomos. La masa atómica del flúor es de 19 uma.

1. Si los globos de hidrógeno y flúor del problema anterior hubieran sido de diferente volumen cada uno, hubiera sido más conveniente hacer la comparación y los cálculos con sus datos de densidad, en lugar de los de masa. ¿Por qué?
2. ¿Cómo se habría alterado el cálculo si uno de los gases estuviera formado de moléculas de más de dos átomos?
3. La densidad de un globo con hidrógeno es de 0.0000875 g/ml. Un globo de 10 L con ozono (O₃) en las mismas condiciones, tiene una masa de 21 g. Según estos datos, ¿cuál es la masa atómica del oxígeno? ¿Y cuáles serán las masas moleculares del O₂ y el O₃?



Fig. 2.46. En 1871, Cannizzaro fue nombrado senador y como parte de su trabajo colaboró para mejorar la educación científica italiana.

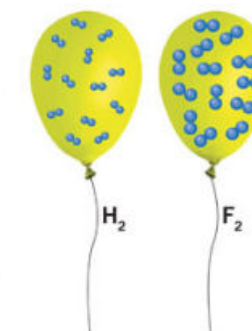


Fig. 2.47. No es necesario saber cuántas partículas hay en los globos, lo importante es que hay la misma cantidad en volúmenes iguales. La representación permite darnos cuenta de que el F₂ tiene partículas mayores y es más denso, aunque el tamaño de los dibujos no sea el real.

La clasificación de los elementos

En el primer congreso de química, que se organizó en Karlsruhe, Alemania, en 1860, Cannizzaro presentó las conclusiones de su trabajo, aclaró los conceptos de átomo y molécula, retomó las ideas de Avogadro y mostró cómo simplificar cálculos y experimentos. En esta reunión estaban alrededor de 140 de los químicos más renombrados, todos europeos excepto uno, Luis Posselt, de México. Aunque muchos de ellos pusieron en duda estas ideas, la mayoría comenzó a aplicarlas en sus procesos experimentales.

Entre los asistentes al congreso estaban también dos jóvenes destinados a pasar a la historia por sus aportaciones a la clasificación de los elementos: el ruso Dimitri Ivanovich Mendeleiev (1834-1907) y el alemán Lothar Meyer (1830-1895). Pero antes de analizar su trabajo, veamos algunos intentos previos para organizar la información sobre los elementos:

Las triadas de Johan W. Döbereiner (1780-1849)

En 1817, este investigador alemán presentó lo que significaba un intento por organizar elementos en grupos de tres, al reunir aquellos con propiedades similares. En las triadas, el promedio de las masas atómicas del mayor y el menor era muy similar al de enmedio, lo cual le pareció significativo. Entre sus conjuntos estaban: litio (Li), sodio (Na) y potasio (K); calcio (Ca), estroncio (Sr) y bario (Ba); cloro (Cl), bromo (Br) y yodo (I). Sin embargo, le quedaron muchos elementos sin triada y otros conjuntos podían ser de más de tres elementos, por lo que su propuesta no prosperó.

Las clasificaciones periódicas

La primera clasificación **periódica** fue realizada por A. E. Beguyer de Chancourtois (1820-1886) en París en 1862. Este profesor de geología ordenó elementos de acuerdo con sus masas atómicas sobre la superficie de un cilindro dividido en dieciséis secciones y se dio cuenta de que los que quedaban en la misma vertical tenían propiedades similares; tampoco se le dio importancia en su época.

Posteriormente el inglés Alexander Newlands (1837-1898) también ordenó los elementos conocidos y se dio cuenta de que el octavo elemento se parecía al primero, el noveno al segundo y así sucesivamente. Desafortunadamente, esta periodicidad dejaba de aparecer después del calcio, por lo que tampoco se consideró esta clasificación por octavas.

La tabla periódica de Mendeleiev

Dimitri Ivanovich Mendeleiev nació en 1834, en Tobolsk, Siberia, Rusia, y pronto se trasladó a San Petersburgo. Al mismo tiempo que impartía clases en la universidad escribía libros y desarrollaba sus ideas sobre la periodicidad química (fig. 2.48).

Para organizar los elementos, Mendeleiev preparó tarjetas, una para cada uno, en las que incluía sus propiedades físicas y químicas. Asimismo, hacía énfasis en la valencia o capacidad de combinación y en los compuestos que se formaban con el oxígeno y el hidrógeno.

Estas tarjetas las organizó en orden de masa atómica creciente y colocó los elementos similares en las mismas columnas, aunque en el caso del yodo y el telurio tuvo que invertir el orden para que quedaran en la columna de similares.

En 1871 presentó este ordenamiento, con el que concluyó que efectivamente las propiedades de los elementos eran periódicas, además se atrevió a anunciar que en algunos huecos que quedaban debían entrar elementos que no se conocían, a los que llamó eka-boro, eka-aluminio y eka-silicio, por los elementos que quedaban sobre los huecos en las columnas correspondientes. Predijo además las propiedades que debían tener.



Fig. 2.48. Mendeleiev murió en 1907, cuando sus aportaciones a la clasificación de los elementos empezaban a ser reconocidas.

Glosario

periódico. Que sucede u ocurre con regularidad o con una frecuencia determinada.

Este ordenamiento fue muy similar al que obtuvo Lothar Meyer, quien trabajó en Alemania, pero pese a la coincidencia, su trabajo fue ridiculizado. Se decía que, como ambos eran profesores, habían buscado una forma didáctica de mostrar los elementos, pero que no tenían fundamento científico.

En 1875 se descubrió el galio, en 1879 el escandio y en 1886 el germanio, cuyas propiedades coincidían con mucha precisión con las del eka-boro, el eka-aluminio y el eka-silicio predichos. Observen en la tabla 2.9 la comparación de algunas de las propiedades que Mendeleiev predecía para el eka-silicio y las del germanio.

El descubrimiento de los elementos que Mendeleiev había predicho influyó de manera decisiva en la aceptación de su clasificación. La tabla de Mendeleiev (fig. 2.49), se completó con el posterior descubrimiento de los gases nobles, como el helio (He) y el neón (Ne), por parte de Lord Raileigh y William Ramsay, y con los elementos radiactivos que aparecieron a lo largo del siglo XX. Esta información fue la base para la construcción de la tabla periódica moderna, la herramienta más útil de la química.

Fila	Grupo I RH, R ₂ O	Grupo II RO	Grupo III R ₂ O ₃	Grupo IV RH, RO ₂	Grupo V RH, R ₂ O ₃	Grupo VI RH, R ₂ O ₃	Grupo VII RH, R ₂ O ₃	Grupo VIII RO ₂
1	H = 1							
2	Li = 7	Be = 9.4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27.3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35.5	
4	K = 39	Ca = 40	— = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56, Co = 59, Ni = 59, Cu
5	(Cu = 63)	Zn = 65	— = 68	— = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
6	Rb = 83	Sr = 87	?Yt = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	— = 100	Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106, Ag = 108
7	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 125	I = 127	
8	Cs = 133	Ba = 137	?Di = 138	?Ce = 140				
9								
10			?Er = 178	?La = 180	Ta = 182	W = 184		Os = 195, Ir = 107, Pt = 198, Au = 199
11	(Au = 199)	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 208			
12				Th = 231		U = 240		

Fig. 2.49. En la tabla de Mendeleiev aún no había número atómico, pues no se habían descubierto las partículas subatómicas como los electrones y los protones.

Tabla 2.9. Propiedades del eka-silicio y del germanio

Predicciones para eka-silicio (Es)	Propiedades del germanio (Ge)
Masa atómica: 72 uma	Masa atómica: 72.6 uma
Metal gris oscuro	Metal gris claro
Alto punto de fusión	Punto de fusión: 938 °C
Densidad: 5.5 g/cm ³	Densidad: 5.36 g/cm ³
Se obtendrá de K ₂ EsF ₆	Se obtiene de K ₂ GeF ₆
Poco soluble en HCl	No se disuelve en HCl
Formará EsO ₂	Forma el óxido GeO ₂
Densidad del EsO ₂ : 4.6 g/cm ³	Densidad del GeO ₂ : 4.7 g/cm ³

Compartamos lo aprendido

Para analizar lo que revisamos en estas páginas organicen un debate en clase.

- El tema será: ¿Es importante comunicar los logros de la ciencia? Resalten qué ocurría si cada científico guardara sus resultados para su uso exclusivo.

En equipos de tres integrantes, escriban un ensayo de una cuartilla sobre la importancia del trabajo de Cannizzaro y el de Mendeleiev.

- Hagan énfasis en lo que significó para el avance de la química el hecho de que publicaran sus resultados. Compártanlo y coméntenlo en clase. Esta es una buena oportunidad para realizar una coevaluación de su avance durante esta secuencia con otro compañero. Para ello, revisen las páginas 69 a 71.

Revisen en grupo las preguntas del inicio de la secuencia y comenten cómo cambiaron sus respuestas.

Tabla periódica: organización y regularidades de los elementos químicos



Fig. 2.50. Las disoluciones desinfectantes de color ámbar contienen yodo como antiséptico, que no deshidrata como el alcohol ni cauteriza como el agua oxigenada.

Regularidades en la Tabla Periódica de los Elementos químicos representativos

Si alguna vez se rasguñan o se cortan, necesitan desinfectar la herida. Para hacerlo pueden encontrar muchos productos como alcohol o agua oxigenada, pero entre los más efectivos están las disoluciones de yodo, que eliminan a los microbios al oxidar muchos de los compuestos de su estructura (fig. 2.50). Para desinfectar y limpiar albercas se emplean disoluciones de cloro, que oxida toda la materia de los seres vivos y prácticamente la degrada hasta formar compuestos solubles o gases que escapan del agua.

Con actividad similar pero más intensa, el flúor y el bromo son elementos muy oxidantes, tanto que resulta peligroso el contacto con ellos. El flúor, con átomos más pequeños, y el cloro, que le sigue, son gases, mientras que el bromo es líquido muy volátil y el yodo, de átomos mayores es un sólido que se sublima con facilidad. Estos elementos no son idénticos, pero sus propiedades son similares y muestran diferencias que van variando de forma paulatina.

- ¿Qué propiedades de las que conozcan pueden determinar la colocación de los elementos mencionados en la tabla periódica?
- ¿Qué datos y características piensan que sería conveniente encontrar en ella?
- ¿Por qué la tabla periódica es una herramienta fundamental de los químicos?

Organizar la química

Si buscan los elementos mencionados en el inicio de esta página en la tabla de Mendeleiev, verán que, en ese acomodo basado en las masas atómicas, quedaron en una misma columna, y en la tabla periódica actual forman una familia llamada "halógenos".

Con muchos elementos ocurren situaciones similares, y gracias al trabajo de muchos investigadores desde hace más de dos siglos, conocemos lo suficiente para identificar que en la Naturaleza hay una regularidad asombrosa: similitudes y diferencias que nos ayudan a clasificar y ordenar para que el conocimiento del Universo sea más organizado y accesible.

La cantidad de sustancias conocidas hasta ahora es muy grande, piensen lo difícil que resultaría saber las propiedades de todas ellas. Afortunadamente, ni los estudiantes ni los químicos tienen que aprender toda la información sobre los elementos y los compuestos, pues existen mecanismos de clasificación, sistematización, almacenamiento y comunicación de conocimientos que facilitan esta tarea, de forma similar a como se organizan las ideas y la información en otras actividades, como los libros en una biblioteca.

Una de las herramientas más preciadas de los químicos es la tabla periódica, que reúne a todos los elementos e indica también muchas de sus propiedades. Y no solo es fundamental por los datos que se pueden obtener de ella, sino porque el orden de los elementos permite deducir muchas otras características.

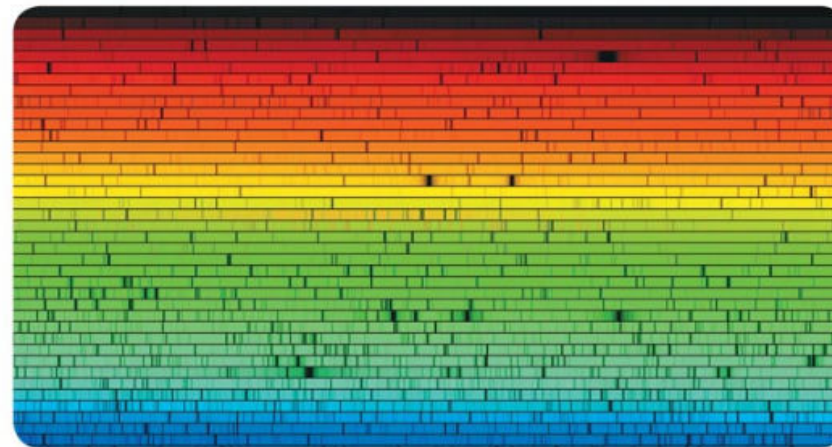


Fig. 2.51. La existencia del helio se dedujo a partir del **espectro de emisión** de la luz solar que se ve en la figura, en el que aparecían líneas que no correspondían a ningún elemento conocido. *Helios*, en griego, quiere decir Sol.

De la tabla de Mendeleiev a la tabla periódica actual

La tabla periódica actual deriva de la de Mendeleiev, pero no tiene la misma presentación. Una vez que se aceptó la que presentó en 1871, tras comprobar que estaba bien fundamentada y era útil para predecir propiedades de los elementos, se le fueron haciendo modificaciones hasta que quedó como la conocemos. Veamos en qué consistieron los cambios principales:

- Entre el fin del siglo XIX y el principio del siglo XX se descubrieron muchas propiedades del átomo, como el hecho de estar formado por protones, neutrones y electrones. Si los elementos se ordenaban de forma ascendente con respecto al número de protones, es decir, el número atómico (Z), quedaban en el orden que Mendeleiev les había asignado, sin tener que invertir las posiciones de los pocos que no encajaban al acomodarlos por su masa atómica, como el telurio y el yodo, mencionados en el contenido anterior. Desde entonces, la **ley Periódica** se enuncia de la siguiente forma:

Las propiedades de los elementos son una función periódica de su número atómico, es decir, se repiten cíclicamente a medida que se avanza en la cantidad de protones.

- El descubrimiento de los gases nobles, helio, neón, argón, kriptón, xenón y radón, entre 1894 y 1900 por parte de William Ramsay (1852-1919), así como el estudio de los elementos radiactivos, fue determinante para aumentar los elementos de la tabla (fig. 2.51).
- En 1913, el físico Henry Moseley (1887-1915), tras ahondar en el estudio de muchas propiedades periódicas y tener en cuenta los modelos atómicos ya propuestos, le dio a la tabla la apariencia que hoy conocemos.
- La tabla periódica no es un trabajo terminado, pues los elementos y sus propiedades aún se analizan y se profundiza en su conocimiento. El descubrimiento de cómo modificar los elementos para hacer nuevos ha permitido crear algunos artificiales o sintéticos, que se han ido añadiendo en las últimas décadas y de los cuales se hablará más adelante.

Actividad

La herramienta más importante para este curso será la tabla periódica. No tendrán que aprenderla de memoria, pero aprendan a utilizarla para lo que veremos más adelante.

Revisen sus componentes, qué elementos, símbolos y propiedades ya conocen, cómo se modifican los datos a medida que avanza el número atómico, etcétera.

Glosario

espectro de emisión.

Imagen que se logra al descomponer con un prisma la luz emitida por un cuerpo luminoso, como un elemento al calentarlo.

		Grupo																	
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
		IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA	O	
n=1	1	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
n=2	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
n=3	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21
n=4	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22
n=5	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23
n=6	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24
n=7	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25
n=18	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36

		Grupo																	
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
		IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA	O	
Lantánidos	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75
Actínidos	87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104	105

1) Los elementos con letra gris son artificiales Fuente: Unión Internacional de la Química Pura y Aplicada, IUPAC, noviembre de 2016.

Estructura y organización de la información en la tabla periódica

Cuando se analiza un elemento, entre las principales características que es necesario identificar están sus propiedades físicas y la forma en la que puede reaccionar con otras sustancias; esencialmente, esa es la información que encontramos en la tabla periódica. Los elementos con similitudes están incluidos en un conjunto determinado.

Los que pertenecen al mismo renglón comparten una característica, pues aunque todos tienen propiedades diferentes, sus electrones de valencia, los de la última capa ocupada, están en el mismo nivel de energía, que se representa con la letra n. A estos renglones los llamamos **periodos** y se identifican con un número n=1 al n=7 que aparece en el extremo izquierdo.

A los conjuntos de elementos con propiedades físicas y químicas similares se les llama **familias** o **grupos**, y están conformados con los elementos que aparecen en la **misma columna**. Hoy, cada familia se identifica con un número del 1 al 18 (fig. 2.52). Los gases nobles o inertes forman la familia 18, y los halógenos, la familia 17. Sin embargo, en algunas tablas anteriores a 1985, encontrarán otra forma de nombrar a las familias que empleaba números romanos y las letras A y B que, aunque tenía relación con la valencia o capacidad de combinación de los elementos, se sustituyó por ser poco práctica.

Los elementos de las familias **1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 y 18** son conocidos como **elementos representativos**, y son los que se comportan con mayor regularidad con respecto a las características que analizamos en el modelo de Bohr.

Cada uno de los grupos, en general, tiene propiedades muy específicas. Las familias **3 a 12** contienen los **metales de transición**, que son los elementos que se comportan típicamente como los metales descritos en páginas anteriores.

Comencemos identificando las características que se pueden localizar en la tabla. Los datos que están en todas son el **símbolo** del elemento, el **número atómico** (Z) o número de protones, que es la característica principal y distintiva de su átomo, y la **masa atómica** (A). Aquí se han incluido el nombre en español y líneas de colores en el lateral izquierdo para indicar el estado de agregación a 25 °C y 1 atm de presión.

Con un color de fondo se agrupan los diferentes tipos de elementos, las letras del elemento en color negro son elementos que se encuentran naturalmente en nuestro planeta, los grises son aquellos que se han fabricado de manera artificial. En el lado derecho del cuadro aparece el número de oxidación, que se relaciona con los electrones que un átomo puede perder o ganar al reaccionar con otro y que resultará muy útil más adelante (fig. 2.53).

Actividad En equipo realicen las actividades y respondan en su cuaderno. Luego, comparen sus respuestas con el grupo.

- Con ayuda de la tabla periódica escriban el símbolo de estos elementos: estaño, cobalto, níquel, arsénico, bromo y platino.
- Localicen el mercurio e indiquen su masa atómica y su número atómico.
- ¿Qué elementos consideran que son los más parecidos al calcio? ¿Por qué?
- ¿Qué elemento está en la familia 5 en el cuarto periodo? Recuerden la anécdota que narramos sobre él.
- ¿Qué número atómico tiene el último elemento que se puede encontrar de forma natural? ¿Cuál es?



Fig. 2.52. El cobre, la plata y el oro, de la familia 11, tienen en común que son los mejores conductores de electricidad y los más dúctiles.

20	2
Ca	
40.08	
Calcio	

Fig. 2.53. Identifiquen la información de la tabla. En otras se pueden encontrar otras propiedades periódicas como densidad o puntos de fusión o ebullición.



Fig. 2.54. Los metales alcalinos en su forma metálica, como el sodio, deben conservarse en solventes derivados del petróleo que los aíslan del aire.

Familia 1: Metales alcalinos

El litio (Li), el sodio (Na), el potasio (K), el rubidio (Rb), el cesio (Cs) y el francio (Fr), son los metales alcalinos y tienen como propiedades comunes:

- Son sólidos brillantes, pero a diferencia de los metales comunes, son blandos y pueden cortarse con cuchillo. Sus puntos de fusión y sus densidades son bajos.
- Tienen un solo electrón en su capa de valencia, por lo que son muy reactivos y se oxidan, es decir, pierden ese electrón con muchísima facilidad y con gran liberación de energía. Crean cationes de carga 1+, por lo que solo los encontramos formando compuestos en la Naturaleza. Algunos incluso se incendian al contacto con el oxígeno del aire o con el agua.

Muchos compuestos de estos elementos, particularmente los de sodio y potasio, son muy abundantes en la superficie de nuestro planeta. Para transformarlos a la forma del metal se requieren procesos químicos muy complejos y que gastan mucha energía (fig. 2.54). Estos metales se oxidan al contacto con el agua y forman compuestos básicos o alcalinos, como el hidróxido de sodio (NaOH).

Si observan la tabla periódica verán que en la familia 1 se encuentra también el hidrógeno, pues solo tiene un electrón de valencia y normalmente lo pierde. Sin embargo, como la órbita en la que se encuentra su electrón se llena con dos, este elemento también se estabiliza al recibir o compartir electrones. Así forma moléculas de H_2 , a diferencia de sus compañeros de familia, y en eso se parece a los elementos de la familia 17.

Familia 2: Metales alcalinotérreos

Esta familia o grupo, que integran el berilio (Be), magnesio (Mg), calcio (Ca), estroncio (Sr), bario (Ba) y radio (Ra), tiene las siguientes características:

- Son sólidos con propiedades metálicas típicas. Son más duros y densos que los de la familia 1.
- Tienen dos electrones en su capa de valencia que tienden a perder para formar cationes de carga 2+, así que se oxidan fácilmente sobre todo al calentarlos, por lo que se encuentran en la Naturaleza como óxidos y sales, aunque son un poco menos reactivos que los metales alcalinos.

El magnesio (fig. 2.55) y el calcio también están entre los elementos más abundantes de la corteza terrestre, pero lo común es tenerlos en minerales como el talco o el yeso. En la forma metálica el magnesio fue el primer elemento con el que se hicieron *flashes* de fotografía, pues al calentarlo con el efecto de una pequeña corriente eléctrica, se oxida rápidamente y emite una potente luz blanca.

Actividad

En parejas, respondan en su cuaderno.

- Algunos metales alcalinos son más reactivos que otros, si esta reactividad está relacionada con la facilidad de perder su electrón de valencia, ¿cuál será el que reacciona más violentamente? ¿Y el que menos? ¿Por qué?
- El radio atómico es una forma de medir el tamaño de los átomos que se mide en Angstrom (Å) (1 Angstrom = 10^{-10} m). Elaboren una gráfica del número atómico y el radio atómico de estos elementos (berilio, 1.4 Å; magnesio, 1.72 Å; calcio, 2.23 Å; bario, 2.78 Å). Analicen la gráfica y respondan: ¿cómo predecirían el radio atómico del estroncio?

Con la guía de su profesor revisen en grupo sus respuestas. Lleguen a conclusiones y anótenlas en su cuaderno.

Familias 13, 14, 15 y 16: no metales, metaloides y metales

En los grupos 13, familia del boro; 14, familia del carbono; 15, familia del nitrógeno, y 16, familia del oxígeno, se observa una diferencia con respecto a las demás, pues cada una contiene elementos que no son tan parecidos entre sí. En ellas aparece la división entre los metales y los no metales; los elementos que están en medio, en la diagonal de la figura 2.56, son los metaloides, pues presentan algunas propiedades parecidas a metales y otras a los no metales.

Para explicar las diferencias en una misma familia podemos analizar los siguientes hechos:

- A medida que nos acercamos a la familia 18, en la que están los elementos estables con capas de valencia llenas, la tendencia a ganar electrones aumenta.
- En los elementos que están en los periodos inferiores, disminuye la tendencia a ganar electrones pues sus átomos, de alto número atómico, tienen varias capas internas con electrones ya completas, que repelen a los electrones que están en la capa de valencia, haciendo que su atracción hacia el núcleo sea menor.

El aluminio (Al), el galio (Ga), el indio (In), el estaño (Sn), el talio (Tl), el plomo (Pb) y el bismuto (Bi), pierden sus electrones con facilidad y tienden a oxidarse y a tener propiedades similares a los metales.

Los elementos como el carbono (C), nitrógeno (N), fósforo (P), oxígeno (O), azufre (S), y selenio (Se), se comportan como explica el modelo de Bohr, normalmente ceden o comparten electrones para llenar sus órbitas, y conforman a los típicos **no metales**, que se presentan en diferentes estados de agregación.

La forma más común del oxígeno y del nitrógeno es formar gases con moléculas diatómicas (O_2 y N_2), mientras que el carbono, el fósforo, el azufre y el selenio son sólidos.

A diferencia de los metales que solo pueden perder electrones, muchos de estos elementos pueden compartirlos al hacer enlaces covalentes o recibirlos de otros elementos. Con estas posibilidades, aparece un fenómeno común entre ellos: se pueden presentar de manera natural en varias formas físicas diferentes, que varían de propiedades por la forma en la que se unen sus átomos.

Un ejemplo es el oxígeno, que normalmente es O_2 en el aire pero también puede formar moléculas de tres átomos (O_3) que llamamos ozono. Este fenómeno se conoce como **polimorfismo** o **alotropía** y las diferentes formas del elemento se llaman formas **alotrópicas**.

El carbono es un caso interesante, pues tiene muchas formas alotrópicas: se presenta comúnmente como **grafito**, sólido que, a diferencia de la mayoría de los no metales, por el acomodo de sus átomos puede conducir la electricidad. Pero también puede formar **diamante** y **carbón amorfo** (sin un acomodo molecular determinado).

En 1985, Harol Kroto, James Heath, Sean O'Brian, Robert Curl y Richard Smalley informaron que habían descubierto una nueva estructura en la que el carbono podía formar esferas de varios átomos, la principal de fórmula C_{60} . A estos les llamaron **fullerenos**, en honor al arquitecto alemán Richard Buckminsterfuller, que diseñó las carpas geodésicas en las que la estructura es igual a la que forman los átomos de carbono en estas formas alotrópicas.

Los fullerenos pueden formar tuberías minúsculas y estructuras muy variadas que hoy son la base de la experimentación en **nanotecnología**, la moderna investigación que tiene como objetivo desarrollar maquinarias y estructuras de tamaños atómicos que cada vez tienen más aplicaciones tecnológicas (fig. 2.57).

5	3			
B				
10.81				
Boro				
	14	+4		
	Si	2		
	28.08			
	Silicio			
	32	2	33	+3
	Ge	3	As	5
	72.64		74.92	
	Germanio		Arsénico	
		51	+3	52
		Sb	4	Te
		121.75		127.6
		Antimonio		Telurio
			84	2
			Po	4
			(209)	
			85	+3
			At	
			(210)	
			Ata	

Fig. 2.56. Los metaloides también se conocen como semimetales.



Fig. 2.55. En las distribuidoras de reactivos y sustancias químicas se puede comprar polvo o cinta de magnesio.

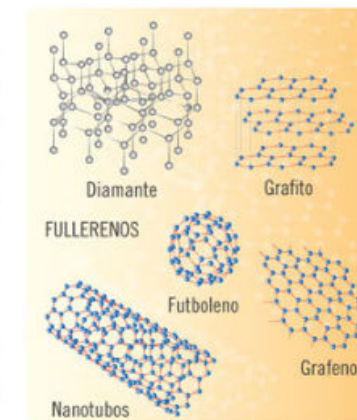


Fig. 2.57. Las propiedades muy diferentes de los alotropos del carbono son reflejo de las distintas formas de unión entre sus átomos.

Y por si fuera poco, no paran las sorpresas, pues en 2004, los físicos Andre Geim y Konstantin Novoselov anunciaron el descubrimiento del **grafeno**, una capa monoatómica de grafito cuyos derivados han revolucionado el estudio de los materiales.

Una aplicación del grafeno es la elaboración de materiales electrónicos flexibles con los que se fabricarán pantallas enrollables y también el material más ligero del mundo, aerogel, de solo 0.16 g/cm^3 de densidad. Seguramente muy pronto escucharán noticias relacionadas con este material.

Actividad experimental Conozcamos un elemento: el azufre

Propósito: Obtener una forma diferente del azufre e imprimir con ella la cara de una moneda.

Materiales

- Azufre en polvo
- Vasos pequeños de precipitados
- Sistema para calentar, cerillos
- Vaso de cartón desechable
- Moneda grande (puede ser de \$10)

Desarrollo

Un día antes de realizar la actividad pidan a su profesor que les indique dónde conseguir el material requerido. Antes de iniciar lean el procedimiento completo y coméntelo con el profesor para que les explique lo que no quedó claro.

- En el fondo del vaso desechable corten un hueco del diámetro de la moneda e incrustenla ahí.
- En un vaso de precipitados coloquen una cucharada de azufre en polvo y caliéntenlo hasta que se funde.
- Viertan unas gotas de azufre fundido en un vaso con agua fría, rescaten el sólido que se forma y compárenlo con el azufre en polvo.
- Vacíen el resto en el vaso desechable hasta que cubra la moneda, déjenlo enfriar, desprendan la moneda y observen el azufre sólido (fig. 2.58).

No desechen a la basura el azufre sólido, el profesor lo recuperará para emplearlo después.

Conclusiones

- Anoten en su cuaderno las características iniciales del azufre, cómo se ve fundido y cómo queda al enfriarse.
- Discutan en equipo estas preguntas y obtengan conclusiones:
 - ¿Los cambios observados son físicos o químicos? ¿Cómo lo saben?
 - ¿Qué podrían hacer para comprobar que el sólido recuperado del vaso con agua es el mismo elemento que el polvo inicial?
 - El polvo de azufre tiene fórmula S_8 y el recuperado del agua es S_n , pues muchos átomos se unen y forman una larga cadena. ¿Son el mismo elemento? ¿Qué son entre ellos?

Los **metaloides** presentan propiedades diversas. Por ejemplo, el silicio (Si), el germanio (Ge), y el arsénico (As) son sólidos que no tienen apariencia metálica, son semiconductores, es decir, materiales capaces de conducir la corriente eléctrica, cuya resistencia varía con los cambios en algunas condiciones como la temperatura o la presión y pueden generar corriente al ponerlos a la luz.

Las características particulares de este grupo de elementos permite emplearlos en la fabricación de piezas fundamentales para las computadoras, los chips, y de las celdas solares para transformar la luz del Sol en energía eléctrica.

Halógenos

Los elementos flúor (F), cloro (Cl), bromo (Br) y yodo (I), miembros de la familia 17, se conocen como **halógenos**, término que proviene del griego y que significa "formadores o generadores de sales". Entre sus propiedades podemos mencionar:

- Sus puntos de fusión y ebullición son bajos. A temperatura ambiente, F_2 y Cl_2 son gases, Br_2 es un líquido muy volátil y I_2 es un sólido que se sublima al aplicarle calor. El astato (At) también se localiza en esta columna, pero podemos clasificarlo como metaloide y es un elemento muy poco común por ser artificial.
- Son muy corrosivos y reaccionan rápidamente con los metales, oxidándolos.
- Con H_2 reaccionan formando gases incoloros que al disolverse en agua forman ácidos.
- En la Naturaleza se encuentran siempre combinados con otros elementos haciendo enlaces iónicos o covalentes.

Gases nobles o inertes

Helio (He), neón (Ne), argón (Ar), criptón (Kr), xenón (Xe) y radón (Rn) forman la familia 18, los gases nobles o inertes, que son los elementos menos reactivos de la tabla periódica. Son gases tan estables que durante mucho tiempo se pensó que no podrían reaccionar con ninguna otra sustancia. Sin embargo, en 1962 se sintetizó el primer compuesto con un gas noble y desde entonces ya se han logrado varios.

Sus partículas son monoatómicas, a diferencia del resto de los elementos gaseosos, que forman moléculas diatómicas. Estos gases tienen muchas aplicaciones y algunas de ellas aprovechan precisamente su baja reactividad, por ejemplo:

- El helio es mucho menos denso que el aire, pero no es inflamable, por lo que resulta ideal para inflar globos (fig. 2.59).
- Cuando los buzos permanecen sumergidos largo rato a más de 8 m, deben usar tanques con una mezcla de helio y oxígeno para evitar que el nitrógeno a presión les produzca somnolencia.
- Contenidos en tubos de vidrio a baja presión, con la aplicación de un voltaje, los gases nobles generan luz (fig. 2.60).
- Al contacto con el oxígeno, el filamento de los focos incandescentes se oxida y se revienta; por eso las bombillas se llenan con argón.

Compartamos lo aprendido

La tabla periódica es una herramienta muy útil, por lo que es recomendable entenderla y saber usarla. En el grupo podemos tener una colectiva.

Cada uno elija tres elementos, o los necesarios para repartir todos los de la tabla periódica, y elabore una tarjeta en cartón de $10 \times 10 \text{ cm}$ con estos datos del elemento:

- Símbolo
- Número atómico
- Masa atómica
- Nombre
- Números de oxidación

- En grupo decidan el acomodo de las fichas, el material que emplearán, si incluirán fotografías, etcétera. Luego, armen una gran tabla periódica y colóquenla en una pared del salón de clases.



Fig. 2.58. En lugar de vaso desechable pueden hacer un molde de cartón para rodear la moneda. Esperen que se enfríe antes de desarmarlo.



Fig. 2.59. Los globos podrían llenarse de hidrógeno en vez de helio, pero serían explosivos.



Fig. 2.60. Los focos llenos de gases nobles se conocen como "luces de neón" y son de diferente color.

Carácter metálico, valencia, número y masa atómica

¿Cómo usamos tantos números?

Clara leyó en un libro información que la confundió sobre el hidrógeno y el oxígeno, dos de los elementos más abundantes en el Universo. El hidrógeno tiene número atómico 1, masa atómica 1, un electrón de valencia y valencia 1, y el oxígeno tiene número atómico 8, masa atómica 16, seis electrones de valencia y valencia 2.

Tantos números 1 en el hidrógeno y tantos números diferentes en el oxígeno no le permiten ver con claridad dónde está la regularidad que dicen que hay en los elementos y que ha permitido organizar la tabla periódica.

Por fortuna, Ulises ya entendió cuál es el fundamento de esos números, qué información guardan y qué relación tienen con las propiedades físicas y químicas de los elementos. Así que decidió ayudar a Clara para sacarla de dudas.

- ¿Qué características de las que hemos estudiado sobre los elementos son las que los distinguen de los demás y los identifican?
- ¿Por qué piensan que es importante la organización sistemática de la información de los elementos en la tabla periódica?
- ¿Cómo deducirían la forma en que se relacionan entre sí los diferentes datos numéricos que aparecen en la tabla periódica para cada elemento?

Propiedades periódicas y número atómico

Entre todas las características y propiedades que podemos destacar para un elemento, la que lo identifica en primer lugar es su número atómico, Z , pues el número de protones del núcleo es el dato que determina de qué elemento se trata.

El número de masa, que corresponde a la cantidad de protones y de neutrones, es decir, el total de partículas del núcleo, es el que determina la masa total del átomo. Este número puede representarse con números decimales, pues incluye el promedio de masa de todos los isótopos o átomos de ese mismo elemento que tienen masa diferente debido a que su número de neutrones varía.

Algo similar pasa con los electrones, ya que en el elemento neutro su número es igual al de los protones, pero como pueden salir del átomo o recibir más al formar cationes o aniones, su cantidad varía sin que cambie el elemento.

Actividad

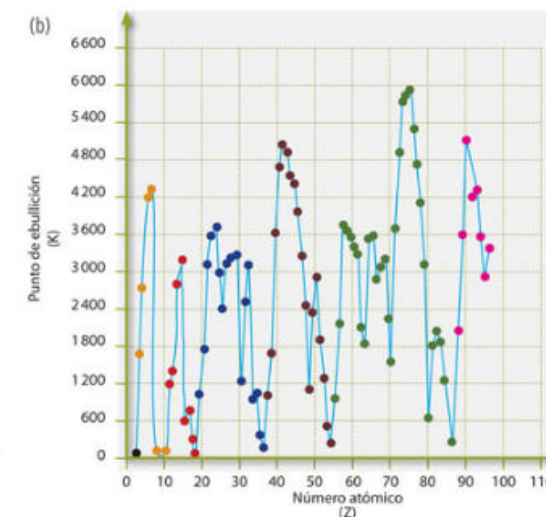
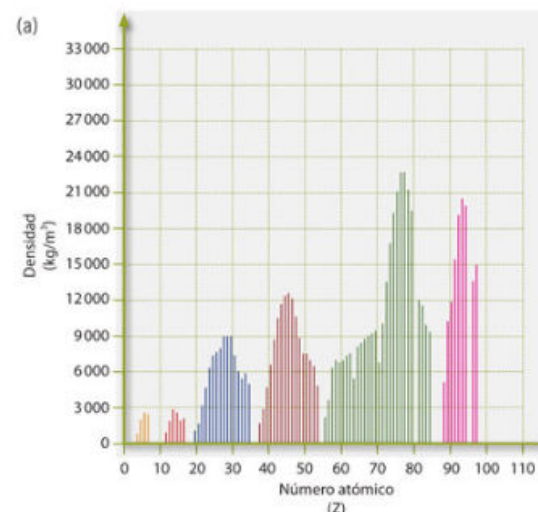
En parejas y mediante el uso de la tabla periódica respondan en su cuaderno. Luego comparen sus respuestas en grupo.

- Un átomo tiene 24 protones, 28 neutrones y 21 electrones. ¿De qué elemento se trata? ¿Se encuentra en estado neutro o está formando algún ion? ¿Cómo lo saben?
- El uranio es el principal elemento empleado en **plantas nucleares** y es el elemento de mayor masa atómica que existe de forma natural en nuestro planeta. ¿Cuántos protones tienen sus átomos? ¿Y electrones?
- Cuando un poco de potasio metálico se pone en agua, reacciona violentamente y se transforma en hidróxido de potasio (KOH). ¿Cuántos protones tiene el potasio metálico? ¿Y el KOH? ¿Y cuántos electrones tiene cada uno?

Glosario

planta nuclear.

Industria en la que se obtiene energía eléctrica al aprovechar el calor que liberan los núcleos de los átomos grandes al desintegrarse.



Al comparar otras propiedades de los elementos con respecto a sus posiciones en la tabla periódica, nos damos cuenta de que las características van cambiando con una cierta regularidad.

Para explicarlo, debemos tener en cuenta que los elementos están acomodados de acuerdo con un orden específico. Este consiste en que, a medida que avanzamos sobre las líneas horizontales o períodos, los átomos aumentan un protón por cada posición.

En cambio, los elementos que se encuentran en la misma familia tienen en su última capa el mismo número de electrones, lo que les hace comportarse químicamente o reaccionar en forma muy similar o igual ante otras sustancias.

El análisis de la evolución de propiedades como los puntos de fusión y ebullición, la densidad, el tamaño de los átomos y muchas más que veremos poco a poco, se puede hacer por medio de gráficas de los valores que van tomando contra el número atómico, Z . En las gráficas de las figuras 2.61a y 2.61b aparecen dos de ellas en las que se puede observar cómo estas características varían de forma periódica con respecto al número atómico.

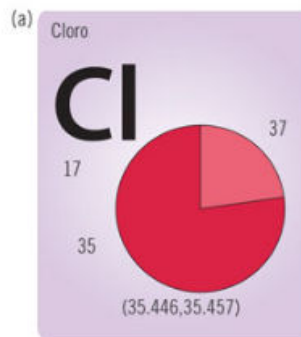
Actividad

Reúnanse en equipo y analicen las gráficas. Luego, respondan en su cuaderno.

- ¿Por qué en ambos casos las gráficas muestran valores que crecen y decrecen en forma repetida?
- En la gráfica de puntos de ebullición, los números atómicos que quedan en los menores valores cada vez que la curva decrece son los de los elementos $Z = 2$, $Z = 10$, $Z = 18$, $Z = 36$, $Z = 54$ y $Z = 86$. ¿De qué elementos se trata? Con base en el modelo atómico que hemos estudiado propongan una explicación que justifique por qué esos elementos tienen puntos de ebullición tan bajos.
- ¿Qué tipo de elementos deben ser los menos densos de la tabla periódica? ¿Por qué?
- El elemento $Z = 6$, pese a tener átomos pequeños, presenta un punto de ebullición de $4\ 830\ ^\circ\text{C}$, que es muy alto. ¿Por qué será tan difícil que se convierta en gas? Para encontrar la respuesta piensen en el tipo de uniones o enlaces que puede hacer este elemento.

Comparen sus respuestas con otro equipo y lleguen a acuerdos en ellas. En grupo y con la guía del profesor lleguen a respuestas conjuntas. Anótenlas en su cuaderno.

Fig. 2.61 a. La densidad es una propiedad de los elementos que va variando de forma periódica, como puedes ver en esta gráfica de barras. b. En esta gráfica de puntos se ve cómo evolucionan los puntos de ebullición de los elementos a medida que avanza el número atómico.



La masa atómica

Como ya vimos, una de las propiedades fundamentales de los elementos es la masa que asignamos a los átomos, pero esta no puede medirse directamente por la dificultad de acceder a tamaños tan pequeños.

Fue a partir del trabajo realizado por Dalton, a principios del siglo XIX, cuando comenzaron a realizarse los cálculos por medio del análisis de las masas de elementos y compuestos involucrados en diversas reacciones químicas, de esta manera se logró obtener las masas relativas entre átomos.

Las partículas que conforman a los átomos tienen diferentes masas. Los protones y neutrones son de masa muy parecida y a cada uno le corresponde una unidad de masa atómica o 1 uma. Por su parte, los electrones tienen una masa casi dos mil veces menor, por lo que no resultan significativos en la masa del átomo.

Si conocemos la cantidad de protones y neutrones de un átomo, dato que llamamos número de masa, automáticamente sabremos su masa en unidades de masa atómica. Sin embargo, si se fijan en los datos reportados en la tabla para prácticamente todos los elementos, verán que este dato no es un número entero, sino que tiene decimales.

El dato de masa atómica reportado en la tabla corresponde al promedio, según la abundancia de la masa de los diferentes isótopos que se hayan detectado en la Naturaleza, por eso no es un número entero.

Para ciertas actividades de investigación, este dato promedio no resulta suficientemente preciso, así que en 2011 la Unión Internacional de la Química Pura y Aplicada hizo una revisión y ajuste de las masas atómicas para los principales elementos y sugirió empezar a reportarlas en gráficas que mostraran qué isótopos son los más abundantes y en qué proporción, para que se comprendiera de dónde se obtiene el promedio reportado (fig. 2.62).

Cuando los elementos se unen químicamente para formar moléculas, identificamos su masa como **masa molecular** y la calculamos sumando las masas atómicas de todos los átomos unidos. Por ejemplo, la masa del hidrógeno es 1 uma, la de oxígeno es 16 uma, y la del agua (H_2O) es 18 uma, pues se forma con dos átomos de H y uno de O.

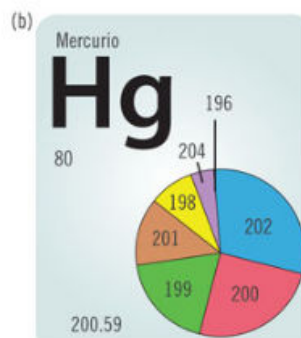


Fig. 2.62. En las gráficas se puede ver qué tan abundantes son los isótopos de cloro (a) y de mercurio (b), y las masas atómicas oficiales que se deben reportar.

Espacio tecnológico

En Internet existen muchas páginas como estas, en las que te encontrarán información detallada para los diferentes elementos:

www.ptable.com/?lang=es#Writeup/Wikipedia (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
www.lennotech.es/periodica/tabla-periodica.htm (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).

Actividad

En equipo, analicen y respondan.

- El cobre tiene dos isótopos, cobre 63 y cobre 65. La masa que aparece en la tabla periódica para este elemento es 63.54 uma. ¿Cuál de los dos isótopos es más abundante? ¿Por qué?
- ¿Qué masa molecular corresponde a estas sustancias? Ozono (O_3), ácido sulfúrico (H_2SO_4), hidróxido de aluminio ($Al(OH)_3$).

Con la guía de su profesor, comparen y discutan sus respuestas en grupo. Anoten las conclusiones en su cuaderno.

La valencia

El concepto de *valencia* puede confundirse con los electrones de valencia. Ambos datos están relacionados, pero no representan el mismo concepto, así que es conveniente que los definamos y contrastemos.

- **Electrones de valencia:** electrones ubicados en la última órbita o capa del modelo de Bohr, cuya cantidad determina la forma en la que puede reaccionar el elemento.
- **Valencia:** número que representa cuántos enlaces puede hacer un elemento, es decir, su capacidad de combinación. Según esta definición, el número solo puede ser positivo, pues ningún átomo podría hacer -1 enlace.

Otro concepto que emplearemos posteriormente suele confundirse con la idea de valencia y, en ocasiones, de forma errónea, se maneja como sinónimo:

- **Número de oxidación:** este dato representa la carga que permanece en el elemento cuando pierde o gana electrones y, por tanto, puede ser positivo (si pierde) o negativo (si gana). Si el elemento no está formando un compuesto, su número de oxidación es cero (0).

Podemos ejemplificar las definiciones anteriores con el elemento más sencillo, el hidrógeno. Como recordarán, solo tiene un electrón en su capa de valencia, la primera, en la que caben como máximo dos. Así que para reaccionar con otros átomos, el hidrógeno tiene tres opciones:

- Compartir su electrón con otro, al hacer un enlace covalente.
- Ceder su electrón y quedar como catión con una carga positiva, con número de oxidación $+1$.
- Recibir otro electrón y formar un anión con una carga negativa, con número de oxidación -1 .

En los tres casos, el hidrógeno solo tiene posibilidades de hacer un enlace, por lo que su valencia será 1. Algunos elementos pueden realizar distintas cantidades de enlaces en diferentes estructuras, por lo que se les puede asignar más de una valencia y tienen distintos números de oxidación, como pueden comprobar en la tabla periódica.

Otro ejemplo es el carbono, cuya forma más estable es el grafito. Cada átomo de este elemento forma cuatro enlaces, por lo que su valencia es 4, pero su número de oxidación es 0, pues no intercambia electrones con otros elementos.

Actividad

En equipo respondan y luego verifiquen sus respuestas con el grupo.

- Observen el modelo de Bohr de la figura 2.63. Si asumimos que representa a un átomo neutro, ¿de qué elemento se trata? ¿Cuál es su número atómico? ¿Cuántos electrones de valencia tiene? ¿Cómo se comportará químicamente al reaccionar? ¿Qué valencia y qué número de oxidación tendrá al formar un compuesto?
- El azufre (S) tiene seis electrones de valencia y el rubidio (Rb), uno. Si reaccionan para formar sulfuro de rubidio (Rb_2S), ¿qué valencia tiene cada elemento? ¿Qué número de oxidación le queda a cada uno en ese compuesto?

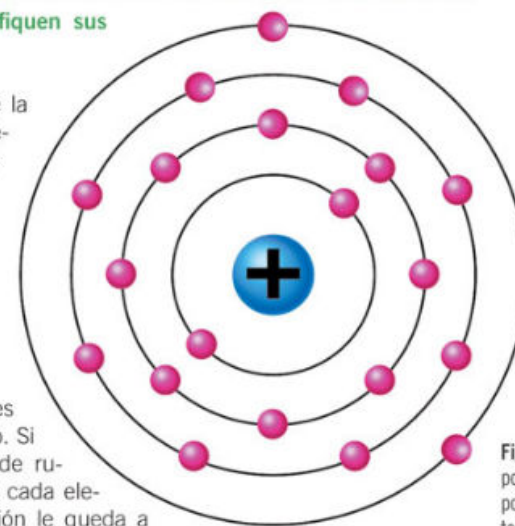


Fig. 2.63. Los elementos con pocos electrones de valencia, por ejemplo 1, 2 o 3, tienen tendencia a cederlos. Pero si no han reaccionado, su número de oxidación será 0.

Espacio tecnológico

Revisen algunos aspectos de la tabla periódica en este video que encontrarán en la **Videoteca Escolar**.

El mundo de la química. Volumen 4. *Tabla periódica*. VideoSEP.

Para complementar esta información, consulten este libro de la **Biblioteca de Aula**: García, Horacio. *El universo de la química*, SEP. Santillana, México, 2002.

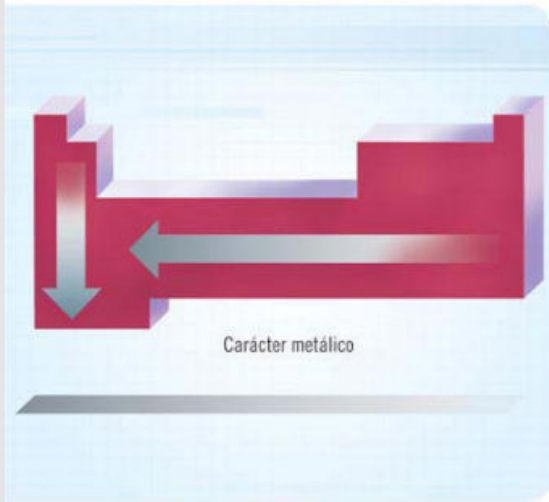


Fig. 2.64. Aun en los no metales se puede hablar de carácter metálico, pues algunos pueden ceder electrones. Para los gases nobles no se considera esta propiedad.

Carácter metálico

Si analizamos qué cantidad de cada tipo de elementos hay en la tabla periódica, podremos darnos cuenta de que la mayor parte corresponde a los metales. Ya dedicamos un tema completo a revisar cuáles son las principales características de este tipo de elementos, sin embargo, aunque todos ellos tienen similitudes no todos son idénticos, ni en sus propiedades físicas ni en su forma de reaccionar ante los cambios químicos.

En general, podemos decir que todos los metales se caracterizan porque su única manera de reaccionar a partir de su forma metálica es al ceder electrones para crear cationes o iones de carga positiva, pero unos lo hacen más fácilmente, es decir, tienen mayor reactividad que otros. Junto a esta característica también varían las propiedades, como punto de fusión y ebullición, densidad, reactividad, facilidad para conducir el calor y la electricidad, maleabilidad, ductilidad, dureza y flexibilidad.

Podríamos organizar una tabla que ordenara los elementos de forma creciente o decreciente para cada uno de los valores de las propiedades anteriores, sin embargo, en la tabla periódica ya se ven estas tendencias. La característica que llamamos **carácter metálico** describe qué elementos tienden más a comportarse como metales, particularmente en su tendencia a ceder electrones, es decir, a oxidarse (fig. 2.64).

Al describir la tabla periódica ya se habló de los metales que se encuentran en las dos primeras familias, los metales alcalinos y los alcalinotérreos, los que más fácilmente se oxidan y por tanto es difícil tener en estado metálico. Asimismo, se ha mencionado que los típicos metales, los que identificamos por sus propiedades físicas, como el brillo, la maleabilidad o la conductividad eléctrica, son los metales de transición, que están en el rectángulo central de la tabla periódica. También son parecidos a ellos, pero con menor carácter metálico, el aluminio (Al), el plomo (Pb), el estaño (Sn) o el bismuto (Bi) de las familias 13, 14 y 15, que también tienden a ceder electrones.

Los elementos que se encuentran en la parte inferior, en los dos renglones que quedan fuera del cuerpo central de la tabla periódica, se conocen como "tierras raras" y también se clasifican como metales. Los del primer renglón son lantánidos y los del segundo, actínidos, en referencia a los elementos con que se inicia la serie: el lantano (La) y el actinio (Ac). Muchos de los elementos que están entre ellos son artificiales, pues se han fabricado por medio de cambios nucleares y no se han detectado en la Naturaleza. Los números atómicos de estos elementos van del 57 al 71 y del 89 al 103. En realidad deberían estar en una sección en los periodos 6 y 7 antes de los metales de transición; sin embargo, esta sección se anota aparte, pues contiene elementos poco comunes y así el esquema resultante es más manejable al ocupar menos espacio.

Para ejemplificar el carácter metálico de algunos elementos, lleven a cabo el trabajo planteado en el apartado

"Actividad experimental" de la siguiente página, en el que se produce la pérdida de electrones u oxidación rápida de algunos metales comunes por el contacto con ácidos. Si tienen oportunidad de conseguir más metales en polvo o en piezas muy pequeñas, como magnesio, plomo o estaño, también pueden incluirlos en la experiencia.

Espacio tecnológico

Los elementos de número atómico mayor al uranio (U) se llaman *transuránicos*, sus núcleos son muy inestables y no se encuentran de forma natural. Son artificiales y se hacen provocando choques entre átomos a gran energía. Muchos son fabricados en gigantescos aparatos llamados *aceleradores de partículas* en los que se han descubierto muchos de los principios fundamentales de la materia. En la siguiente página puedes ver información al respecto:

<http://agenciadenoticias.unal.edu.co/detalle/articulo/el-turno-de-los-elementos-transuranicos-en-la-tabla-periodica.html> (23 de enero de 2017).

Actividad experimental Los metales y los ácidos

Propósito: Evidenciar similitudes y diferencias entre las formas de reaccionar de algunos metales, particularmente cuando se oxidan para formar cationes por el efecto de ácidos.

Materiales

- Metales diversos: limadura de Fe, Zn en polvo y trocitos muy delgados de alambre de Cu.
- Ácidos concentrados: HCl (ácido clorhídrico o ácido muriático), HNO₃ (ácido nítrico) y H₂SO₄ (ácido sulfúrico) (fig. 2.65).
- 9 tubos de ensayo y gradilla
- Vasos
- 3 pipetas de 10 ml
- Espátulas

Desarrollo

- Agreguen una pequeña muestra de cada metal en tres tubos, lo que tomen con la punta de la espátula.
- Con mucho cuidado tomen 1 ml de HCl con la pipeta y añádanlo al primer metal.
- Repitan con los demás hasta que logren todas las combinaciones posibles y observen lo que ocurre en cada caso. **¡Deben manejar los ácidos con cuidado y enjuagarse con abundante agua corriente si por accidente tocan alguno de ellos!**

No viertan al caño los restos de metales con ácidos. El profesor los neutralizará con bicarbonato de sodio, antes de enjuagarlos.

Conclusiones

Analicen en equipo los resultados, anoten todas sus observaciones en su cuaderno y respondan.

- ¿Qué ácido disolvió mejor a cada metal? ¿Qué observaron después de la disolución, quedó algo? ¿Se parece al metal original?
- Al disolverse, los metales se oxidaron y formaron sus cationes; consulten en la tabla periódica los números de oxidación de estos tres metales. ¿Tienen todos ellos una sola opción de números de oxidación? Pregunten a su profesor cómo distinguir de qué cationes se trata en cada caso.
- Los compuestos que se formaron en estas reacciones químicas contienen al catión metálico y a los aniones de los ácidos: Cl, cloruro, NO₃⁻, nitrato y SO₄²⁻, sulfato. ¿Qué fórmulas deben tener esos compuestos?
- Comenten los resultados en grupo y obtengan conclusiones generales.



Fig. 2.65. Tengan cuidado con los vapores que se desprenden de los ácidos y de las reacciones. El HCl puede comprarse como ácido muriático en las ferreterías y el H₂SO₄ viene diluido en el líquido de las baterías para autos.

Compartamos lo aprendido

En equipo, realicen un video en la que aclaren estos conceptos: número atómico, valencia y número de oxidación, ya que es común encontrarlos incorrectos.

Pueden utilizar una cámara, un teléfono o una presentación electrónica. Revisen sus trabajos en grupo y decidan cuáles serían adecuados para compartirlos en la red. Otra opción es elaborar carteles.

En grupo, y con la guía de su profesor, revisen las preguntas de las páginas 114 y 122. ¿Qué conocen ahora sobre la tabla periódica?



Elemento	Símbolo	(%)
Oxígeno	O	65
Carbono	C	18
Hidrógeno	H	10
Nitrógeno	N	3
Calcio	Ca	1.5
Fósforo	P	1
Potasio	K	0.37
Azufre	S	0.25
Cloro	Cl	0.17
Sodio	Na	0.08
Magnesio	Mg	0.08

Fig. 2.66. Estos elementos son los más abundantes en el ser humano, muchas veces unidos químicamente entre ellos forman complejas estructuras.

Importancia de los elementos químicos para los seres vivos

La materia de los seres vivos: mismos elementos, diferentes propiedades

El año 1828 fue muy importante para la química. Hasta entonces predominaba entre muchos científicos "el vitalismo", corriente de pensamiento que afirmaba que los seres vivos tenían una "fuerza o impulso vital" no explicable. Esto hacía que su materia tuviera propiedades inaccesibles que el estudio científico no podría analizar de la misma forma en que se estaban identificando las características de los minerales y otros materiales inorgánicos.

Sin embargo, en ese año, el químico y médico alemán Friedrich Whöler (1800-1882), logró sintetizar urea, un compuesto identificado únicamente en los seres vivos, al combinar dióxido de carbono (CO_2) y amoníaco (NH_3), compuestos sencillos y comunes que ya se habían caracterizado.

Ese logro fue suficiente para cuestionar el vitalismo y a partir de entonces muchos investigadores empezaron a trabajar con materiales de seres vivos para comprobar que sus fundamentos y características no estaban alejados de los principios que, en esa época, estaban construyendo los conocimientos básicos de la química.

- ¿Con qué elementos se crean los materiales que conforman a los seres vivos? Esto lo estudiaron en el curso de Ciencias 1.
- ¿Qué propiedades de las que conocemos en la tabla periódica para esos elementos permiten que se forme la gran variedad de compuestos bioquímicos?
- ¿Qué características químicas compartimos todos los seres vivos?

La química y la vida

El ser humano, como todos los seres vivos, funciona gracias a complicados mecanismos mediante los cuales se realizan procesos que implican muchas transformaciones de materia y energía, no solo en el interior del cuerpo, sino también al interactuar con el ambiente.

El funcionamiento de cualquier ser vivo es tan complejo que para estudiarlo es conveniente empezar por el análisis de aspectos sencillos que podamos relacionar después. Desde el punto de vista químico, las estructuras más simples son los átomos de los elementos, así que resulta una buena idea comenzar nuestro análisis a partir de ellos.

La mayoría de los elementos que integran al ser humano se encuentran formando moléculas de compuestos, que van desde complicadas estructuras de miles de átomos hasta las sustancias más sencillas, como el dióxido de carbono y el agua. Precisamente este último compuesto es el más abundante en la masa de nuestro cuerpo, ocupa casi el ochenta por ciento en un bebé y alrededor de sesenta por ciento en un adulto. Además de la sangre y los otros fluidos corporales, cada célula es como una bolsa con agua en la que están disueltos o suspendidos los demás componentes.

Un conjunto de pocos elementos, carbono (C), hidrógeno (H), oxígeno (O), nitrógeno (N), fósforo (P) y azufre (S), ocupa casi noventa y siete por ciento de nuestra masa, pues son los principales formadores de las moléculas esenciales para la vida, como las proteínas, los carbohidratos, las grasas y los ácidos nucleicos (fig. 2.66).

Otros elementos, como calcio (Ca), hierro (Fe), sodio (Na), potasio (K), cloro (Cl), magnesio (Mg), zinc (Zn), flúor (F), yodo (I), litio (Li) y algunos más, aunque son menos abundantes en los seres vivos, son igual de importantes. La más pequeña reacción química que no se pueda realizar o un compuesto que no se pueda formar por la ausencia de un elemento, puede generar un problema de salud o incluso la muerte.

Por esta razón es importante que nuestra nutrición incluya todos los elementos necesarios, en las cantidades adecuadas, y que ante los problemas de salud acudamos con un especialista para que evalúe nuestros "niveles químicos". El estudio de la importancia de estos elementos en la composición y funciones de los seres vivos será el tema de posibles proyectos de investigación al final de este bloque, por lo que ahora nos centraremos en los seis principales: C, H, O, N, P y S.

El carbono: formador de largas cadenas

Todos los elementos mencionados son indispensables para la vida, pero el carbono resulta especial entre todos ellos, porque sus propiedades químicas determinan las principales características de los compuestos fundamentales de la bioquímica, que es el estudio de los compuestos de los seres vivos. Conocer las características que posee como elemento nos permitirá entender mejor la razón de este fenómeno.

Actividad

De forma individual y mediante el uso de la tabla periódica, respondan en su cuaderno. Luego revisen sus respuestas en grupo.

- ¿Qué números atómicos tienen estos elementos C, H, O, N, P y S?
- ¿Cómo es el modelo de Bohr de esos elementos?
- ¿Cuántos electrones de valencia tiene cada uno? ¿Cómo es su estructura de Lewis?
- Estos elementos pueden formar enlaces covalentes. ¿Cuántos podría hacer cada uno? ¿Serían sencillos, dobles o triples en cada caso?

Con la guía de su profesor revisen sus respuestas en grupo y lleguen a conclusiones para que las anoten en su cuaderno.

Las proteínas, los lípidos o grasas, los carbohidratos, los ácidos nucleicos y las vitaminas son diferentes tipos de compuestos, los principales que conforman a los seres vivos, y todos ellos tienen como base al carbono. Esto es gracias a que forma enlaces covalentes con otros átomos de carbono, pero a diferencia de la mayoría de los elementos, puede crear largas cadenas, incluso de miles de átomos, o complejas estructuras.

Las moléculas que se forman incluyen a otros elementos, como H, O, N, S, o P, pueden tener formas muy diversas e incluso pueden ser flexibles o modificar sus estructuras en ciertas condiciones, lo que facilita la gran variedad de funciones que requieren o que caracterizan a los seres vivos (fig. 2.67 y 2.68).

En los diferentes compuestos, el carbono puede formar enlaces covalentes simples, dobles o triples que los seres vivos rompen y vuelven a armar creando sustancias diferentes que toman otro camino en el ser viviente.

Un ejemplo que estudiaron en Ciencias 1 es el de la glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) que llega a las células, en las mitocondrias ocurren reacciones que permiten que cada molécula se combine con seis moléculas del oxígeno (O_2) que captamos al respirar para formar seis moléculas de dióxido de carbono (CO_2) y seis moléculas de agua (H_2O). Este proceso libera mucha energía guardada en la glucosa, la que el cuerpo o la célula emplean para desarrollar sus funciones.

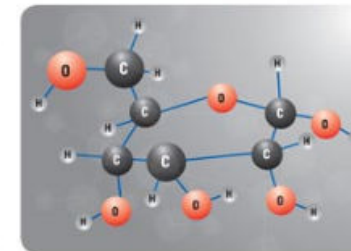


Fig. 2.67. Este modelo representa a la molécula de glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, la principal fuente de energía de los seres vivos. Es un carbohidrato o azúcar, que se forma con enlaces covalentes entre cada átomo.

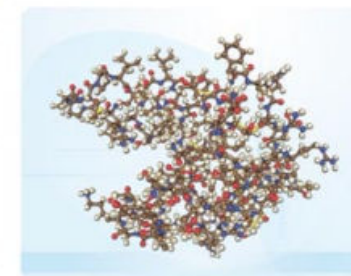


Fig. 2.68. La insulina, molécula que facilita la entrada de la glucosa a las células, es la proteína más sencilla de los seres humanos. Aunque puede tener ligeras variaciones su fórmula principal es $\text{C}_{256}\text{H}_{381}\text{N}_{65}\text{O}_{79}\text{S}_6$.

Glosario

descomponedor.

Microbio, hongo ó bacteria que se alimenta de los restos de seres vivos y reintegra los elementos que los forman a la Naturaleza.

El proceso de respiración celular anteriormente descrito es parte de un ciclo que el carbono sigue en la superficie de nuestro planeta. Los mismos átomos de carbono que hoy son parte de la glucosa, después serán parte del CO_2 del aire. Luego, sus moléculas serán tomadas por las plantas para combinarlas con agua y llevar a cabo la fotosíntesis, en la que aprovechan la energía de la luz solar para fabricar la glucosa y liberan oxígeno.

El resto de los compuestos de los seres vivos se van produciendo gracias a la energía que se libera al deshacer la glucosa, y todas estas moléculas, al morir los seres vivos, son procesadas por organismos **descomponedores** para volver a producir CO_2 .

Algunos restos de seres vivos quedan en los fondos marinos o enterrados a grandes profundidades y se van transformando a lo largo de miles o millones de años para formar parte de minerales como grafito o diamante o incluso de materiales como el carbón vegetal, el metano (CH_4) del gas natural o el petróleo, que utilizamos como combustibles y cuya combustión libera CO_2 y agua al ambiente.

Actividad

En equipos de tres integrantes vuelvan a leer los párrafos anteriores y analicen la figura 2.69, donde se representa el ciclo del carbono. Respondan en su cuaderno y comenten sus resultados en grupo con la coordinación de su profesor.

- ¿En cuáles de las sustancias descritas se encuentra el carbono como elemento y no como compuesto?
- ¿Cuántos fenómenos liberan CO_2 a la atmósfera?
- ¿Por qué piensan que la quema de combustibles fósiles resulta más perjudicial para el ambiente que la quema de restos vegetales?
- ¿Qué relación hay entre el fenómeno de fotosíntesis y el de respiración?
- Recuerden lo que son los seres heterótrofos y los autótrofos y sitúenlos o identifiquenlos en el esquema.
- Algunas personas consideran que las plantas respiran por medio de la fotosíntesis. ¿En qué radica el error de esta afirmación?

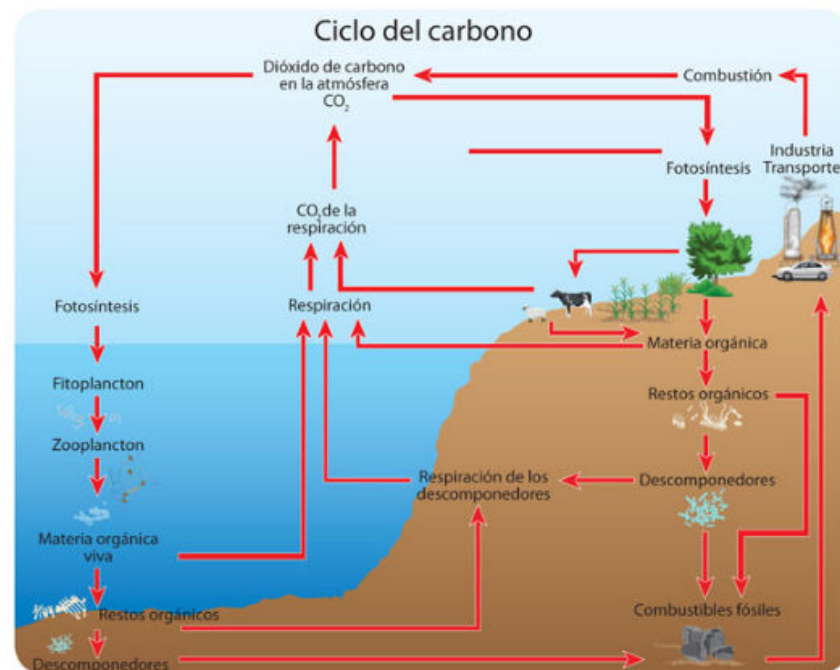


Fig. 2.69. En el ciclo del carbono participan todos los seres vivos. Los seres humanos, además de la participación natural, lo han alterado por medio de la quema de combustibles fósiles.

Oxígeno e hidrógeno: algo más que agua

El oxígeno ocupa el mayor porcentaje de la masa del cuerpo de los seres vivos, alrededor de sesenta y cinco por ciento, principalmente por su presencia en el agua, junto al hidrógeno, que también representa un alto porcentaje, cercano a diez por ciento, pese a su baja masa atómica. Pero ambos elementos están también presentes en todos los demás compuestos bioquímicos, unidos a las cadenas de carbono por medio de enlaces covalentes.

Además del agua y de los compuestos con carbono, una función muy importante del oxígeno, que ya se ejemplificó en los párrafos anteriores, es la de participar en la respiración celular para ayudar a romper la glucosa y aprovechar su energía. En este caso, el oxígeno sí actúa como elemento y forma la molécula de O_2 con su enlace covalente doble.

El oxígeno también está presente en varios iones compuestos, como el fosfato (PO_4^{3-}) y el carbonato (CO_3^{2-}), que tienen muchas funciones cuando están disueltos en los líquidos del cuerpo, unidos a otros compuestos.

El hidrógeno (H_2) como elemento no tiene muchas funciones en los seres vivos, pero además de estar en el agua y en los compuestos bioquímicos, es muy importante en nuestro cuerpo, pues el estómago lo produce en forma de ion positivo (H^+) como parte del ácido clorhídrico (HCl), que es fundamental en la digestión, misma que estudiarán en el bloque 4 como parte del tema de los ácidos y bases.

Nitrógeno: otro interesante ciclo

El nitrógeno en los seres vivos es importante para la formación de los ácidos nucleicos que regulan los fenómenos de la herencia y la de algunos lípidos, pero su presencia es relevante sobre todo para fabricar los veinte aminoácidos naturales (fig. 2.70), estructuras que unidas muchas veces forman las proteínas, la base de la estructura de los seres vivos, y también producen las enzimas, los compuestos que ayudan a que todas nuestras reacciones se lleven a cabo.

Para crecer y formar sus moléculas, la mayor parte de los seres vivos toma el nitrógeno de sus alimentos. Solo unas pocas especies de bacterias, llamadas fijadoras de nitrógeno, que viven en las raíces de algunas plantas, son capaces de tomar el nitrógeno (N_2) del aire y transformarlo en sales de iones amonio (NH_4^+), nitrato (NO_3^-) y nitrito (NO_2^-), que las plantas sí pueden asimilar para integrarlas a sus reacciones y formar las moléculas nitrogenadas que necesitan.

De manera natural esos iones pueden llegar al suelo gracias a la reacción entre el nitrógeno y el oxígeno del aire provocada por la energía de la luz solar o los rayos durante las tormentas, pero este fenómeno por sí solo no produciría la cantidad necesaria para todos los seres vivos.

Una vez que los seres vivos mueren, sus restos son procesados por los descomponedores, que regresan parte del nitrógeno al suelo, nuevamente como iones útiles para las plantas.

Ciertas especies de bacterias, llamadas desnitrificadoras, transforman algunos de estos iones y los vuelven a convertir en nitrógeno (N_2) que regresa al aire para cerrar así el ciclo de este elemento en la Naturaleza.

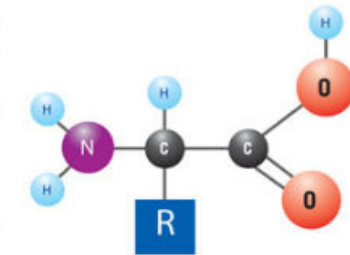


Fig. 2.70. Los aminoácidos tienen una estructura común, en la que el nitrógeno forma el "grupo amino" con tres enlaces covalentes. La R del esquema representa a las diferentes estructuras que son específicas para cada aminoácido.

¡Eureka!

En 1912, el químico alemán Fritz Haber descubrió que, en las condiciones correctas de temperatura y presión, se podía obtener amoníaco (NH_3) a partir del nitrógeno (N_2) y el hidrógeno (H_2) del aire. El ingeniero Carl Bosh logró con este proceso la aplicación industrial para fabricar sulfato de amonio ($(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$) y fosfato de amonio ($(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$) que desde entonces se emplean como fertilizantes químicos, gracias a los cuales se ha logrado complementar a los fertilizantes derivados de los seres vivos para producir los alimentos necesarios para la humanidad.

El fósforo: membranas, huesos, herencia, energía

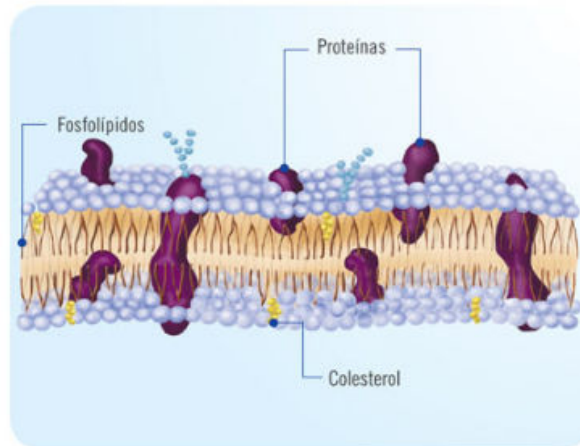


Fig. 2.71. Las membranas de todas las células se representan con un esquema como este, llamado modelo de mosaico fluido.

El fósforo, en forma de elemento, se presenta principalmente en dos maneras alotrópicas llamadas fósforo blanco y fósforo rojo. Sin embargo, ninguna de estas sustancias está en los seres vivos, pues los átomos de fósforo se encuentran en nuestras estructuras como parte de diversos compuestos.

Entre las funciones vitales del fósforo destaca su presencia en los fosfolípidos, un tipo de grasas o lípidos que, con el colesterol y las proteínas, forma las membranas de todas las células (fig. 2.71).

Además, en forma de ion fosfato (PO_4^{3-}) es muy importante en la formación de la estructura de los huesos y está presente, también disuelto en líquidos, en las células y en la sangre de los animales. Asimismo, participa en diversos fenómenos biológicos.

El fósforo también es parte de la composición del ácido desoxirribonucleico (ADN) y el ácido ribonucleico (ARN), que son los responsables de transmitir las características de los seres vivos a sus descendientes. Además de estar presente en estas moléculas indispensables para la vida, el fósforo también está presente en el adenosin trifosfato (ATP), la principal molécula que ayuda al transporte y el aprovechamiento de la energía de los seres vivos.

Actividad

En equipo, lean y observen los esquemas, después respondan en su cuaderno y luego comenten sus respuestas en grupo.

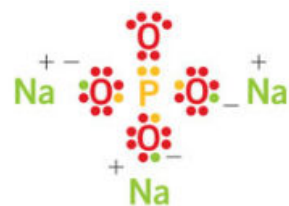
En muchos de los compuestos de los seres vivos, el nitrógeno está en forma de nitrato (NO_3^-) y el fósforo como fosfato (PO_4^{3-}).

- Cada elemento aparece de un color igual al de sus electrones de valencia. Comparen el dibujo con las estructuras de Lewis de cada elemento. ¿Tienen los mismos electrones?

- ¿Qué enlaces son covalentes y cuáles iónicos en cada estructura?
- Si tuvieran que cambiar los puntos de los electrones de valencia por líneas para cada enlace covalente, ¿cómo quedarían las estructuras?



Nitrato de sodio



Fosfato de sodio

El azufre: en pocos compuestos, pero indispensable.

El azufre también está presente en los seres vivos en iones compuestos, como el sulfato (SO_4^{2-}), disuelto en los diferentes fluidos tanto dentro como fuera de las células. Sin embargo, su función más importante está en la estructura de dos aminoácidos que lo contienen, los llamados metionina y cisteína. Aunque solo son dos de los veinte aminoácidos con los que se fabrican las proteínas, están presentes en el colágeno, que forma los tejidos conectivos o de unión entre células y tejidos, en la queratina de la piel y el pelo, y en componentes de huesos, tendones y ligamentos.

Los aminoácidos azufrados se localizan principalmente en derivados de animales, como carne, pescado, huevo y lácteos. La gente que decide no ingerir alimentos de este origen debe ser especialmente cuidadosa en comer suficientes vegetales que tengan azufre; los principales son el frijol, la col, las avellanas y los germinados de soya y trigo.

Actividad experimental Análisis de materia orgánica

Propósito: Identificar carbono e hidrógeno en productos derivados de seres vivos.

Materiales

- Tubos de ensayo
- Tapones con tubo de vidrio y manguera
- Balanza
- Sistema de calentamiento (soporte, pinzas para tubo, mechero, cerillos) o estufa.
- Muestras de sólidos de seres vivos (harina, frijoles molidos, pelo)
- Óxido de cobre (II) (CuO)
- Disolución saturada de hidróxido de calcio (Ca(OH)_2). Puede obtenerse al disolver con cuidado cal en agua y después filtrar.

Desarrollo

- En el tubo de ensayo coloquen 0.25 g del material sólido y seco que hayan traído y añadan 0.5 g de CuO en polvo.
- Coloquen en otro tubo de ensayo un poco de la disolución de Ca(OH)_2 .
- Monten un sistema como el que se observa en la figura 2.72 y permitan que la mezcla sólida se caliente suavemente hasta que se ponga "al rojo vivo" y empiece a generar gases. Si no cuentan con el CuO , deberán calentar más intensamente.
- Permitan que estos gases burbujeen libremente en la disolución de Ca(OH)_2 .
- Observen cómo quedan las paredes del tubo que calentaron y si hay algún cambio en la apariencia de la disolución de Ca(OH)_2 .
- Repitan esto con cada material sólido que trajeron.
- Anoten en su cuaderno sus observaciones.

Dejen enfriar el tubo y desechen el sólido en la basura orgánica. El resto de los materiales pueden enjuagarse en la tarja.

Conclusiones

Con la ayuda del óxido de cobre (II), el material derivado de los seres vivos se quemó al reaccionar con el O_2 del aire. En este proceso de combustión, los átomos de hidrógeno de los compuestos forman agua y se aprecian gotitas en las paredes del tubo, mientras que los de carbono forman CO_2 y burbujean en la disolución de Ca(OH)_2 . La reacción entre estos dos compuestos forma carbonato de calcio (CaCO_3), que es una sal insoluble en agua, lo que hace que la disolución inicial se ponga turbia y luego sedimente un polvo blanco.

Respondan

- ¿Cómo se hubiera afectado el resultado si hubieran usado productos húmedos o líquidos?
- ¿Qué propiedades de los diferentes compuestos involucrados se aprovechan para hacer la identificación de hidrógeno y carbono?



Fig. 2.72. Calienten con cuidado y antes de terminar el calentamiento retiren la manguera de la disolución, para que esta no se absorba hacia el tubo caliente al enfriarse.

Compartamos lo aprendido

Una forma de compartir información es con cuentos o novelas. En equipos de tres integrantes, escriban un cuento sobre la importancia del carbono, el hidrógeno, el oxígeno, el nitrógeno, el azufre y el fósforo. El objetivo es que muestren su obra en su grupo, su escuela y su casa, para que se enteren de lo que aprendieron en este tema, que es de gran importancia para la salud de todos.

Vuelvan a responder las preguntas de la página 128 y acuerden en grupo el tipo de evaluación que harán de este contenido.

Enlace químico

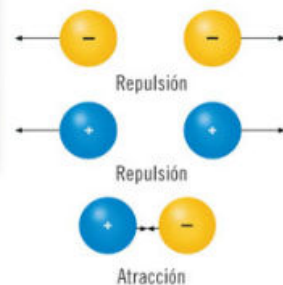


Fig. 2.73. Recuerden que entre las partículas con carga eléctrica se establecen fuerzas que pueden ser de atracción o repulsión. La carga es una propiedad general de la materia.

Modelos de enlace: covalente e iónico

Todos los átomos tienen protones, neutrones y electrones, pero esta similitud no los hace iguales. Parece increíble que tres partículas, combinadas en números diferentes y acomodadas de formas específicas, puedan dar origen a la gran cantidad de materiales que podemos analizar cuando observamos lo que nos rodea.

Pero el asunto central no solo es cosa de partículas, sino también de las interacciones o fuerzas que pueden establecerse entre ellas debido a sus propiedades. En particular, para explicar las uniones entre átomos, la clave está en las cargas eléctricas (fig. 2.73), esas que los griegos identificaron varios siglos antes de nuestra era al frotar el ámbar, llamado *electron* en griego, con una tela de lana y ver que se generaba en esa resina la capacidad de atraer a objetos pequeños, como paja o polvo. Desde entonces, hace más de 2500 años, hemos aclarado el camino para explicar las propiedades de las cosas y podemos afirmar que “es cosa de electrones...”.

- ¿Qué características que ya conocen de los átomos y sus partículas subatómicas podrían mantener unidos a los átomos?
- ¿De qué formas diferentes se pueden llevar a cabo estas uniones?
- ¿Con qué modelos se explican y representan esas uniones o enlaces químicos?

Más a fondo: los enlaces químicos

Ahora que ya conocen la clasificación de los elementos y pueden identificar mejor sus propiedades, es momento de profundizar en un tema que ya empezamos a tratar en la primera parte de este bloque al estudiar la estructura atómica, es decir, las formas en las que se pueden unir los átomos. Este tema es indispensable para comprender la estructura de la materia, sus propiedades y transformaciones, por lo que se continuará ejemplificando para ir más a fondo en su desarrollo.

Los átomos se forman por un núcleo de protones positivos, y neutrones o partículas neutras, que se mantienen unidos por una fuerza que llamamos fuerza nuclear fuerte, de mayor magnitud que la fuerza de repulsión entre las cargas positivas de los protones.

El núcleo de carga positiva ocupa solo una pequeña parte del átomo, y a su alrededor se encuentran los electrones, mucho más pequeños de carga negativa, que se atraen hacia el núcleo positivo.

Los responsables de los enlaces o uniones químicas son los electrones y los tipos o formas de unión dependen de cuántos haya en la última capa ocupada o capa de valencia. Los elementos tienen la tendencia de reaccionar para tener esta capa completa, para lo cual pueden perder, ganar o compartir electrones.

Las uniones químicas son un fenómeno relacionado con la electricidad, pues se generan por la atracción y repulsión entre cargas. Aunque es posible resaltar diferencias de las uniones entre cualquier par de átomos, podemos agrupar a todos los enlaces en los dos conjuntos.

Actividad

Con el propósito de recordar información útil para este contenido, en parejas, responden en su cuaderno.

- Utilicen la tabla periódica y desarrollen el modelo atómico con los electrones repartidos en capas para litio, magnesio, aluminio, carbono, azufre, bromo y argón.
- Con base en el modelo, indiquen cuántos electrones de valencia tiene cada elemento y esquematicen su estructura de Lewis.
- ¿Cuál de los elementos anteriores es estable y por qué?
- ¿Qué opciones tienen los que no lo son para lograr su estabilidad?
- Uno de los elementos no tiene tendencia a perder o ganar electrones. ¿Cuál es y qué puede hacer para estabilizarse?
- ¿Qué elementos podrían perder electrones? ¿Y cuáles los podrían ganar?
- ¿Qué ocurre entre esos elementos que pierden y ganan electrones?

El modelo de enlace iónico

Los átomos con pocos electrones de valencia que tienden a perderlos, como los de los metales, y los que tienen casi completa su última capa y requieren recibir más, como los de los no metales, se estabilizan entre sí por medio de transferencias de electrones.

Los átomos que pierden electrones quedan con carga positiva, mientras que los que los reciben quedan cargados negativamente. Las partículas con carga se conocen como **iones**, pueden ser **cationes** (positivos) o **aniones** (negativos) y se atraen entre sí por la **diferencia entre sus cargas**. A esta fuerza de atracción se le denomina **enlace iónico**.

La atracción entre los iones de diferente carga hace que se acomoden de manera ordenada, lo que se manifiesta en el mundo macroscópico mediante la formación de cristales geométricos (fig. 2.74). Cuando un elemento pierde o gana más de un electrón se forman partículas con muchas cargas. La proporción de los elementos en la unión será la adecuada para que se compense la carga; por ejemplo, el magnesio tiene dos electrones de valencia que puede perder, mientras que el flúor solo puede recibir uno de ellos, por tanto la fórmula del compuesto será MgF_2 .

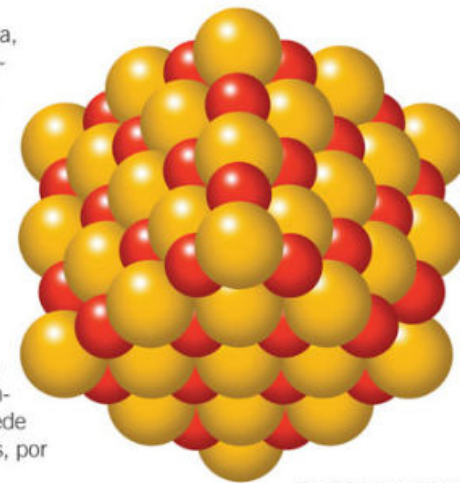


Fig. 2.74. La carga de los iones se manifiesta en todas direcciones, por lo que no solo se atraen con otra partícula, sino con muchas más y forman una red cristalina.

En las siguientes páginas revisaremos las propiedades de los compuestos que se forman por enlaces iónicos, pero la principal y distintiva es que al estar fundidos o disueltos en agua, los iones se mueven libremente y el líquido se vuelve conductor de la corriente eléctrica.

El modelo de enlace covalente

Para los elementos que tienen cuatro o más electrones de valencia en su última capa existe otra forma de lograr la estabilidad sin cederlos o ganarlos, sino compartiéndolos. El tipo de enlace que se forma en este caso se llama **covalente**; en él los electrones compartidos pertenecen a los dos átomos y al circular entre ambos hacen que se mantengan unidos.

Este tipo de unión es la que llevan a cabo los elementos no metálicos gaseosos, con excepción de los gases nobles, para formar moléculas **diatómicas**. Los enlaces covalentes son sencillos cuando se forman compartiendo un electrón de cada átomo, dobles si comparten dos pares, y triples cuando cada átomo aporta tres electrones a la unión. Cada par de electrones compartidos se representa en la fórmula con una línea.

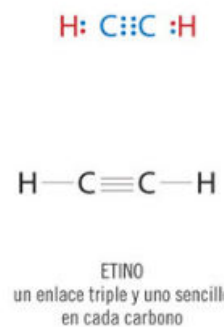
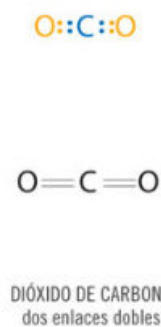
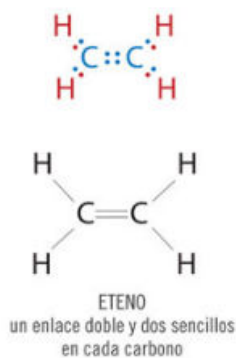
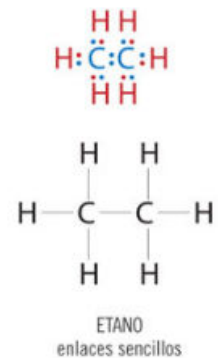


Fig. 2.75. El carbono, con sus cuatro electrones de valencia, es un típico formador de enlaces covalentes. Aquí puedes ver compuestos que muestran las diferentes opciones que tiene, tanto al emplear el modelo de Lewis como en la representación con líneas.

Las moléculas de elementos y los compuestos que se forman con enlaces covalentes (fig. 2.75) tienen propiedades diversas pese a que en todos ellos el mecanismo de unión es compartir electrones. Esta diversidad tiene que ver con las características de los elementos enlazados y con la posibilidad de algunos de ellos de formar compuestos con largas cadenas de átomos, como vimos con el carbono al hablar de su importancia para los seres vivos.

Cuando dos átomos iguales forman un enlace covalente los electrones son compartidos de forma idéntica por ambos, pero cuando se crea un compuesto covalente con átomos diferentes existe la posibilidad de que uno de ellos atraiga más a los electrones que el otro, sin lograr quitárselos. En este caso los electrones compartidos están más cercanos a ese átomo, entonces la carga total queda repartida de forma desigual, es decir, se polariza. Estas moléculas no son iones, pero el reparto desigual de cargas hace que puedan atraerse unas con otras. Esta unión se llama enlace **covalente polar**, y un ejemplo es el agua.

Actividad

En equipo realicen lo que se pide. Anótenlo en su cuaderno.

- Escriban las principales diferencias y similitudes entre los enlaces iónicos y covalentes.
- ¿Qué tipo de enlace hay en el fluoruro de potasio (KF)? ¿Y en el cloruro de magnesio, (MgCl₂)? ¿Cómo pueden deducirlo?
- ¿Podría formarse un enlace iónico entre el oxígeno y el azufre? ¿Y entre el sodio y el potasio? ¿Por qué sí o por qué no en cada caso?

Con todo lo que hemos visto, ya tenemos los fundamentos y características de los diferentes tipos de enlaces químicos. En el siguiente contenido veremos cómo los enlaces iónicos, covalentes o covalentes polares condicionan o determinan las propiedades de las sustancias, que finalmente es lo que podemos apreciar al tener contacto con ellas.

Espacio tecnológico

En la página de Internet propuesta encontrarán modelos interactivos en los que se muestran los diferentes tipos de enlace. Sería muy útil que la consultaran para comprender mejor estos fenómenos. También pueden buscar otras páginas que tengan información similar:

concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/enlaces/enlaces1.htm (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).

Actividad experimental Disoluciones acuosas que conducen la electricidad

Propósito: Detectar si un líquido puede conducir la corriente eléctrica.

Materiales

- Una pila de 6 o 9 voltios, caimanes eléctricos y foquito con su base
- Vasos transparentes
- 2 láminas pequeñas de cobre
- Muestras de líquidos o de sólidos solubles en agua, agua destilada

Desarrollo

- Armen un sistema como el que se ve en la figura 2.76.
- Disuelvan en agua, de preferencia destilada, cada una de las muestras sólidas.
- Coloquen los líquidos, uno a uno en el vaso, e introduzcan las láminas de cobre unidas a los caimanes eléctricos del circuito. Comprueben si se enciende o no el foco. Anoten en sus cuadernos todas las observaciones.

Al finalizar, enjuaguen con agua y sequen bien todos los materiales.

Conclusiones

Discutan con sus compañeros las preguntas y obtengan conclusiones:

- ¿Por qué se enciende el foco en algunos casos y no en otros?
- ¿Qué características tienen los materiales que sí lograron cerrar el circuito?



Fig. 2.76. Tengan cuidado de que las láminas no se toquen dentro del líquido, pues se cierra el circuito y eso confundiría la observación.

Compartamos lo aprendido

Para cerrar este tema organizarán un concurso por equipos de cinco personas, en el que el equipo ganador será el que pueda representar sin errores la estructura en modelos tridimensionales de diferentes sustancias.

Los modelos pueden hacerse con plastilina o bolitas de *unicel* pintadas de colores para representar a los átomos (fig. 2.77), palillos para identificar a los enlaces covalentes y pequeños letreros de cartón o papel que muestren valores de carga para poner en los elementos que hayan perdido o ganado electrones al formar enlaces iónicos.

Decidan en grupo la mecánica y las reglas del juego.

- Pueden pedir a su profesor que anote el nombre de un compuesto en el pizarrón y su fórmula. Cada equipo debe buscar los datos de sus átomos para deducir si los enlaces serán iónicos o covalentes.
- Pueden pedir al profesor que aclare si se trata de un compuesto con enlaces covalentes y el número de átomos que conforma cada molécula. El equipo deducirá si se requieren enlaces covalentes simples, dobles o triples, y entre qué átomos pueden presentarse.

Comparen las estructuras de cada equipo y otorguen puntos a los equipos que lo hicieron bien.

Con las mejores estructuras monten una exposición para la escuela y los visitantes. Verifiquen que todas tengan los nombres de las sustancias claramente marcados en un letrero.

En equipo respondan de nuevo las preguntas de la página 134 y verifiquen lo que han aprendido.

Cierre



Fig. 2.77. Las bolitas del mismo color y tamaño representan átomos del mismo elemento. Aquí se muestran modelos de CO₂, H₂O, Cl₂, N₂, y CH₄. ¿Podrían identificar cuál es cada una?

Relación entre las propiedades de las sustancias con el modelo de enlace: covalente e iónico

Eva escuchó en las noticias que un grave accidente, debido a una imprudencia, había ocasionado la muerte de una persona que se bañaba en la tina, pues alguien conectó la secadora de pelo y, en un descuido, el aparato cayó al agua y provocó que la persona que estaba en la tina se electrocutara.

Eva no tenía idea de que también un líquido pudiera provocar un accidente así. En clase, el profesor le comentó que el agua había conducido la corriente eléctrica con la ayuda de las sales que vienen en el agua potable. ¡Su curiosidad aumentó al máximo y ahora quiere que las explicaciones se apresuren!

- ¿Cómo identificarían las peculiaridades de los átomos en las características de los materiales?
- ¿Qué propiedades en común tienen los compuestos que se forman gracias a uniones o enlaces químicos del mismo tipo?
- Si solo hay enlaces iónicos y covalentes, ¿por qué hay materiales tan diferentes?

Propiedades de los materiales: un reflejo del interior

Hasta ahora hemos explicado los fundamentos de los modelos de enlace iónico y covalente, un aspecto interno de la materia que no es fácil de apreciar. Sin embargo, las características que sí podemos distinguir y medir de los materiales son reflejo de lo que ocurre en el interior de estos y se explican con los modelos de enlace. Si no fuera así, estos modelos no tendrían sentido, pues no describirían los fenómenos de manera integral.

Aunque cada compuesto tiene propiedades muy específicas, aquellos que son similares en la forma en que se unen sus átomos, comparten también características generales.

Actividad

De forma individual revisen el cuadro que muestra las propiedades de un compuesto iónico y uno covalente, con base en su análisis, respondan en su cuaderno.

- Busquen en la tabla periódica cada elemento que forma los compuestos, identifiquen sus características y deduzcan el tipo de enlace que los mantiene unidos.
- ¿En qué estado de agregación están a temperatura ambiente?
- ¿Qué ocurrirá si los calientan?
- ¿Cuál se disuelve mejor en agua?
- ¿Qué pasaría si, en estado líquido, probaran si conduce la corriente?

Cuadro comparativo entre propiedades de compuestos		
Propiedad	Cloruro de sodio (NaCl)	Cloroformo (CCl ₃ H)
Aspecto	Cristales blancos	Líquido incoloro
Punto de fusión	801 °C	-64 °C
Punto de ebullición	1 413 °C	61 °C
Solubilidad en agua	37 g en 100 ml	0.8 g en 100 ml
Conductividad eléctrica	Baja en sólida, alta en fundido o disuelto	Muy baja

Los compuestos iónicos

Cuando necesiten recordar las propiedades típicas de los compuestos iónicos, será fácil pensar en una sustancia muy común que las reúne todas: el cloruro de sodio (NaCl), que es la sal de mesa. Estos compuestos iónicos suelen compartir las siguientes características:

- Son sólidos cristalinos, es decir, producen cristales con formas geométricas que reflejan el orden con que se acomodan sus iones.
- Tienen altos puntos de fusión, pues las atracciones eléctricas provocadas por las cargas de los iones no ceden o se separan fácilmente por efecto del calor.
- Son duros, pero frágiles.
- Son solubles en agua.
- Cuando están disueltos o fundidos conducen la corriente eléctrica.

Algunos elementos metálicos, sobre todo los que se encuentran en la zona de los metales de transición, como el hierro (Fe), el manganeso (Mn), el cromo (Cr), el níquel (Ni) y el vanadio (V), cuando se oxidan o pierden electrones pueden ceder diferentes cantidades según las circunstancias en que se presente la reacción y formar distintos iones que varían en sus cargas.

Esta particularidad de los elementos al formar compuestos permite la existencia de compuestos con propiedades particulares, diferentes a los otros compuestos formados por los mismos elementos. Observen la figura 2.78, en la que se ve la apariencia diferente que tienen el cloruro de hierro (II) (FeCl₂) y el cloruro de hierro (III) (FeCl₃).

No todos los compuestos iónicos tienen estas propiedades idénticas. Por ejemplo, a medida que disminuye el carácter metálico de los elementos que ceden electrones, las propiedades de los compuestos iónicos que forman se alejan un poco de las típicas que se han descrito y tenemos compuestos que son menos solubles en agua, como muchos formados con iones de plomo (Pb²⁺).

Algunas variaciones se observan también de acuerdo con el par de iones que se reúnan, por ejemplo, los carbonatos que contienen al ion compuesto CO₃²⁻ y los sulfatos (SO₄²⁻) suelen ser menos solubles que los cloruros (Cl⁻).

Los compuestos covalentes

Describir propiedades típicas de compuestos covalentes es un poco más difícil que hacerlo para los compuestos iónicos, debido a la variedad de estructuras que pueden formar.

Veamos un ejemplo: una de las formas alotrópicas del carbono es el diamante, que se crea con átomos de carbono unidos cada uno por enlaces covalentes con cuatro átomos más, así dan origen a una red muy ordenada de infinitud de átomos que se agranda hasta formar un sólido que puede adquirir formas geométricas. El diamante es el mineral más duro que existe, muy tenaz, insoluble en prácticamente cualquier disolvente, no conduce la corriente y resiste temperaturas muy altas.

En contraste, gases como O₂, H₂, N₂ o Cl₂ se forman con enlaces covalentes sencillos, dobles o triples, pero solo entre dos átomos, lo que da origen a estructuras que no se atraen mucho con otras similares, por lo que tienen bajísimos puntos de ebullición.

Entre los dos ejemplos extremos descritos, podemos encontrar sustancias formadas con enlaces covalentes que son gases, líquidos o sólidos, solubles en diversos disolventes, con puntos de fusión generalmente menores que los compuestos iónicos y que fundidos o disueltos no conducen la corriente eléctrica.



Fig. 2.78. La apariencia y propiedades de los compuestos dependen de sus tipos de enlace, no solo de los elementos que tengan. En la foto se ven cristales de FeCl₃ y FeCl₂.

Espacio tecnológico

Incrementen la información de esta secuencia con este video de la **Videoteca Escolar**.
El mundo de la química. Volumen 4. Aleaciones químicas. VideoSEP

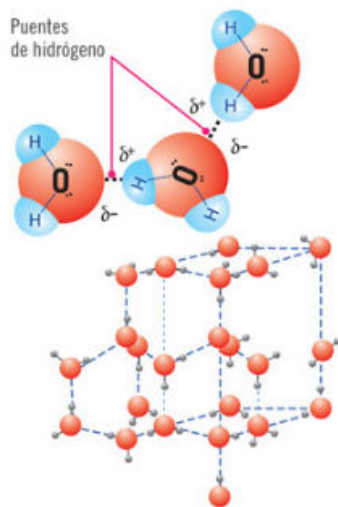


Fig. 2.79. Los polos de carga de una molécula de agua se atraen con los de otras y esa atracción se llama puente de hidrógeno. Este ayuda a que se logre un acomodo geométrico al solidificar, que hace al hielo menos denso que el agua.

Las velas pueden ser de cera o parafina, ambas sustancias tienen como base largas cadenas de átomos de carbono unidos con enlaces covalentes y rodeadas de átomos de hidrógeno igualmente enlazados. Estas largas moléculas no se atraen mucho entre sí, por lo que forman sólidos blandos, con bajos puntos de fusión, que no se atraen con el agua, por lo que son insolubles en ella y no son conductores de la electricidad, igual que muchas sustancias formadas con enlaces covalentes.

En este último punto relacionado con la conductividad de la corriente, se debe resaltar que solo en algunos casos, las estructuras que se forman con enlaces covalentes pueden tener un acomodo atómico que permite que circulen los electrones. Dos ejemplos son el carbono, cuando forma grafito, y el silicio, que sí conducen la corriente, pero en este caso se encuentran en estado sólido y no en líquido, y conducen, como lo hacen los metales, al permitir el paso de los electrones, sin hacer circular a iones o átomos con carga eléctrica.

Una variación muy importante en los enlaces covalentes, que condiciona las propiedades de las sustancias que se forman con ellos, es el hecho de que no todos los elementos atraen a los electrones con la misma intensidad, fenómeno que estudiarán más a fondo en el bloque siguiente.

Por ejemplo, el cloroformo (CCl_3H) se forma con átomos de carbono rodeados de cloro e hidrógeno, que son elementos similares en su capacidad para que sus núcleos atraigan a sus electrones y toda la molécula queda con sus cargas eléctricas bien repartidas. Esto hace que las moléculas no se atraigan mucho y el líquido pueda volatilizarse fácilmente.

En cambio, en la unión entre el oxígeno y el hidrógeno para formar agua, el oxígeno ejerce una atracción mucho más fuerte de los electrones hacia su núcleo y retiene más cerca a los electrones de cada átomo de hidrógeno, lo que crea el enlace **covalente polar** antes descrito. Este hecho condiciona tantas propiedades y provoca tantos fenómenos, que amerita que analicemos al agua como un compuesto excepcional.

El agua como un compuesto ejemplar

Aunque todas las sustancias que hay en el Universo son importantes y tienen sus funciones, si hubiera que elegir la más atractiva, interesante y determinante de muchos fenómenos, seguramente muchos científicos se inclinarían por el agua.

El agua tiene muchas propiedades físicas y químicas, y es de gran importancia debido su abundancia, tres cuartas partes de la superficie terrestre, y por ser un componente esencial de los seres vivos, 75 % del total de la masa del ser humano.

La fórmula del agua es H_2O . La molécula tiene una forma de ángulo y el enlace que une a sus átomos es de tipo covalente, pero con los electrones cargados hacia el lado del oxígeno, es decir, es una **molécula polar**, pues tiene las cargas mal repartidas.

Estas características permiten que el lado parcialmente positivo de una molécula, representado por la letra griega delta (δ^+), se atraiga con el lado parcialmente negativo (δ^-) de otra; a esta atracción se le denomina **puente de hidrógeno** (fig. 2.79), que no es un enlace químico pero determina muchas de las propiedades típicas del agua.

Algunas de estas propiedades son:

- Aunque es una molécula de baja masa molecular, a temperatura ambiente se encuentra principalmente en estado líquido y no gaseoso como los compuestos similares que se forman con los otros miembros de la familia del oxígeno: H_2S , H_2Se y H_2Te .
- Su punto de fusión, 0°C , y de ebullición, 100°C al nivel del mar, y la facilidad con la que se evapora, hacen que podamos encontrarla en los tres estados de agregación en nuestro planeta y que pueda seguir un ciclo continuo en el que la evaporación es seguida de la condensación en las nubes y finalmente de la precipitación al llover.
- Es probable que hayan recordado que el agua hierve a menor temperatura en lo alto de una montaña, donde la presión es menor que a nivel del mar, lo que facilita que sus moléculas se separen.
- La polaridad también hace que, cuando el agua se congela, las moléculas se acomoden ordenadamente y formen cristales en los que hay mucho espacio entre ellas, por lo que el hielo es menos denso que el agua líquida y puede flotar (figura 2.80).
- A diferencia de los demás compuestos, cuando hacemos presión sobre el hielo, se derrite en lugar de compactarse más, pues se rompe su estructura.
- La polaridad del agua hace que pueda atraerse fácilmente con otros compuestos polares y que pueda separar a los iones para disolver a los compuestos iónicos mediante un fenómeno llamado disociación. Por eso se conoce como el disolvente universal, aunque por supuesto no puede disolver a todos los compuestos, pues los que están formados por moléculas muy grandes y los que son apolares, como el cloroformo, no pueden disolverse.
- El calor específico del agua es de $1\text{ cal/g }^\circ\text{C}$, es decir que para calentar un gramo de agua y elevar su temperatura en 1°C se requiere de una caloría. Este dato es muy alto comparado con la mayoría de los compuestos, lo que implica que el agua absorbe mucho calor para calentarse poco y libera mucho calor al enfriarse.

Muchas de las propiedades descritas ya las conocen y han tenido la oportunidad de apreciarlas en la vida diaria o en experimentos en la escuela. Con el siguiente experimento comprobarán algunas características del agua.

Actividad experimental El agua y la conducción del calor

Propósito: Demostrar por equipo si el agua es o no un material que conduce bien el calor.

Materiales

- Tubo de ensayo
- Pinzas para sostener un tubo de ensayo
- Mechero y cerillos
- Hielos y agua
- Canica

Desarrollo

- Monten un equipo como el que se ve en la figura 2.81.
- Calienten con el mechero únicamente la parte superior del tubo, no la base, hasta que aprecien un cambio. Anoten sus observaciones en su cuaderno.

Al terminar, enjuagen y sequen muy bien los materiales.

Conclusiones

- Respondan.
 - ¿Qué pasó con el hielo al calentar el tubo?
 - ¿Qué diferencia se presentaría si el tubo se hubiera calentado por abajo? ¿Por qué?
 - ¿Es el agua buena conductora del calor?

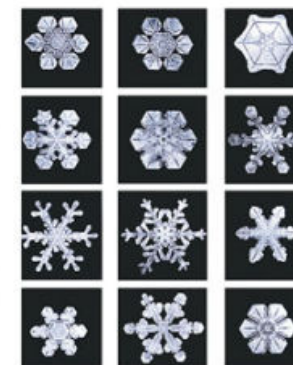


Fig. 2.80. La forma angular de las moléculas del agua y la atracción entre sus polos, hacen que se acomoden de diversas formas para generar cristales de formas maravillosas en la nieve. Estos son fotografías de copos de nieve.

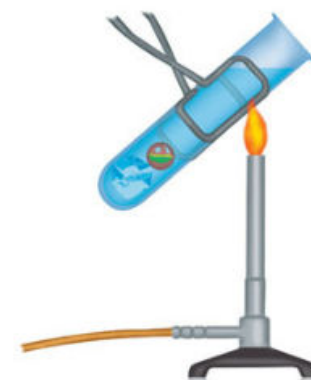


Fig. 2.81. Asegúrense de que la canica mantenga a los hielos en el fondo del tubo durante el tiempo de calentamiento.



Fig. 2.82. El azúcar de mesa o sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$, es muy soluble en agua pues tiene varios grupos -C-O-H que hacen puentes de hidrógeno con ella.

Actividad

El agua siempre es un tema de actualidad, pues influye en todos los ámbitos de la vida, la Naturaleza y la sociedad.

En equipos lean estas frases.

- El agua ayuda a regular la temperatura de las regiones húmedas, mientras que en el desierto las variaciones de temperatura son muy altas entre el día y la noche.
- El agua facilita que lleguen muchos nutrimentos desde el suelo hasta la hoja más alta de un árbol o una planta.
- El azúcar tiene como fórmula $C_{12}H_{22}O_{11}$, ¿qué características le permiten ser soluble en agua? (fig. 2.82).
- Los seres marinos de los polos pueden mantenerse bajo el agua aun en temporadas en las que esta se encuentra congelada.

Discutan las propiedades del agua que permiten la explicación del fenómeno en cada caso y lleguen a conclusiones grupales con la guía de su profesor.

Si tuviéramos que enunciar y ordenar las propiedades de las sustancias que se conocen, veríamos que hay una enorme diversidad y que cada una de ellas requiere de un modelo de explicación para conocer su estructura. Sin embargo, clasificar y agrupar por similitudes ayuda a entender mejor los fenómenos y tener el conocimiento organizado para hacerlo más accesible.

En la siguiente actividad experimental revisarán todo lo que hemos visto sobre los compuestos con enlaces iónicos, los que tienen enlaces covalentes o el agua como un caso de enlace covalente polar. Además experimentarán en equipo algunas formas de trabajar que los investigadores, en particular los que hacen química analítica, ponen en práctica cuando tratan de identificar qué hay en una muestra desconocida.

Actividad experimental ¿Cuál es cuál? Identifiquemos por sus propiedades

Propósito: Identificar las sustancias presentes en una mezcla.

Materiales

- 8 vasos pequeños de vidrio o de plástico
- 3 pipetas
- Vidrio de reloj o recipiente para mezclar
- Mechero, cerillos y cucharilla de combustión o recipiente para calentar
- Lupa
- Sistema para detectar conductividad de las disoluciones como el empleado en la página 137 (pila, caimanos eléctricos, foco con base y placas de cobre)
- Harina, sacarosa o azúcar común, cloruro de sodio o sal de mesa, bicarbonato de sodio, agua, aceite de cocina y vinagre

Desarrollo

- Individualmente elaboren en su cuaderno una tabla con este encabezado y escriban ahí sus observaciones.

Materiales	Propiedades					
	Apariencia	Respuesta al fuego	Conductividad eléctrica	Solubilidad o reacción con		
				I	II	III

- Etiqueten los vasos de esta forma: A, B, C, D, X, I, II, III. Tracen cinco renglones en la tabla y debajo de los materiales escriban A, B, C, D, X.
- Pidan a su profesor que agregue una muestra de alguna de las sustancias sólidas enunciadas en los materiales dentro de los vasos A, B, C y D, y en el X, que coloque una mezcla de estas sustancias. En los vasos I, II y III que incorpore alguno de los líquidos también citados.
- El equipo deberá caracterizar o determinar las propiedades de cada una de las sustancias sólidas, para ello se sugiere lo siguiente:
 - Analicen con la lupa los polvos o cristales y descríbanlos.
 - Coloquen un poco de la muestra sólida en una cucharilla de combustión y pónganla al fuego; después de observar la respuesta al calor, permitan incluso que la flama toque el material.
 - Observen lo que ocurre al mezclar el sólido con cada uno de los líquidos por separado.
 - Con la mezcla del polvo en agua, prueben si conduce la electricidad con el aparato correspondiente.
- Una vez reunida la información para las sustancias A, B, C y D, repitan las pruebas para el contenido del vaso X.
- Comparen las propiedades observadas y deduzcan qué sustancias están presentes en la mezcla X.

Laven con agua y jabón los materiales y séquenlos perfectamente. Los materiales utilizados pueden depositarse en la basura o verterse por el desagüe.

Conclusiones

- Analicen en equipo los resultados de su actividad y compárenlos con los del grupo. Discútanlos con su profesor para responder lo siguiente:
 - Con base en las propiedades observadas y sus conocimientos, ¿clasificarían a las sustancias A, B, C y D como iónicas o covalentes? ¿En qué propiedades se basan en cada caso?
 - ¿Qué diferencias hay en la solubilidad de las sustancias en cada líquido? ¿A qué se deben?
 - ¿Cuáles de los cambios observados fueron físicos y cuáles químicos? ¿Cómo lo saben?
 - ¿Qué propiedades de la mezcla X les permitieron identificar qué componentes tenía?
 - ¿Cómo hubiera variado el resultado si no hubieran sabido con qué materiales estaban trabajando?
 - El procedimiento empleado es similar al que realizan los investigadores cuando se enfrentan a materiales cuya composición ignoran. ¿Qué será importante que hagan para tratar de averiguar de qué sustancia o sustancias se trata?

Compartamos lo aprendido

En equipo elijan una sustancia y elaboren un cartel para exponerlo ante la comunidad escolar.

- Presenten a su profesor un boceto y explíquenlo (fig. 2.83).
- Acuerden con su profesor el material y el tamaño adecuados para la elaboración del cartel.

Este momento del bloque es propicio para realizar una evaluación de lo aprendido y tener más herramientas para realizar el proyecto. Acudan a las páginas 69 a 71 para que les sea más claro cómo realizar esta evaluación.



Fig. 2.83. Antes de mostrar su cartel a su profesor realicen un boceto y explíquenle lo que incluirá.

Ahora tú explora, experimenta y actúa. Integración y aplicación



Fig. 2.84. En algunas personas disminuye la asimilación del calcio y se produce osteoporosis. Este puede ser un tema de investigación.

Como en todos los bloques en que se divide este libro, uno de los objetivos es que desarrollen su capacidad para trabajar en equipo y puedan acceder al conocimiento por medio de investigaciones que realicen mediante el uso de diversas fuentes, para que al final practiquen distintas maneras de exponer de forma atractiva, organizada y correcta los resultados de su investigación.

Se les sugieren dos temas distintos, con diversas opciones en cada uno, para que en equipo de cuatro o cinco integrantes desarrollen el proyecto y lo presenten. En grupo y con la asesoría de su profesor, decidirán qué tema le corresponderá a cada equipo y marcarán los plazos y fechas en que llevarán a cabo las diferentes etapas del proceso.

Si su equipo tiene dudas de las formas de trabajo, de los tipos de proyectos que pueden desarrollar o de las opciones para mostrar sus productos, regresen a la sección de proyectos del bloque 1, en donde hay una explicación más detallada. De cualquier forma, con la revisión de las dos opciones podrán organizar su trabajo para que el resultado sea exitoso.

Opción 1 ¿Cuáles elementos químicos son importantes para el buen funcionamiento de nuestro cuerpo?

Planeación

En el tema que analizamos los elementos importantes para los seres vivos, destacamos la importancia de los más abundantes: carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, fósforo y azufre. Aclaramos también que muchos otros elementos se encuentran en compuestos que tienen funciones indispensables para el buen funcionamiento de los organismos.

Como primera acción en la planeación del proyecto que realizarán en equipo, deben conocer un poco más sobre esos elementos a los que nos referimos, para que decidan cuál les resulta más atractivo para estudiarlo de manera más profunda y presentarlo a sus compañeros.

Para orientar un poco esta reflexión y decisión, se sugieren preguntas e imágenes relacionadas con estos elementos y sus funciones (fig. 2.84 y 2.85).

- ¿Por qué la ausencia de hierro hace que la gente se sienta muy débil y se enferme con facilidad?
- ¿Qué elementos componen los huesos?
- ¿Por qué el yodo es tan necesario para el funcionamiento de la glándula tiroides?
- ¿Qué se añade a la sal de mesa para que nadie tenga carencia de este elemento?
- ¿Qué hace el flúor para proteger los dientes?
- ¿Por qué el exceso o la falta de sodio y de potasio son perjudiciales para la circulación y el corazón?
- Si el cloro es un gas venenoso, ¿cómo puede ser útil para nuestro cuerpo?
- ¿Cómo se relaciona el fósforo con la herencia, la energía y los huesos?
- ¿En qué funciones corporales participa el zinc?



Fig. 2.85. En el trabajo del cuerpo para desarrollar músculo, que es un proceso complejo, puede influir la acción de elementos como el cromo (Cr) y el selenio (Se).

- ¿Cómo es que la falta de magnesio genera problemas óseos, de anorexia, cardiacos y de personalidad?
- ¿Cómo funciona el litio para curar la depresión en algunas personas?
- ¿Por qué el selenio nos protege de otros venenos?
- ¿Por qué es indispensable ingerir entre 1.5 y 3 mg diarios de cobre?
- ¿Cómo actúa la vitamina B12, llamada cianocobalamina, que contiene al cobalto como elemento central?
- ¿Cómo afecta al cuerpo la falta de elementos como manganeso, molibdeno, cromo y vanadio, de los que solamente se requieren cantidades minúsculas llamadas trazas?

Actividad

En equipos, realicen lo que se pide.

- Cuando seleccionen la pregunta o preguntas que abordarán en su investigación, escribanlas en una hoja y entréguelas a su profesor.
- En grupo, comenten las preguntas elegidas y decidan cuáles utilizará cada equipo para que los temas sean diversos y se amplíe la información que reciba el grupo.
- Escriban en su cuaderno sus hipótesis, es decir, las posibles respuestas a las preguntas que seleccionaron.
- Analicen en grupo sus preguntas e hipótesis y, si es necesario, hagan sugerencias para mejorarlas y que el arranque de la investigación sea exitoso.

Como segunda acción de la planeación de este proyecto deberán acordar el tipo de labores que desarrollarán, las responsabilidades de cada miembro del equipo y el tiempo que asignarán para cada actividad, de acuerdo con las fechas previamente establecidas con el profesor.

Actividad

Organicen un cronograma que incluya fechas, actividades y responsables.

- Consideren los lugares o fuentes a los que tendrán que recurrir para obtener la información que requieren. En este caso pueden incluir encuestas a especialistas, como médicos y químicos, y la visita a algún centro de salud en el que encontrarán folletos y material útil (fig. 2.86).
- Si realizarán una encuesta, preparen las preguntas de acuerdo con lo quieren conocer y pidan a su profesor que las revise y les aporte ideas.
- Decidan también de qué manera van a registrar los datos investigados para luego procesarlos.
- Acuerden cuándo se van a juntar para reunir la información que obtengan.
- Planteen posibles mecanismos para la presentación de la información, aunque podrán hacer ajustes cuando el trabajo vaya más avanzado.
- Organicen todos los acuerdos en su cronograma.

Desarrollo

La recopilación de la información y el desarrollo de los trabajos para mostrar son el centro de esta etapa. Para este tema relacionado con elementos, hay muchísimas fuentes diversas que podrían consultar, como libros y artículos en revistas de divulgación que pueden encontrar en bibliotecas y hemerotecas públicas.

En Internet encontrarán diversas fuentes, por tanto, procuren utilizar las de instituciones educativas o médicas de prestigio y evitar las páginas de tareas ya elaboradas y de enciclopedias generales en las que cualquier persona inexperta puede colocar información no validada o hacer interpretaciones inadecuadas de la fuente original.



Fig. 2.86. Cualquier médico podría proporcionar información, pero también es ideal acudir a un centro especializado en nutrición, como el Instituto Nacional de Nutrición.



Fig. 2.87. A la sal, cloruro de sodio (NaCl), suelen adicionársele pequeñas porciones de sales de yodo y flúor. Podrían averiguar por qué.



Fig. 2.88. Algunos cereales anuncian que tienen hierro o zinc añadidos. Posiblemente podrían buscar un mecanismo sencillo para detectarlos.

A continuación se presentan algunas posibles fuentes sobre los elementos en general, por lo que deberán realizar una búsqueda más especializada:

- *Micronutrientes*, en: www.unicef.org/spanish/nutrition/index_iodine.html/ (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- *Minerales necesarios, Guía completa*, en: www.alimentacion-sana.com.ar/informaciones/novedades/minerales2.htm (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- *Minerales en:* www.fao.org/docrep/field/003/ab492s/ab492s04.htm (Fecha de consulta: 23 de enero de 2017).
- *Nutrición humana en el mundo en desarrollo, Capítulo 10, Minerales*, en: www.fao.org/docrep/006/w0073s/w0073s0e.htm (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- *Minerales en la dieta*, en: www.nlm.nih.gov/medlineplus/spanish/minerals.html (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- *Los minerales*, en: www.fundaciondiabetes.org/sabercomer/395/los-minerales (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).

Si así lo deciden pueden recopilar la información en fichas, como se sugirió en la actividad inicial, o designar un cuaderno para tomar notas de la información necesaria, para que la procesen cuando se reúna el equipo. Eviten solo copiar la información y pegarla en otro documento; si trabajan en un procesador de texto, redacten sus ideas sobre lo analizado.

Definan si su proyecto será científico para explicar cómo funciona en el cuerpo el elemento seleccionado, en qué alimentos se encuentra y qué ocurre cuando no lo ingerimos en la cantidad suficiente (fig. 2.87).

Si deciden que su proyecto será de tipo ciudadano, propongan soluciones para problemas de nutrición que son graves en la sociedad.

Si decidieron desarrollar algún experimento relacionado con la detección o función del elemento que les tocó en algún alimento para elaborar un proyecto tecnológico (fig. 2.88).

Comunicación

Pueden presentar los resultados de su proyecto mediante los siguientes recursos: una dramatización sobre alguien enfermo por la carencia de algún elemento, un trabajo audiovisual, material gráfico como una revista, exposiciones con carteles, demostraciones experimentales sobre la búsqueda o detección de algún elemento en un alimento, o una mesa redonda del grupo en la que comenten y discutan información diversa sobre el tema general.

Actividad

Con la información reunida, pidan a su profesor que organice una pequeña sesión en la que comenten el tipo de presentación que planean realizar.

- Decidan cuáles son sus necesidades y qué tiempo requerirán para hacerlo.

En la misma sesión decidan las fechas de presentación.

Si el profesor lo considera adecuado, pedirá que entreguen evidencias del proceso de investigación, como sus fichas o un trabajo escrito, además de su presentación.

Evaluación

Durante todo el desarrollo de la investigación, y al finalizar las exposiciones, harán una revisión organizada del trabajo de cada equipo.

Recuerden que esta evaluación se realiza en diferentes niveles:

- En el equipo, analizarán el cumplimiento y la efectividad de cada integrante y sugerirán ideas para que el siguiente proyecto marche aún mejor.
- En el grupo, comentarán las exposiciones de los equipos, resaltarán aciertos y sugerirán mejoras para que las exposiciones sean más claras y atractivas.
- Su profesor también hará un análisis del proceso y dará sugerencias que deberán tener en cuenta para investigaciones futuras.

Opción 2 ¿Cuáles son las implicaciones en la salud o el ambiente de algunos metales pesados?

Planeación

La segunda sugerencia de temas de investigación para este bloque también tiene que ver con los elementos de la tabla periódica, pero ahora con aquellos cuya presencia puede no resultar adecuada para el ambiente y la salud.

Cuando se habla de metales pesados, se hace referencia a aquellos que tienen masa atómica alta y están en la parte de abajo de la tabla periódica. Particularmente, por su abundancia e importancia ambiental y para la salud, se consideran el plomo (Pb), el cadmio (Cd), y el mercurio (Hg).

A lo largo de la historia, estos tres elementos han formado parte de diferentes desarrollos tecnológicos y todavía se encuentran en muchos materiales que empleamos, por lo que conviene conocerlos y utilizarlos de forma adecuada para que no pongan en riesgo nuestra salud, la de terceros o incluso la de otras especies que pueden ser víctimas de nuestros desperdicios o malos hábitos (fig. 2.89).

Muchos esfuerzos se han hecho en las sociedades modernas para intentar sustituir o disminuir el uso de estos materiales, pero no siempre es fácil lograrlo. Los productos que se obtienen de ellos son difíciles de obtener de otras fuentes (fig. 2.90).

En el desarrollo de este proyecto podrán elegir entre diversos temas que tienen que ver con lo que se ha mencionado. Traten de presentar en todos los casos los efectos que estos elementos generan en la salud y el ambiente, así como la importancia de los procesos en los que participan, cómo se ha logrado sustituirlos o cómo se intenta hacerlo, los costos respectivos, y qué hay que hacer para eliminarlos de los lugares o las personas que ya están contaminados.

Para orientar la selección del tema de su investigación, se proponen algunas preguntas sobre aspectos que resultan interesantes.

- ¿Para qué servía el plomo en algunas gasolinas y desde hace cuánto tiempo se empezaron a sustituir por otras sin ese elemento? ¿Qué ventajas y desventajas ha representado esa sustitución?
- Las baterías de los coches contienen plomo y compuestos de este elemento. ¿Cómo deben tratarse para que no resulten peligrosas o dañinas para el ambiente cuando termina su vida útil?
- ¿Por qué en los últimos años algunas empresas han retirado del mercado lotes de juguetes u otros productos al no detectar a tiempo que contenían plomo?



Fig. 2.89. Las baterías de los automóviles contienen láminas de plomo que se deben recuperar y reciclar cuando ya no sirven.



Fig. 2.90. Las gasolinas que se emplean en México ya no tienen plomo adicionado. Las que sí tenían se sustituyeron a principios de la década de 1990.



Fig. 2.91. Vincent van Gogh. Muchas pinturas de óleo se elaboran con compuestos de plomo que contaminan poco a poco a los pintores si no trabajan con el cuidado necesario.

- Muchos barnices empleados para recubrir ollas de barro y dar el efecto de "vidriado" se hacen con compuestos de plomo. ¿En qué condiciones resultan peligrosos? ¿Es conveniente emplear esos utensilios?
- Se dice que pintores como el neerlandés Vincent van Gogh (1853-1890), uno de los máximos exponentes del impresionismo (fig. 2.91), y el español Francisco de Goya y Lucientes (1746-1828), sufrieron los efectos de la contaminación con plomo de sus pinturas de óleo lo cual se reflejaba en su fuerte carácter y en el estilo que impusieron, poco común para sus épocas. ¿Qué evidencias hay de esos planteamientos?
- ¿Qué tipo de instrumentos o maquinarias se sueldan con soldadura de plomo? ¿Cómo funciona? ¿En qué casos no puede usarse?
- El mercurio es muy empleado en la industria minera metalúrgica (fig. 2.92) para la recuperación de metales. ¿Qué efectos tiene esto sobre el ambiente y las personas?
- El mercurio está presente en los focos de neón y en los ahorradores. ¿Para qué sirve? ¿Cómo deben manejarse y desecharse cuando se funden o se rompen?
- En lugares cercanos a lagunas donde se cultivan ostiones o donde se pesca se ha tenido que suspender la actividad, pues se han presentado crisis de envenenamiento porque algunas industrias contaminaban el agua con mercurio. ¿Qué ocurre con las especies en este caso?

- Un material que comúnmente se ha empleado para tratamientos dentales, para tapar muelas en las que se eliminaron caries, se hace con una aleación o amalgama de mercurio. ¿Qué riesgos tiene esta práctica?
- ¿Qué se debe hacer cuando se rompe un termómetro u otro instrumento que tiene mercurio? ¿Qué riesgos tiene el jugar con esas atractivas bolitas?
- Muchas pilas recargables son de níquel-cadmio y otras tienen mercurio como contaminante. ¿Cómo se manejan los metales pesados en la industria de las pilas?
- El cadmio, como el plomo, también se usa comúnmente en la industria de las pinturas y, además, en la elaboración de diversos plásticos. ¿Qué riesgos conlleva esta actividad?
- La planta del tabaco contiene iones de cadmio. ¿Qué efectos tiene en la salud fumar cigarrillos con este elemento?
- Existen metaloides como el arsénico (As) y el antimonio (Sb), que en ocasiones se reportan también en los artículos sobre venenos y metales pesados.

Actividad

En equipo, elijan las preguntas que guiarán su investigación.

Entreguen al profesor lo que se indica:

- Preguntas seleccionadas que guiarán su investigación.
- Hipótesis sobre las respuestas que esperan.
- Decidan si su proyecto será de tipo ciudadano o científico.

En este caso sería conveniente no desarrollar proyectos tecnológicos que implicarían el contacto directo con los metales pesados. Es recomendable que analicen con su profesor lo más conveniente para que desarrollen un proyecto de interés para ustedes y con el que logren los aprendizajes esperados planteados para este.

Como en todos los casos, distribuyan las diferentes fuentes de información que consultarán, ya sea en libros, revistas, páginas de Internet o entrevistas con especialistas, y organicen un cronograma o tabla de actividades con las fechas para tener lista la información en sus diferentes etapas y la presentación en las fechas que el profesor haya indicado. Propongan además ideas sobre la forma en la que sería conveniente presentar el proyecto.



Fig. 2.92. El trabajo en las minas es de alto riesgo para los mineros, pues continuamente respiran polvo con metales pesados.

Desarrollo

Para este tema también hay abundante información en fuentes bibliográficas como libros y revistas, así como en Internet. Recuerden buscar páginas confiables y evitar aquellas de tareas que reproducen y manipulan información de otras fuentes. Sobre todo no se conformen con lo que encuentren en la primera opción, al menos revisen cuatro fuentes distintas.

Aquí tienen algunas sugerencias generales, pero si emplean un buscador para localizar información sobre cada uno de los metales y las implicaciones de su utilización, encontrarán muchas más:

- Semarnat, *Metales pesados*, en: www.inecc.gob.mx/sqre-temas/763-aqre-metales (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- Eroski consumer, *Metales pesados, toda una amenaza*, en: revista.consumer.es/web/es/20010301/medioambiente/27009.php (Fecha de consulta: 23 de enero de 2017).
- Anexo: *Efecto de los metales pesados en la salud humana*, en: www.ecured.cu/ (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- *Intoxicación por el plomo (saturnismo): tratamiento, causas, síntomas, diagnóstico y prevención*, en: medicinasalud.org/dolor-enfermedad-enfermedades-trastorno-trastornos/intoxicacion-por-el-plomo-saturnismo-tratamiento-causas-sintomas-diagnostico-y-prevencion/ (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).

Recuerden reunir la información en un cuaderno destinado para estas labores o en fichas de trabajo y procesarla en equipo antes de elaborar el documento que entregarán al profesor. También es importante que se reúnan para organizar la exposición de su tema ante el grupo en la modalidad o forma que escojan.

Comunicación

En este caso, pueden resultar adecuadas diversas formas de presentación, como una exposición con carteles, un video o una presentación electrónica, una dramatización o un guion sobre una situación particular, una revista con textos e imágenes, o cualquier otra forma de presentación que consideren apropiada y atractiva para dar a conocer su trabajo.

Actividad

Con la coordinación del profesor, decidan cuándo y en qué orden van a presentar sus investigaciones para que el mismo día expongan quienes tienen temas en común y revisen cuáles son sus necesidades para hacerlo.

Evaluación

Una vez que hayan presentado todos los proyectos, recuerden comentar en grupo lo que hicieron, sus aciertos y errores, y si cumplieron con los compromisos y los objetivos de manera individual y en equipo. Analizarán y darán sus opiniones sobre lo que apreciaron en el trabajo de los demás y harán sugerencias (fig. 2.93).

Su profesor también dará su punto de vista sobre el desarrollo del trabajo y las presentaciones que observó y si es necesario corregirá los errores que se hayan presentado en la información.

Finalmente, podrán realizar una evaluación, ya sea individual, en equipo o con su profesor del trabajo desempeñado en el proyecto. Revisen la sección "A evaluar" de las páginas 69 a 71 para que sea más sencillo realizarla.



Fig. 2.93. La evaluación en grupo es importante para mejorar el trabajo. No olviden ser respetuosos con sus compañeros.

Evaluación del bloque 2

Escuela: _____

Nombre del alumno: _____

Grupo: _____ Fecha: _____

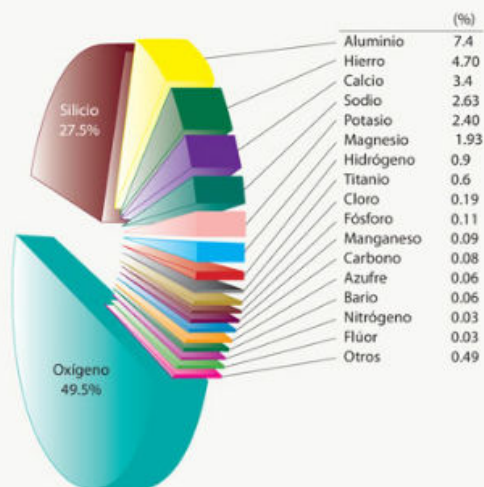
Preguntas

Lee y responde en tu cuaderno.

Los elementos en la superficie terrestre

La mayoría de los elementos de la tabla periódica que tienen número atómico menor al del uranio ($Z = 92$), está presente en la superficie de nuestro planeta. Los elementos $Z = 43$ y $Z = 61$, que son respectivamente el tecnecio (Tc) y el prometio (Pm), no se han encontrado en ningún mineral, pues son muy inestables y sus núcleos se rompen para dar origen a otros elementos. Sin embargo, se han podido fabricar y obtener en cantidades manejables, sobre todo por medio de la recuperación de los materiales que quedan cuando los núcleos de uranio se rompen en diversas aplicaciones de la química nuclear.

En la gráfica puedes ver información sobre la abundancia de los elementos en la superficie terrestre, que incluye la litosfera o capa sólida; la hidrosfera, formada por mares, lagos, lagunas, ríos y todos los cuerpos de agua; la atmósfera gaseosa que rodea al planeta, e incluso la biosfera, que es el conjunto de todos los seres vivos. Los porcentajes citados son relativos a la masa; tal vez te sorprenderán algunos datos.



- El oxígeno ocupa casi la mitad de la masa total de la superficie terrestre. Sin embargo, en el aire ocupa 21%, lo que lo coloca en el segundo lugar de abundancia en este medio, solo tras el nitrógeno.
 - a) ¿Cómo es posible que este elemento que forma un gas a temperatura ambiente resulte tan abundante?
 - b) ¿Dónde está y en qué forma se presenta el oxígeno en cada parte de la superficie terrestre?
- Organiza los elementos que se citan en una tabla en tu cuaderno, en la que los clasifiques como metales alcalinos, metales alcalinotérreos, metales de transición, metaloides, no metales, halógenos o gases nobles.
 - a) Para incluirlos en esa tabla escribe su símbolo y no su nombre.
 - b) Anótalos en orden de abundancia bajo el tipo de elemento correspondiente. Utiliza tu tabla periódica.
- ¿Cuáles usos recuerdas de los tres elementos que siguen en abundancia al oxígeno?
- ¿Qué porcentaje en total ocupa el elemento que sirve de base para la estructura de la mayoría de los compuestos que forman los seres vivos? Anota qué propiedades le permiten tener esa función.

- Si se analiza detalladamente la composición del agua de mar con respecto a su masa, el agua ocupa más de noventa y cinco por ciento del total de la misma.

En la masa restante, el elemento más abundante es el cloro (1.9%), seguido por el sodio (1.05%), el magnesio (0.12%), el azufre (0.1%), el potasio (0.04%) y el calcio (0.04%). Estos elementos se encuentran formando compuestos.

- Escribe en tu cuaderno al menos cinco compuestos que pudieran formar entre ellos, presenta su fórmula, justifica cómo la obtuviste e indica si el tipo de enlace entre ellos sería iónico o covalente.
- De todos los elementos citados en la gráfica, ¿cuáles pueden producir moléculas diatómicas con sus propios átomos para estabilizarse? ¿Por qué tienen esa facilidad?

Lee y responde en tu cuaderno.

Los depósitos de minerales en la superficie terrestre

En la litosfera, que representa la parte sólida de la superficie terrestre, hay diferentes tipos de minerales que conforman las rocas. Muchos de ellos se forman cuando se enfría la lava de los volcanes y a lo largo de millones de años se desgastan por la erosión del aire y el agua.

Los minerales se acumulan en el suelo o en el fondo de lagos y mares y poco a poco quedan enterrados a mayor profundidad y se compactan para formar otros tipos de minerales. Finalmente, millones de años después, la influencia de la presión y el calor de las capas profundas de la Tierra produce nuevas transformaciones en estos compuestos que generan otros minerales.

Como verás, la composición de los minerales varía de forma cíclica, pero las transformaciones son tan lentas, que no podemos notarlas en plazos cortos. Lo que sí podemos es localizar los principales minerales que contienen compuestos de metales que pueden aprovecharse.

Entre estos minerales encontramos a la bauxita (Al_2O_3), la calcocita (Cu_2S), la calcopirita (CuFeS_2), la hematita (Fe_2O_3), la magnetita (Fe_3O_4), el cinabrio (HgS), la galena (PbS), la esfalerita (ZnS), la pirolusita (MnO_2) y el rutilo (TiO_2).



- ¿Cómo clasificarías a las sustancias que forman los minerales descritos, como elementos o compuestos? ¿Por qué?
- El aluminio tiene número atómico 13 y el oxígeno 8. ¿Cómo podrías explicar con estos datos que la fórmula de la bauxita sea Al_2O_3 ?
- El azufre, de número atómico 16, forma parte de muchos de los minerales citados en el texto, entre ellos la calcocita, el cinabrio, la galena y la esfalerita, que se forman cuando los respectivos metales le ceden electrones. ¿A qué metal nos referimos en cada caso? ¿Cuántos electrones cedió cada uno para formar esos minerales? Para justificar tu respuesta desarrolla el modelo de Bohr del azufre.

Lee y responde en tu cuaderno.

Litio: una posible cura a la depresión



El estudio del comportamiento, de las sensaciones y de los sentimientos es uno de los más complejos de lograr para la ciencia, pues involucra a todos los aspectos físicos, químicos, emocionales y de convivencia que rodean a un ser humano.

Aproximadamente tres por ciento de la población ha tenido problemas de depresión o de trastorno bipolar o maniaco-depresivo; en este último la persona presenta etapas de euforia extrema que luego pasan a fuertes caídas de ánimo. Estas enfermedades han existido en todos los periodos de la historia, pero a partir del siglo XIX se descubrió que podían tener causas diversas y que no solo eran estados de ánimo sino padecimientos ligados con varias reacciones químicas en el cerebro.

En 1970 se aceptó que los compuestos de litio podían ser usados como tratamiento para ciertos tipos de depresión y, desde entonces, tras pasar las pruebas y tiempos para que el médico ajuste la dosis personal adecuada, muchos pacientes han recuperado su tranquilidad y la posibilidad de desarrollar su vida con buen estado de ánimo.

- El litio se utilizó como sustituto de la sal, pero se eliminó por resultar tóxico y provocar náuseas, vómitos e incluso la muerte. No es un elemento de los más abundantes en la corteza terrestre. ¿Cómo explicarías que un elemento metálico como el litio sea utilizado para regular la función del cerebro de los seres humanos que sufren estas enfermedades?
- El litio es un metal alcalino que existe en grandes cantidades en la superficie terrestre, pero no en forma metálica sino en diversos compuestos. Se necesita mucha energía para recuperarlo como metal, sobre todo aplicada como corriente eléctrica, lo que dificultó su descubrimiento. Si el litio tiene $Z = 3$ y $MA = 7$ uma, explica: ¿qué tipo de enlaces puede hacer? ¿En qué forma química se encuentra en los diversos compuestos? ¿Por qué?
- El punto de fusión es una propiedad periódica. A continuación hay una tabla de los puntos de fusión de los metales alcalinos pero falta el del litio. Haz en tu cuaderno una gráfica del número atómico de estos elementos contra su punto de fusión. Luego deduce el valor para el litio.

Elemento	Z	Punto de fusión (°C)
Li	3	¿?
Na	11	98
K	19	63
Rb	37	39
Cs	55	28

- Uno de los compuestos de litio que más se emplea en los tratamientos psiquiátricos es el cloruro de litio, que se forma con cloro, $Z = 17$, $MA = 35.5$ uma.

En una hoja organiza una tabla que incluya el nombre, símbolo, número y masa atómica, número de protones, neutrones y electrones, modelo de Bohr y representación de Lewis, para el litio y el cloro, y deduce qué fórmula tiene el cloruro de litio.

- Por el tipo de compuesto que es, elabora un dibujo que pueda servir como modelo para explicar su estructura y deduce las propiedades que debe tener el cloruro de litio. Justifica tu respuesta.

Lee y responde en tu cuaderno.

Otros usos de litio

Aunque el litio se ha hecho muy famoso por su éxito como tratamiento en procesos de depresión, tiene otros usos interesantes:

- En su forma metálica puede hacer una aleación con el aluminio ocupando uno por ciento de la masa, con lo que se forma un material con propiedades similares a las de algunos aceros.
- Los vidrios que contienen óxido de litio se dilatan menos y son más transparentes a la luz ultravioleta.
- Se emplea en la elaboración de fuegos artificiales, pues cuando se somete al calor emite una luz roja muy atractiva.
- En electrónica, muchas de las pequeñas baterías de larga duración se hacen con litio metálico y otros derivados de este mismo metal, como el sulfuro de litio y el cobalto.



El litio, el sodio, el potasio, el rubidio, el cesio y el francio, los metales alcalinos de la tabla periódica, están en la misma columna que el hidrógeno, pues tienen la tendencia de ceder un electrón. Sin embargo, el hidrógeno también puede recibir los electrones que ceden estos metales para formar un tipo poco común de compuestos, llamados hidruros, cuyo uso principal es la producción de hidrógeno gaseoso, H_2 , que liberan cuando se disuelven en agua.

- ¿Cuáles materiales de los mencionados a continuación representan elementos, cuáles compuestos y cuáles mezclas? Explica en qué te basas para clasificar a cada uno.

Litio	Vidrio
Aleación	Óxido de litio
Aluminio	Sulfuro de litio y cobalto
Acero	

- Con los datos que ya conoces del litio y al saber que el número atómico del oxígeno es 8, deduce qué fórmula debe tener el óxido de litio que se emplea para los vidrios que se describen en el texto.
- Como el litio, el sodio y el potasio son metales alcalinos. ¿Cómo serán las fórmulas de los óxidos de estos metales? Justifica tu respuesta.
- Recuerda cómo describió Niels Bohr los átomos y explica qué ocurre en el átomo de litio cuando emite luz roja al calentarse en los fuegos artificiales.
- ¿Por qué el hidrógeno puede recibir o compartir electrones y no solo donarlos, a diferencia de los metales alcalinos que están en su misma familia?

La transformación de los materiales: la reacción química

Bloque 3

De los experimentos que hemos realizado a lo largo de este curso, la mayoría ha tenido que ver con cambios físicos, pues no se han generado sustancias nuevas. Sin embargo, ha llegado el momento de que las reacciones químicas, sus principios, los factores que las determinan o afectan y el lenguaje de la química con que las representamos, tomen el centro de nuestro estudio. Seguramente te sorprenderás de la gran variedad de transformaciones que podremos revisar y realizar, así que ¡preparate!

Aprendizajes esperados

- Describe algunas manifestaciones de cambios químicos sencillos (efervescencia, emisión de luz o calor, precipitación, cambio de color).
- Identifica las propiedades de los reactivos y los productos en una reacción química.
- Representa el cambio químico mediante una ecuación e interpreta la información que contiene.
- Verifica la correcta expresión de ecuaciones químicas sencillas con base en la Ley de conservación de la masa.
- Identifica que en una reacción química se absorbe o se desprende energía en forma de calor.
- Identifica que la cantidad de energía se mide en calorías y compara el aporte calórico de los alimentos que ingiere.
- Relaciona 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.
- Explica la importancia del trabajo de Lewis al proponer que en el enlace químico los átomos adquieren una estructura estable.
- Argumenta los aportes realizados por Pauling en el análisis y la sistematización de sus resultados al proponer la tabla de electronegatividad.
- Representa la formación de compuestos en una reacción química sencilla, a partir de la estructura de Lewis, e identifica el tipo de enlace con base en su electronegatividad.
- Compara la escala astronómica y la microscópica considerando la escala humana como punto de referencia.
- Relaciona la masa de las sustancias con el mol para determinar la cantidad de sustancia.
- Selecciona 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.
- Sistematiza la información de su investigación con el fin de que elabore conclusiones, a partir de gráficas, experimentos y modelos.
- Comunica los resultados de su proyecto de diversas maneras utilizando el lenguaje químico, y propone alternativas de solución a los problemas planteados.
- Evalúa procesos y productos de su proyecto, y considera la efectividad y el costo de los procesos químicos investigados.

En todos los ámbitos de la superficie de nuestro planeta, aun en el paisaje más apacible, los cambios químicos están ocurriendo continuamente.

Identificación de cambios químicos y el lenguaje de la química



Fig. 3.1. El ácido sulfúrico es la sustancia que se produce en mayor cantidad en la industria química, reacciona con la materia orgánica y la oxida. Al papel y a la madera que aparecen aquí, les escurrió una gotita de este material.

Manifestaciones y representación de reacciones químicas (ecuación química)

Olivia se llevó una sorpresa desagradable en el laboratorio por no hacer caso a las normas de seguridad que ya conocía. En el trabajo del día tuvo que adicionar ácido sulfúrico, H_2SO_4 a su experimento, y, en un descuido, derramó un poco del líquido en su pantalón.

Como se lo habían advertido, este ácido reacciona químicamente con muchas sustancias (fig. 3.1). Si cae en la piel y esta no se enjuaga rápido con agua fría, deshidrata el tejido hasta producir una grave quemadura. La ropa no se libró del efecto del ácido pese a enjuagarla, pues la tela lo absorbió y al lavarla quedó una abertura que le recordó a Olivia la importancia de vestir una bata cerrada durante su trabajo en el laboratorio.

- ¿Cómo identificarían si un fenómeno es un cambio físico o químico?
- Si ya identifican algunos cambios químicos, ¿podrían enunciar qué tienen en común?
- ¿Cómo esquematizarían y representarían cambios químicos con el lenguaje de la química que ya conocen?

El cambio químico

En la imagen con la que comienza este bloque se observa un ambiente apacible en el que no parece haber ninguna alteración. Con seguridad imaginaron que en un laboratorio y en una fábrica se realizan procesos de transformación de la materia, pues uno de los propósitos de ese tipo de instalaciones es precisamente controlar y analizar las condiciones en las que podemos sacar provecho de reacciones químicas.

También hay cambios evidentes en la Naturaleza, como la erupción de un volcán, con gran liberación de energía; si la lava llega a lagos o ríos, en el agua suceden reacciones que modifican su composición, los gases liberados a la atmósfera también cambian sus características, de esta forma se transforma el ambiente alrededor del volcán.

Pero si pensaron que en un paisaje en aparente calma no ocurren cambios químicos o suceden en una proporción menor que en la erupción volcánica, recuerden que la Naturaleza está en continua transformación en nuestro planeta. Presenta múltiples cambios físicos y químicos, muchas de esas manifestaciones no son siquiera notorias, pero la formación de nuevos materiales se va desarrollando poco a poco.

Actividad

En parejas recuerden fenómenos naturales o situaciones de la vida cotidiana en los que se presenten transformaciones químicas.

- Hagan una lista, compárenla y complétenla con las de otras parejas. Pidan a su profesor que la comente para verificar su información.

Las reacciones químicas en la vida cotidiana y en la historia

La combustión, la oxidación de los metales, la digestión, la respiración celular, la fotosíntesis, la descomposición de los alimentos y la formación del hule y otras resinas vegetales, son ejemplos de cambios químicos que se generan en la Naturaleza. Si a estos les añadimos transformaciones hechas por el ser humano, como la recuperación de los metales a partir de sus minerales, la fabricación de plásticos y la síntesis de medicamentos, colorantes y otros productos, podrán darse cuenta de que el análisis de las reacciones químicas nos presenta un panorama diverso (fig. 3.2).



Fig. 3.2. La producción industrial de colorantes sintéticos, es decir, producidos por cambios químicos, fue de los primeros procesos industrializados e influyó en otras industrias, como la farmacéutica y la petroquímica.

Mucho antes del desarrollo de la química como ciencia, las reacciones químicas ya influían de manera muy importante en la historia del ser humano. Piensen en el gran salto que representó para la humanidad aprender a manejar el fuego, distinguir materiales combustibles, quemarlos a un ritmo controlado y apagarlos. Con este conocimiento empírico el ser humano pudo defenderse mejor, calentarse, cocinar sus alimentos y manipular y transformar otros materiales con fines específicos, como la fabricación de herramientas.

Aun sin poder explicarlos, muchos cambios químicos fueron aprovechados por las civilizaciones antiguas, entre ellos la fermentación con microbios, la elaboración de jabones, el curtido de pieles, el manejo de resinas y hules naturales y el uso de colorantes vegetales, animales y minerales. Esos procesos se integraron a partir de técnicas que los artesanos aprendían mediante la observación de fenómenos, por prueba y error, y por supuesto, por la enseñanza de sus ancestros, quienes también habían acumulado experiencia.

Aunque en la Edad Media y en el inicio del Renacimiento los alquimistas poseían un vasto conocimiento sobre los cambios químicos, fue hasta fines del siglo XVIII cuando el estudio de las reacciones adquirió un carácter científico, sistemático, organizado y con un lenguaje común que poco a poco se fue generalizando.

Este cúmulo de conocimientos que surgió durante el siglo XIX tuvo como consecuencia el desarrollo de las primeras industrias y fábricas de gran escala, como parte del proceso que llamamos la Revolución industrial, que transformó los modos de producción, las relaciones laborales, la economía de las sociedades y generó la solución de muchas necesidades, pero también provocó problemas de contaminación y sobreexplotación de la Naturaleza, que hoy día siguen estando entre los principales retos que la humanidad tiene que resolver.

Actividad

Muchos productos generados por cambios químicos han sido importantes en la historia: tinta, pólvora, papel, hule, jabón, perfumes, colorante de la grana cochinilla, aspirina, chapopote, queso.

En equipos de tres integrantes seleccionen algún producto de los mencionados e investiguen datos sobre su descubrimiento y su uso en diferentes épocas de la historia.

- En una cuarta parte de cartulina incluyan la información que recopilieron, así como fotografías o dibujos que la ilustren y las fuentes de información que consultaron, y expónganla ante el grupo.

¡Eureka!

En 1856, W. H. Perking, un estudiante inglés de dieciocho años, mientras trabajaba con un compuesto llamado *anilina*, para tratar de obtener otro de nombre *quinina*, obtuvo un líquido púrpura pegajoso difícil de analizar, que al tratarlo con alcohol generó un hermoso colorante violeta azulado útil para teñir la seda. Este colorante que llamaron "malva", fue de los primeros materiales que se produjeron industrialmente, llegó a convertirse en un producto de moda por más de una década, y alcanzó un alto precio, similar al del platino.

Actividad experimental Cambios químicos

Propósito: Identificar las causas de cambios químicos.

Material

- 2 vasos de 250 ml
- Probeta de 50 ml
- Cápsula de porcelana o recipiente resistente al calor
- Soporte universal con anillo de hierro
- Matraz de bola
- Tubo de vidrio de 40 cm en un tapón monohoradado (con un solo orificio)
- Agua con colorante
- Fibra de acero para lavar trastes
- Algodón
- Azúcar de mesa o sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$)
- Ácido sulfúrico concentrado (H_2SO_4)
- Permanganato de potasio ($KMnO_4$)
- Glicerina ($C_3H_8O_3$)
- Ácido clorhídrico concentrado (HCl)

Desarrollo

Revisen las actividades que realizarán, consulten con su profesor las dudas que tengan y pídanle que les indique dónde conseguir los materiales.

Experimento 1:

Para hacer el primer experimento deben estar en un lugar bien ventilado.

- Coloquen el azúcar en un vaso hasta llenar la mitad. Con la probeta midan 20 ml de ácido sulfúrico, con cuidado para que no se derrame ni lo toquen, añádanlo al azúcar y dejen reposar la mezcla. Observen lo que ocurre.

Experimento 2:

- Coloquen una porción de algodón en la cápsula de porcelana y espolvoréenlo con un poco de permanganato de potasio. Luego, agreguen dos gotas de glicerina sobre el permanganato y observen lo que sucede después de unos segundos.

Experimento 3:

- Coloquen la fibra de acero en un vaso y añádanle un poco de ácido clorhídrico hasta que se impregne bien. Observen y enjuáguenla con agua.
- Introduzcan la fibra en el matraz de bola. Tapen el matraz con el tapón monohoradado que ya tenga al tubo de vidrio y monten el sistema (fig. 3.3).
- Observen lo que ocurre después de varios minutos y dejen el sistema montado para que lo revisen al día siguiente.

Tu profesor neutralizará los ácidos con bicarbonato de sodio. El algodón con restos de $KMnO_4$ debe tratarse con HCl concentrado y Na_2S por varias horas y luego neutralizarse con NaOH diluido. Se filtra y recupera el sólido, que se guarda hasta acumular una gran cantidad y entonces debe enterrarse.

Conclusiones

En equipo discutan estas preguntas con base en lo observado, coméntenlas en grupo con la asesoría del profesor y anoten sus conclusiones en su cuaderno.

- ¿Qué diferencias hay en los materiales antes y después de las reacciones?
- Para el azúcar con ácido sulfúrico, ¿a qué se parece el producto que queda en el vaso? ¿Se generara algún producto más? ¿Dónde quedaron el azúcar y el ácido sulfúrico?
- En el caso del permanganato de potasio con la glicerina, ¿qué hubiera pasado si no hubieran colocado algodón? Si es posible háganlo y comparen los resultados.
- ¿Cómo se veía la fibra antes y después del tratamiento con el ácido? ¿Y tras un día dentro del matraz? ¿Por qué presenta esos cambios?
- ¿Qué permitió que el líquido ascendiera por el tubo?
- En los tres casos se trata de cambios químicos que ocurren espontáneamente, es decir, no tuvieron ninguna fuente de energía externa. Por el contrario, son cambios exotérmicos, esto significa que liberan energía. ¿En qué hechos se puede comprobar esta afirmación?



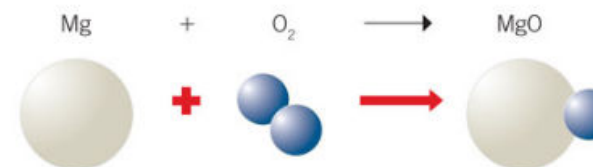
Fig. 3.3. Asegúrense de que el tapón quede bien colocado para que el sistema no tenga fugas. Si no cuentan con matraz, pueden cambiarlo por una botella de plástico rígido.

Reacciones y ecuaciones químicas

Para que un fenómeno sea considerado un cambio químico, las sustancias deben transformarse durante el proceso en materiales que no había al principio, con propiedades diferentes, pero que están formados por los mismos átomos de los elementos que constituían a los materiales originales (fig. 3.4).

Así como las sustancias se representan por medio de fórmulas, con los símbolos de los elementos y las proporciones en que se unen, en el lenguaje químico las reacciones también se representan en las **ecuaciones químicas**. En estas identificamos los materiales iniciales, los **reactivos**, y aquellos que se forman tras el cambio, los **productos**. También se deben indicar las proporciones en las que estas sustancias participan en la reacción para que se respete la ley de conservación de la masa.

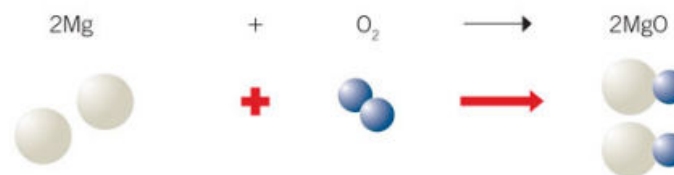
Para conocer las ecuaciones químicas, describamos un cambio químico sencillo del que ya hablamos. Cuando se calienta, el magnesio metálico (Mg) reacciona con oxígeno del aire (O_2), libera una luz blanca potente y se transforma en un polvo blanco que es óxido de magnesio (MgO). Así escribimos la ecuación de este proceso y lo representamos mediante un modelo de esferas como este:



En este caso, Mg y O_2 son los reactivos, mientras que el MgO es el producto. Para unir a los reactivos usamos el signo +, que también aparece entre los productos cuando hay más de uno. La flecha \longrightarrow se coloca entre los reactivos y los productos y representa la transformación.

Si revisamos la ecuación de arriba, tanto en los símbolos como en las bolitas que representan a los átomos, veremos que tiene un error, pues no cumple con la ley de conservación de la masa. En esa representación no se indica dónde quedó un átomo de oxígeno que no puede desaparecer, pero tampoco podemos meterlo en la molécula del óxido de magnesio, pues, por las valencias de sus elementos, la fórmula tiene que ser MgO.

Este es un problema sencillo de resolver pues solo hay que cambiar la cantidad de partículas de algunas sustancias. Observen la reacción escrita con **coeficientes**, los números grandes que indican cuántas partículas de cada sustancia intervendrán como mínimo en el proceso:



Ahora, con esta cantidad de partículas ya no aparece ni desaparece ningún átomo, solo cambian de compañía. A esta operación que acabamos de hacer le llamamos "balancear o hacer un balanceo", es decir, ajustar la cantidad de reactivos y productos en una reacción, al adicionar coeficientes, para equilibrar la masa antes y después del cambio. Cuando solo participa una molécula de un reactivo no se escribe el número 1.



Fig. 3.4. Las cenizas que quedan de las fogatas no están hechas de los mismos compuestos que la madera original, pero sí tienen átomos que estaban en ella.



Fig. 3.5. Si se sospecha que una obra es falsificada, puede autenticarse por medio de la identificación de los pigmentos que empleaba el pintor. En este caso se trata de la obra *Paseo con sombrilla*, de Claude Monet.

Actividad experimental Fabricemos pinturas

Propósito: Generar pigmentos minerales por medio de reacciones de precipitación y fabricar con ellos mezclas similares a las pinturas de óleo (fig. 3.5).

Material

Pidan a su profesor que les oriente para conseguir los materiales necesarios.

- Vasos de precipitados de 50 ml, embudo y papel filtro
- Pipeta de 10 ml
- Balanza granataria
- Mortero con mano o recipiente para moler y espátula
- Vidrio de reloj o plato de vidrio
- Etiquetas
- Reactivos: sulfato de cobre (CuSO_4), cloruro de hierro (III) (FeCl_3), cromato de potasio (K_2CrO_4), nitrato de plomo (II) ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$), carbonato de sodio (Na_2CO_3), bicarbonato de sodio (NaHCO_3), cloruro de cobalto (II) (CoCl_2), cloruro de calcio (CaCl_2), ferrocianuro de potasio ($\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$) y aceite de linaza.

Desarrollo

- Con ayuda del profesor, repartan entre los equipos las reacciones que harán. Tengan en cuenta que cada pigmento se obtiene por la reacción de dos de las sustancias disueltas en agua.
- Identifiquen cada reactivo antes de continuar y etiqueten los vasos en los que harán las reacciones.
- Tomen 0.5 g de cada reactivo y disuélvanlos por separado en 10 ml de agua.
- Para cada reacción reúnan en un solo vaso las dos disoluciones como se indica:

- 1) **Azul:** $4\text{FeCl}_3 + 3\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow \text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3 + 12\text{KCl}$
- 2) **Amarillo:** $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{PbCrO}_4 + 2\text{KNO}_3$
- 3) **Verde malaquita:** $2\text{CuSO}_4 + 4\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{Na}_2\text{SO}_4 + 3\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 4) **Blanco:** $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 + 2\text{NaCl}$
- 5) **Verde:** $2\text{CoCl}_2 + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow \text{Co}_2\text{Fe}(\text{CN})_6 + 4\text{KCl}$
- 6) **Café:** $\text{FeCl}_3 + 3\text{Na}_2\text{CO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{NaHCO}_3 + 3\text{NaCl}$
- 7) **Violeta:** $\text{CoCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CoCO}_3 + 2\text{NaCl}$

- Filtrén el producto de la reacción como se ve en la figura 3.6 y dejen secar el compuesto colorido hasta la siguiente sesión.
- Ya seco, ráspelo con una espátula, pásenlo al mortero y muélanlo para tener un polvo muy fino. En un vidrio de reloj revuelvan un poco del polvo con gotas de aceite de linaza para formar una mezcla parecida al óleo, con la que pueden pintar sobre un pequeño lienzo o sobre un poco de papel filtro.

Los sólidos obtenidos deben guardarse en frascos y etiquetarse con su nombre, pues son tóxicos y no es correcto liberarlos al ambiente. El resto pueden lavarse con agua y jabón.

Conclusiones

Describan detalladamente sus observaciones en sus bitácoras y comenten los resultados del equipo con el resto del grupo para que obtengan conclusiones generales. Luego, respondan en su cuaderno:

- ¿Los cambios observados son físicos o químicos?
- ¿Qué tienen en común todas las reacciones y en qué son diferentes?
- ¿Por qué es importante que los productos se sequen bien antes de mezclarlos con el aceite de linaza?
- Observen las ecuaciones de las reacciones: ¿cuáles son reactivos y cuáles productos? ¿Cumplen la ley de conservación de la masa? ¿Por qué?



Fig. 3.6. No muevan el papel filtro mientras está en el embudo, para que no se rompa y pierdan parte del sólido.

Más símbolos en las ecuaciones químicas

La información que puede darnos una ecuación química resulta muy importante para la actividad de los profesionistas de esta ciencia, pues para cualquier aplicación es importante visualizar qué productos se obtendrán y las proporciones en que se deberá reunir a los reactivos.

Más aún, en la ecuación podemos indicar otras condiciones que tendrán que cumplirse para que el proceso sea exitoso.

Por ejemplo, en las reacciones de la práctica anterior, es conveniente indicar que los reactivos deben estar disueltos en agua, pues en la mayoría de los casos, si solo juntamos las dos sustancias en sólido, la reacción no ocurre (fig. 3.7).

Además de los símbolos y fórmulas de elementos y compuestos, los signos de suma y flecha y los coeficientes del balanceo, que ya empleamos, en las ecuaciones pueden aparecer símbolos como estos:

- (s), (l), (g). Escritos al lado de un reactivo o producto indican su estado de agregación, sólido, líquido o gaseoso.
- (ac). Acuoso, es decir, la sustancia está disuelta en agua.
- (conc.), (dil.). El reactivo viene disuelto y está concentrado o diluido.
- \uparrow El producto se libera como gas.
- \downarrow El producto es un precipitado, es decir, aparece como sólido cuando los reactivos estaban disueltos, como en las reacciones que realizamos en la práctica anterior.
- Δ Escrito abajo de la flecha indica que la reacción se debe calentar.
- Otras condiciones de reacción también pueden especificarse arriba o debajo de la flecha, por ejemplo el uso de catalizadores, sustancias que se añaden a una reacción para acelerarla o regularla, pero que en el proceso no se transforman las temperaturas específicas para hacer la reacción, la necesidad de aplicar luz o electricidad.

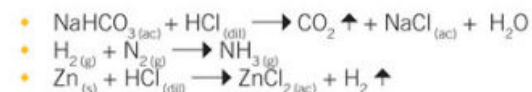
Actividad

En parejas, identifiquen todos los símbolos de las ecuaciones de abajo. Analicen si están balanceadas.

- Respondan: ¿cuáles son cada uno de los reactivos y productos y qué ocurrió en cada caso?

Dibujen las moléculas o átomos que participan en cada reacción.

- Complementen lo que hace falta para que se cumpla la ley de la conservación de la masa. Escriban los coeficientes necesarios.



El estudio y análisis de las reacciones químicas también requiere de clasificaciones para analizar y comprender la gran variedad de cambios que hay. Existen diferentes criterios para agruparlas de acuerdo con sus similitudes, que iremos estudiando en los contenidos siguientes.



Fig. 3.7. En algunos medicamentos las pastillas contienen mezclas de sustancias que solo reaccionan al ponerlas en agua y quedan listas para hacer efecto al tomarlas.

Espacio tecnológico

En Internet encontrarán animaciones y videos que explican y ejemplifican diversas reacciones químicas. Pueden explorar estas direcciones:

- fisicayquimicaenflash.es/eso/3eso/calculos/calculos01.html (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- www.lamanzanadenewton.com/materiales/aplicaciones/lrq/lrq_index.html (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).

También está este libro en la **Biblioteca de Aula:** Chamizo, José Antonio. *¿Cómo acercarse a la química?*, SEP-ADN, México, 2002.

Las reacciones químicas y la energía

Como todos los cambios y fenómenos que ocurren en la Naturaleza, las reacciones químicas también están involucradas con la energía que está presente en todos lados, y normalmente podemos reconocer sus efectos, pero es difícil apreciarla por sí misma.

Las sustancias químicas también están involucradas con la energía. Desde la estructura de los átomos, el hecho de poder mantener a los protones y a los neutrones en el núcleo ya implica un gasto de energía, lo mismo que el movimiento y la permanencia de los electrones alrededor. Del mismo modo, la formación de los enlaces químicos entre átomos involucra una cantidad de energía que puede ser liberada de alguna forma cuando estos se rompen.

Desde el punto de vista energético, podemos hacer una primera clasificación de las reacciones químicas de acuerdo con estos principios:

- Si la energía contenida en la estructura de los productos es menor que la que tenían los reactivos originales, cuando la reacción ocurra habrá una liberación de energía, que puede presentarse en forma de calor o luz, principalmente. Este tipo de cambios químicos se conocen como **reacciones exotérmicas**.
- Cuando la energía de los productos es mayor que la contenida en los reactivos, para que la transformación pueda desarrollarse se requerirá que alimentemos el proceso con energía, en ocasiones en forma de calor, en otras como luz o con energía eléctrica. Cuando hace falta energía, llamamos al cambio **reacción endotérmica**.

Actividad

En parejas analicen los cambios químicos que ocurren en el ambiente, en la casa, en la industria, en el laboratorio o en los seres vivos.

- Anoten algunos ejemplos en su cuaderno y, con la coordinación de su profesor, coméntenlos en grupo y vean si su análisis fue correcto.

Glosario

hidrocarburo. Conjunto de compuestos que se obtienen generalmente como derivados del petróleo, que se forman solo con carbono e hidrógeno en diferentes proporciones.

Posiblemente entre los ejemplos de la actividad anterior está la quema de combustibles, uno de los casos más evidentes de reacciones exotérmicas. La combustión es una reacción química que ocurre cuando un material que llamamos combustible reacciona con el oxígeno del aire y se transforma en otras sustancias al liberar energía en forma de calor y luz principalmente.

La mayoría de los combustibles que empleamos son derivados del carbono, como el gas natural, que contiene principalmente metano (CH_4), el **hidrocarburo** más sencillo (fig. 3.8). En la ecuación de su combustión se acostumbra marcar a la energía como un producto, aunque formalmente no es un material y podríamos no ponerla:



Fig. 3.8. El gas de la estufa puede ser metano, pero también propano o butano, que forman el gas LP o licuado de petróleo. En ambos casos se añaden sustancias con olores fuertes para detectar fugas.

Es probable que sepan que el gas se puede escapar de las tuberías y los tanques y no por estar en contacto con el aire se incendia de inmediato. Lo mismo ocurre con la gasolina o con un trozo de madera, que pueden quemarse pero normalmente no lo hacen de forma espontánea. Para que estas reacciones de combustión ocurran, hace falta una **chispa**, un aumento de temperatura o una combustión previa con las que se inicie el proceso, pero una vez comenzado, la liberación de energía provoca que todo el material se queme.

Algo similar ocurrió en el experimento en el que obtuvimos precipitados para hacer pinturas. Si hubiéramos juntado las sustancias sólidas, en la mayoría de los casos los iones de los reactivos no hubieran podido reunirse para formar los productos. Al disolverse en agua, los iones se movilizaban más fácilmente y se pudieron reunir para formar las nuevas sustancias, que precipitaron por ser insolubles en agua.

Muchas reacciones exotérmicas ocurren de manera espontánea, es decir, suceden simplemente cuando los reactivos se encuentran. Recordemos el azúcar que reunieron con ácido sulfúrico en el apartado "Actividad experimental" de la página 158, en un breve lapso comenzó el proceso, que no se detuvo hasta que todo el azúcar se carbonizó. En otros casos es difícil apreciar la liberación de energía, pues esta ocurre poco a poco. Por ejemplo, cuando una reja de hierro se oxida hay una liberación muy lenta y pequeña de calor o energía que no es fácil medir o distinguir.

Como ejemplos comunes de reacciones endotérmicas podemos mencionar los cambios que ocurren en la comida cuando la cocinamos, como la cocción de un huevo o el tostado al gratinar queso en un platillo, pero en la Naturaleza hay muchos ejemplos más.

En la fotosíntesis, por ejemplo, para que la planta pueda reunir al dióxido de carbono (CO_2) del aire con el agua (H_2O) que absorbe por las raíces, y transformarlos en glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) y oxígeno (O_2), se requiere de una gran cantidad de energía, que proviene de la luz del Sol. Luego, en un complejo proceso, las hojas, gracias al pigmento llamado clorofila, absorben la luz solar de cierta frecuencia. Esta misma energía queda almacenada en la glucosa, que es la fuente de energía para todos los cambios de los seres vivos. Recordemos la reacción de la fotosíntesis:



Actividad

En parejas, lean la situación y respondan en su cuaderno.

Las reacciones endotérmicas no suelen ocurrir de forma espontánea. Sin embargo, hay algunas que no necesitan mucha energía, les basta absorberla del ambiente. Por ejemplo, para fabricar el vidrio esmerilado de apariencia rugosa y opaca (fig. 3.9), se emplea una sustancia que lo puede degradar, el ácido fluorhídrico (HF), que se genera con esta reacción:



Esta reacción puede hacerse al reunir el ácido sulfúrico (H_2SO_4), fluoruro de amonio (NH_4F) y un sólido insoluble en agua, el sulfato de bario (BaSO_4), que ayuda a que se forme una pasta húmeda que al ponerla sobre el vidrio lo va raspando químicamente. Cuando los materiales se reúnen y se agitan para formar la mezcla, el recipiente se pone muy frío e incluso se genera una capa de agua a su alrededor proveniente de la humedad del aire.

- En la reacción presentada, ¿cuáles son los reactivos y cuáles los productos?
- ¿Cumple la ecuación así presentada con la ley de conservación de la masa? Si no lo hace, ¿qué modificación se le podría hacer?
- ¿En qué estado o condición se encuentran los reactivos y productos?
- ¿En qué se puede notar que ese cambio químico es endotérmico?

Comparen en grupo sus respuestas y lleguen a conclusiones.

Espacio tecnológico

Pueden profundizar la información de esta secuencia con el video que está en su **Videoteca Escolar**.

El mundo de la química. Volumen 7. Fuerzas fundamentales. VideoSEP

Consulten este libro de la **Biblioteca Escolar**, para complementar la información: López – Tercero, José Antonio et al. *Naturaleza y pensamiento*, SEP-Santillana, México, 2006.



Fig. 3.9. El ácido fluorhídrico y sus derivados corroen el vidrio, los metales y muchos plásticos, por lo que hasta hace algunos años se guardaban en recipientes de un material que sí los resiste: la cera.



Fig. 3.10. En la descomposición de los alimentos, además de la reacción con el oxígeno del aire, ocurren muchas reacciones provocadas por microorganismos como bacterias y hongos.

Las reacciones químicas producen diversas manifestaciones. Ya hemos comentado y presentado ejemplos de cambios que emiten luz o calor, que liberan gases al hacer efervescencia, que producen cambios de color o que generan precipitados al tener como productos sustancias insolubles. Hay reacciones que ocurren de forma natural (fig. 3.10) y otras que han sido descubiertas por los investigadores y que hoy se aprovechan en diversas aplicaciones tecnológicas. En los contenidos de los bloques siguientes se ejemplificarán muchas más y se mostrarán otras clasificaciones de los cambios químicos.

Para manejar y aprovechar lo que ocurre durante las reacciones químicas se deben analizar diversos factores en cada caso, como la presentación de los reactivos, sus concentraciones, la temperatura, la presión, la agitación, la presencia o ausencia de aire y muchos más. Algunos de estos factores pueden modificar de manera notoria los resultados obtenidos; uno de los aspectos que pueden alterarse es la velocidad a la que ocurren los cambios químicos.

Actividad experimental Factores que afectan la velocidad de reacción

Propósito: Identificar factores que pueden alterar la velocidad a la que ocurren las reacciones químicas.

Material

- 6 tubos de ensayo
- Gradilla
- 2 vasos de 400 ml
- 2 vasos de 250 ml
- Mechero, cerillos, tripié y rejilla con asbesto o sistema para calentar
- Mortero con mano o sistema para machacar
- Termómetro
- Probeta de 100 ml
- Cronómetro
- Pipeta de 5 ml
- Balanza
- Metales en polvo (Fe, Al, Mg, Zn)
- 15 ml de ácido clorhídrico diluido 1:1 (7.5 ml de HCl y 7.5 ml de agua) y 5 ml diluido 1:4 (1 ml de HCl y 4 ml de agua)
- 5 pastillas de alguna medicina efervescente
- Hielos y agua

Desarrollo

Pidan ayuda a su profesor para realizar estas actividades y háganlas con mucho cuidado.

a) Variación de reactivos

- Preparen cuatro tubos de ensayo, numérenlos y coloquen en cada uno lo que se indica:
 - Tubo 1: 0.3 g de Al en polvo
 - Tubo 2: 0.3 g de Fe en polvo
 - Tubo 3: 0.3 g de Zn en polvo
 - Tubo 4: 0.3 g de Mg en polvo
- El profesor les entregará una disolución de ácido clorhídrico 1:1.
- Agreguen con mucho cuidado a cada tubo 2 ml de la disolución del ácido y anoten lo que ocurre en cada caso.
- Con cuidado, toquen el exterior de cada uno de los tubos (fig. 3.11).

b) Variación de la concentración

- En dos tubos limpios añadan 0.3 g de Mg.
- Añadan al primero, como en el caso anterior, 2 ml de HCl (1:1).
- Al segundo añádanle también 2 ml del mismo ácido, pero diluido (1:4).
- Anoten lo que ocurrió en cada caso.



Fig. 3.11. Realicen las reacciones entre metales y ácidos con los tubos colocados en la gradilla, pues si hacen fuerte efervescencia podrían derramarse y no es conveniente que el líquido toque su piel.

c) Variación de la superficie de contacto (fig. 3.12)

- Machaquen una pastilla efervescente y vacíen el polvo completo en un vaso de 400 ml.
- En otro vaso igual pongan una pastilla entera.
- En cada vaso de 250 ml coloquen 200 ml de agua, mézclenlos con la probeta y después vean cuál es la temperatura.
- Al mismo tiempo añadan a los dos vasos de 400 ml, los 200 ml de agua y midan el tiempo que tarda la reacción hasta que se disuelven ambas pastillas.

d) Variación de la temperatura

- Coloquen una pastilla efervescente entera en un vaso de 400 ml.
- Añadan 200 ml de agua enfriada previamente con hielo, a la que le hayan medido la temperatura y cronometren el tiempo de reacción.
- Repitan la operación con agua tibia, alrededor de 50 °C, y con agua hirviendo.

El ácido deberá ser neutralizado con bicarbonato de sodio antes de desecharlo por el desagüe y los metales deberán lavarse con abundante agua antes de guardarlos.

Conclusiones

En una tabla registren los resultados de cada experimento para compararlos fácilmente. Analicen las preguntas y respondan en su cuaderno. Luego, comparen sus respuestas con el resto del grupo y, con la asesoría de su profesor, obtengan conclusiones generales:

- ¿Reaccionan igual todos los metales con el ácido clorhídrico?
- ¿Cómo afecta la concentración del ácido a la oxidación del magnesio?
- En los cuatro casos de los metales, se desprende hidrógeno y se forma el cloruro del metal. Busquen en la tabla periódica los números de oxidación de cada metal y anoten las reacciones balanceadas. Para el caso del hierro hay dos posibilidades, así que planteen ambas reacciones.
- Las pastillas efervescentes contienen bicarbonato de sodio y algún ácido; cuando reaccionan, se libera CO_2 , H_2O y una sal de sodio. Si los reactivos ya están juntos en la pastilla, ¿por qué no reaccionan hasta ponerlos en agua?
- ¿Qué pastilla tiene una efervescencia más rápida, la entera o la machacada? Pidan a su profesor que les ayude a explicar por qué sucede esto.
- ¿Cómo afecta la temperatura a la velocidad de la reacción?
- En una hoja cuadrículada, grafiquen el tiempo de reacción contra la temperatura, con los datos de todas las **pastillas completas**, tanto del inciso **c)** como del **d)**.
- Observen su gráfica, ¿presenta alguna regularidad la variación de los resultados?

Compartamos lo aprendido

Organicen un espectáculo en el que muestren y expliquen, con ayuda de carteles, las reacciones más atractivas que hemos trabajado. Se darán cuenta de la sorpresa que éstas demostraciones causan en niños y adultos. Pueden presentar otras reacciones que conozca su profesor.

Expliquen las diferencias entre un cambio físico y uno químico y las características de una reacción química. Cada equipo presente una reacción (fig. 3.13).

Con base en la sección "A evaluar" realicen una coevaluación de este contenido.



Fig. 3.12. El primer paso para procesar minerales y transformarlos en metales consiste en triturarlos lo más posible, pues el cambio químico es más efectivo que si se tratan las piedras grandes.



Fig. 3.13. Para poder presentar las reacciones ante su público, deben recordar todas las precauciones necesarias para evitar accidentes.

¿Qué me conviene comer?

INFORMACIÓN NUTRICIONAL			
Porción 200 ml (1 vaso)			
	Cantidad por 100 ml	Cantidad por porción	% VD (*)
Valor energético	46 kcal / 192 kJ	91 kcal / 383 kJ	5
Carbohidratos	4,7 g	9,4 g	3
Proteínas	3,3 g	6,6 g	9
Grasas totales	1,5 g	3,0 g	5
Grasas saturadas	0,9 g	1,8 g	8
Grasas trans	0,0 g (**)	0,0 g (**)	—
Fibra alimentaria	0,0 g	0,0 g	0
Sodio	49 mg	98 mg	4
Calcio	140 mg	280 mg	28
Vitamina A	64 mcg	128 mcg	21
Vitamina D	1,0 mcg	2,0 mcg	40

(*) % Valores diarios con base a una dieta de 2000 kcal o 8400 kJ. Sus valores diarios pueden ser mayores o menores dependiendo de sus necesidades energéticas.
(**) No aporta cantidades significativas.

Fig. 3.14. El símbolo "kcal" quiere decir kilocalorías y se refiere a la energía que aporta la porción de alimento que se especifica en la etiqueta.

La caloría como unidad de medida de la energía

Cuando consumen alimentos procesados y empacados en frascos, latas, bolsas o cajas, ¿saben qué ingredientes tienen y cuál es su aporte nutricional? Si leen las etiquetas verán, además de sus ingredientes, los aditivos o sustancias añadidas para conservarlos o resaltar sus propiedades (color y textura), sus principales valores nutricionales (azúcares, proteínas, grasas o minerales), y un dato muy importante para el desempeño de su organismo: la energía que proporcionan (fig. 3.14).

Conocer la información de los alimentos que consumimos puede ser muy útil, pero solo podemos aplicarla o aprovecharla si reconocemos el significado y la importancia de los nutrimentos y la energía que nos dan. La energía contenida en los alimentos es necesaria para nuestro desarrollo físico y mental, y para realizar nuestras actividades durante el día.

- ¿Cuál es la unidad de la energía? Lo estudiaron en su curso de Ciencias 2.
- ¿Qué representa el dato relacionado con la energía que podemos apreciar en las etiquetas de los alimentos?
- ¿En qué casos resulta útil conocer el dato energético de cada alimento?

La medición de la energía

La energía se presenta en diferentes formas: **electromagnética**, cuando está en fenómenos involucrados con la carga eléctrica; **nuclear** o **atómica**, cuando se encuentra almacenada en los núcleos de los átomos; **mecánica**, presente en los cuerpos que pueden moverse; **química**, contenida en los enlaces entre átomos o se libera al romperlos, o **calorífica** cuando se transfiere de un cuerpo de mayor a menor temperatura, pero en esencia siempre es la misma.

En los contenidos anteriores hemos analizado fenómenos en los que ocurren algunas transformaciones. Un ejemplo es la combustión de los materiales en la cual los electrones saltan entre diferentes orbitales y cambian el calor en energía radiante. También, al quemar un combustible, la energía química almacenada se libera en forma de luz y calor.

En todos los casos nos referimos a la misma energía con diferentes manifestaciones, por tanto, la medición de esta magnitud puede realizarse en las mismas unidades. Como lo estudiaron en el curso de Ciencias 2, en el Sistema Internacional de Unidades (SI), la unidad que le corresponde es el joule (J), que se expresa mediante la siguiente relación de unidades: kgm^2/s^2 .

Los alimentos que consumimos se transforman por medio de la digestión de manera que podamos obtener de ellos energía; en particular, las enormes moléculas de carbohidratos se rompen para este propósito. Por ejemplo, si consumimos 100 g de espinacas crudas obtendremos 110 kJ de energía. Esta es una cantidad pequeña de energía, las espinacas aportan otros nutrimentos además de energía.

Para hablar de la energía en muchos fenómenos químicos también se emplea el joule como unidad. Sin embargo, en el caso de los alimentos y la energía que nos aportan, que será el tema de este y el siguiente contenido, la unidad que se acostumbra es la caloría (cal). Esta unidad es una más de las que aprovechan algún fenómeno relacionado con el agua para su definición, pues una **caloría** corresponde a la **cantidad de calor que 1 g de agua necesita para elevar su temperatura en 1 °C, específicamente de 14.5 °C a 15.5 °C**.

Medir la energía no es fácil y no hay aparatos que nos den joules o calorías de forma directa. Si queremos medir el calor que se libera de un alimento o un combustible cuando se quema, llevamos a cabo la combustión de una porción de estos en un aparato cerrado llamado **calorímetro**. Dentro de este se mide el aumento de temperatura de una cantidad determinada de agua, hay que considerar que el calor que absorbe el sistema es el mismo que libera la combustión. El dato que se obtiene está dado en calorías y se puede transformar en joules, pues la equivalencia entre estas unidades es: **1 cal = 4.189 J**.

La caloría resulta una unidad pequeña para lo que suelen contener las porciones de alimentos, por lo que se emplean preferentemente las kilocalorías (kcal), correspondientes a 1 000 cal.

Actividad

1. **En equipo resuelvan el problema y revisenlo en grupo con su profesor:** Al realizar la combustión de dos cucharaditas (8 g) de un cereal azucarado, el calor liberado puede calentar 600 g de agua desde 20 hasta 80 °C:
 - ¿Cuánta energía contenía ese cereal?
 - Si la etiqueta del producto reporta las kcal por cada 100 g, ¿cuántas debe indicar?
 - ¿A cuántos joules corresponde esa cantidad de energía?
2. **En equipo, busquen en casa empaques vacíos de diferentes alimentos y traigan a la clase las etiquetas de al menos diez de ellos.** Hagan una lista de las kcal de cada uno y de la cantidad de alimento en la que se reportan, escribanla en el cuaderno. Transformen este valor para la misma cantidad, por ejemplo 100 g, de todos los alimentos para que los datos sean comparables. Analicen su lista con las de los otros equipos y obtengan conclusiones en grupo sobre los alimentos que resultan más energéticos.

Compartamos lo aprendido

Comencemos una campaña por una mejor nutrición

En equipo diseñen un pequeño folleto en el que redacten qué son las kilocalorías, cómo se identifican en los productos que consumen regularmente e incluyan algunos ejemplos. Este será un primer panfleto publicitario que se complementará con dos más que harán al terminar la siguiente secuencia. El propósito es que ayuden a que la comunidad se entere de lo importante que es cuidar la energía de lo que comemos. Propongan un diseño atractivo e incluyan en su título algo como "primera parte" o "capítulo 1" que haga entender a quienes reciban su folleto que habrá otros complementarios.

¡Eureka!

El nombre de la unidad de energía del SI corresponde al apellido de James Prescott Joule (1818-1889), quien, entre otros muchos descubrimientos, se percató de que en algunos fenómenos eléctricos y mecánicos parte de la energía se transformaba en calor. Mediante un sencillo aparato (fig. 3.15), logró calcular el "equivalente mecánico del calor", el dato numérico mediante el cual se relacionan las dos unidades empleadas para medir la energía.

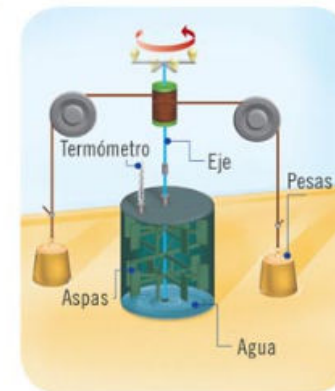


Fig. 3.15. En el aparato de Joule las pesas que caen hacen girar las aspas y ese trabajo mecánico provoca que el agua se caliente.

Toma de decisiones relacionada con: Los alimentos y su aporte calórico

Conozcamos lo que comemos



Fig. 3.16. La desnutrición es común entre los niños de todo el país.

A Ernesto le encantan los recreos escolares, pues mientras juega o platica con sus amigos disfruta de la comida que trae de su casa; suele comer un pastelito, frituras de maíz o harina, chocolates y refrescos. Cuando llega a casa a comer, saborea lo que prepara su mamá, pero los días que más le gustan son cuando consume pizzas, lo cual ocurre muchas veces.

En el refrigerador de su casa siempre encuentra refrescos fríos y en la alacena hay caramelos, galletas y panecitos que Ernesto disfruta mientras hace la tarea.

Pero las cosas cambiaron para Ernesto, pues en una visita al médico, le dieron un diagnóstico poco favorable: tiene sobrepeso y el nivel de azúcar en su sangre es alto. Está en riesgo de padecer diabetes y la única manera de controlar la situación es cambiar sus hábitos alimentarios y comenzar a hacer ejercicio. Por desgracia, Ernesto no es el único alumno de su escuela que está en esa situación.

- ¿Cómo calcularían la cantidad de alimento que deben ingerir de acuerdo con su edad, sexo, complexión y las actividades físicas que realizan?
- Para estar sanos, ¿qué tipos de alimentos deben ingerir y en qué cantidades?
- ¿Qué cantidad de energía aportan los alimentos que consumen a diario?

Un nada honroso lugar

Según el Fondo de Naciones Unidas para la Infancia (Unicef), México ha logrado importantes avances para resolver problemas de nutrición en niños de diferentes edades, aunque en 2013 nuestro país tenía el primer lugar en obesidad infantil y en adultos, superando a los Estados Unidos de América.

El organismo internacional también menciona que de los niños de entre cinco y catorce años de edad, 7.25% tiene problemas de desnutrición en poblaciones urbanas y el porcentaje aumenta al doble en localidades rurales, por tanto, es muy importante tomar acciones en contra de ese problema de salud pública (fig. 3.16).

Aunque las instituciones gubernamentales se encargan de resolver los problemas sociales y de salud antes mencionados, así como otros como la pobreza y la desigualdad, parte de su solución debe venir del compromiso de cada persona para alimentarse de manera correcta y para ello es indispensable estar informados acerca de los aportes nutricionales de lo que comemos.

Actividad

Para comenzar, de manera individual elaboren una lista de lo que comen durante una semana, cuántas veces al día lo hacen y en qué horarios.

- En grupo comparen sus listas, reflexionen si sus hábitos son adecuados o deben modificarlos con el fin de mantenerse saludables.

Energía para vivir

Para que nuestro cuerpo realice sus funciones vitales y las actividades cotidianas necesitamos energía que obtenemos de los alimentos, y las necesidades varían según nuestra edad, peso y actividades.

Si no tenemos claro que la alimentación aporta lo necesario para mantenernos sanos, podríamos no comer suficiente o ingerir en exceso los productos que no proporcionan nutrimentos importantes (fig. 3.17).

En México muchas personas están mal nutridas por falta de alimento y otras porque consumen más de lo que requieren, con lo que se desencadenan problemas de sobrepeso y obesidad que producen enfermedades como la diabetes.

Otros padecimientos ocasionados por estos desórdenes son la hipertensión o presión arterial alta, los problemas para dormir y las alteraciones psicológicas.

Cada uno de nosotros tiene una constitución particular y no es fácil definir qué peso debe tener, pero hay criterios que indican si estamos en el rango saludable. Una manera sencilla para conocer ese dato es el índice de masa corporal (IMC), que relaciona la estatura con el peso:

$$\text{IMC} = \text{masa corporal (en kg)} / \text{estatura (en m}^2\text{)}$$

Cuando el resultado de esta operación es menor de 16, se considera que la persona está extremadamente delgada; entre 16 y 18.5, se aconseja un ligero aumento de peso; el rango normal está entre 18.5 y 24.9; de 25 a 29.9, se clasifica como sobrepeso, y con más de 30 se clasifica a la persona como obesa.

Muchos factores determinan la energía diaria que necesitamos: edad, estatura, peso, sexo, actividad física, complexión, clima en el que vivimos e incluso la eficiencia de nuestro cuerpo para utilizar la energía consumida.

Existen tablas con estos datos por edades, pero los médicos pueden determinar la tasa de metabolismo basal (TMB), cantidad de energía mínima que gasta nuestro organismo para sobrevivir. Las fórmulas más empleadas son diferentes para hombres y mujeres:

- Hombres: $\text{TMB} = 66 + (13.7 \times \text{peso en kg}) + (5 \times \text{altura en cm}) - (6.8 \times \text{edad})$
- Mujeres: $\text{TMB} = 65.5 + (9.6 \times \text{peso en kg}) + (1.7 \times \text{altura en cm}) - (4.7 \times \text{edad})$

El resultado de estas operaciones se obtiene en kilocalorías (kcal), y ninguna dieta debería de aportar menos de esas cantidades para una persona, pues su organismo presentaría problemas. Para decidir qué tanto debemos comer, los médicos y los nutriólogos multiplican este resultado por un factor que depende de la actividad física que realizamos:

Para personas que no hacen ejercicio, ni siquiera en el trabajo: **por 1.2**
 Para personas que hacen ejercicio entre 1 y 3 veces a la semana: **por 1.375**
 Para personas que hacen deporte más de 3 y hasta 5 veces a la semana: **por 1.55**
 Para personas que se ejercitan 6 o 7 veces a la semana: **por 1.725**
 Para atletas que entrenan varias horas al día: **por 1.9**

Tú ¿qué opinas?

En 2010, el gobierno modificó varias leyes encaminadas a mejorar la alimentación, principalmente en menores de edad. Como parte de estos ajustes se emitieron reglamentos para regular la venta de comida en las escuelas y evitar la comida chatarra.

Respondan:

- ¿Les parece importante regular la alimentación a este nivel?
- ¿Qué beneficios tendría acceder a alimentos más variados en las escuelas?

Con la guía de su profesor discutan sus respuestas y lleguen a conclusiones.



Fig. 3.17. Hoy disponemos de una mayor cantidad de alimentos y refrescos con azúcar que los que había hace décadas. Aunque el sabor es rico, debemos limitar su consumo.

Actividad

De manera individual, en su cuaderno, hagan los cálculos necesarios para conocer su IMC, la TMB y el requerimiento de energía.

Con la guía de su profesor, revisen y comenten sus datos con sus compañeros.

- En grupo recopilen los datos del índice de masa corporal de todos y organicenlos en una tabla. Háganlo sin citar los nombres de los compañeros.
- Elaboren una gráfica de barras en la que se aprecie cuántas personas están en los rangos de bajo peso extremo, bajo peso, peso normal, sobrepeso y obesidad.
- Comenten los resultados en grupo y consideren si su resultado es similar a lo que obtendrían si analizaran los demás grupos de la escuela y de su comunidad.

Los alimentos y su aporte energético



Fig. 3.18. En cada comida se deben incluir diferentes tipos de alimentos para tener el aporte de los distintos nutrientes que requerimos.

Ya conocemos nuestras necesidades energéticas y nos falta identificar de qué alimentos las podemos obtener. Para mantenernos sanos es importante incluir en nuestra dieta todo tipo de alimentos en las cantidades adecuadas. En un proyecto del final del bloque se propone identificar de dónde obtiene la energía el cuerpo humano, pero por lo pronto analizaremos la información necesaria para empezar a decidir qué debemos comer para mantenernos sanos.

Los alimentos nos aportan diferentes grupos de nutrientes, cuyas funciones en el organismo son distintas (fig. 3.18):

- **Proteínas.** Estos compuestos son indispensables para construir tejidos. Al romperlas durante la digestión obtenemos unos compuestos más simples, los **aminoácidos**, con los que formamos nuestras proteínas para células, músculos, piel, pelo, enzimas, las cuales son catalizadores o reguladores de todas nuestras reacciones químicas, y compuestos útiles para las defensas y otros procesos del organismo.

Las proteínas pueden aportarnos energía en caso de que nuestro cuerpo lo requiera porque no consumimos otros grupos de alimentos, pero esta no es su función. Los tipos de alimentos que aportan proteínas son los derivados animales como las carnes, los lácteos y el huevo; también las leguminosas como el frijol y las lentejas, los cereales como la avena y el arroz son excelentes fuentes de proteínas sobre todo si se combinan con cereales.

- **Carbohidratos.** Los azúcares o carbohidratos son la principal fuente de energía. Los más simples, como la glucosa o la sacarosa, se procesan rápidamente y están contenidos en frutas, postres y dulces. Otros más complejos, como el almidón, se deben romper para obtener la energía y abundan en harinas y cereales. Finalmente, otro grupo representado por la celulosa, forma la fibra que no podemos digerir pero que es necesaria para la digestión, y la obtenemos de verduras, frutas y cereales.

- **Lípidos o grasas.** Son indispensables para formar membranas celulares y tejidos y constituyen una fuente abundante de energía. Cuando comemos exceso de carbohidratos, el organismo los convierte en grasas y los almacena en tejidos del abdomen, la espalda, las piernas y los glúteos. Las grasas vienen en algunas carnes y semillas y en oleaginosas como nueces y almendras.

Espacio tecnológico

En las direcciones propuestas encontrarán tablas del aporte de energía de alimentos. Algunas reportan los valores en Calorías pero se refieren a kilocalorías (kcal).

www.hipocrates.com/peso/calorias.htm (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).

kilosymedidas.wordpress.com/category/tabla-de-calorias-por-porcion-de-alimento/ (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).

Revisen estos **Libros del Rincón**: Córdova, José Luis. *La química y la cocina*, SEP-FCE, México, 2003; y Woke, Robert. *Lo que Einstein le contó a su cocinero*, Ediciones Robinbook S. L., México, 2004.

- **Vitaminas y minerales.** Las vitaminas son compuestos derivados del carbono y los minerales provienen de compuestos inorgánicos. Este grupo de nutrientes son indispensables en pequeñas cantidades para funciones particulares muy diversas pero no aportan energía al organismo.

Una nutrición adecuada debe contener todos los tipos de nutrientes mencionados, además de agua natural, de la cual debemos tomar al menos dos litros al día. Aunque en el proyecto de este bloque analizarán a detalle los diferentes alimentos, observen en la figura 3.19, el **Plato del bien comer**, un esquema que nos da una orientación sobre qué tanto debemos comer de los diferentes grupos de alimentos. Recorran también a las páginas de Internet que recomendamos en el apartado "Espacio tecnológico" de la página anterior, en las que hay diversas tablas de contenido energético de alimentos. Como un ejemplo de esos datos, observen la tabla 3.1.

Tabla 3.1. Ejemplos de aporte de calorías por cada 100 g de alimento

Alimento	Kcal	Alimento	Kcal	Alimento	Kcal
Pan de trigo	255	Espinaca	26	Jitomate	22
Chocolate con leche	542	Pollo	170	Pescado	100
Leche entera	57	Lechuga	20	Papa	76
Harina de maíz	345	Zanahoria	42	Pepino	15
Plátano	85	Fresa	36	Manzana	58
Queso manchego	350	Melón	44	Cacahuete	560
Queso panela	100	Naranja	42	Refresco	105

Actividad

En equipos de tres integrantes realicen lo que se pide con base en la información de la tabla, de otras que consulten y del Plato del bien comer.

- ¿Qué tipo de alimentos aportan la mayor cantidad de energía? ¿Y cuáles la menor?
- ¿Sería adecuado diseñar una dieta en la que comiéramos un solo alimento al día en la cantidad adecuada para obtener la energía necesaria? ¿Por qué?
- Calculen el promedio de la necesidad de calorías diarias para los miembros del equipo y diseñen el menú de un día que incluya alimentos variados disponibles en la localidad donde viven y que aporte esa cantidad de energía.
- Compárenlo con los de los demás equipos y, con la asesoría del profesor, analicen si contiene también el aporte de nutrientes necesarios.

Compartamos lo aprendido

Ahora conocemos que la población de nuestro país necesita saber cómo debe ser una nutrición adecuada. Con el equipo que hicieron el folleto del subcontenido anterior, realicen dos folletos más para compartirlos con su comunidad (fig. 3.20).

- **Folleto 2:** ¿Cómo sé si tengo el peso correcto y cuánta energía necesito? Incluyan y expliquen la información para calcular el IMC y la TMB.
- **Folleto 3:** Sugerencias de menús saludables. Incluyan un par de menús de los que diseñaron y analizaron en clase para dar a conocer opciones.

Con base en la sección "A evaluar" realicen una coevaluación de este contenido.



Fig. 3.19. El Plato del bien comer sustituyó a la pirámide alimentaria, que funcionaba para las personas con mucha actividad física, pero aportaba más energía de la que gasta la gente con actividades sedentarias.



Fig. 3.20. El folleto para compartir la información debe ser claro, atractivo y con redacción y ortografía correctas, para que la gente tome con seriedad la información que ofrece.

Tercera revolución de la química

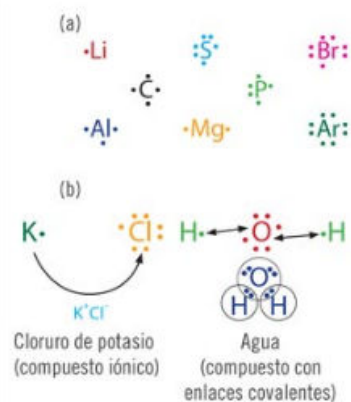


Fig. 3.21. a) Con el modelo de Lewis se representan los átomos y se indica cuántos electrones de valencia tienen. Según el modelo de Bohr, los átomos con capas llenas, como los de los gases nobles, son estables, es decir, no reaccionan con otros átomos.

b) Los átomos se unen para alcanzar estabilidad. Las dos principales formas de hacerlo son por transferencia de electrones para formar iones y al compartir electrones para hacer moléculas con enlaces covalentes.

Tras la pista de la estructura de los materiales: aportaciones de Lewis y Pauling

Uno de los problemas ambientales más importantes de la actualidad es la destrucción de la capa de ozono de la atmósfera, esta es la causa por la que ingresan a la superficie terrestre radiaciones ultravioleta que generan quemaduras y alteraciones genéticas. Este problema se detectó desde fines de la década de 1970, pero hasta 1990 no se tomaron acciones para prevenirlo.

Entre ellas se prohibió el uso del tetracloruro de carbono (CCl_4), un compuesto covalente líquido que no se encuentra en la Naturaleza, empleado para refrigeración y como propulsor de aerosoles, solvente de grasas, quitamanchas y plaguicida. Dicho compuesto es volátil, estable en el ambiente, daña la capa de ozono y tóxico para el cerebro, por ello se empezó a sustituir por solventes como el cloroformo (CHCl_3), y desde el año 2010 ya no se emplea en ninguna actividad.

La capa de ozono (O_3), molécula también covalente, se ha ido recuperando gracias a estos esfuerzos y muchas investigaciones que no serían posibles si no conociéramos los mecanismos mediante los que se forman los diversos enlaces químicos.

- ¿Qué propiedades de los átomos les han permitido hasta ahora decidir si los enlaces que forman son iónicos o covalentes?
- ¿Qué tipos de enlaces covalentes recuerdan?
- ¿Cómo representarían las moléculas de elementos y compuestos aprovechando los principios que permiten analizar la formación de enlaces químicos?

Los modelos y las moléculas

Podemos analizar cambios químicos a diferentes niveles, por ejemplo, al ver cómo se modifican las propiedades de los materiales, pero también podemos interpretar qué ocurrió a nivel de las partículas. Para comprender la transformación a nivel atómico se requiere del conocimiento acumulado a lo largo del desarrollo de la química. Ya revisamos la información que nos da la tabla periódica, las formas en que se pueden unir los átomos y cómo todo esto se puede representar por medio de modelos.

Actividad

En parejas respondan en su cuaderno, si es necesario consulten la tabla periódica.

- ¿A qué familia pertenecen los elementos representados en la figura 3.21?
- ¿Cuál de esos elementos solo reacciona al formar un catión de carga +1?
- Uno puede estabilizarse con cuatro enlaces covalentes, ¿a cuál nos referimos?
- ¿Cuál es el elemento estable? ¿Por qué? ¿A qué periodo pertenece?
- Un elemento se estabiliza al recibir un electrón o con un enlace covalente. ¿Cuál es?
- Con cuál de los elementos podría reaccionar el magnesio para formar un compuesto en el que la proporción de átomos fuera de 1:1. ¿Qué tipo de enlace formarían?

El trabajo de G. N. Lewis

La comprobación de la ley de conservación de la masa propuesta por Lavoisier, a fines del siglo XVIII, y la reunión de información que culminó con la clasificación de los elementos que lograron Mendeleiev y Meyer a mediados del siglo XIX, fueron dos grandes avances que revolucionaron a la química. De igual magnitud e influencia resultaron los descubrimientos sobre los enlaces químicos que se hicieron a principios del siglo XX.

En el bloque 2 y en la actividad anterior empezamos a analizar y emplear los aportes de uno de los protagonistas de estos avances: Gilbert Newton Lewis (1875-1946) (fig. 3.22), químico estadounidense graduado en Harvard y que posteriormente vivió en Alemania y Filipinas.

Cuando Lewis regresó a Estados Unidos de América comenzó a trabajar en el Instituto de Tecnología de Massachusetts y más tarde fue profesor de la Universidad de California.

Aunque Lewis realizó diversas investigaciones, se hizo famoso por su teoría sobre los enlaces químicos. Esta teoría se basaba en el ordenamiento de los electrones en torno al núcleo, propuesta por Niels Bohr. Lewis aportó a este modelo la observación de que los elementos pueden compartir electrones para parecerse a los elementos que ya son estables: los gases nobles. Con esto se enunció la regla del octeto u octeto de Lewis, que aunque tiene muchas excepciones, ayudó a aclarar los mecanismos de los enlaces químicos.

Lewis también llevó a cabo investigaciones en el campo de la energía de las reacciones químicas y en la explicación sobre el comportamiento de ácidos y bases. Se le considera uno de los grandes impulsores de la química del siglo XX y murió en Berkeley, en 1946, mientras realizaba una serie de experimentos sobre fluorescencia.

Las aportaciones de Linus Pauling

El trabajo de otro científico completó y aclaró diversos aspectos sobre el tema de los enlaces químicos: Linus Pauling (1901-1994), quien fue una de las personalidades más brillantes de la ciencia del siglo XX, nació en 1901, en Portland, Estados Unidos de América.

En 1922 se recibió como ingeniero químico y se doctoró en fisicoquímica en 1925. Durante dos años trabajó en diferentes países de Europa en los laboratorios de científicos tan prestigiosos como Niels Bohr; volvió a California como profesor en 1931.

Los intereses científicos de Pauling fueron variados: cristalografía, mineralogía, mecánica cuántica, química estructural, anestesia, inmunología, medicina y evolución. Su contribución a la química se centró en la estructura molecular, desde las moléculas más sencillas hasta las complejas proteínas.

Fue uno de los pioneros en el uso de rayos X para calcular las distancias interatómicas y los ángulos entre los distintos enlaces químicos, con lo que se logró una mejor comprensión de la estructura de las moléculas y las interacciones entre ellas.

Pauling realizó numerosos estudios acerca de las proteínas, la anemia y la **hemoglobina**, así como de las moléculas encargadas de defender el cuerpo humano.

Sus estudios sobre el análisis de la valencia de los elementos, que realizó con la revisión sistemática y organizada de la formación de muchísimos compuestos, lo llevaron a descubrir que **en los enlaces covalentes puede haber también un cierto carácter iónico parcial**. Su concepto de **electronegatividad** ayudó a diferenciar entre estas uniones. Su libro *La naturaleza del enlace químico y la estructura de las moléculas y cristales* (1939) ejerció una gran influencia durante el siglo XX.

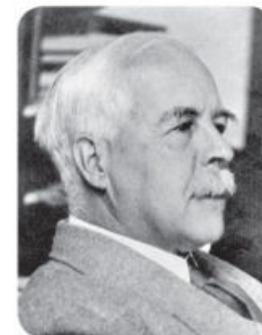


Fig. 3.22. Los últimos años de su vida, G. N. Lewis trabajó con nostalgia y depresión, pues nunca fue reconocido con el premio Nobel, mientras algunos discípulos y rivales sí lo recibieron.

Glosario

hemoglobina.

Proteína que tiene un núcleo de hierro que se encuentra en los glóbulos rojos de la sangre y transporta el O_2 y el CO_2 por todo el cuerpo.

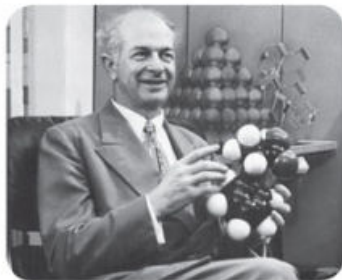


Fig. 3.23. Para muchos estudiosos de la ciencia, Linus Pauling es uno de los veinte científicos más grandes de todos los tiempos.

Tras el desarrollo de las armas nucleares, Pauling cuestionó seriamente los peligros de la exposición a las radiaciones asociadas a las pruebas nucleares. En enero de 1958 presentó en la ONU una petición firmada por 11 021 científicos declarándose en contra de los ensayos con estas armas. En 1973 fundó el instituto de ciencia y medicina que lleva su nombre para estudiar la prevención y el tratamiento de las enfermedades mediante dosis óptimas de vitaminas y minerales, y sus aportes sobre las propiedades de la vitamina C fueron enormes.

Recibió el Premio Nobel de Química en 1954 y el de la Paz en 1962, este último en reconocimiento a sus campañas en contra de los ensayos con armas nucleares. Falleció el 19 de agosto de 1994 en Sur Grande, EUA, y dejó como legado un ejemplo de genialidad científica y grandeza humana que deben de servir de modelo para todos (fig. 3.23).

Representación de enlaces químicos

La idea de que los electrones son los responsables de las uniones químicas se empezó a gestar desde que se descubrió que había partículas con carga y estas se integraron a los modelos atómicos.

Como consecuencia, la transferencia de los electrones para formar iones o el hecho de compartirlos para formar enlaces covalentes fueron las primeras explicaciones lógicas para la formación de compuestos que permitieron relacionar las propiedades de los materiales con los tipos de uniones que hacían sus átomos, como vimos en el bloque 2, donde reconocimos a los compuestos iónicos y los covalentes con sus características típicas.

Las explicaciones iniciales sobre los enlaces fueron propuestas en 1916 por G. N. Lewis, quien describió que su formación era producida por la tendencia de los átomos a imitar la estructura de los gases nobles, que, con excepción del helio, tienen ocho electrones de valencia y son estables.

Para ello el hidrógeno comparte un electrón para parecerse al helio, el gas noble más sencillo, que tiene solo dos electrones en su única órbita ocupada. Los demás elementos, para parecerse al resto de los gases nobles y quedar estables, deben compartir los electrones necesarios para quedar con ocho en su última órbita, ya sea al ceder uno, dos o tres pares de electrones como máximo, y hacer enlaces covalentes sencillos, dobles o triples.

En la figura 3.24 tenemos el ejemplo del flúor (F), que forma su enlace covalente simple. En este caso, no se emplean todos los electrones de valencia, solo un par formado por un electrón de cada átomo, el resto queda como par de electrones libres. Recuerden también que en otras ocasiones es necesario compartir más de un par para completar el octeto, y hacer enlaces múltiples que pueden ser dobles, como el ejemplo del dióxido de carbono CO_2 , o triples, como en el etino de la página 136.

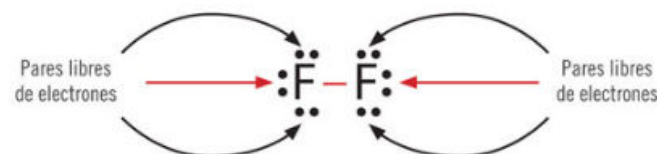


Fig. 3.24. El flúor crea enlaces covalentes sencillos con otro átomo igual para formar moléculas diatómicas.

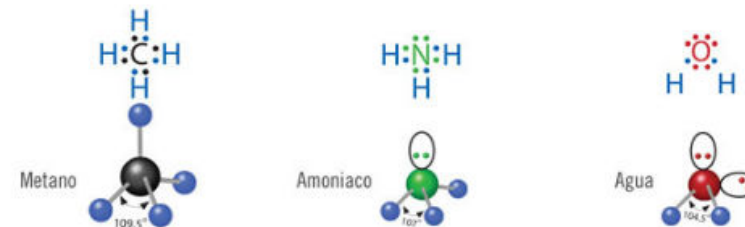


Fig. 3.25. La estructura espacial de estos compuestos es similar, pero el N y el O tienen pares de electrones libres en donde hay enlaces en el C. Estos pares libres ejercen repulsión sobre los enlaces y hacen que varíen ligeramente los ángulos entre ellos.

Linus Pauling hizo otros ajustes a los modelos de enlace relacionados con la estructura de los compuestos, que es más compleja de predecir con las representaciones de Lewis cuando las moléculas tienen varios átomos, en los que no es fácil situar las posiciones de los enlaces dobles o triples. Observen los ejemplos en las figuras 3.25 y 3.26, en los que se representan las estructuras de algunos compuestos comunes.

Actividad

Con base en lo que repasamos y aprendimos hasta ahora, en parejas respondan y comparen sus respuestas con el grupo.

- Cuando el oxígeno forma moléculas de O_2 , ¿cuántos pares de electrones libres le quedan a cada átomo?
- ¿Por qué el calcio no puede estabilizarse con un enlace covalente con otro átomo igual, como lo hace el oxígeno?
- Recuerden el tetracloruro de carbono (CCl_4) y el cloroformo (CHCl_3) del inicio de esta secuencia, ¿cómo será la estructura en estos dos compuestos en el espacio?
- El glicerol ($\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$) es un líquido muy denso y se emplea en la fabricación de jabones, lociones y cremas humectantes. Por otro lado, la acetona ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$) es uno de los disolventes más empleados en la industria y el laboratorio. ¿Pueden armar la estructura de estos compuestos por medio del modelo de Lewis y la regla del octeto como en la figura 3.26? ¿Hay solo una posibilidad para lograrlo? Pidan a su profesor que les indique cuáles son correctas.

Compartamos lo aprendido

La evolución y el avance de la química han estado basados en el trabajo de cientos de investigadores dedicados a revisar, ordenar, clasificar y representar de forma sistemática los procesos que poco a poco se han descubierto.

Para cerrar, se sugiere que el grupo organice un "museo viviente", para ello es deseable que el trabajo se desarrolle en equipos que se encarguen de lo siguiente:

- Recopilación de la información sobre la vida y trabajo de estos "héroes de la química".
- Ambientación de áreas del salón según la época de cada uno de ellos.
- Realización de carteles con nombre, nacionalidad, fechas de nacimiento y fallecimiento y una frase sobre el aporte de cada uno.
- Caracterización y representación de los investigadores con el texto aprendido.

Incluyan representaciones de los modelos de Lewis para algunos compuestos mencionados en estas páginas.

Les proponemos que los investigadores incluidos sean **Lavoisier, Dalton, Cannizzaro, Mendeleiev, Bohr** y por supuesto, las "estrellas" de este tema, **Lewis y Pauling**. Además, si se coordinan con sus profesores de español, artes, taller e historia, seguramente podrán colaborar para que la actividad pueda ser importante para todos.

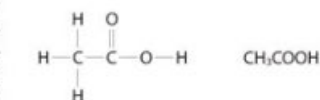
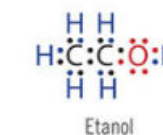
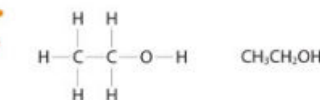


Fig. 3.26. La estructura del ácido acético ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$) tiene un oxígeno unido a un carbono por medio de un enlace doble. Este compuesto, diluido al diez por ciento en agua, es el vinagre.

Cierre



Fig. 3.27. Como recordarán, la molécula del agua tiene sus cargas mal repartidas.

Uso de la tabla de electronegatividad

¿Iónicos o covalentes?

Águeda comentó en clase que si el oxígeno tiene seis electrones de valencia y el hidrógeno solo uno, podrían formar enlaces iónicos con dos átomos de hidrógeno que cedieran su electrón y formaran cationes H⁺, mientras que uno de oxígeno los recibiría para formar un anión O²⁻ que atrajera a los cationes. Marcelo recuerda que ya analizaron en clase que el agua se forma con enlaces covalentes, pero la idea de Águeda no le suena descabellada (fig. 3.27).

El profesor permitió que la discusión siguiera, feliz de comprobar que sus estudiantes recordaban lo que ya habían revisado. Luego les aclaró que para decidir qué tipo de enlaces pueden formar algunos elementos tenían que estudiar las aportaciones de Linus Pauling, las cuales fueron consideradas una verdadera revolución química.

- ¿Qué particularidad tiene el enlace covalente del agua, que ya estudiamos?
- ¿Entre qué otros pares de elementos podrían presentarse dudas sobre el tipo de enlace como la expresada para esta molécula?
- ¿Qué características de los átomos determinarán las variaciones entre enlaces iónicos y covalentes?

El concepto de electronegatividad

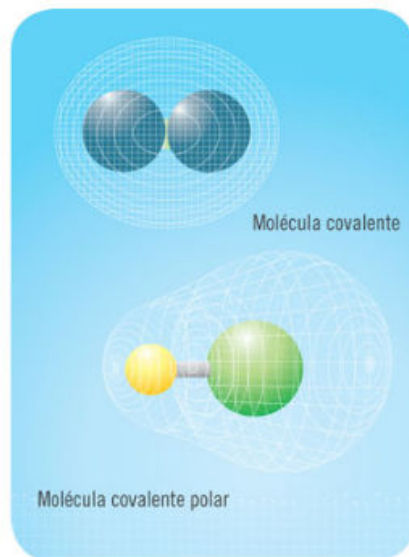


Fig. 3.28. La distribución de electrones en las moléculas se puede representar con modelos de nubes o figuras como las de esta imagen.

Una aportación que permitió profundizar en las ideas de Lewis y detallar las propiedades de los enlaces fue hecha por Linus Pauling en 1932, al describir el concepto de **electronegatividad** como una propiedad periódica que corresponde a la **medida de la capacidad de un átomo de atraer hacia su núcleo los electrones de un enlace**.

Aunque este dato puede ser medido en unidades de fuerza, Pauling diseñó una escala proporcional con números sencillos, entre el 0 y el 4, que asignó a cada elemento para facilitar su manejo, de acuerdo con las condiciones y las implicaciones para la formación de enlaces que se describen:

- Los átomos más electronegativos son aquellos que tienden a ganar electrones, por lo que el elemento con el valor máximo, 4, es el flúor (F).
- El francio (Fr) es el elemento que más fácilmente cede electrones, por lo que es el menos electronegativo, con un valor de 0.7.
- Entre los elementos muy electronegativos y los muy poco electronegativos se forman siempre enlaces iónicos.
- Los átomos de un mismo elemento o los de elementos diferentes con electronegatividad muy parecida forman los típicos enlaces covalentes.
- Si la diferencia de electronegatividad entre los átomos que forman un enlace es alta pero no lo suficiente para hacer un típico enlace iónico, se harán enlaces covalentes en los que los electrones compartidos se cargarán hacia el elemento más electronegativo y se formará una molécula polar, como en el caso del agua (fig. 3.28).

Para que Pauling asignara los valores de electronegatividad necesitó del análisis sistemático y detallado de muchísimos compuestos, de los elementos que los forman y de las propiedades fisicoquímicas de todos. Así se dio cuenta de que los enlaces iónicos y los covalentes en realidad eran los extremos de un fenómeno gradual y continuo.

Tabla de electronegatividad de los elementos

H 2.1																	He
Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne
Na 0.9	Mg 1.2											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe
Cs 0.7	Ba 0.9	Lu 1.1	Hf 1.4	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	Rn
Fr 0.7	Ra 0.9	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

Fig. 3.29. Los colores más oscuros de la tabla corresponden a los valores mayores de electronegatividad.

Entre las propiedades típicas de un compuesto iónico como el cloruro de sodio (NaCl) cristalino, soluble en agua, de alto punto de fusión y conductor de electricidad fundido o disuelto, y las de una molécula formada por enlaces covalentes "perfectos", como la de oxígeno (O₂), de muy bajo punto de fusión y ebullición, poco soluble en agua y que no conduce la electricidad en estado líquido, existe una gran variedad de compuestos con propiedades muy diversas, más parecidas a unos u otros en determinadas características.

Para explicar o predecir cómo es esto posible, necesitamos conocer los datos de electronegatividad que Pauling asignó. En la figura 3.29 pueden ver una tabla periódica con los valores para todos los elementos del cuerpo central de la tabla, que incluye una gama de colores que nos permite ver cómo esta propiedad varía de manera gradual.

Como pueden ver en la tabla, Pauling no asignó valores de electronegatividad a los gases nobles, pues no suelen hacer uniones químicas y este valor se emplea precisamente para hacer la distinción entre tipos de enlaces, iónico o covalente.

Esta propiedad, en una misma familia, tiende a ser mayor en los elementos superiores, mientras que en el mismo periodo, son más electronegativos los elementos de la derecha que los de la izquierda. Esto tiene que ver con la distancia de los electrones al núcleo del átomo y también con la cantidad de electrones en la órbita de valencia.

Como ya se mencionó, para tomar la decisión con respecto al tipo de enlace que se forma, es necesario calcular la diferencia entre los valores de electronegatividad de los elementos correspondientes.

Espacio tecnológico

En Internet encontrarán diversas representaciones de tablas de electronegatividad, en forma de tablas periódicas, como tablas de valores o en gráficas de diferentes tipos. En estas direcciones hay algunas interesantes que pueden consultar:

herramientas.educa.madrid.org/tabla/properiodicas/electroneg.html (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).

www.uam.es/docencia/elementos/spV21/conmarcos/graficos/electronegatividad/electroneg.html (Fecha de consulta: 23 de enero de 2017).

Pueden consultar este libro de su **Biblioteca Escolar**: Emsley, John. *Moléculas en una exposición*, SEP-Océano, México, 2005.



Fig. 3.30. Ejemplos de minerales con compuestos del francio.

La mayor diferencia que podemos tener se da en el compuesto más iónico, el fluoruro de francio (FrF) (fig. 3.30), entre el elemento más electronegativo, F y el menor, Fr.

$$\text{Electronegatividad de flúor} - \text{electronegatividad del francio} = 4 - 0.7 = 3.3$$

Para los enlaces en otros compuestos se van presentando diferencias de electronegatividad menores según el par de elementos que lo formen. Cuanto más alta sea la diferencia, más parecida será la sustancia a un compuesto iónico.

Como comprenderán, no es fácil definir en qué valor de la diferencia empezarán a aparecer enlaces covalentes, pues la variación va siendo paulatina. Sin embargo, se puede calcular en qué grado se parecen los compuestos a algún tipo, con lo que se reporta el dato que conocemos como **porcentaje de carácter iónico**, que pueden ver en esta secuencia:

Diferencia de electronegatividad y el porcentaje de carácter iónico

0.1	0.2	0.3	0.4	0.5	0.6	0.7	0.8	0.9	1.0	1.1	1.2	1.3	1.4	1.5	1.6
0.5%	1%	2%	4%	6%	9%	12%	15%	19%	22%	26%	30%	34%	39%	43%	47%
1.7	1.8	1.9	2.0	2.1	2.2	2.3	2.4	2.5	2.6	2.7	2.8	2.9	3.0	3.1	3.2
51%	55%	59%	63%	67%	70%	74%	77%	79%	82%	84%	88%	89%	91%	92%	95%

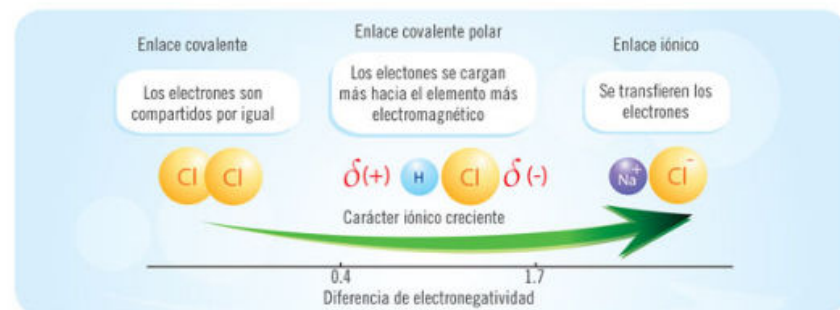
Como un acuerdo general, que algunos autores reportan con ligeras variantes, se suele indicar que los compuestos con diferencia de electronegatividad de 1.8 o mayores se pueden considerar iónicos, los que están entre 0.4 y 1.7 son covalentes con la carga cada vez más polarizada, y si la diferencia es menor a 0.4, podemos pensar en compuestos típicamente covalentes (fig. 3.31).

Actividad

En parejas respondan en su cuaderno y comparen sus respuestas con el grupo.

- Observen la tabla de electronegatividad y busquen los valores para el cloro, potasio, cobalto, hierro, azufre, oxígeno, bromo, magnesio, hidrógeno y carbono.
- Para esos elementos respondan: ¿cuáles son metales y cuáles no metales? ¿Qué similitudes o diferencias tienen con respecto a su electronegatividad?
- Los compuestos formados entre los metales alcalinos y los halógenos suelen formar cristales geométricos solubles en agua que conducen la corriente eléctrica en disolución. ¿Cómo influye la electronegatividad de dichos elementos en estas propiedades?
- El carbono y el azufre forman un compuesto llamado bisulfuro de carbono, que se emplea como solvente y en algunos procesos industriales, aunque es muy tóxico. ¿Qué tipo de enlace formará esa molécula? ¿Por qué?

Fig. 3.31. El cloruro de hidrógeno, HCl, con sus cargas parciales, δ , es un gas como las moléculas covalentes, pero se disuelve en agua y conduce la corriente como los iónicos.



Los aportes de Lewis y Pauling en las reacciones químicas

El conocimiento que ya tenemos de las aportaciones de Lewis, la regla del octeto y su modelo de representación, así como la definición y uso de la electronegatividad de Pauling, permiten identificar cómo se comportarían algunos elementos en reacciones sencillas y predecir qué tipo de compuesto formarían entre ellos.

Observen el ejemplo de la figura 3.32, que representa la reacción entre cloro gaseoso, que es un halógeno de la familia 17, y el bario, elemento de la familia 2 de los metales alcalinotérreos, para formar cloruro de bario.

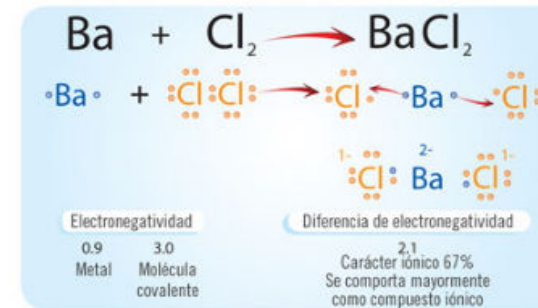


Fig. 3.32. El cloruro de bario se forma con dos iones cloruro (Cl^-) y uno de bario (Ba^{2+}), con lo cual se genera un compuesto neutro.

Actividad

De forma individual representen las reacciones que se piden. Háganlo como se muestra en la figura 3.32.

En algunos casos deberán predecir la fórmula de las sustancias y los coeficientes del balanceo, que ya revisamos.

- El oxígeno del aire (O_2) puede oxidar lentamente al aluminio metálico (Al) y formar óxido de aluminio que queda fuertemente adherido en la superficie del metal y lo protege de seguir oxidándose. ¿Cómo será la reacción y qué fórmula y tipo de enlace tiene el producto?
- Si este óxido de aluminio entra en contacto con potasio metálico se forman el óxido de potasio y el aluminio metálico. Representen la reacción completa y describan el porcentaje de carácter iónico de los compuestos.
- El azufre puede formar diferentes compuestos con metales y no metales, como el sulfuro de hidrógeno, que reacciona con zinc y forma el sulfuro de este metal además de liberar hidrógeno. Analicen la reacción y deduzcan las propiedades de reactivos y productos.



Con la guía de su profesor comparen sus resultados con los de sus compañeros de grupo. Lleguen a acuerdos y corrijan sus errores.

Compartamos lo aprendido

En esta ocasión se sugiere que elaboren en equipos estos carteles.

- Equipos 1 y 2: Repártense la tabla periódica de electronegatividad (fig. 3.29) y organícenla en un pliego de cartulina.
- Equipo 3: En otra cartulina anoten la serie de porcentaje de carácter iónico.
- Equipo 4: Hagan un esquema similar al de la figura 3.31 sobre el tipo de compuestos según la diferencia de electronegatividad.
- Equipo 5: Escriban el análisis de una reacción, ya sea la que sirvió de ejemplo, alguna de los ejercicios u otra que acuerden con su maestro.
- Luego, expónganlos en el salón y compartan lo aprendido con otros estudiantes que puedan verlos.

En grupo revisen las preguntas del inicio de la secuencia y verifiquen su avance en este tema. Recuerden evaluar su avance utilizando las opciones que se les presentaron en las páginas 69 a 71.

Comparación y representación de escalas de medida



Fig. 3.33. El tamaño de la Tierra es enorme comparado con nuestra estatura, pero resulta miles de millones de veces más pequeña comparada con nuestra galaxia, la Vía Láctea.

Escalas y representación

Como parte de un ejercicio de imaginación y cálculo, el profesor pidió a Isabel que averiguara cuál sería el tamaño de los planetas si el Sol fuera como una naranja y el resto de los objetos mantuvieran esa misma proporción. Tras investigar sobre tamaños y unidades, Isabel presentó estas comparaciones como conclusión:

Si el Sol fuera del tamaño de una naranja, la Tierra (fig. 3.33) sería como la cabeza de plástico de un alfiler y estaría orbitando a quince metros, Júpiter tendría el tamaño de una cereza a unos setenta y siete metros y la estrella más cercana al Sistema Solar, Próxima Centauro, sería un poco más pequeña que el Sol.

- Si piensan en objetos muy grandes y muy pequeños, ¿hasta qué tamaño serían capaces de imaginar?
- ¿Cómo manejarían los números y las unidades para referirse con más facilidad a magnitudes muy grandes o muy pequeñas comparadas con nuestras dimensiones?
- Cuando utilizamos el término *escala*, ¿a qué nos referimos?

Entre lo grande y lo pequeño

El ser humano tiene la facilidad de captar con sus sentidos objetos muy pequeños, como un grano de polen, o muy grandes, como el Sol u otras estrellas que apreciamos con dimensiones menores a la que tienen debido la distancia a la que se encuentran. Cuando hablamos de tamaño, lo grande o lo pequeño resulta muy relativo, pues lo que alcanzamos a apreciar es solo una pequeñísima fracción de lo que existe en la Naturaleza y el tamaño depende de con qué comparemos.

En el desarrollo de las matemáticas y los mecanismos de medición, el ser humano fue creando patrones de medida de los que derivaron las unidades comunes que empleamos. Estas unidades tienen un tamaño cercano a nuestras dimensiones, pues tomamos como referencia los objetos que tenemos a nuestro alcance, por lo que no nos es difícil, por ejemplo, imaginar un objeto de 1 m de longitud o la masa de 1 kg de algún alimento.

Sin embargo, no es sencillo imaginar ni medir lo que está fuera de nuestro alcance sensorial. Desde el punto de vista matemático, para manejar estas dimensiones mucho más grandes o más pequeñas que nosotros, podemos emplear, entre otras herramientas, los múltiplos y los submúltiplos que ya estudiaron en el bloque 1.

Actividad

Respondan en parejas y, con la guía de su profesor, comparen sus respuestas.

- Una bacteria tiene una masa aproximada de 1 pg. ¿Cuántas bacterias necesitarían para igualar la masa de una niña de 40 kg?
- En el ecuador, el diámetro de la Tierra es de 12 600 000 m, mientras que el del Sol es de 1 390 000 000 m. ¿En qué unidades representarían estos números para facilitar su manejo? ¿Cuántas veces cabe el diámetro de nuestro planeta en el del Sol?

Usemos más herramientas matemáticas

Otra herramienta matemática que estudiaron en sus cursos anteriores de Ciencias y Matemáticas es la **notación científica** o **exponencial**. Esta se basa en el hecho de que al multiplicar por diez solo aumentamos ceros a la derecha y al dividir entre diez solo recorremos el punto decimal hacia la izquierda. Podemos representar un número en forma de multiplicaciones o divisiones por diez, como se ve en estos ejemplos:

Números mayores de 1	Números menores de 1
$1 = 1 \times 10^0$	$0.1 = 1 \times 10^{-1}$
$10 = 1 \times 10^1$	$0.01 = 1 \times 10^{-2}$
$100 = 1 \times 10^2$	$0.001 = 1 \times 10^{-3}$
$1000 = 1 \times 10^3$	$0.0001 = 1 \times 10^{-4}$
$10000000000 = 1 \times 10^{10}$	$0.00000000001 = 1 \times 10^{-11}$

Cualquier número puede ser representado de esta manera, aunque sea de forma aproximada, pues para números con muchas cifras solo tomamos en cuenta las primeras.
Por ejemplo:

$$345,635,894,978,226 \approx 3.456 \times 10^{14}$$

$$0.00000000006253 = 6.253 \times 10^{-11}$$

Recuerden que el signo \approx significa *aproximadamente igual*, pues las cantidades relacionadas no son siempre idénticas si eliminamos algunos números para hacer la expresión en notación científica, como en el primer ejemplo. Esta herramienta nos ayuda a darnos idea de las dimensiones a las que nos referimos, pues cada punto decimal que cambia, o cada cero de más, representa algo diez veces menor o mayor a la cantidad original:

$$3 \times 10^6 \text{ es un número un millón de veces mayor que } 3$$

$$6.5 \times 10^{-4} \text{ es un número diez mil veces menor que } 6.5$$

La aplicación de números en notación exponencial y el manejo de múltiplos y submúltiplos nos evita escribir números larguísimos, incluso nos ayuda a hacer operaciones con ellos de forma simplificada, nos facilita situar objetos y fenómenos en un rango o escala adecuada (fig. 3.34).

No es fácil comparar lo que sucede a un tamaño como el de la distancia entre la Tierra y el Sol, con lo que pasa en una hoja de papel de su cuaderno o en el tamaño de átomos y moléculas. Más aún, si analizan los valores numéricos asociados a estos tamaños, podrán empezar a imaginar la comparación de dimensiones entre ellos, lo cual es muy complicado.

Actividad

En parejas, respondan en su cuaderno y muestren sus respuestas al profesor.

- El microscopio óptico es un arreglo de lentes que nos permite observar objetos hasta de 200 nm (fig. 3.35). ¿Cómo expresarían este valor en metros, con notación científica? ¿Y en μm ?
- El microscopio electrónico, que emplea una corriente de electrones que se dirige y desvía con lentes magnéticas, aumenta quinientas veces lo que se puede ver con un microscopio óptico. Si el diámetro de los átomos está cercano a 1×10^{-11} m, ¿podrán verse con este instrumento?



Fig. 3.34. Deben tener cuidado con el manejo de la notación exponencial. Presten especial atención a las unidades en las que se manejan las cantidades y hagan las transformaciones correspondientes.



Fig. 3.35. Con el microscopio óptico se pueden ver células y microbios, pero es difícil observar a nivel más profundo.

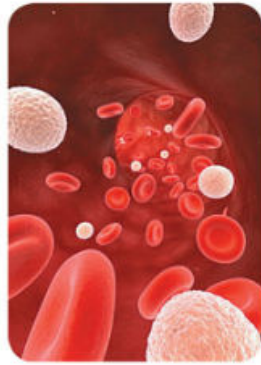


Fig. 3.36. Cada célula de las que circulan en nuestra sangre, como los glóbulos blancos que ayudan a las defensas o los rojos que transportan O_2 y CO_2 , tiene un tamaño aproximado de la millonésima parte de nuestro cuerpo.

“Los tamaños” del Universo

Con la tabla 3.2, pueden tener una idea de ejemplos de las dimensiones en las que nos desenvolvemos en comparación con el tamaño de los cuerpos celestes y de algunos de los objetos más pequeños que conocemos. Todos los datos se expresan con notación exponencial en metros.

No sabemos si el Universo tiene un límite, pero de acuerdo con los cálculos hechos a consecuencia de la teoría del *Big bang* o Gran Explosión, se cree que puede tener un diámetro de 10^{27} metros. Como verán, el valor central lo ocupa el tamaño del ser humano, pues nos tomamos como referencia para poder valorar las dimensiones de los demás objetos.

Tabla 3.2. Ejemplos de dimensiones comunes	
Objeto	Medida aproximada en metros
Diámetro supuesto del Universo	1×10^{27}
Vía Láctea, nuestra galaxia	1×10^{21}
Diámetro del Sol	1.39×10^9
Diámetro de la Tierra	1.26×10^7
Distancia entre Tijuana y Chetumal	4.19×10^6
Estatura promedio del ser humano	1.7×10^0
Glóbulos rojos de la sangre (fig. 3.36)	7.5×10^{-6}
Radio entre núcleo y electrón del H	5×10^{-11}
Radio de un protón	1×10^{-15}
Radio de un electrón	1×10^{-18}

Espacio tecnológico

En la dirección electrónica propuesta encontrarán un esquema interactivo en el que pueden viajar desde lo más pequeño (10^{-35} m) hasta lo más grande que hemos podido concebir y registrar (10^{27} m). Visitenla, seleccionen el idioma en el que quieren verla y obsérvenla para que valoren lo grandioso del Universo.
htwins.net/scale2/ (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).

Profundicen en la información con este libro de **Libros del Rincón:** García, Horacio. *La naturaleza discontinua de la materia*, SEP-Santillana, México, 2002.

Todo lo anterior se dice muy rápido, pero estas dimensiones en las que la química tiene influencia abarcan desde los attometros (10^{-18} m), hasta los gigametros (10^9 m), lo cual es un rango muy amplio. La observación en estas dimensiones extremas presenta muchas dificultades, que por fortuna se han ido superando gracias al ingenio y la investigación de muchos científicos, quienes han logrado diseñar aparatos y técnicas que indirectamente nos acercan a esas zonas. Por ejemplo, para observar los cuerpos celestes existen muchos tipos de telescopios, algunos que directamente aumentan imágenes por medio de lentes y otros que captan señales del espacio y las transforman en imágenes.

Con lo estudiado hasta ahora sabemos que los cambios químicos ocurren a nivel de combinaciones entre átomos. Para nosotros, estos cambios y la estructura de las moléculas tienen un reflejo en el mundo que podemos percibir: las propiedades de las sustancias dependen en gran parte de la forma en la que se unen sus átomos y del tipo de elementos que la conforman.

Entonces, en la química, para estudiar lo más pequeño es necesario acercarnos a los componentes del átomo como son los protones y electrones, y en lo más grande, sería suficiente el manejo de los materiales en un laboratorio o una industria.

Podemos ir un poco más allá y considerar que las características de los cuerpos celestes están condicionadas por su composición, así que la química también tiene trascendencia a ese nivel.

El vínculo entre los sentidos y el microcosmos

Una persona con buena agudeza visual es capaz de percibir detalles a una distancia de $100 \mu\text{m}$ (100 micrómetros o micras), que representan la décima parte de un milímetro. Esto no nos permite ver células y mucho menos moléculas o átomos.

Algunos aparatos que nos pueden acercar a estas proporciones agrandan las imágenes, pero otros aprovechan fenómenos como la interacción eléctrica entre los átomos de una superficie y el aparato, que se traducen en imágenes, como el microscopio de efecto túnel que vimos en el bloque 2. A continuación se darán cuenta de cómo ha evolucionado esta capacidad de observación hacia lo pequeño:

- La invención de la lupa se atribuye al inglés Roger Bacon (1214-1294), en 1250. Con ella se agranda la imagen, pues la lente desvía los rayos de luz que refleja el objeto y hace que nuestros ojos lo perciban de mayor tamaño.
- El microscopio óptico, que se perfeccionó durante el siglo XIX, es un arreglo de varias lentes que permite lograr aumentos hasta percibir distancias algo mayores a $0.2 \mu\text{m}$ o 200 nanómetros, nm.
- Lo que vemos a simple vista está limitado por la longitud de onda de luz visible, que va aproximadamente de los 400 nm a los 700 nm (fig. 3.37).
- El microscopio electrónico fue diseñado entre 1925 y 1930 por Ernst Ruska y Max Knoll; en vez de luz visible, la muestra se bombardea con un haz de electrones acelerados por un alto voltaje, que se desvía y focaliza con lentes magnéticas, es decir, por medio de atracciones entre cargas. Se logran aumentos de hasta 500 000 veces la imagen original, quinientas veces más que con el microscopio óptico, pero aún no ve átomos.
- Como vimos en el bloque 2, el microscopio de efecto túnel, inventado en 1981, permitió apreciar indirectamente a los átomos (fig. 3.38). Hoy existen versiones sencillas de este aparato, incluso para mesas de laboratorios sencillos.

La interacción entre las radiaciones electromagnéticas y la materia es la base de técnicas con las que se obtienen señales de lo que sucede en la escala que ya no distinguimos a simple vista. Los átomos y las moléculas absorben o reflejan radiaciones, como los rayos X, la luz ultravioleta y los rayos infrarrojos; las señales que estas interacciones provocan se captan y amplifican mediante aparatos electrónicos. Con esta tecnología, los físicos y químicos han obtenido información para aproximarse más a la estructura interna de la materia.

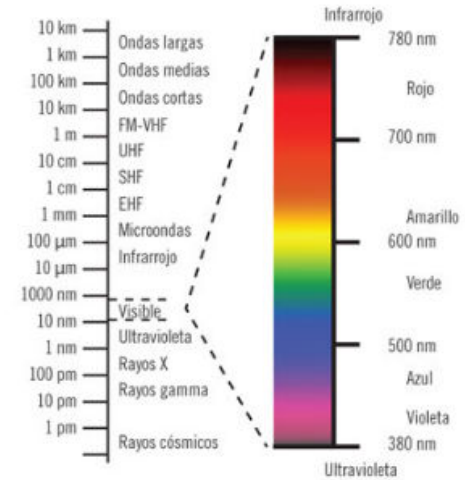


Fig. 3.37. Ningún método de vista directa puede agrandar la imagen de nada más pequeño que las longitudes de onda de la luz visible.

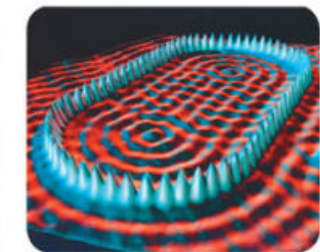


Fig. 3.38. Esta imagen obtenida con el microscopio de efecto túnel representa átomos de hierro acomodados en una lámina de cobre.

Compartamos lo aprendido

En esta ocasión, se sugiere que el grupo completo diseñe una escala de dimensiones, que será observada por quienes se acerquen al salón.

- Cada miembro del grupo seleccionará un objeto, que puede ir desde el tamaño del Universo hasta el de las partículas más diminutas que conocemos, hará un dibujo sobre él en un cuarto de cartulina, e indicará su longitud en múltiplos o submúltiplos, con su equivalencia en metros.
- Trazarán también una línea delgada que pegarán en las paredes del salón y en la que marcarán valores en metros con notación científica y situarán los dibujos de cada compañero sobre la zona de la línea que les corresponda por su tamaño.

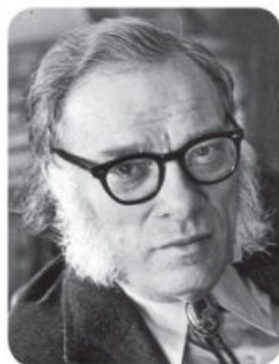


Fig. 3.39. Isaac Asimov fue uno de los primeros científicos y escritores que dedicaron su vida a divulgar la ciencia para todo el público.

Unidad de medida: mol

¿Podemos saber cuántos átomos hay?

En su libro *Cien preguntas básicas sobre ciencia*, Isaac Asimov (1920-1992) (fig. 3.39), intentó responder a la pregunta “¿cuántas partículas hay en el Universo?”.

Para aproximar una respuesta tuvo que echar mano de todos los conocimientos sobre el mundo astronómico y el mundo **submicroscópico** que se tenían en ese momento y hacer diversas suposiciones, promedios y aproximaciones, para concluir que en el Universo podría haber alrededor de 2.2×10^{79} partículas, consideró entre estas a los protones, los neutrones y los electrones. ¡Este es un número muy difícil de imaginar!

Uno de los valores a los que Asimov recurrió en el cálculo fue el número de Avogadro o número de partículas que hay en 1 mol de sustancia, dato que representa un enorme logro de la humanidad y que permite conectar el tamaño de los átomos con las cantidades de masa de las sustancias que podemos medir o manipular en la industria o el laboratorio.

- El trabajo de Dalton conectó a los átomos con su tamaño, ¿cómo piensan que lo logró?
- ¿Qué relación encuentran entre la unidad llamada *uma* y el número de partículas que hay en determinada masa de una sustancia?
- Cuando nos referimos a las reacciones químicas, ¿por qué será importante hablar de un número de partículas y no solo de masa?

Glosario

submicroscópico.

Objeto o fenómeno de medida menor a lo que puede verse con un microscopio óptico.

Nuevamente, la historia

Durante el siglo XIX, por medio de medición y cálculos con las cantidades de reactivos y productos que participan en reacciones químicas, Dalton hizo una tabla de masas relativas de elementos que posteriormente fue corregida, y que derivó en los datos de masa atómica que Mendeleiev tomó como base para ordenar la tabla periódica. Con esto se podía saber qué relación había entre las masas de los átomos de diferentes elementos. Para que recuerden un poco más de esta historia, realicen la actividad.

Actividad

De forma individual respondan y, si es necesario, regresen a los contenidos anteriores para contestar.

- ¿Qué son las masas atómicas de los elementos? ¿Cómo hizo Dalton para empezar a calcularlas?
- ¿Qué significa *uma*?
- ¿Qué dice el principio de Avogadro sobre los volúmenes de los gases? Si no lo recuerdan, revisen las páginas 108 a 111.
- ¿Cómo aprovechó Cannizzaro ese principio de Avogadro para calcular las masas atómicas? Con la revisión de las páginas 108 a 111 podrán recordar la respuesta.
- Vean en su tabla periódica cuáles son las masas atómicas del hidrógeno, el nitrógeno, el oxígeno, el carbono, el hierro y el mercurio.
- Si el agua se forma con dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, ¿cuál debe ser la masa de esa molécula medida en *uma*?

En grupo y con la guía de su profesor discutan sus respuestas para que lleguen a conclusiones. Anótenlas en su cuaderno y ténganlas a la mano para el resto de este contenido.

El tamaño y la cantidad de las partículas

Para representar los valores de masa atómica hemos empleado hasta ahora la unidad de masa atómica, *uma*, pues no hay forma en que podamos medir datos de esas magnitudes para relacionarlos con unidades comunes o sus submúltiplos.

Una forma de calcular las masas relativas es mediante el principio que Avogadro enunció, con base en el trabajo de Gay-Lussac y que Cannizzaro rescató del olvido.

Según este, los volúmenes iguales de gases diferentes en las mismas condiciones de temperatura y presión tienen una cantidad similar de partículas, por lo que bastaría comparar sus masas o sus densidades para poder identificar sus masas relativas (fig. 3.40).

El elemento que se tomó inicialmente como unidad patrón para aproximar las masas relativas de los demás, fue el de los átomos más ligeros, el hidrógeno, pues siempre participaba en las reacciones químicas en una proporción menor de masa que los demás elementos.

Sin embargo, en 1962, se cambió esta referencia y se tomó como base de comparación al elemento de masa 12 *uma*, el carbono, pues es un sólido más sencillo de manejar que el hidrógeno gaseoso, reacciona con muchos elementos, no forma moléculas diatómicas como el H_2 y tiene pocos isótopos que hagan variar el promedio de su masa atómica, con lo que resulta menos confuso para los cálculos. Desde entonces, se define la **unidad de masa atómica**, como la doceava parte de la masa del átomo de carbono.

Las diferentes técnicas de observación del mundo submicroscópico que mencionamos en las páginas anteriores han permitido hacer cálculos indirectos y aproximados de la masa real de algunos átomos y de la dimensión de moléculas. Se logró determinar, por ejemplo, que la masa real de un átomo de carbono es de 1.992×10^{-23} g. Por tanto, en 12 gramos de carbono hay:

$$\frac{12 \text{ g de carbono}}{1.992 \times 10^{-23} \text{ g por cada átomo}} = 6.02 \times 10^{23} \text{ átomos de carbono}$$

Este número, 602 000 000 000 000 000 000 (seiscientos dos mil trillones), que representa la cantidad de átomos que hay en la masa atómica del carbono si lo expresamos en gramos en lugar de *uma*, se conoce como **número de Avogadro** y se representa por la letra **N**.

El número de Avogadro es, entonces, la cantidad de átomos que hay en 12 g de carbono, pero también en la masa relativa de los demás elementos si hacemos la medida de masa en gramos, por ejemplo 16 g de oxígeno, 14 g de nitrógeno, 23 g de sodio, 4 g de helio o cualquier dato de masa atómica que encuentren en la tabla periódica (fig. 3.41).

La cuenta de partículas como los átomos no puede hacerse manualmente; se necesitan métodos indirectos y uno de ellos puede ser mediante su peso, como ya hemos revisado.

Para aclarar este mecanismo de “contar-pesando”, imaginemos por un momento que agrandamos los átomos hasta el tamaño de objetos manipulables, como en la actividad de la siguiente página.

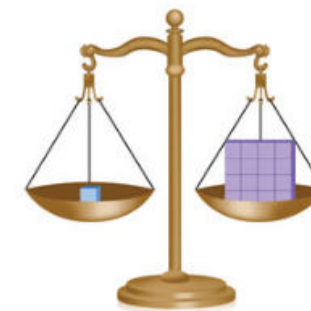


Fig. 3.40. Las moléculas de oxígeno tienen dieciséis veces más masa que las de hidrógeno, por tanto hace falta dieciséis veces más volumen de hidrógeno para igualar la masa de un volumen de oxígeno.

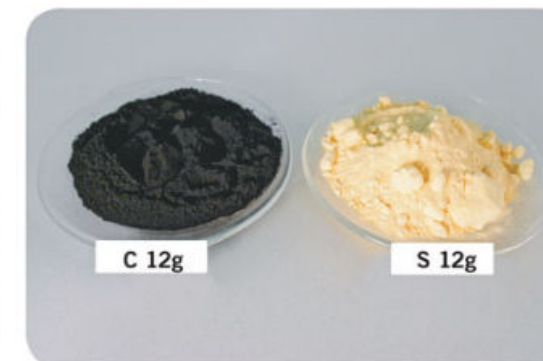


Fig. 3.41. Si la masa relativa del carbono es 12 *uma* y la del azufre es 32 *uma*, en 12 g de carbono debe haber la misma cantidad de partículas que en 32 g de azufre.

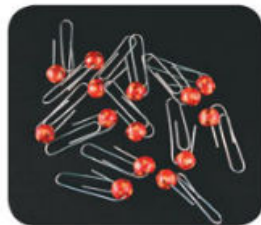


Fig. 3.42 Si se establece la regla de que cada clip tiene una sola cuenta, podemos equiparar esta unión a la formación de un compuesto cuya molécula tiene un átomo de cada elemento.

Actividad

Resuelvan en su cuaderno. Luego, con la guía de su profesor revisen sus respuestas.

- Si la masa atómica del carbono es 12 uma y en 12 g de este elemento hay 6.02×10^{23} átomos, ¿Cuántos átomos hay en 64 g de azufre?
- ¿Qué masa de hierro necesitarían para juntar el número de Avogadro de átomos?
- Si supieran el número de Avogadro de moléculas de agua, ¿qué cantidad de átomos de hidrógeno y de oxígeno tendrían?
- El cloruro de sodio (NaCl) se forma con un anión de cloruro Cl^- y un catión de sodio Na^+ . ¿Qué masa necesitarían de esta sal para juntar el número de Avogadro de moléculas? ¿Cuántos iones de cada uno habría?

Actividad experimental Masas molares

Propósito: Realizar mediciones de masa con objetos macroscópicos, que representen partículas de nivel atómico.

Material

- 1 caja de clips
- Cuentas del mismo tamaño que se puedan ensartar
- Bolitas de *unicel*, tuercas y otros objetos pequeños
- Balanza

Desarrollo

- Tomen alrededor de veinte clips y pésenlos, sin contar cuántos hay. Registren el peso en una tabla en la que vayan añadiendo los datos que obtengan.
- Ensarten una cuenta en cada clip y vuelvan a pesar. Calculen cuánto pesa el total de las cuentas ensartadas, resten a la masa total la masa inicial de clips.
- Calculen cuál es la masa relativa entre un clip y una cuenta, es decir, qué tanto más pesado es uno que el otro (fig. 3.42).
- Discutan acerca de si inventaran una unidad nueva de masa y a cada clip le asignaran el valor de 1, ¿cuál sería el valor de la masa de una cuenta? Inventen el nombre de su unidad.
- Vuelvan a pesar la masa inicial de clips que en el caso anterior, sin contarlos.
- Claven dos bolitas de *unicel* en cada clip. Pesen todo y discutan cómo conocer la masa de cada bolita en la unidad que inventaron (fig. 3.43).
- Repitan el proceso anterior engarzando una tuerca por clip y luego con los otros objetos que trajeron.

El material empleado puede volver a utilizarse, no lo desechen.

Conclusiones

Organicen los datos que midan y calculen en una tabla para que los puedan analizar con cuidado. Discutan en equipo, y luego en grupo con la guía de su profesor.

- ¿Qué diferencias hay entre trabajar con clips, cuentas, tuercas o bolas de *unicel* y trabajar con sustancias formadas por átomos y moléculas?
- Organicen otra tabla en la que incluyan las masas relativas de todos los objetos que emplearon.
- ¿Qué ajustes deben hacer para obtener las masas relativas, si al trabajar con las bolitas de *unicel* emplearan una masa de clips diferente a la del primer caso?
- Si tuvieran 10 kg de clips, ¿qué masa de los demás objetos deberían pesar para tener la misma cantidad de unidades de cada uno, sin contarlas?
- Con la asesoría de su profesor, obtengan en grupo conclusiones sobre las ventajas de este método de "contar pesando".



Fig. 3.43. Si en cada clip se ensartan dos bolitas de *unicel*, el arreglo puede equipararse a la formación de una molécula con dos átomos de un elemento y uno del otro.

El mol como unidad de medida

Para los fenómenos químicos sabemos que los átomos de los elementos se combinan en proporciones bien determinadas para formar moléculas de compuestos o que estas se separan liberando siempre la misma proporción de átomos de cada elemento. Ante la dificultad de contar estas partículas, parecería imposible realizar reacciones químicas y controlar que no nos faltara ni sobrara ninguno de los reactivos. Sin embargo, gracias a las masas atómicas de los elementos, esto resulta posible.

Como vimos en las páginas anteriores, en la masa atómica de cada elemento, si se expresa en gramos, hay un número determinado de partículas, siempre el mismo, que llamamos número de Avogadro y que equivale a 6.02×10^{23} . Con base en este dato, los químicos han definido al **mol**, que es la unidad de cantidad de sustancia en el Sistema Internacional de Unidades:

Mol: cantidad de sustancia que contiene un número de Avogadro de partículas.

Hay definiciones alternativas para este concepto, así que no les sorprenda si encuentran en un libro que un **mol es la cantidad de partículas que hay en 12.0000 g de carbono ^{12}C** , precisamente el número de Avogadro. El número 12.0000 g, así escrito, indica que la medida debe hacerse con una balanza que permita una precisión de diezmilésimos de gramo, y el símbolo del carbono aclara que debe tratarse del isótopo de seis protones y seis neutrones para que la medida sea lo más exacta posible.

El concepto de mol nos permite contar partículas o cualquier tipo de objetos, aunque lo hacemos por medio de la determinación de la masa y con el auxilio de los datos de masa atómica de la tabla periódica. El mol representa a un conjunto de partículas, un número bien determinado, siempre 6.02×10^{23} , así como una centena siempre tiene 100 elementos y un millar 1 000; la diferencia está en que ese número lo distinguimos con la masa atómica, pues en este dato de cada elemento en gramos siempre hay un mol de partículas (fig. 3.44).

Cuando empleamos la palabra *partícula* debemos definir a qué nos referimos, pues hay diferentes tipos. Por ejemplo, el oxígeno del aire se presenta como moléculas de dos átomos. Si quiero tener un mol de átomos de este elemento, pesaré 16 g, y si quiero un mol de moléculas de O_2 , requeriré de 32 g, pues así como una molécula se forma de dos átomos, un mol de moléculas requiere de dos moles de átomos (fig. 3.45). Átomos y moléculas son partículas, lo mismo que los electrones, los protones o cualquier objeto diminuto.

Actividad

En equipo, practiquen la idea de mol y del número de Avogadro mediante la realización de estos cálculos. Luego, con la guía del profesor, comparen con el resto del grupo.

- ¿Cuántas sillas hay en 1 mol de sillas? ¿Y cuántas patas en total tienen estas sillas?
- Consideren que el volumen de una gota de agua es de 0.25 ml; si tuvieran 1 mol de gotas, ¿en cuántos planetas como la Tierra podrían poner el volumen total que hay en la superficie, que es de alrededor de 1360000000 m^3 ?
- ¿Cuántas personas del peso de uno de ustedes necesitarían para juntar 1 mol de kg?
- Si tuvieran una tonelada de hierro, ¿a cuántos moles de átomos corresponde? ¿Y cuántos átomos son?



Fig. 3.44. Si quieren tener 1 mol de átomos de mercurio, deben medir 200.6 g de este metal líquido.



Fig. 3.45. En 16 g de oxígeno hay un mol de átomos; como estos se acomodan en moléculas diatómicas, en este globo hay $\frac{1}{2}$ mol de moléculas de gas.



Fig. 3.46 En 18 g o 18 ml de agua, hay un mol de moléculas de este compuesto, o tres moles de átomos, si consideramos al hidrógeno y al oxígeno por separado.

El tamaño de 1 mol

El mol equivale a 6.02×10^{23} unidades de cualquier cosa, no solo de átomos o moléculas, y este es un número muy difícil de imaginar. Analicemos estas comparaciones para que tengan una idea de la cantidad a la que nos referimos:

- Si reuniéramos 1 mol de pelotas de beisbol, cubriríamos toda la superficie de la Tierra hasta una altura mayor a 160 km.
- Si tuviéramos 1 mol de pesos, podríamos gastar mil millones de pesos por segundo durante toda nuestra vida y heredar a nuestros nietos 99.999% de la cantidad inicial.
- Una computadora sencilla que realice cien millones de operaciones por segundo, necesita casi doscientos millones de años para contar hasta 6.02×10^{23} .
- Si apilamos 1 mol de hojas de papel, llegaríamos de la Tierra al Sol más de doscientos millones de veces.

Si podemos imaginar alguna de estas cantidades, también nos daríamos cuenta de lo pequeños que son los átomos y las moléculas, si pensamos que en la masa atómica de cada elemento en gramos, hay un mol de ellos (fig. 3.46).

Otra unidad para la masa atómica

Hasta ahora hemos medido la masa relativa de los elementos en una, que corresponde a la unidad de masa atómica para un átomo.

Como hemos expuesto, al expresar la masa atómica en gramos reunimos 1 mol de átomos del elemento, entonces podemos emplear el término "masa molar" y manejarla con otra unidad:

Masa molar = masa de 1 mol de sustancia.
Unidad: g/mol

Esta expresión, g/mol, "gramos por cada mol", indica cuántos gramos de una sustancia representan un mol de ella. Este dato nos permite relacionar aquello que sí podemos medir con una balanza con el total de átomos o moléculas que no podemos contar.

La masa molar de los átomos de los elementos la encontramos en la tabla periódica, pero cuando estos se juntan para formar moléculas, la masa de un mol puede ser calculada mediante una sencilla operación.

Para compuestos gaseosos, la comprobación de esta masa molar o masa molecular también puede hacerse con el principio de Avogadro (fig. 3.47).

Así como una mesa tiene cuatro patas, una centena de mesas tiene cuatro centenas de patas y un mol de mesas tendría cuatro moles de patas.

Lo mismo ocurre con las moléculas: si la fórmula del agua es H_2O , cada molécula se forma con dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno; por tanto, un mol de moléculas de agua contiene dos moles de átomos de hidrógeno y un mol de átomos de oxígeno y su masa total corresponde a la suma de estas cantidades.

Masa molar del agua = 2 moles (masa molar de H) + 1 mol (masa molar de O)

Masa molar del agua = 2 mol (1 g/mol) + 1 mol (16 g/mol) = 18 g

Entonces, 1 mol de agua tiene una masa de 18 g, o bien, la masa molecular o masa molar del agua es de 18 g/mol.

Con los ejemplos de abajo se darán una idea de cómo calcular la masa molar o masa molecular de cualquier compuesto o de moléculas de elementos.

Sustancia	Fórmula	Modelo	Masas atómicas y cálculo	Masa molecular
Oxígeno	O_2		O = 16 g/mol $16 \text{ g/mol} \times 2$	32 g/mol
Metano	CH_4		C = 12 g/mol H = 1 g/mol $12 \text{ g/mol} \times 1$ $+ 1 \text{ g/mol} \times 4$	16 g/mol
Amoniaco	NH_3		N = 14 g/mol H = 1 g/mol $14 \text{ g/mol} \times 1$ $+ 1 \text{ g/mol} \times 3$	17 g/mol
Tetracloruro de carbono	CCl_4		C = 12 g/mol Cl = 35.5 g/mol $12 \text{ g/mol} \times 1$ $+ 35.5 \text{ g/mol} \times 4$	154 g/mol
Metanol	CH_3OH		C = 12 g/mol H = 1 g/mol O = 16 g/mol $12 \text{ g/mol} \times 1$ $+ 1 \text{ g/mol} \times 4$ $+ 16 \text{ g/mol} \times 1$	32 g/mol
Sulfato de hierro (III)	$Fe_2(SO_4)_3$		Fe = 55.9 g/mol S = 32 g/mol O = 16 g/mol $55.9 \text{ g/mol} \times 2$ $+ 32 \text{ g/mol} \times 3$ $+ 16 \text{ g/mol} \times 12$	399.8 g/mol

Como pueden ver en el último ejemplo, cuando aparecen paréntesis en las fórmulas de los compuestos, la estructura contenida dentro de ellos se repite tantas veces como indica el subíndice o número pequeño a su derecha, por lo que hay que considerar ese factor para contar el total de moles de átomos que conforman a la molécula.

Actividad

En parejas y basándose en su tabla periódica, calculen la masa molar o molecular de las sustancias. Luego, con la guía de su profesor, comparen sus resultados con los del resto del grupo:

- Permanganato de potasio: $KMnO_4$
- Ácido perclórico: $HClO_4$
- Hidróxido de calcio: $Ca(OH)_2$
- Bisulfito de cobre (II): $Cu(HSO_3)_2$
- Nitrato de amonio: NH_4NO_3
- Sacarosa: $C_{12}H_{22}O_{11}$
- Butano: C_4H_{10}
- Óxido de plomo (IV): PbO_2

Glosario

estequiometría.

Del griego *stoicheion* (elemento) y *metron* (medida), parte de la química dedicada a los cálculos para transformar datos de sustancias y aplicarlos a reacciones químicas.

La reacción química y los moles

La utilidad principal de expresar las cantidades de sustancia en moles está en los cálculos involucrados en las reacciones químicas, pues en las ecuaciones se expresa la cantidad de partículas que participan, mientras que nosotros no podemos contarlas, solo medir su masa en laboratorios o en las industrias (fig. 3.48).

Observen en la tabla 3.3 cómo se desarrolla un caso con una reacción que ya conocen: la que ocurre entre el magnesio metálico y el oxígeno del aire, en la que analizamos la cantidad de moles y la equivalencia en masa para cada uno de los reactivos y productos.

Tabla 3.3. Análisis de una reacción			
	2Mg	+ O ₂	→ 2MgO
¿Qué información proporciona la reacción a nivel de partículas?	2 átomos de magnesio	1 molécula de oxígeno	2 moléculas de óxido de magnesio
¿Y en moles?	2 moles de átomos de Mg	1 mol de moléculas de O ₂	2 moles de moléculas de MgO
¿A qué masa corresponden?	1 mol Mg = 24.3g 2 mol Mg = 2 × 24.3 48.6 g	1 mol O = 16g 1 mol O ₂ = 16 × 2 32 g	1 mol MgO = 24.3g + 16g 40.3 g 2 mol MgO = 40.3 g × 2 80.6 g
¿Se cumple la ley de conservación de la masa?	Total de masa de reactivos 48.6g + 32g 80.6 g		Total de masa de productos 80.6 g



Fig. 3.48. Una de las actividades principales de cualquier profesional que trabaje con reacciones químicas es poder calcular las cantidades adecuadas para no desperdiciar reactivos.

La reacción balanceada nos indica la proporción necesaria de moles de reactivos y productos para que no sobre ni falte nada, es decir, para que se cumpla la ley de conservación de la masa. Con las masas molares, estos moles también se expresan en masa. En este caso, si hay 48.6 g de magnesio (2 moles de Mg), se requieren 32 g de oxígeno (1 mol de O₂) y se formarán 80.6 g de óxido de magnesio (2 mol de MgO).

La reacción del magnesio y el oxígeno puede llevarse a cabo con cualquier cantidad de estos reactivos, pero solo se logrará que no sobre alguno de ellos si se emplean cantidades proporcionales a las que calculamos. Por ejemplo, si solo cuento con 4.86 g de magnesio (la décima parte de la cantidad de la tabla 3.3), requiero únicamente 3.2 g de oxígeno y se producirán solo 8.06 g de óxido de magnesio.

Los cálculos que se hacen con las reacciones químicas forman parte de la rama de la química que se llama **estequiometría**. Para resolverlos, no se necesita más que hacer cálculos de proporciones, y para ello se debe recordar el uso de los factores de conversión trabajados en contenidos anteriores. Por ejemplo:

¿Cuántos moles de magnesio hay en 10 g?

1 mol Mg = 24.3 g Factores de conversión posibles: (1 mol/24.3 g) y (24.3g/1 mol)

$$10\text{g} (1\text{mol}/24.3) = 0.412 \text{ mol de magnesio}$$

Actividad

En parejas realicen los cálculos para comprobar que han comprendido el concepto del mol, fundamental para el desarrollo de la química. Con la asesoría de su profesor, revisen en grupo los resultados para comprobar que sean correctos.

- ¿Cuántos moles de oxígeno (O₂) hacen falta para tener la misma cantidad de átomos que en dos moles de ozono (O₃)?
- El fosfato de potasio (K₃PO₄) es un compuesto empleado como fertilizante. ¿Qué masa necesitan medir si quieren tener 0.4 moles?
- Las masas atómicas de cloro y flúor son 35.5 g/mol y 19 g/mol. Ambos son gases que forman moléculas diatómicas. Si hay dos globos iguales, uno con 71 g de cloro y otro con 38 g de flúor, ¿en cuál hay más moléculas? ¿Cuál tiene más volumen? ¿Por qué? (Fig. 3.49)
- Si la fórmula del propano es (C₃H₈), calculen la masa que tiene un mol de este gas que se obtiene del petróleo y que es uno de los que se emplea en los tanques de la estufa.
- El metanol es un alcohol parecido al etanol de las bebidas alcohólicas, pero es muy venenoso. Se obtiene por fermentación microbiana de algunas maderas. Su fórmula es (CH₃OH). Se necesitan 0.75 moles de este líquido para una reacción química, ¿qué masa emplearían? ¿A cuántas moléculas equivale?
- Si existiera una máquina capaz de fabricar cinco millones de vasos de vidrio por hora, que no parara ni de día ni de noche, ¿cuánto tiempo necesitaría para producir 1 mol de vasos? ¿Es más o menos que la edad aproximada del Universo, de catorce mil millones de años?
- Cuando el óxido de sodio (Na₂O) reacciona con agua, se forma el hidróxido de sodio (NaOH):

- Escriban y balanceen la ecuación de esta reacción.
- Si tuvieran cinco moles de óxido de sodio, ¿cuántos moles de agua necesitarían? ¿Cuántos moles de hidróxido de sodio se formarían?
- ¿A qué masas equivalen las cantidades anteriores?

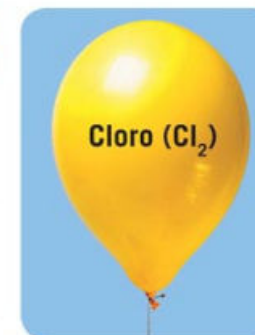


Fig. 3.49. Para comparar los globos del problema es importante que estén a la misma presión y temperatura.

Compartamos lo aprendido

Para que los estudiantes mayores lo recuerden y el resto de la gente tenga una idea de lo que representa, en equipos de cinco o seis integrantes diseñen un cartel que contenga:

- Una definición de mol
- Aclaración de que es una de las siete unidades fundamentales del Sistema Internacional de Unidades.
- El valor del número de Avogadro
- Una caricatura que muestre el valor enorme que este número representa, basada en alguno de los ejemplos que hemos tratado en esta lección o en alguno más que puedan calcular. Agreguen ejemplos de la vida real.
- Coloquen el cartel en un lugar visible para la comunidad.

Antes de terminar el bloque, realicen una autoevaluación y una coevaluación para que verifiquen lo que aprendieron. Tomen en cuenta lo que se menciona en las páginas 69 a 71 para realizarla.

Espacio tecnológico

En un importante proyecto educativo llamado **Enseñanza de las Ciencias a través de Modelos Matemáticos, ECAMM**, hay diversas hojas de trabajo para los más variados temas. En esta dirección está la sección de Química, descarguen las hojas de trabajo de Word de la sesión **Concepto mol** y resuelvan los ejercicios que ahí vienen.

<http://edutic-hidalgo.gob.mx/joomla30/index.php/ecamm-quimica> (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).

Revisen este libro de la **Biblioteca Escolar**: Chamizo, José Antonio. *La ciencia*, UNAM-SEP, México, 2004.

Proyecto

Ahora tú explora, experimenta y actúa. Integración y aplicación



Fig. 3.50. En todo tipo de actividades económicas y de producción podemos encontrar procesos químicos que condicionan o afectan los resultados.

Los temas del bloque que hemos estudiado, referentes al cambio químico, la forma de analizarlo y sus múltiples aplicaciones, se pueden complementar con muchos otros. Para esto, les sugerimos dos opciones que pueden resultar interesantes para que, en equipo, investiguen y presenten sus resultados y conclusiones al resto del grupo.

Con la asesoría de su profesor orienten el trabajo para que uno o más equipos desarrollen temas relacionados con algunas transformaciones químicas que forman parte de las actividades principales de su región. Estas pueden ser las reacciones químicas que se llevan a cabo en la industria, las transformaciones artesanales para obtener diversos productos, la fabricación de alimentos típicos de la región, reacciones que tengan que ver con la contaminación o la polución de alguna región o procesos agrícolas en los que se apliquen reacciones químicas (fig. 3.50).

También es conveniente que organicen un equipo de cuatro o cinco integrantes, que tengan un cuaderno o bitácora para registrar toda la información que vayan procesando y la descripción de las etapas de su proyecto.

Es importante que decidan el tipo de proyecto que harán, ya sea **ciudadano**, para resolver problemas o generar acciones que beneficien a la sociedad o a su comunidad; **científico**, para profundizar en algún aspecto del conocimiento o explicar fenómenos importantes; o **tecnológico**, para construir un aparato, un sistema o proponer una técnica mediante los cuales se pueda resolver un problema práctico y concreto.

Recuerden que este proyecto de investigación es mucho más que solo encontrar algunos datos y copiarlos para compartirlos con sus compañeros. Requiere que investiguen en diversas fuentes para que validen y complementen la información, que la analicen a fondo, la comprendan, la resuman y la organicen para que sea clara para los demás y que diseñen una forma atractiva de presentarla; todo esto, con la cooperación y retroalimentación permanente de los miembros del equipo.

Así que prepárense para un reto de comprensión y comunicación. Con ganas y dedicación seguramente obtendrán un producto fabuloso.

Opción 1 ¿Cómo elaborar jabones?

Planeación

El tema de los jabones puede ampliarse también para averiguar sobre detergentes, champús y otros productos de limpieza (fig. 3.51). Para seleccionar la pregunta principal que guiará su investigación, es conveniente que en equipo reflexionen sobre este tema y busquen información. En este caso pueden encontrar desde reacciones caseras que incluso podrían aplicar como parte de un proyecto tecnológico, hasta complejos procesos industriales y muchos mecanismos de control de calidad para obtener productos comerciales muy elaborados.



Fig. 3.51. Los productos para el aseo ayudan a conservar la salud, por lo que se consideran de primera necesidad.

La pregunta principal en este caso habla específicamente de cómo elaborar jabones, así que no será suficiente con explicar qué es o cómo funciona uno de estos productos. Será importante concentrarse en el proceso de transformación con que se obtienen. Las siguientes preguntas pueden orientar el tema que elegirán. Contemplan la posibilidad de seleccionar un conjunto de ellas que les permita hacer una investigación y presentación completa:

- ¿Por qué limpia un jabón?
- ¿Desde qué época de la historia se usan jabones y cómo los fabricaban entonces?
- ¿Qué ingredientes y técnicas se necesitan para hacer un jabón casero? (Fig. 3.52)
- ¿Qué diferencias hay entre jabones, champús y detergentes?
- ¿Qué diferencias y similitudes existen entre los procesos caseros para hacer jabones y los grandes procesos industriales para hacer detergentes?
- ¿Qué características químicas hacen que funcione el jabón y cómo se lleva a cabo este proceso?
- ¿Qué diferencias hay entre los jabones neutros y los que tienen adicionado algún otro producto o aroma, como sábila, aceite de olivo, aguacate o crema? (Fig. 3.53)
- ¿Qué problemas pueden generar los jabones, detergentes o champús como contaminantes en la Naturaleza?

Actividad

Seleccionen las preguntas que abordarán en su investigación.

- En su cuaderno redacten la hipótesis para estas preguntas. Tomen en cuenta lo que aprendieron en este y los bloques anteriores.
- Comparen sus preguntas e hipótesis con las de compañeros de otros equipos, identifiquen si son claras y hagan sugerencias para mejorarlas.
- Pidan a su profesor que las lea y les haga comentarios.

En equipo y por medio de una lluvia de ideas acuerden las fuentes que son recomendables consultar.

- Luego discutan lo que cada miembro del equipo espera obtener del proyecto. Esto les ayudará a orientar su investigación.
- Decidan si desarrollarán un experimento para hacer jabones o solo explicarán cómo se elaboran.
- En un cronograma de actividades organicen los tiempos propuestos y entréguelo a su profesor.

Recuerden que como parte de la planeación de cualquier proyecto deben decidir el tipo de proyecto que realizarán y las actividades que desarrollarán para responder su pregunta principal y las que eligieron. Es importante también elaborar un cronograma en el que se estipulen las actividades que hará cada miembro del equipo y los tiempos que tendrán para cada una. No olviden revisarlo con su profesor y adecuarlo a los tiempos que él haya otorgado.

Desarrollo

La actividad principal de esta etapa es reunir información, consideren que deberán presentarla de manera clara y ordenada al profesor y buscar un mecanismo atractivo para mostrarla al resto del grupo.

El tema de la elaboración de jabones está ampliamente comentado en libros, revistas y en muchas direcciones de Internet, así que sería conveniente que asistieran a la biblioteca escolar o comunitaria y organizaran diversas sesiones de búsqueda.



Fig. 3.52. La materia prima esencial para hacer jabones es la grasa animal o vegetal. Averigüen qué cambio químico se le realiza para que pueda funcionar como jabón.

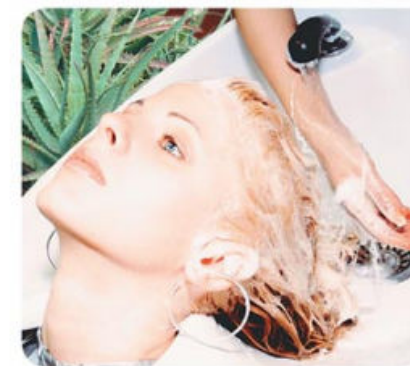


Fig. 3.53. La sábila es una planta a la que se le atribuyen diversas propiedades curativas. ¿Aportará alguna de ellas a un jabón?



Fig. 3.54. Un jabón casero puede hacerse con un proceso sencillo de laboratorio, pero debe cuidarse especialmente el tiempo de calentamiento de los reactivos y que el recipiente no se seque para que estos no se quemen.

Es importante que recuerden la precaución que deben tener sobre la consulta en Internet, pues hay mucha información útil, pero también hay muchos errores o datos incompletos. Consulten varias fuentes y comparen la información respectiva.

Recurran preferentemente a páginas de universidades, instituciones públicas u organismos nacionales e internacionales que tengan que ver con el tema. Aquí hay algunas sugerencias

- *Fabricación de jabón*, en: www.jpimentel.com/ciencias_experimentales/pagwebciencias/pagweb/la_ciencia_a_tu_alcance/Experiencias_quimica_fabricacion_de_jabon.htm (Fecha de consulta: 14 de noviembre de 2013).
- Ecolísima. Cómo hacer jabón casero con aceite usado, en: ecolisima.com/como-hacer-jabon-casero-con-aceite-usado/ (Fecha de consulta: 14 de noviembre de 2013).
- mi+d, Un lugar para la ciencia y la tecnología, Taller de Química-Materia, *Fabricación de jabón*, en: www.madrimasd.org/cienciaysociedad/taller/quimica/reacciones/fabricacion-jabon/default.asp (Fecha de consulta: 14 de noviembre de 2013).
- Los Átomos de Demócrito, *Cómo hacer un detergente*, 12 de agosto de 2007, en: labquimica.wordpress.com/2007/08/12/como-hacer-un-detergente/ (Fecha de consulta: 14 de noviembre de 2013).

Este proyecto ofrece la posibilidad de que consulten a gente que sepa cómo hacer jabón o a pequeñas o grandes empresas que se dediquen a ello, para que les compartan los pormenores y cuidados que hay que tener, pues no es fácil encontrar un proceso que resulte exitoso en las primeras experiencias.

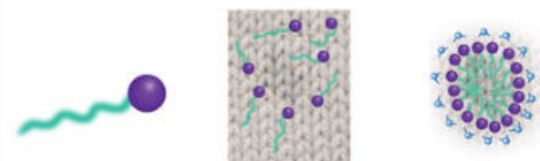


Fig. 3.55. El dibujo representa moléculas de jabón como bolitas moradas con colas verdes, que se han reunido en una zona con grasa en un tejido. Al final del proyecto deberán saber cómo funciona esto.

No olviden registrar la información, pueden utilizar fichas de trabajo para facilitar su procesamiento cuando se reúna el equipo. En este caso será importante que también tengan claro qué tipo de materiales y sustancias habrán de reunir para poder fabricar el jabón si su proyecto es de tipo tecnológico (fig. 3.54) y que tengan claras las reacciones químicas que se presentan en

este, así como los mecanismos con los que funciona un jabón, para que las representen de forma correcta y las expliquen en forma sencilla al grupo (fig. 3.55).

Comunicación

La presentación de los proyectos de los equipos que hayan optado por este tema podrá dividirse en dos o más sesiones: algunas podrán estar dedicadas a la presentación de las demostraciones experimentales, que deberán coordinar previamente con su profesor para que cuenten con todo lo necesario, y otras para mostrar los resultados.

Pueden optar por realizar presentaciones electrónicas, elaborar carteles con imágenes representativas del tema, hacer una revista ilustrada y comentarla, o incluso producir el jabón con materiales sencillos en casa de un miembro del equipo, grabar un video de cómo lo elaboraron y llevar el producto obtenido.

Actividad

- Organicen una sesión coordinada por su profesor en la que comenten qué tipo de presentación harán y si requerirán del espacio y los materiales adecuados para hacer las reacciones químicas correspondientes.
- Acuerden las fechas de presentación y el tiempo que dispondrán, para que el proceso resulte ordenado. Decidan qué entregarán al profesor como evidencia de su trabajo.

Evaluación

Como hemos mencionado en los proyectos de los bloques anteriores, es muy importante hacer una revisión detallada de cómo ocurrió el proceso. Esta evaluación debe hacerse de forma continua y permanente, pero podemos dividirla en diferentes fases:

- En el equipo, analicen el desempeño y el cumplimiento de cada miembro y propongan cómo se organizarán mejor para realizar trabajos más adelante.
- Con los diferentes equipos, comenten las exposiciones y demostraciones de los demás compañeros y sugieran mejoras para que las siguientes exposiciones sean más claras, completas y atractivas.
- Escuchen las sugerencias, explicaciones, correcciones y comentarios de su profesor y ténganlo en cuenta para cuando realicen las próximas investigaciones.



Fig. 3.56. La obesidad es uno de los problemas de salud más graves en México, pues genera males cardíacos, circulatorios y psiquiátricos, entre muchos más.

Opción 2: ¿De dónde obtiene energía el cuerpo humano?

La segunda opción para la investigación de fin de bloque es un complemento de lo que ya trabajamos como parte del contenido "Los alimentos y su aporte calórico". Al analizarlo, identificamos que los distintos alimentos contienen diferentes proporciones de proteínas, carbohidratos o azúcares, grasa o lípidos, vitaminas, sales minerales y agua, y que cada uno de estos conjuntos de sustancias lleva a cabo diferentes funciones en el organismo.

Revisamos también que el aporte calórico o energético que obtenemos de los alimentos se puede medir en kilocalorías (kcal) que antiguamente se representaban como Calorías, Cal, con mayúscula. En ambos casos la unidad se refiere a mil calorías, 1000 cal. Es importante que este aporte, indispensable para la supervivencia, se obtenga a partir de alimentos variados, para que además de la energía obtengamos también los nutrimentos necesarios para todas las funciones del organismo.

Para que no repitamos la información de ese tema, los equipos que seleccionen esta opción de investigación deberán darle enfoques más prácticos y sociales, por ello se sugiere que desarrollen proyectos de tipo ciudadano para comprender problemas relacionados con la alimentación y la nutrición y proponer posibles soluciones (figs. 3.56 y 3.57).

Planeación

Una vez que los equipos estén organizados, averigüen cuáles son los problemas relacionados con la nutrición y la alimentación, en particular con los aportes de energía. De esta forma podrán empezar a definir las características temáticas y de desarrollo de su proyecto y qué tipo de enfoque les gustaría darle.

De manera adicional, consideren que sería importante aprovechar esta investigación para tener una idea de los problemas de nutrición de su comunidad, e incluso poder compartir los resultados que obtengan con otras personas fuera de la escuela para contribuir a resolver situaciones relacionadas con este tema y que derivan en otras más graves que incluso pueden impedir que la gente siga su vida en forma normal.



Fig. 3.57. La globalización y los medios de comunicación nos permiten conocer y compartir diversas formas de alimentación, con muchas ventajas y desventajas.

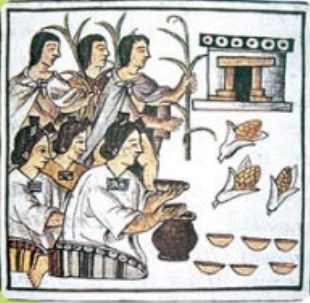


Fig. 3.58. Los hábitos de alimentación en nuestro país han cambiado desde la época prehispánica, lo cual ha tenido ventajas y desventajas.

A continuación se proponen algunas preguntas para que puedan orientar la selección de sus temas:

- ¿Cuáles alimentos son ricos en carbohidratos, grasa y proteínas?
- ¿De qué tipo de alimentos obtenemos la mayor cantidad de energía?
- ¿Qué diferencias tienen que haber entre la alimentación de una persona sedentaria y una que dedique mucho tiempo a hacer deporte?
- ¿Qué ventajas o desventajas presenta la alimentación típica y tradicional de México comparada con las de otros lugares? (Fig. 3.58)
- ¿Qué son la anorexia y la bulimia y qué se puede hacer cuando alguien las padece?
- ¿Qué factores predisponen a una persona a tener problemas de sobrepeso u obesidad y qué efecto producen en la gente que los padece?
- ¿Qué proporción de la población de nuestro país tiene problemas de desnutrición o de desórdenes alimentarios?
- ¿Qué conflictos puede ocasionar una alimentación basada en carbohidratos, grasas o proteínas en exceso?
- ¿Qué es la comida chatarra, qué tanto se consume, qué contenidos nutricionales tiene y cómo afecta su consumo a la salud? (fig. 3.59)
- ¿Qué es la diabetes, qué tipos de diabetes hay, qué problemas produce y cómo debe ser la alimentación de la gente que la padece?
- ¿Qué tipo de grasa hay en los alimentos? ¿Por qué se habla de grasas "buenas" o "malas" al referirse a los diferentes tipos de colesterol?
- ¿Qué factores tendríamos que considerar para diseñar un menú nutritivo adecuado a cada persona?
- ¿Qué es la leche materna y qué ventajas tiene el bebé que la consume?

Actividad

Después de analizar las preguntas anteriores, respondan en equipo.

- ¿Cuáles serán las preguntas que guiarán su investigación?
- ¿Qué tipo de información reunirán sobre los aspectos nutricionales de su comunidad?
- Propongan hipótesis sobre las respuestas que esperan.
- ¿Cómo contribuirá su proyecto a mejorar las condiciones alimenticias de la población de su comunidad?
- Indiquen las diferentes fuentes de información que consultarán: libros, revistas, páginas de Internet, encuestas con la población o entrevistas con especialistas.
- Presenten un calendario con las fechas para tener lista la información, la siguiente reunión, la elaboración del trabajo y la presentación en las fechas que el grupo haya decidido.
- Propongan la forma que prefieran presentar el resultado de su trabajo de investigación.

Desarrollo

En esta ocasión podrán encontrar mucha información sobre los temas de nutrición en libros de química, bioquímica, nutrición y en revistas especializadas o de divulgación de la ciencia que con frecuencia abordan temas relacionados con los alimentos. Esto es debido a la importancia que tienen en países como el nuestro, donde hay mucha gente con problemas para acceder a alimentos variados y a la vez, serios problemas de obesidad y sobrepeso.

Además deberán considerar la posibilidad de diseñar encuestas sobre los alimentos más consumidos en la comunidad, los tipos de alimentos disponibles o la cantidad de gente con problemas de desnutrición, bulimia, anorexia, sobrepeso y obesidad, para que las apliquen entre las personas que conocen y puedan hacer un diagnóstico de los conflictos más comunes que hay que enfrentar.



Fig. 3.59. Una dieta basada en este tipo de alimentos es un "pasaporte directo" a la obesidad, la malnutrición y las consecuencias que estos padecimientos provocan.

También hay gran cantidad de información en direcciones de Internet, pero deberán revisarlas con cuidado y comparar los datos que ofrecen para asegurarse de que son correctos y confiables. Para orientar el contenido de su investigación, aquí hay algunas páginas que podrían considerar:

- Organización Mundial de la Salud, 2013, *Nutrición*, en: www.who.int/topics/nutrition/es/ (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- Organización Mundial de la Salud, 2013, *Obesidad y sobrepeso*, en: www.who.int/mediacentre/factsheets/fs311/es/ (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- MedlinePlus, 2013, *Nutrición*, en: www.nlm.nih.gov/medlineplus/spanish/nutrition.html (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- La nutrición en México, en: revistas.bancomext.gob.mx/rce/sp/articleReader.jsp?id=6&idRevista=31 (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- ENSANUT, Encuesta Nacional de Salud y Nutrición 2012, en: ensanut.insp.mx/ (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- Anorexia y Bulimia, en: www.aula21.net/Nutriweb/anorexia.htm (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).

Actividad

Para este proyecto, una vez reunida la información, habrá que hacer un tratamiento específico para cada tipo de datos. Para hacerlo, organicen una sesión en la que el equipo realice las siguientes actividades:

- Organicen la información teórica sobre alimentos o problemas nutricionales a manera de resumen y resalten las frases que presentarán a sus compañeros con el mecanismo que elijan (fig. 3.60).
- Con los datos de las encuestas, organicen tablas para que la observación y análisis de estos se facilite.
- Realicen gráficas en las que se pueda apreciar la proporción de gente de acuerdo con las características que investigaron, como se ve en la figura 3.61.

Comunicación

Recuerden que una parte muy importante de los proyectos es la presentación de sus resultados. Pueden utilizar carteles, producir un audiovisual con alguna cámara de video o grabarlo utilizando un teléfono; también pueden hacer una presentación electrónica con imágenes y gráficas. No olviden pedir ayuda a su profesor para organizar las presentaciones de todos los equipos.

Este tema es de gran relevancia por lo que la decisión sobre el mecanismo para dar a conocer sus resultados y las sugerencias son muy importantes para que la comunidad los aproveche.

Evaluación

Como en cada proyecto, es importante dar seguimiento a todas las actividades realizadas, y analizar cómo mejorar u optimizar los resultados. Además, el profesor les hará comentarios y sugerencias sobre la información que le muestren y respecto a la presentación ante el grupo y la comunidad.

Finalmente, los diferentes equipos también darán su opinión sobre el trabajo de los demás y harán una evaluación de su propio desarrollo, para que todos aprovechen los aprendizajes sobre las formas de mejorar los proyectos. Con su profesor decidan el tipo de evaluación que realizarán de su desempeño en el proyecto, tomen en cuenta lo revisado en la sección "A evaluar" de las páginas 69 a 71.



Fig. 3.60. Para ilustrar la información que presenten, pueden emplear fotos de imágenes atractivas de alimentos sanos, como los que se ven en la foto.



Fig. 3.61. La presentación de los datos recopilados en gráficas ayuda a que se vean los resultados con más facilidad.

Evaluación del bloque 3

Escuela: _____

Nombre del alumno: _____

Grupo: _____ Fecha: _____

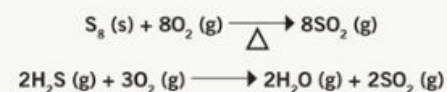
Preguntas

1. Lee y responde en tu cuaderno. Al terminar, con la guía de tu profesor, compara tus respuestas con las del resto del grupo.

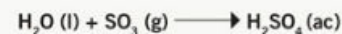
La sustancia más producida industrialmente

El ácido sulfúrico es la sustancia que se produce en mayor cantidad en las industrias químicas, pues por sus características y reactividad es empleado en infinidad de procesos de laboratorio y de otras industrias de transformación. Aunque hay varios mecanismos para obtenerlo, el principal, llamado proceso de contacto, consiste en lo siguiente:

- Para comenzar el proceso se requiere fabricar el gas dióxido de azufre (SO_2) que puede obtenerse por incineración de azufre puro, por la combustión de sulfuro de hidrógeno (H_2S) o por tostación o calentamiento intenso de sulfuros de diversos metales. Las primeras dos reacciones pueden representarse de esta manera:



- El dióxido de azufre es calentado a 500 o 600 °C junto al oxígeno, en presencia de un catalizador, que puede ser el metal platino (Pt) u óxido de vanadio (V_2O_5), para que se forme trióxido de azufre (SO_3).
- Finalmente, este trióxido de azufre se enfría a 100 °C y se disuelve en agua, con lo que ocurre un cambio químico y se forma el ácido sulfúrico (H_2SO_4), que se vende como disolución en agua con concentración del 96% aproximadamente.



El ácido sulfúrico debe manejarse con precaución, pues reacciona de manera muy fuerte con muchos materiales, entre ellos los compuestos orgánicos, como la sacarosa, formados principalmente por carbono.



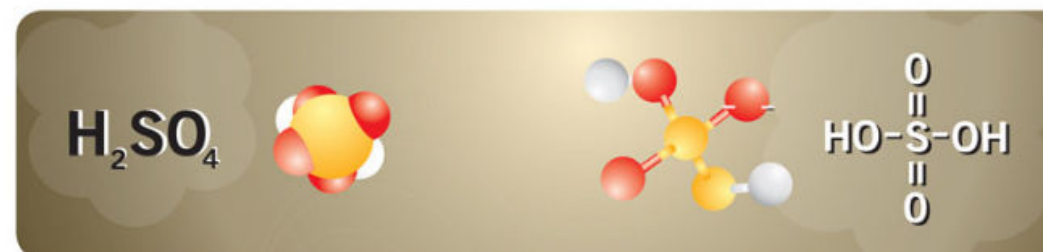
Cuando a una persona le cae una pequeña cantidad sobre la piel, para evitar la irritación o hasta una severa quemadura, debe enjuagarse con mucha agua, con la llave abierta para que fluya y lo arrastre. El problema de arrojar solo una pequeña cantidad de agua es que se corre el riesgo de que la quemadura sea mayor, pues la disolución del ácido sulfúrico en el agua es un proceso muy exotérmico.

Es muy importante que antes de manejar ácidos verifiquemos las medidas de seguridad necesarias al utilizarlos y así evitar accidentes.

- El azufre que participa en la primera reacción descrita (S_8) es una de las formas alotrópicas más comunes de este elemento cuyo número atómico es 16. La molécula forma un anillo de ocho átomos. ¿Qué tipo de enlaces se establecen entre ellos? Justifica tu respuesta con el modelo de Lewis del azufre.
- Observa la reacción que representa la incineración del azufre (S_8) e indica cuáles son los reactivos y cuáles los productos de esta reacción. ¿Cuáles de ellos son elementos y cuáles compuestos?
- Explica qué significan los símbolos (s), (g), \longrightarrow y Δ ?
- ¿Cumple esta reacción con la ley de conservación de la materia? ¿En qué tienes que fijarte para obtener esta respuesta?
- Haz un dibujo en tu cuaderno de la reacción de combustión del sulfuro de hidrógeno (H_2S) en el que representes los modelos de Lewis de las moléculas de cada una de las sustancias que participan en la reacción e indica cuántos átomos de cada elemento hay en los reactivos y cuántos en los productos.

Los valores de electronegatividad de los elementos que participan en las dos reacciones descritas son: hidrógeno: 2.1, oxígeno: 3.5, azufre: 2.5.

- Con estos datos, ¿cómo clasificarías a los enlaces químicos que se presentan en las moléculas de SO_2 , H_2O y H_2S ? ¿Por qué? ¿Cuál de ellos tiene mayor porcentaje de carácter iónico?
- Analiza la descripción de la segunda reacción del proceso para producir el trióxido de azufre y escribe la ecuación química que la representa. No olvides añadir lo necesario para que se cumpla la ley de conservación de la masa e indicar en el lugar correcto que se emplea un catalizador y que hay que calentar.
- Observa la representación de la molécula de ácido sulfúrico que aparece a continuación y explica qué tipos de enlaces se presentan entre el azufre y los distintos átomos de oxígeno.



- ¿Qué masa de ácido sulfúrico requerirías para poder tener 2 moles de este compuesto? Considera que las masas atómicas son $\text{H} = 1 \text{ g/mol}$, $\text{S} = 32 \text{ g/mol}$ y $\text{O} = 16 \text{ g/mol}$.
- La reacción final del proceso se produce cuando el trióxido de azufre se disuelve en agua. ¿Por qué en este caso esta disolución es un cambio químico y no un cambio físico como cuando se disuelven la sal o el azúcar?
- Si quisieras obtener cinco moles de ácido sulfúrico con esa misma reacción, ¿cuántas moles de agua y cuántas moles de trióxido de azufre necesitarías? ¿Qué masas representan esas cantidades para cada sustancia?
- Cuando el azúcar común o sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) se trata con ácido sulfúrico se genera mucho calor y la sacarosa se descompone químicamente para formar un bloque de carbón y agua. La reacción libera mucho calor, parte del ácido se evapora junto con el agua y otra parte se descompone en dióxido y trióxido de azufre que también se liberan como gases. Si sometes 50 g de sacarosa a este tratamiento, ¿qué masa de carbón recuperarías al terminar la reacción? Para que puedas responder, recuerda que las masas molares de los elementos que participan son: $\text{H} = 1 \text{ g/mol}$, $\text{C} = 12 \text{ g/mol}$ y $\text{O} = 16 \text{ g/mol}$.

2. Lee y responde.

El formaldehído



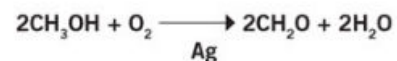
Cuando se quiere conservar los restos de algún ser vivo y retardar su descomposición, se le puede sumergir en una disolución que se llama formol y que está formada por un compuesto llamado formaldehído disuelto al diez por ciento en volumen en agua. La molécula de formaldehído está formada por un átomo de carbono, uno de oxígeno y dos de hidrógeno.

Esta disolución se integra a los tejidos del organismo y evita el desarrollo de microorganismos. El espécimen se debe conservar en un recipiente cerrado y sellado, para que no se evapore la disolución, pues si se seca los tejidos quedarían expuestos al oxígeno del aire, que también provocaría su descomposición.

En universidades, museos y hasta en algunos laboratorios escolares se pueden apreciar las características de algunos animales que ya murieron y que de otra manera ya se hubieran descompuesto y reintegrado sus elementos a los ciclos de la Naturaleza.

Esta técnica resulta adecuada para conservar orugas y gusanos, moluscos, peces, anfibios, reptiles y hasta algunos pequeños mamíferos.

- El formaldehído se forma con carbono, $Z = 6$, hidrógeno, $Z = 1$, y oxígeno, $Z = 8$. Deduce cuántos electrones de valencia tiene cada uno de estos elementos y plantea el modelo de representación de Lewis de cada uno de ellos.
- Propón cómo es la estructura de la molécula del formaldehído e indica qué tipo de enlaces se presentan entre los elementos que la forman.
- El formaldehído es un compuesto soluble en agua. Piensa en los tipos de enlaces de ambos compuestos y en las características que tiene el agua y justifica por qué es posible esta solubilidad.
- ¿Cuál es la masa molecular del formaldehído? Recuerda que la masa atómica del carbono es 12 g/mol, la del oxígeno es 16 g/mol y la del hidrógeno es 1 g/mol.
- ¿A qué cantidad de moles corresponden 200 g de formol? ¿Cuántas moléculas hay en esa cantidad de sustancia? ¿Y cuántos átomos?
- El formaldehído se puede obtener mediante la reacción del alcohol más sencillo, llamado metanol (CH_3OH) con el oxígeno del aire, en presencia de plata metálica que actúa como catalizador. La reacción se representa de la siguiente forma:



Si comenzaras la reacción con 300 g de metanol, ¿qué masa de oxígeno necesitarías? ¿Cuántos gramos de formaldehído y cuántos de agua podrías obtener?

- Transforma los datos a moles, para que puedas hacer los cálculos adecuados.

3. Analiza y responde. Compara tus respuestas con las del resto del grupo y, con la guía de tu profesor, obtén conclusiones.

Una alimentación acorde con el estilo de vida

Miguel y Martín son hermanos y aunque viven en la misma casa con sus padres, van en la misma escuela y disponen de los mismos recursos y oportunidades, llevan un estilo de vida muy diferente.

Miguel, de diecisiete años, mide 1.72 m, pesa 67 kg. Su afición es dedicar algunas horas cada tarde a entrenar natación y siempre que puede, sale a jugar fútbol o algún otro deporte en equipo con sus amigos. También ve la televisión y le gusta leer, pero le dedica menos horas a la semana a estas actividades que al deporte.

Por su parte, Martín tiene quince años y ya alcanzó la misma estatura que Miguel, pero pesa 86 kg. A él no le gusta hacer deporte y prefiere dedicar su tiempo libre a leer, ver la televisión o practicar la guitarra, que es su afición favorita.

La alimentación de ambos es muy similar, al menos con respecto al desayuno, la comida y la cena, pero Martín disfruta comprar papas y pastelitos para comer en los recreos de la escuela o mientras hace la tarea. Miguel también disfruta esas golosinas, pero las consume con menos frecuencia.

Ambos conocen las ventajas del deporte y los daños a la salud que ocasionan los malos hábitos alimenticios. También ambos están conscientes de que debe haber un balance entre la actividad física, las actividades culturales y la diversión.



- ¿Están Miguel y Martín en el rango de peso adecuado? Para responder, necesitas aplicar el índice de masa corporal:

$$\text{IMC} = \text{masa corporal (en kg)} / \text{estatura}^2 \text{ (en m}^2\text{)}$$

- Si los hermanos no están en su rango de peso ideal, ¿cuál sería el peso adecuado para cada uno?
- ¿Cuántas calorías requiere cada uno de los hermanos como mínimo para que su cuerpo funcione? Para ello, la Tasa de Metabolismo Basal para los hombres es:

$$\text{TMB} = 66 + (13.7 \times \text{peso en kg}) + (5 \times \text{altura en cm}) - (6.8 \times \text{edad})$$

- ¿Qué factores tendría que considerar cada uno de los hermanos para complementar las calorías de la TMB, que solo marca el requerimiento energético mínimo para que el cuerpo sobreviva?
- ¿Qué tipo de alimentos le sugerirías a cada uno de ellos incluir en su dieta? ¿Por qué?
- ¿Qué recomendaciones podrías hacerle a Martín sobre el tipo de alimentos que le gusta comer en los recreos o a media tarde? Escribe un pequeño texto sobre este tipo de productos, sus contenidos energéticos y la frecuencia con la que sería conveniente comerlos.
- ¿Consideras que las actividades que Miguel y Martín realizan son dañinas para su salud? ¿Por qué?
- ¿En qué medida deberían realizar las actividades deportivas y culturales para estar más saludables?

La formación de nuevos materiales

Bloque 4

Hasta el momento hemos mostrado una gran cantidad de información sobre los cambios químicos, pero para conocerlos a fondo es necesario analizar muchísima información más.

En la vida cotidiana, en la Naturaleza, en la investigación y en la industria, continuamente se llevan a cabo cambios químicos. Además de identificar aquellos que liberan o consumen energía, hay otras formas de clasificarlos. Existen, por ejemplo, conjuntos de sustancias llamados *ácidos* y *bases* que son los protagonistas de muchas reacciones químicas con procesos que podemos analizar en conjunto, pues tienen muchas cosas en común. Otro gran conjunto de cambios químicos es el intercambio de electrones entre las sustancias mediante el cual estas se transforman. Estos procesos, llamados de *óxido-reducción* o *redox*, también tienen principios que permiten que los estudiemos en conjunto.

Los dos tipos de cambios químicos mencionados: reacciones entre ácidos y bases y procesos de *óxido-reducción*, serán la base de lo que aprenderemos en este bloque. Es posible que identifiquen entre ellos muchos cambios que habían observado y no podían explicar. ¡Ojalá disfruten la oportunidad de comprenderlos!

Aprendizajes esperados

- Identifica ácidos y bases en materiales de uso cotidiano.
- Identifica la formación de nuevas sustancias en reacciones ácido-base sencillas.
- Explica las propiedades de los ácidos y las bases de acuerdo con el modelo de Arrhenius.
- Identifica la acidez de algunos alimentos o de aquellos que la provocan.
- Identifica las propiedades de las sustancias que neutralizan la acidez estomacal.
- Analiza 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.
- Identifica el cambio químico en algunos ejemplos de reacciones de *óxido-reducción* en actividades experimentales y en su entorno.
- Relaciona el número de oxidación de algunos elementos con su ubicación en la tabla periódica.
- Analiza los procesos de transferencia de electrones en algunas reacciones sencillas de *óxido-reducción* en la vida diaria y en la industria.
- Propone preguntas y alternativas de solución a situaciones problemáticas planteadas, con el fin de tomar decisiones relacionadas con el desarrollo sustentable.
- Sistematiza la información de su 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.
- Comunica los resultados de su proyecto de diversas formas, proponiendo alternativas de solución relacionadas con las reacciones químicas involucradas.
- Evalúa procesos y productos de su proyecto considerando su eficacia, viabilidad e implicaciones en el ambiente.

Es fácil apreciar que un metal se oxidó, pues se modifican las propiedades de su superficie, pero no es fácil distinguir que el oxígeno causó ese proceso en el que recibió electrones del metal.



Importancia de los ácidos y las bases en la vida cotidiana y en la industria



Fig. 4.1. No solo la genética determina el color de las flores. Las hortensias rosas crecen en el suelo calizo, que es ligeramente básico, mientras que las azules provienen de un suelo con ligera acidez. Si la tierra tiene un exceso de alcalinidad o basicidad, las flores serán blanco-verdosas.

Propiedades y representación de ácidos y bases

Uno de los factores que puede modificar el crecimiento de las plantas es la composición del suelo y no solo por los nutrimentos que aporta, sino también por otros materiales presentes. Entre ellos se encuentran las sustancias llamadas ácidos y sus contrarios, las bases.

Algunos árboles frutales, como los manzanos, ciruelos y naranjos, al igual que algunas plantas con flores, como las azaleas y camelias, solo crecen en terrenos ácidos, mientras que el frijol, la cebolla, la alfalfa y el chícharo necesitan suelos ligeramente básicos. Los agricultores pueden modificar esta característica al añadir un poco de cal para neutralizar la acidez o agregar estiércol para favorecerla.

Otros ejemplos comunes de estos fenómenos son los colores de algunas flores, que pueden variar al cambiar la acidez del suelo en poco tiempo (fig. 4.1).

- ¿Qué propiedades consideran que se deben analizar para clasificar a los materiales que nos rodean?
- ¿Qué diferencias y similitudes hay entre mezclar dos materiales o reunirlos para formar un compuesto químico diferente?
- ¿Cómo explicarían las propiedades de los ácidos y las bases?

Cambios químicos comunes: las confusiones entre palabras

Las palabras "óxido" y "ácido", que pertenecen al mundo de la química, son también parte del lenguaje cotidiano, pues diversos fenómenos comunes se relacionan con ellas. Por ejemplo, los metales pueden oxidarse, lo cual modifica sus propiedades.

Por otro lado, es posible identificar algunos sabores como "ácidos" o considerar que las sustancias ácidas son materiales peligrosos cuyo contacto nos puede ocasionar quemaduras severas. Un ejemplo común sería una rebanada de piña con chile piquín y limón, una combinación de ácidos que pocos estómagos resisten.

Estos conocimientos que se obtienen con la experiencia cotidiana pueden resultar confusos o no estar bien fundamentados, así que es conveniente complementarlos y aclararlos con las ideas y conceptos generados por la ciencia, en particular por la química. Primero deben saber que a los compuestos básicos, que se consideran opuestos a los ácidos, también se les llama álcalis.

Muchos fenómenos que ocurren entre los ácidos y las bases así como los relacionados con la oxidación y la reducción, se han identificado entre los tipos de procesos químicos más comunes y se conocen desde la Antigüedad. Su estudio formal y la búsqueda de modelos para explicarlos y comprenderlos empezó a finales del siglo XVIII. Hasta entonces, no había una forma clara de distinguirlos. En estas páginas se describirán y ejemplificarán algunos de ellos.

Su procedencia etimológica nos deja claro que era difícil distinguirlos:

- Ácido: del latín *acidus*, que tiene sabor agrio, como el vinagre.
- Óxido: del griego *oxus* (ὄξύς), que quiere decir precisamente ácido.

Hasta la época de Lavoisier se le solía llamar ácidos a muchos reactivos y productos químicos, sin diferenciarlos de manera formal por sus características. De hecho, este investigador asignó el nombre al oxígeno al creer que estaba en todos los ácidos. De hecho, etimológicamente oxígeno significa "generador de ácidos".

Poco a poco se fueron descubriendo las diferencias y similitudes entre los ácidos y el oxígeno hasta hacer una distinción basada en las propiedades físicas de las sustancias y las partículas que participan en las reacciones químicas.

Los fenómenos de "ácido-base" y de "óxido-reducción" suceden independientemente pero en ocasiones pueden presentarse combinados. Ambos cumplen las leyes esenciales de las reacciones descritas hasta ahora.

El conocimiento adquirido sobre ellos ha permitido la producción de muchas sustancias nuevas que se han ido integrando a la lista de productos que permiten diseñar un mundo más cómodo y práctico, con opciones para todas las actividades que llevamos a cabo.

Ácidos y bases importantes en nuestra vida cotidiana

Aun sin tener las nociones actuales de elementos y compuestos, desde hace siglos se empezaron a clasificar materiales comunes de acuerdo con sus propiedades. Entre los grupos formados destacaban dos por la relación que se establecía entre ellos:

Ácidos	Álcalis o bases
Sustancias solubles en agua de sabor agrio. Se encuentran en muchas frutas y en productos de fermentaciones, como el vinagre y el yogur.	Sustancias solubles en agua de sabor amargo. Se forman al disolver en agua cenizas vegetales o minerales como la cal (CaO, óxido de calcio) y los carbonatos.
El contacto con metales generalmente facilita su oxidación y se libera hidrógeno.	Producen sensación jabonosa al tacto, pues facilitan la disolución y ruptura de grasas.
Hacen que el colorante tornasol se ponga rojo.	Hacen que el colorante tornasol se ponga azul.
Cuando ácidos y bases se ponen en contacto reaccionan entre ellos y pierden sus propiedades típicas, es decir, se neutralizan.	

El tornasol que se menciona en la tabla 4.1 es un colorante que originalmente se extraía de ciertos líquenes, sobre todo de los géneros *Roccella* y *Parmelia*. Posteriormente se identificó de forma abundante en una hierba anual de color verde blanquecino a la que se nombró tornasol. Sus hojas, esparcidas por el tallo, son de forma triangular y están sostenidas por largos rabitos. Su fruto se forma con tres coquitos verrugosos, cubiertos de pequeñas escamas (fig. 4.2). Antiguamente se empleaba en la industria textil para teñir lana y seda. De esta planta se saca un jugo lechoso que contiene el colorante, que puede ser azul o rojo, según predomine la alcalinidad o la acidez.

Glosario

liquen. Algas y hongos que se asocian de manera simbiótica y que crecen en los árboles y en las rocas de zonas boscosas y húmedas.



Fig. 4.2. La planta tornasol se cria en viñedos y florece durante todo el verano.



Fig. 4.3. El colorante que contiene la col morada se llama cianidina, y su fórmula es $C_{15}H_{11}O_6$.

Muchos productos vegetales como el tornasol pueden ser empleados como indicadores de ácidos y bases, pues modifican su color de acuerdo con la presencia y concentración de las sustancias de este tipo. Uno de ellos es el pigmento de la col morada que se consigue en el mercado (fig. 4.3). A diferencia del tornasol, que toma solo dos colores, el colorante de la col forma toda una escala de tonos, pues los ácidos y las bases, de acuerdo con su concentración, también producen disoluciones acuosas con efectos ácidos o básicos más o menos intensos.

Actividad

De forma individual, realicen lo que se pide y revísenlo en grupo con la guía de su profesor.

- En la vida diaria utilizamos productos con características ácidas o básicas. A pesar de que las bases son difíciles de reconocer, es probable que puedan clasificar materiales en ácidos y bases. En su cuaderno escriban una lista de diez productos que se empleen en el hogar y clasifíquenlos en ácidos y bases.
- Comparen su lista con otros equipos y discutan sobre cada clasificación.

Actividad experimental Un indicador ácido-base sorprendente

Propósito: Extraer colorante de la col morada y emplearlo como indicador para distinguir sustancias con diferente acidez o alcalinidad.

Materiales

- Mortero con mano o recipiente para machacar
- 20 tiras de papel filtro o papel absorbente de 4 x 1 cm
- Pipeta
- 10 tubos de ensayo etiquetados del 1 al 10
- Gradilla
- Gotero
- Dos hojas de col morada
- 30 ml de etanol
- 2 ml de cada una de estas disoluciones: 1) ácido clorhídrico al 10%, 2) vinagre de manzana, 3) jugo de limón, 4) agua mineral con gas, 5) agua de la llave, 6) disolución de bicarbonato de sodio, 7) disolución de detergente o limpiavidrios con amoníaco, 8) disolución de limpiador de hornos, 9) disolución de vitamina C efervescente, y 10) disolución al 1% de hidróxido de sodio (NaOH).

Desarrollo

Antes de comenzar, discutan con su profesor sobre los cuidados que deben tener al manejar las sustancias con las que trabajarán, sobre todo los ácidos.

- Partan las hojas de col en trozos y macháquenlas en el mortero con un poco de alcohol hasta obtener una disolución muy concentrada. De esta forma extraerán el colorante.
- Numeren los tubos y coloquen 2 ml de cada una de las mezclas que se analizarán.
- A cada uno de los tubos añádanle cinco gotas del extracto alcohólico de la col.
- Observen y anoten el color que toma (fig. 4.4). Pueden hacer dibujos de lo observado.
- Combinen algunas de las disoluciones y observen lo que ocurre con los colores.
- Con el extracto sobrante impregnen al menos 20 tiras de papel filtro y permitan que se sequen, después las pueden emplear como papel indicador para otras muestras.

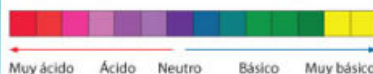


Fig. 4.4. Esta clave les ayudará a identificar el nivel de acidez o basicidad de sus disoluciones.

Antes de desechar los líquidos empleados, con la ayuda del profesor verifiquen que están neutros. Si no es así, neutralicen los ácidos con $NaHCO_3$ y las bases con vinagre.

Conclusiones

Anoten detalladamente todas las observaciones en su cuaderno y en equipo analicen los resultados y respondan:

- Observen la figura 4.4 de la página anterior, en la que aparecen los colores aproximados que toma la cianidina desde el extremo más ácido hasta el más básico, e identifiquen en qué parte de esta escala de colores quedaría cada una de las muestras analizadas.
- En una tabla ordenen las sustancias analizadas de la más ácida a la más básica.
- Con la asesoría de su profesor obtengan conclusiones acerca de esta actividad y sobre la presencia de ácidos y bases en productos de uso cotidiano.



Fig. 4.5. Las bebidas con gas son ligeramente ácidas, pues burbujean a presión con dióxido de carbono que genera ácido carbónico en el agua.

Generación de ácidos y bases

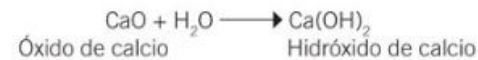
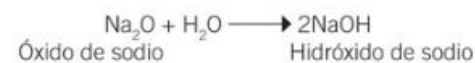
Los ácidos y las bases están ampliamente repartidos en nuestro planeta. Todos ellos se presentan en fenómenos que se desarrollan en disoluciones acuosas y es precisamente al reaccionar con agua como se forman también algunos de estos compuestos. Analicémoslo.

- Cuando se disuelven en agua los **óxidos de no metales**, como el dióxido de carbono (CO_2) o el trióxido de azufre (SO_3) se forman ácidos (fig. 4.5):



Podemos encontrar muchos ejemplos de reacciones como estas, uno de ellos son los refrescos (fig. 4.5), o cuando los óxidos de nitrógeno, azufre y carbono, contaminantes atmosféricos que se generan durante muchas combustiones, forman ácidos al reaccionar con el agua contenida en las nubes y, al precipitar, generan la lluvia ácida.

- Por otro lado, los **óxidos de los metales**, al disolverse en agua forman a los hidróxidos, los principales representantes de las bases:



El óxido de calcio (CaO) es la cal viva y se forma cuando se calcinan las piedras calizas de carbonato de calcio ($CaCO_3$). Cuando se mezcla con agua se hace una reacción exotérmica, para formar el hidróxido de calcio ($Ca(OH)_2$) o cal apagada.

Desde la antigua Roma la cal se emplea para hacer una mezcla como pegamento o recubrimiento para construcción. En México tiene un uso muy distinto: la nixtamalización (fig. 4.6), método ancestral para preparar masa de maíz y tortillas, que consiste en cocer el maíz en agua con cal. El proceso ancestral de nixtamalización permite obtener una masa flexible y duradera y se sigue haciendo de forma casera, pero también se efectúa en grandes industrias que procesan toneladas de maíz.



Fig. 4.6. La palabra *nixtamalización* proviene del náhuatl *nextli*, o cenizas de cal, y *tamalli*, masa de maíz cocido.



Fig. 4.7. Los vapores del ácido clorhídrico son altamente tóxicos, deben manejarse con cuidado. Si este ácido toca la piel hay que lavarse con abundante agua corriente.

Actividad

En equipos de tres o cuatro integrantes, comenten y respondan.

- De acuerdo con el sabor del jugo de naranja, ¿qué piensan que contiene, ácidos o bases? ¿Cómo lo comprobarían?
- Cuando a una disolución de sal de mesa (cloruro de sodio, (NaCl)) se le añade colorante de la col, se mantiene el tono morado original de la mezcla. ¿Cómo catalogarían a la sal, como ácido o como base?
- ¿Cómo explicarían que algunos detergentes y limpiadores de pisos contienen hidróxido de amonio y que los limpiadores de hornos son una pasta con hidróxido de sodio? Piensen en las propiedades de los ácidos y las bases y en sus resultados del apartado "Actividad experimental" de la página anterior.

Neutralización

Una característica de los ácidos y las bases detectada desde épocas remotas es la capacidad de anular sus efectos y propiedades entre ellos. Cuando un ácido y una base se encuentran se lleva a cabo una reacción química cuyos productos ya no se comportan como los reactivos originales. La reacción más sencilla con la que podemos ejemplificar este proceso es la que se realiza entre uno de los ácidos y una de las bases más utilizados en laboratorios e industrias: el ácido clorhídrico (HCl) y el hidróxido de sodio (NaOH).

Ambos productos deben ser manejados con cuidado, pues son peligrosos. El ácido clorhídrico concentrado es una disolución acuosa al 37% en masa; desprende vapores muy irritantes y, si se ingiere, produce una severa quemadura en la garganta y el esófago (fig. 4.7).

El hidróxido de sodio viene en forma de lentejas o escamas sólidas que se sienten como jabón debido a que rompe la grasa y otros compuestos de la piel y la desecha poco a poco, generando irritación y heridas. Jamás debe probarse ni beberse (fig. 4.8).



Fig. 4.8. Si tocas el hidróxido de sodio o sus disoluciones concentradas, también debes enjuagarte inmediatamente con abundante agua corriente.

La reacción entre el HCl y el NaOH es exotérmica, es decir, libera energía. Sus productos son dos sustancias muy comunes y, a diferencia de los reactivos, estas no son peligrosas: una es la sal, en este caso cloruro de sodio, y la otra es el agua, como pueden ver en la ecuación:



A este proceso de reacción entre ácidos y bases se le llama **neutralización**, y se obtienen como productos agua y una sal. Veamos algunos ejemplos:



El nitrato del calcio ($\text{Ca(NO}_3)_2$) se emplea como fertilizante, pues aporta iones de calcio y nitrógeno necesarios para las plantas, en formas químicas que estas pueden asimilar:



El sulfato de bario es una sal poco soluble en agua que se emplea para hacer radiografías del aparato digestivo, se le da al paciente en suspensión y se toma la placa mientras el líquido recorre los órganos. Funciona como "contraste" pues rebota a las radiaciones.

Además de los ejemplos anteriores, a partir de los ácidos y las bases se pueden generar productos que tienen diferentes aplicaciones en campos como la agricultura, la salud, los aditivos alimentarios y la industria de los colorantes.

En conjunto, estos productos ayudan a que nuestras actividades cotidianas sean más cómodas. Pero las aplicaciones tecnológicas se deben desarrollar y aplicar con conciencia social, además de valorar sus impactos sobre el ambiente y la salud, antes de pensar en las ganancias económicas.

Modelo de ácidos y bases: modelo de Arrhenius

Ahora profundicemos un poco en la explicación que los químicos dan a los fenómenos que ocurren entre los ácidos y las bases.

Svante Arrhenius se dio cuenta de que los ácidos y las bases eran **electrolitos**, es decir, sustancias que al disolverse en agua son capaces de conducir la corriente eléctrica.

Fue el primero en proponer que, tanto estos compuestos como las sales, se disocian o separan en iones al contacto con el agua; estas partículas se mueven libremente por el líquido y son los "portadores" de carga que cierran los circuitos eléctricos. Con el análisis de diversos ácidos y bases, llegó a esta conclusión sobre su naturaleza química:

- Ácido: sustancia que al disolverse en agua se disocia liberando un catión (H^+), un protón, y un anión.
- Base: sustancia que al disolverse en agua se disocia liberando un anión (OH^-), llamado ión hidróxido, hidroxilo u oxhidrilo, y un catión.

Estas disociaciones se expresan de esta manera en ecuaciones (fig. 4.9):



Algunos ácidos tienen más de un ion H^+ , y algunas bases tienen más de un ion OH^- , así que pueden disociarse "en etapas":

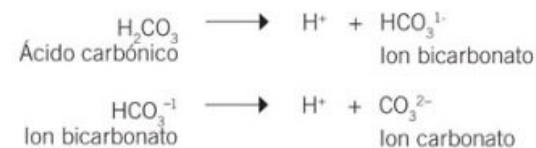


Fig. 4.9. Los iones en disolución acuosa son rodeados por moléculas de agua gracias a su polaridad o reparto desigual de carga.

El bicarbonato de sodio (NaHCO_3) es un compuesto químico que puede comprarse en farmacias y supermercados. Se emplea para hacer enjuagues bucales, como desodorante en el refrigerador y en el bote de basura, como auxiliar de limpieza para disolver grasas y manchas, entre otras cosas.

Aunque tiene a los iones Na^+ , H^+ y CO_3^{2-} no se comporta como ácido, sino que sus disoluciones son ligeramente básicas o alcalinas. Incluso es neutralizado por los ácidos y genera efervescencia por la producción de dióxido de carbono (CO_2). Esto parece no coincidir con el modelo de Arrhenius; sin embargo, con algunas explicaciones complementarias se logró un modelo más amplio, como veremos más adelante.

Algunas consideraciones al modelo de Arrhenius

A medida que se acumuló experiencia en el manejo de ácidos y bases se empezaron a detectar algunos casos de compuestos que parecían no corresponder a las explicaciones del modelo de Arrhenius. Un ejemplo es el del bicarbonato de sodio (NaHCO_3), que no contiene iones OH^- y sin embargo se comporta como una base.

Una explicación complementaria, dada principalmente por el químico danés Johannes Nicolaus Brønsted (1879-1947) y por el químico británico Thomas M. Lowry (1847-1936), aclaró y completó el modelo. La propuesta indica que los ácidos y las bases pueden reaccionar con el agua, como se ve en estos ejemplos (fig. 4.10).

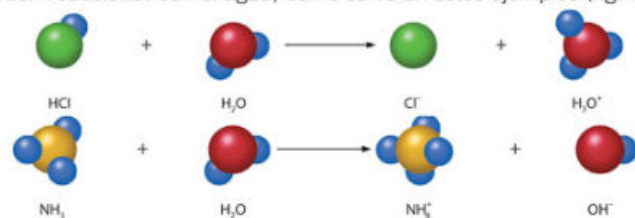


Fig. 4.10. El ácido clorhídrico y el amoníaco manifiestan sus características ácidas y básicas, respectivamente, al contacto con el agua.

El ácido clorhídrico (HCl) de la primera reacción se genera cuando el gas cloruro de hidrógeno, que tiene un enlace covalente, reacciona con el agua y forma un ion compuesto, el H_3O^+ , que se llama ion hidronio y que en la propuesta de Arrhenius correspondía al H^+ .

En la segunda reacción se representa a una típica base que no tiene ion hidróxido, el amoníaco (NH_3). Al reaccionar con el agua, el ion H^+ es atraído por el par de electrones libres del nitrógeno y se forma el ion amonio al dejar libre también al anión OH^- , responsable de que la disolución se comporte como una base.

La presencia de iones en disoluciones de compuestos que se disocian, como los ácidos, bases y sales, puede demostrarse con un aparato como los que armamos anteriormente con pilas y focos. En la "Actividad experimental", construirán un aparato con el que podrán incluso comparar la conductividad de dos disoluciones a la vez.

Actividad experimental Los electrolitos

Propósito: Armar un aparato para detectar la conductividad eléctrica de dos disoluciones a la vez.

Materiales

a) Para el detector:

- Una tabla de madera de 30 cm x 10 cm cortada como se ve en la figura 4.11
- 1 m de cable doble para electricidad con conexión para enchufe en un extremo
- 3 interruptores
- 1 base con 1 foco de 100 watts
- 4 láminas delgadas de cobre de 2 cm x 10 cm
- Tornillos para fijar todas las piezas a la tabla, cinta de aislar, tijeras y desarmador

b) Para el experimento:

- 300 ml de HCl (diluyan el ácido concentrado a la décima parte)
- 160 ml de vinagre blanco (disolución al 10% de ácido acético, CH_3COOH)
- 4 vasos de precipitados de 250 ml o vasos de vidrio similares
- 1 probeta de 100 ml y 1 pipeta o probeta de 10 ml
- Tiras de papel impregnadas con colorante de col
- Otros ácidos y bases en disolución



Fig. 4.11. El aparato resulta mejor si la tabla tiene el grosor suficiente para que puedan fijar las láminas con tornillos.

Desarrollo

- Pregunten a su profesor las medidas de seguridad necesarias para realizar esta actividad e interpreten con su ayuda el circuito.
- Armen el aparato de acuerdo con la figura 4.11. Para que identifiquen cómo se deben conectar los alambres, observen el diagrama de la figura 4.12.
- Cuando el aparato esté armado, coloquen en un vaso de precipitados de 250 ml, 150 ml de agua, y en otro, 150 ml de la disolución de HCl.
- Con los interruptores del aparato apagados, pongan los electrodos o láminas de cobre de un lado en el primer vaso y los del otro lado en el segundo vaso. Enciendan el interruptor general.
- Prendan y apaguen el interruptor 1 y anoten lo que pasa. Repitan con el interruptor 2.
- De acuerdo con la tabla 4.2 cambien las disoluciones de los vasos y comparen la forma en la que enciende el foco en cada caso. **Apaguen, desconecten y enjuaguen las láminas en cada cambio.** Identifiquen la acidez de las disoluciones introduciendo las tiras de papel con extracto de col y revisen la escala de colores del experimento de la página 206.
- Realicen las combinaciones que decidan con otras disoluciones optativas.

Tabla 4.2. Disoluciones para el experimento	
Vaso 1	Vaso 2
150 ml de agua	150 ml de agua destilada
150 ml de vinagre	150 ml de vinagre
150 ml de HCl (1:10)	150 ml de vinagre
50 ml de HCl (1:10) + 100 ml H ₂ O	150 ml de vinagre
15 ml de HCl (1:10) + 135 ml H ₂ O	150 ml de vinagre

Antes de desechar las disoluciones ácidas neutralícenlas con NaHCO_3 .

Conclusiones

Comenten y respondan en grupo, con la guía de su profesor:

- ¿Por qué el foco enciende en unos casos y en otros no?
- ¿Qué relación existe entre la intensidad de la luz del foco y la dilución del ácido clorhídrico? ¿A qué se debe?
- Consideren que el vinagre, disolución de ácido acético al 10%, contiene 10 g de este material en cada 100 ml. El ácido clorhídrico comercial diluido 1:10 contiene 3.5 g en 100 ml. Calculen las masas moleculares de ambos compuestos y a cuántas moles corresponden en cada caso. ¿De cuál de los dos hay más moles?
- Las moléculas de los ácidos fuertes se disocian completamente en agua, pero los débiles, solo disocian algunas de sus moléculas, por tanto, las concentraciones iguales conducen menos la corriente. De acuerdo con sus resultados, ¿qué ácido es más fuerte, el clorhídrico o el acético?

La medición de la acidez y la basicidad: la escala de pH

Ya hemos explicado que la acidez o basicidad de una disolución depende de la presencia de iones H^+ (o H_3O^+) y OH^- , que pueden quedar sueltos en diferentes proporciones (fig. 4.13).

- En las disoluciones ácidas hay más iones H^+ que iones OH^- . Se pueden formar con sustancias que liberen directamente H^+ o con sustancias que capten OH^- del agua.

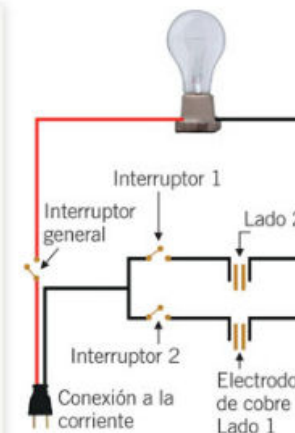


Fig. 4.12. Recuerda que no deben tocar ningún alambre, tornillo o disolución cuando el aparato esté conectado, pues están conduciendo la corriente como cualquier aparato y es peligroso.



Fig. 4.13. El agua dulce y el agua potable no son ni ácidas ni alcalinas, pero contienen iones libres, tanto el H^+ , el OH^- y los aniones y cationes de las sales del suelo que se disuelven.

- En las disoluciones neutras, como el agua pura, hay la misma cantidad de iones H^+ que de iones OH^- .
- En las disoluciones básicas hay más iones OH^- que iones H^+ . Se pueden formar con sustancias que liberen al ion OH^- o con sustancias que capten H^+ del agua.

En el agua pura hay una cantidad igual de iones H^+ y OH^- libres, lo cual significa que la molécula de agua tiene la capacidad de autodisociarse aunque sea en una pequeña proporción, pero esto no es suficiente para que el agua conduzca la corriente eléctrica. Esta disociación es un proceso que ocurre continuamente: ciertas moléculas se separan mientras que algunos iones se vuelven a juntar, la concentración de iones libres es constante en el agua pura. Representamos este equilibrio de disociación del agua en estas dos formas (fig.4.14).

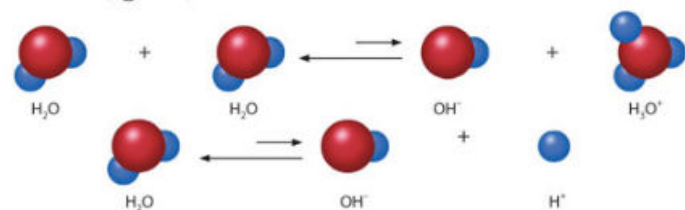


Fig. 4.14. Los dos modelos representados para la disociación se consideran correctos y se emplean indistintamente en diversas fuentes.

Desde el experimento del colorante de la col morada demostramos que entre los ácidos y las bases hay disoluciones con diferente intensidad. Por ejemplo, aunque el jugo de limón, el vinagre y el ácido clorhídrico concentrado son disoluciones ácidas, no producen la misma irritación ni los mismos efectos corrosivos. Incluso si diluimos muchas veces el ácido clorhídrico comercial podemos hacer disoluciones de baja acidez.

Esta intensidad de la acidez o la basicidad dependen de la concentración de los iones; existe una escala para medirla, se llama escala de pH y es una medición indirecta de la concentración de los iones H^+ . Veamos algunos de sus fundamentos.

Cuando una base se disuelve aumenta la concentración de los iones OH^- y disminuye la de los iones H^+ . Lo contrario ocurre cuando se disuelve un ácido. En la figura 4.15 pueden ver cómo varían estos valores y a qué número corresponden en la escala de pH. La concentración se expresa en moles/L, es decir, moles de los iones correspondientes en cada litro de disolución. El valor de la escala de pH se obtiene al cambiar el signo al exponente al que se eleva el 10 cuando la concentración de H^+ se indica en notación exponencial o científica. Es una forma de simplificar la expresión de este valor.

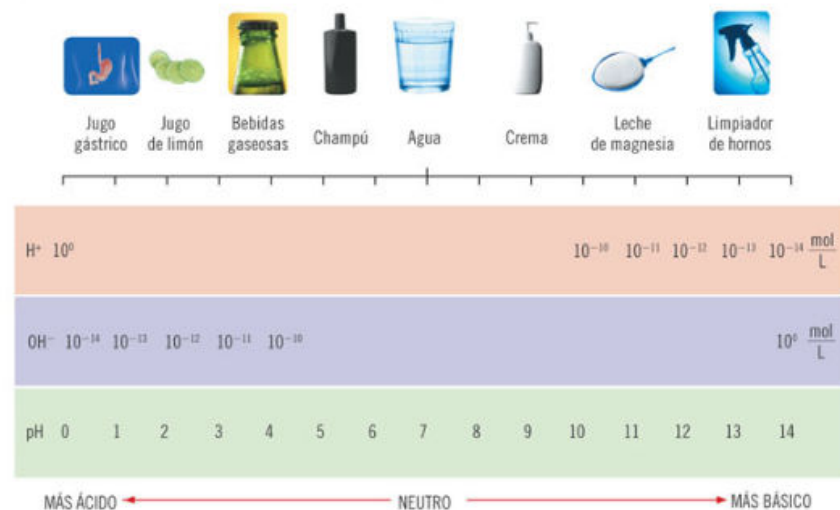


Fig. 4.15. En el agua, los iones H^+ y OH^- tienen igual concentración, 10^{-7} mol/L, lo que representa un pH=7.

Espacio tecnológico

En esta dirección de Internet pueden encontrar animaciones en las que se ven diversos colorantes, indicadores ácido-base y los colores que adquieren con diversos valores de pH:

rincones.educarex.es/fyq/index.php/cambios-quimicos-y-sus-repercusiones/actividades/347-indicadores-acido-base (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).

El pH 7 corresponde a las disoluciones neutras, como el agua pura. Mientras el valor se acerca a cero la disolución se hace más ácida, y cuando va del 7 al 14 cada vez es más básica.

Existen diferentes técnicas para medir el valor de pH de las disoluciones. Las más comunes se basan en la existencia de colorantes como el de la col, que cambian de color en diversos valores de pH. Con colorantes impregnados en papeles o tiras de plástico se hacen instrumentos de medición comerciales. Otros mecanismos de medición se basan en la detección de la conducción de la electricidad; hay diversos modelos de aparatos electrónicos llamados potenciómetros o pH-metros.

Actividad

En equipos de tres integrantes respondan en su cuaderno:

- Observen la reacción y escriban los nombres de cada reactivo y producto. Propongan cómo hacer que cumpla la ley de conservación de la masa:
 $HF + Al(OH)_3 \longrightarrow AlF_3 + H_2O$
- Con el modelo de las reacciones analizadas escriban la reacción de neutralización entre el ácido sulfhídrico (H_2S) y el hidróxido de hierro (III), $(Fe(OH)_3)$.
- ¿Qué pH queda en la disolución que resulta tras una reacción de neutralización completa?
- El pH normal de la sangre está entre 7.35 y 7.45, el del estómago al hacer la digestión es de alrededor de 3.5 y el de la orina varía entre 4 y 7.5, con un valor promedio de 6. ¿Cómo son estos líquidos fisiológicos, ácidos o básicos?
- Escriban cómo serían las disociaciones del ácido bromhídrico (HBr), del hidróxido de bario ($Ba(OH)_2$) y del ácido fosforoso (H_2PO_3).
- ¿Han visto alguna vez un esqueleto de algún vertebrado expuesto en algún museo? Para obtener los huesos limpios de carne, se sumergen en una disolución muy concentrada de hidróxido de sodio. ¿Qué tipo de compuesto es este? ¿Cuál de sus propiedades se aprovecha para lograr limpiar los huesos? (Fig. 4.16)

Revisen las respuestas en grupo y con la guía de su profesor obtengan conclusiones generales.

Compartamos lo aprendido

En equipos organicen un mapa conceptual que contenga los términos que aparecen abajo y en el que incluyan también esquemas o modelos de partículas.

- Preséntelo al grupo, seleccionen el más claro para que lo hagan en una cartulina y lo peguen en el salón.
- Seleccionen entre todos el título que le pondrán, para que otros observadores ajenos al grupo comprendan a qué se refiere.
- Los términos que deben incluir en el mapa son los siguientes:
 Compuesto, ion, ácido, electrolito, anión, OH^- , agua, sal, base, indicador, neutralización, agua, catión H^+ , pH.

Revisen y vuelvan a responder las preguntas de la página 204. Este es un buen momento para realizar una autoevaluación de lo aprendido hasta aquí, vuelvan a las páginas 69 a 71.



Fig. 4.16. La descomposición de tejidos blandos que realizan los microorganismos es muy lenta. Con hidróxido de sodio concentrado puede lograrse rápidamente.

Cierre

¿Por qué evitar el consumo frecuente de los "alimentos ácidos"?



Fig. 4.17. La comida chatarra suele contener muchos productos que aumentan la acidez o que la generan cuando se digieren, como las grasas con las que se cocinan las frituras.

Toma de decisiones relacionadas con: Importancia de una dieta correcta

Después de comer un alimento con abundante picante durante una pausa en su trabajo, José Miguel pasó una noche muy intranquila. Tenía un fuerte dolor de estómago y las agruras no le permitían conciliar el sueño. Al día siguiente sentía dolor y ardor en la garganta, lo que empeoraba el malestar, además de tener el vientre inflamado (fig. 4.17).

Este malestar se ha repetido varias veces y José Miguel se ha dado cuenta de que se hace más intenso cuando está angustiado o tiene muchas presiones de trabajo. Incluso si abusa de los refrescos, el café, el chile, el jugo de limón y algunos aderezos con vinagre hacen que se ponga peor. La semana entrante tiene cita con el médico para que lo revise y le aconseje qué hacer.

- ¿Qué tipo de alimentos piensan que producen dolor de estómago?
- ¿Cuáles medicamentos conocen que sirvan para controlar la acidez estomacal?
- ¿Qué problemas se pueden presentar por tomar muchos medicamentos para controlar los síntomas?

La enfermedad de siglo XXI

Uno de los aspectos en los que los ácidos y las bases influyen más en las personas es en la salud y en particular en uno de los padecimientos más comunes de la vida cotidiana: la **gastritis**.

Es probable que hayan escuchado en los medios de comunicación la promoción de nuevos medicamentos para atacar este problema. Estos existen en forma de suspensiones, en pastillas masticables, en polvos efervescentes, en cápsulas y hasta en gomas de mascar; su proliferación obedece a que cada vez más personas presentan molestias o dolores de estómago.

Actividad

En equipos de tres integrantes organicen una encuesta entre sus amigos y familiares para identificar si alguna vez han padecido gastritis y cómo la han enfrentado.

- Diseñen la encuesta y definan el grupo de personas a las que la aplicarán.
- Entre las preguntas que pueden plantear podrían incluir si la persona ha tenido gastritis o no, si sabe las causas, si ha ido al médico por ello, qué tipos de medicamentos ha tomado y si se los recetaron o no.
- Pidan a su profesor de Español que revise sus preguntas para que estén lo mejor redactadas posible.
- Con los resultados, elaboren tablas para que los datos sean fáciles de analizar y diseñen gráficas en las que estos se puedan comparar. Apliquen lo que ya revisaron sobre estadística en Matemáticas, pidan ayuda su profesor de Matemáticas.

Glosario

gastritis. Inflamación e irritación de la superficie interna del estómago generada por infecciones o exceso de acidez. Produce ardor, dolor, molestias, distensión e inflamación abdominal, además de trastornos de la digestión.

Los malestares relacionados con la acidez también pueden afectar diversas partes del intestino grueso y generar colitis, inflamando en el bajo vientre y generando muchos gases y fuertes molestias al ir al baño. Estos padecimientos tienen diversos orígenes:

- El estómago, para su funcionamiento, produce los jugos gástricos, en los cuales hay diversas proteínas llamadas enzimas que actúan como catalizadores biológicos, pero también contienen ácido clorhídrico, que hace que el pH del estómago sea siempre bajo. En algunas personas esta producción de ácido resulta excesiva y genera molestias.
- Diversas funciones del cuerpo se alteran cuando las personas están bajo presión por motivos laborales, familiares o de cualquier causa, es decir, cuando están en condiciones de estrés. Una de las más frecuentes es la producción de acidez estomacal, que puede aumentar considerablemente.
- Otro de los efectos de la vida moderna es la desorganización de la comida, tanto en lo que ingerimos como en los horarios (fig. 4.18). Cuando el cuerpo tiene necesidad de alimento, recibimos señales, como la sensación de hambre, y si no respondemos a ella, empieza la producción de ácido que va erosionando las capas superficiales del estómago si no encuentra otros alimentos.
- Mascar chicle en exceso y con el estómago vacío puede generar también la producción de jugos gástricos que no tienen qué digerir. Algo similar ocurre cuando comemos demasiado y muy rápido, pues se generan molestias por la recarga y por la generación excesiva de jugos gástricos.
- Muchos de los alimentos que ingerimos son irritantes o producen exceso de acidez: los refrescos, algunos condimentos como el vinagre, la salsa de tomate o de chile, los jugos de frutas cítricas, el café, el alcohol y el humo del cigarro están totalmente prohibidos para las personas que padecen gastritis.
- En las últimas décadas se descubrió que hay una bacteria muy resistente a la acidez, llamada *Helicobacter pylori*, que está relacionada con la gastritis y llega a producir úlceras o perforaciones en los tejidos del estómago. De hecho, se considera que está presente en la mayoría de los casos en los que la acidez genera estas úlceras y, si no se atiende, se corre el riesgo de tener sangrados estomacales. A la larga, predispone a la generación de cáncer de estómago (fig. 4.19).

A controlar el padecimiento

En la mayoría de los casos de gastritis los problemas pueden reducirse e incluso eliminarse si la gente empieza a comer ordenadamente y consume alimentos sanos y menos procesados. Como habrán notado en las causas expuestas con anterioridad, muchos de los alimentos de la vida moderna están entre los causantes de los problemas. En particular, la acidez de los refrescos y el café, las salsas picantes, las grasas excesivas de frituras, el alcohol, el exceso de azúcares que las bacterias acidifican durante la digestión desde la boca ayudando a la generación de caries dentales.

Si tenemos una alimentación como la que ya analizamos para mantener el peso adecuado, gozaremos también de beneficios con respecto a la acidez estomacal. Solo hay que tener cuidado con la ingestión de algunas frutas y verduras ácidas como la naranja, la piña, la toronja, el limón o el jitomate, que pueden generar molestias para quien ya tenga el estómago irritado.



Fig. 4.18. La prisa con que se vive cotidianamente, sobre todo en los medios urbanos, produce muchos desórdenes alimentarios. Comer en la calle alimentos insalubres y a deshoras es perjudicial para la salud.



Fig. 4.19. La detección de la bacteria *Helicobacter pylori* debe hacerse por medio de análisis clínicos y estudios como la endoscopia, que permiten observar el interior del estómago y detectar irritaciones, úlceras o perforaciones en sus paredes.



Fig. 4.20. Una fiesta puede ser adecuada para relajarnos y divertirnos, pero si se convierte en justificación de abusos de comida, alcohol y de desvelos frecuentes, el estómago pagará las consecuencias.

El otro factor predisponente para la gastritis es el estrés. Este puede contrarrestarse, por ejemplo, mediante el ejercicio, las distracciones sanas (fig. 4.20), y el descanso suficiente. No siempre es fácil lograrlo, pero hay que hacer el máximo esfuerzo para estar sanos y no tener la necesidad de recurrir a medicamentos hasta que sea verdaderamente indispensable.

Los tratamientos médicos: antiácidos y bloqueadores

Cuando las molestias gástricas o intestinales se hacen frecuentes o cuando en algún momento se genera un dolor intenso que no se ha padecido antes, los médicos pueden recurrir a dos formas de controlar estos problemas. Ambas se venden sin receta en la farmacia debido a la frecuencia con que se presentan estas enfermedades o molestias y a la abundante publicidad con la que se promocionan en los medios, pero mucha gente abusa de ellos sin saber los riesgos que esto implica. Estas dos opciones son las siguientes:

- Tratamientos con medicamentos que bloquean la producción de ácido clorhídrico en las células estomacales.

Aunque cada vez hay más variedad y se publicitan con frecuencia, suelen ser costosos y se deben tomar bajo control médico estricto, pues están indicadas para padecimientos crónicos o para acompañar a medicamentos muy irritantes o que aumentan la acidez, como algunos antibióticos, no para tratar un recargo estomacal o las molestias por los excesos cometidos durante una fiesta. Existen diversos grupos de sustancias químicas que tienen estos efectos bloqueadores y algunos de ellos son tóxicos para el hígado si se consumen por periodos prolongados.

- Tratamientos con medicamentos con bases débiles que neutralizan la acidez estomacal.

Estas medicinas tienen como ingrediente activo a algún compuesto básico, por ejemplo el hidróxido de magnesio de la leche de magnesia, que reacciona con el exceso de ácido:



Otro ejemplo son los medicamentos que contienen carbonatos o bicarbonatos. Estos compuestos reaccionan con los ácidos y generan efervescencia por la liberación de dióxido de carbono:



En ocasiones estos medicamentos vienen con sustancias que regulan el funcionamiento del tracto digestivo y disminuyen la producción de gases. Los hay en diversas presentaciones y de muy variados costos. Aunque no son peligrosos, su consumo debe hacerse con control médico, pues a largo plazo o por la ingesta excesiva pueden generar algunos problemas como la producción de piedras en los riñones o la vesícula.

Tú ¿qué opinas?

Entre los medicamentos que más se consumen sin receta o recomendación médica están los antiácidos. La sugerencia de un pariente o amigo y la información publicitaria de televisión, radio o revistas, son suficientes para ir a buscarlos cuando se presenta el menor malestar. Sin lugar a dudas resultan maravillosos cuando nos calman una molestia seria, pero un gran número de personas los consume con mucha frecuencia y sin control. ¿Es justificación suficiente que estos medicamentos sean de fácil acceso para no controlar lo que comemos, abusar de bebidas alcohólicas o de desvelos por trabajo o diversión?

Entre los medicamentos que podemos encontrar en este segundo grupo, los hay con diversos ingredientes y sabores y con tal variedad de presentaciones, como tabletas, cápsulas, suspensiones, polvos para disolver, pastillas efervescentes y hasta caramelos, que resulta difícil decidir cuáles son los más adecuados para cada situación (fig. 4.21).

Para saber un poco más sobre estos medicamentos y tomar decisiones respecto de su uso, realicen en equipo la siguiente actividad.

Actividad

En equipo de tres o cuatro integrantes visiten una farmacia acompañados por el profesor o por un familiar. Consulten con el farmacéutico y observen las etiquetas de los medicamentos. Pueden hacer una investigación en Internet si no encuentran forma de visitar la farmacia.

- Averigüen cuáles son los principales medicamentos antiácidos que contienen sustancias básicas.
- Revisen y anoten la composición de cada uno, tal como aparece en la etiqueta; consulten sobre la dosis recomendada, la cantidad de medicamento que contiene, su fecha de caducidad y su precio.
- Con base en el análisis de toda esta información, respondan:
 - ¿Cuál es la sustancia que neutraliza al ácido en cada caso?
 - Observen los ingredientes de las pastillas y polvos efervescentes. ¿A qué se debe que hagan este tipo de reacción química?
 - Escriban las reacciones de neutralización correspondientes a cada caso. Soliciten la asesoría de su profesor y recuerden lo estudiado en el tema anterior.
 - ¿Para cuántas dosis alcanza un frasco o paquete?
 - ¿Se puede consumir todo el contenido antes de que caduque, mediante un uso prudente y adecuado?
 - ¿Qué costo tiene cada dosis?
- Organicen toda esta información en tablas para que puedan compararla de una manera fácil. Decidan cuál sería el medicamento más adecuado y en qué condiciones debería consumirse. Comparen las conclusiones de los equipos y comenten la actividad en grupo.

Compartamos lo aprendido

Con lo que hemos analizado en estas páginas habrán tomado conciencia de lo comunes que son los padecimientos gástricos y de que no son tan complicados de controlar y combatir. Para que su grupo comparta esta útil información con la población escolar, por equipos diseñen pancartas sencillas con ejemplos. Pueden organizar un desfile durante un receso o pegarlas en la pared del patio (fig. 4.22). No olviden aspectos como:

- Tipos de alimentos que generan acidez.
- Importancia de un estilo de vida sano, organizado y tranquilo.
- Recomendación de que no se recurra a la automedicación ni se abuse del consumo de medicamentos.
- Alerta sobre *Helicobacter pylori* y la necesidad de análisis para detectarla.
- Gráficas y tablas sobre los resultados de sus investigaciones con respecto a malestares gástricos.

Verifiquen su avance durante esta secuencia volviendo a responder las preguntas de la página 214 con un compañero y así realizar una coevaluación.



Fig. 4.21. La selección de la presentación del medicamento debe hacerse por consejo médico para evitar una de las prácticas más peligrosas, pero desafortunadamente más comunes, que es la automedicación.



Fig. 4.22. La "cultura química" ayuda a mejorar la salud y a conocer opciones para sentirnos bien. ¡Compartámosla!

Importancia de las reacciones de óxido y de reducción



Fig. 4.23. El fenómeno de corrosión o desgaste que produce el oxígeno del aire provoca la destrucción de muchos materiales, pero estos pueden protegerse mediante diversos métodos.

Características y representaciones de las reacciones redox

Ana Luisa escuchó en un comercial que un multivitamínico contiene antioxidantes y otros productos cuyo propósito es mantener la salud de quienes lo consumen.

Ella ha notado que el término *antioxidante* se relaciona con alimentos como las semillas de uva, los arándanos, los cítricos y muchas otras frutas y verduras que se recomienda comer con frecuencia. Las frutas rojas, anaranjadas y amarillas contienen antioxidantes que ayudan a contrarrestar los efectos indeseables de diversas sustancias sobre las células.

Lo que le extraña a Ana Luisa es que nuestro cuerpo se oxide, pues solo ha observado este fenómeno en los marcos de las ventanas, las rejas o las bicicletas, los cuales son carcomidos y destruidos poco a poco por la humedad (fig. 4.23).

Ahora que Ana Luisa sabe que la oxidación no solo afecta a los metales, desea profundizar más en el tema y aprovechar este conocimiento para mantener su salud y saber cómo proteger algunos materiales. ¡A ver qué otras sorpresas le depara la química en este tema!

- ¿Qué entienden por oxidación?
- ¿Cómo piensan que se relaciona el oxígeno del aire con este cambio químico?
- ¿Qué otros ejemplos de oxidación conocen?

La oxidación: un tipo de cambio químico

Ya explicamos que los metales se pueden oxidar si no los protegemos del contacto con el ambiente. Este fenómeno común de desgaste de metales y otros materiales, conocido como corrosión, es un cambio químico, mediante el cual el producto resultante es completamente diferente en apariencia y propiedades al material original.

Es probable que ya conozcan este fenómeno, pues a lo largo del curso hemos realizado algunas reacciones que lo involucran.

Desde que Lavoisier descubrió la participación del oxígeno en la combustión y calcinación de los metales, estos procesos de transformación química, sumados a otros, como el ennegrecimiento de algunas frutas al quitarles la cáscara, se empezaron a conocer como oxidaciones.

Si bien el oxígeno está involucrado en muchos fenómenos de oxidación, no siempre se requiere de él para que ocurran. Tal vez recuerden, cuando estudiaron los metales, que provocaron la oxidación de algunos de ellos al ponerlos en contacto con ácidos.

Antes de detallar las características comunes a todos estos cambios y la explicación de sus fundamentos, analizaremos algunos fenómenos y transformaciones más.

La reacción redox

En páginas anteriores se mencionó que los metales se oxidan en presencia del oxígeno y que en muchos casos ese proceso es acelerado por el agua (fig. 4.24).

Con la siguiente actividad recordarán algunos términos de la química y características de algunos elementos que ya analizaron, para profundizar en el conocimiento de este tipo de transformaciones.

Actividad

De forma individual respondan en su cuaderno. Pueden consultar los bloques anteriores de este libro y sus apuntes.

- ¿Cuántos electrones de valencia tiene el oxígeno? ¿Qué puede suceder para que sus átomos se estabilicen?
- ¿Qué ocurre con los electrones de la última capa en los metales para que los átomos queden estables al reaccionar químicamente?
- ¿Qué son los cationes y qué son los aniones?
- ¿Qué dato de la tabla periódica, que ya estudiamos en este curso, se relaciona con la cantidad de electrones y las cargas? ¿Qué significa?

Con la guía de su profesor revisen sus respuestas en grupo y lleguen a conclusiones grupales.

Hasta este momento hemos hablado de las reacciones de oxidación de forma incompleta. Históricamente, el término **oxidación** se ha aplicado en los casos en que una sustancia se combina con oxígeno. Para el proceso inverso, es decir, cuando la sustancia pierde oxígeno, se utiliza la palabra **reducción**.

En la actualidad se sabe que las propiedades eléctricas de los elementos también participan en los procesos de oxidación y reducción, pues en todos los casos, el cambio implica un intercambio de electrones. Así, podemos dar esta definición:

Decimos que un elemento se oxida cuando pierde electrones mientras que el que los recibe, se reduce.

Al oxidarse, los metales pueden formar sales u óxidos en los que están en forma de cationes o iones con carga positiva, mientras que el elemento que provoca la oxidación también cambia y puede quedar como un anión o ion negativo por efecto de este intercambio de electrones.

Como podemos darnos cuenta, los procesos de **oxidación** y **reducción**, que podemos llamar reacciones **redox**, no se producen por separado: uno ocurre a expensas del otro.

En el caso de las reacciones de metales con oxígeno, el metal **se oxida** y el oxígeno, que es el **agente oxidante**, finalmente **se reduce**.

Es muy importante que comprendan lo anterior, así que deben leer varias veces el párrafo hasta que no tengan dudas del significado de cada término resaltado. Si es necesario, consulten a su profesor.

Ahora saben que el oxígeno del aire actúa como agente oxidante en muchos casos, de los cuales los más conocidos son la oxidación de los metales y la combustión (fig. 4.25), pero hay muchas otras sustancias que pueden actuar como oxidantes. Incluso el oxígeno ya reducido en óxidos o sales participa en reacciones químicas en las que vuelve a ceder los electrones que había ganado y se oxida.



Fig. 4.24. Los metales son los que ceden electrones al oxígeno en la corrosión, por lo que son los agentes reductores. Estos metales pueden protegerse con pintura, por ejemplo.



Fig. 4.25. La combustión es también una reacción de oxidación con oxígeno del aire. El combustible se oxida y el O_2 se reduce, pero mucho más rápido que en la corrosión.



Fig. 4.26. Es importante que tengan diversos metales: clavos, tuercas galvanizadas, llaves, monedas, clips, trozos de lámina o tubo de cobre, latas de aluminio, cinta de magnesio, piezas cromadas de acero y de todo lo que puedan conseguir.

Actividad experimental ¿Qué se oxida, qué se reduce?

Propósito: Identificar algunas características de los procesos de oxidación.

Material

- 1 vaso de precipitados de 250 ml
- 1 tubo de ensayo
- Pipeta de 5 ml
- 2 vasos de 250 ml
- Vasos de plástico transparentes
- Pinzas
- 1 g de polvo o limadura de hierro
- Cloruro de sodio (NaCl)
- Piezas pequeñas de diferentes metales (cuatro de cada una) (fig. 4.26)
- 100 ml de disolución de sulfato de cobre(II) (CuSO_4) al 5% en masa
- Gotas de ácido sulfúrico concentrado (H_2SO_4)
- 1 ml de ácido nítrico concentrado (HNO_3)

Desarrollo

Comenten el desarrollo con su profesor para que sea claro.

a) Experimento 1

- Coloquen una pieza de cada metal en vasos de plástico diferentes y añadan agua hasta cubrir bien el objeto.
- Repitan la operación anterior, pero agreguen además una cucharadita de sal en cada vaso. Marquen los vasos con una "S" para que los distinguan de los de agua sola.
- Una de las piezas metálicas de cada material se mantendrá fuera del agua como referencia para comparar los cambios que ocurran en las demás. Después de unos días saquen las piezas y observen los cambios.

b) Experimento 2

- Coloquen la disolución de sulfato de cobre (II) en el vaso de precipitados y añadan con cuidado cinco gotas de ácido sulfúrico concentrado (fig 4.27).
- Coloquen la última pieza de cada material dentro del vaso. Déjenla ahí por diez minutos.
- Retiren con pinzas, observen cómo se ven, anoten los cambios en su cuaderno.
- Agreguen a la disolución sin piezas metálicas, el polvo de hierro y agiten durante varios minutos; vean con atención los cambios que ocurren.
- Cuando ya no cambie más la mezcla, decántenla para separar el líquido del sólido.
- Coloquen un poco del polvo obtenido en un tubo de ensayo, agreguen con mucho cuidado 1 ml de ácido nítrico concentrado y anoten lo que sucede.

Para evitar desechar reactivos, recuperen la disolución azul de CuSO_4 sobrante, fíltrenla y recuperen el polvo rojizo. Permitan que se evapore para que cristalice la sal. El resto de los materiales pueden lavarlos en la tarja.

Conclusiones

Analicen y respondan en su cuaderno.

- ¿Cómo afecta el agua a los distintos metales?
- ¿Qué cambios provoca la sal en el proceso?
- ¿Qué ocurre con las piezas metálicas en el sulfato de cobre?
- Con base en la apariencia del polvo de hierro, la disolución de CuSO_4 y los productos que se forman tras reunirlos intenten explicar lo que ocurre.
- Consulten sus resultados de la actividad de la página 127, en la que llevaron a cabo reacciones de metales con ácidos. ¿A cuál se parece la del polvo obtenido en el experimento 2 con el ácido nítrico? ¿Confirma este dato la explicación del inciso anterior?

Comenten sus respuestas en grupo y lleguen a conclusiones.



Fig. 4.27. Los ácidos reaccionan con los metales, menéjenlos con mucho cuidado. Ya saben que reaccionan con el agua y liberan calor. Si les caen sobre la piel, deben enjuagarse mucho tiempo con agua corriente.

Son muchos los metales que se pueden oxidar, aunque algunos lo hacen con mayor facilidad. Cuando ya están oxidados, si otro elemento los reduce, pueden regresar a su estado metálico. Esto es lo que ocurrió en el segundo experimento de la página anterior: las piezas de metal se oxidaron y liberaron cationes a la disolución, mientras que el cobre, que inicialmente formaba parte de la disolución azul, se redujo y se depositó como metal sobre las piezas, o como en el último caso, al reaccionar con el hierro y formar el polvo rojizo, que es cobre metálico. Esto lo podemos expresar mediante esta reacción:



Como notaron en el experimento, las piezas de hierro y las que contenían zinc, con el que se hace el recubrimiento protector o galvanizado de algunos clavos, tuercas y alambres que suelen ser de aleaciones de hierro, se desgastaron al ponerlos en la disolución de sulfato de cobre e incluso se cubrieron de este metal rojizo. Esto indica que tanto el hierro como el zinc tienen una mayor tendencia a oxidarse que el cobre (fig. 4.28).

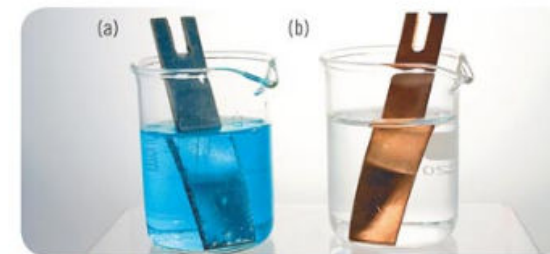


Fig. 4.28. Si se sumerge una lámina de zinc en disolución de sulfato de cobre (a), en poco tiempo se deposita una capa de cobre metálico sobre la lámina; si se hace al revés, con una lámina de cobre en disolución de sulfato de zinc (b), no pasa nada.

Actividad

En parejas, comenten y respondan. Con la guía de su profesor, comparen sus respuestas con las del resto del grupo.

- ¿Qué elemento es el agente reductor en la corrosión de los metales al estar en el ambiente? ¿Por qué?
- ¿Cuáles de los símbolos y las fórmulas de la reacción de los párrafos anteriores representan elementos y cuáles compuestos?
- ¿Cuáles sustancias contienen a los átomos de cobre y hierro como metales y cuáles como cationes en esa reacción? ¿Por qué?
- ¿Cuál de los elementos se oxidó y cuál se redujo en ese caso? ¿Cómo pueden saberlo?
- Planteen la reacción y sustituyan al hierro (Fe) por zinc (Zn). Recuerden que en esta reacción ambos elementos ceden dos electrones, que son los dos que recupera el cobre.

Ahora que conocemos con más profundidad en qué consisten los procesos de óxido-reducción o reacciones redox, vamos a analizar diversos casos de la Naturaleza, el hogar y la industria que se basan en este tipo de cambios químicos en los que hay intercambio de electrones.

Los procesos de obtención de metales comenzaron desde las primeras etapas de la historia del ser humano, aun sin comprender cómo ocurrían, y han sido la base de una de las industrias más antiguas: la minera metalúrgica.

La recuperación de los metales

La mayoría de los metales se encuentra en el suelo en forma de compuestos, como óxidos, carbonatos, sulfuros, sulfatos, nitratos y otras sales, es decir, están oxidados, no en estado metálico. Para poderlos tener en forma de metales, es indispensable extraerlos del suelo y someterlos a un proceso de reducción (fig. 4.29).

El proceso químico para extraer el elemento metálico se denomina refinación del mineral. Para ejemplificarlo, vamos a referirnos al caso del hierro, que es el metal de mayor producción y con el que se fabrica el acero, indispensable para construir casas y edificios, automóviles, trenes, barcos, máquinas y herramientas. Uno de los principales compuestos del hierro es la hematina u óxido de hierro (III), (Fe_2O_3).



Fig. 4.29. La extracción de minerales es un arduo trabajo mediante el cual se obtiene la materia prima, generalmente una mezcla de óxidos, sales y rocas de silicatos, para extraer los metales.

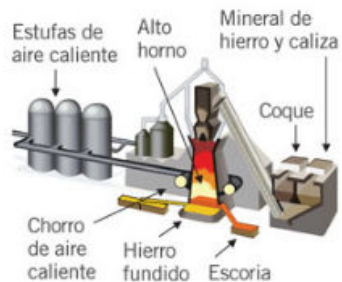


Fig. 4.30. El proceso de refinación de hierro con carbono se realiza en sistemas llamados "altos hornos", a 1300 °C.

Tras la extracción del mineral, este se tritura hasta tener un polvo muy fino y se somete a procesos de limpieza, por ejemplo por tratamiento con agua en la que floten unas fracciones y se hundan otras, para separar la **mena** de la **ganga**.

En el caso del hierro, el mineral se hace reaccionar con carbono en forma de coque, uno de los residuos de la separación de los componentes del petróleo, mezclado con piedra caliza o carbonato de calcio. El proceso se realiza en un alto horno, en el que se introduce aire caliente (fig. 4.30). Estas son las reacciones que se llevan a cabo en los altos hornos:



El hierro fundido se toma de los altos hornos y se forman lingotes denominados *fundición negra* o *hierro colado*. La mayor parte de este material se emplea para fabricar aceros, que son aleaciones de hierro que se logran fundiéndolo con pequeñas cantidades de carbono y otros metales, como níquel (Ni), cromo (Cr), manganeso (Mn), vanadio (V) y tungsteno (W). Por ejemplo, el acero inoxidable contiene menos de 1% de carbono, de 15 al 20% de cromo y alrededor de 10% de níquel.

Los metales tienen diferente facilidad para oxidarse o para que sus compuestos se reduzcan hasta su forma elemental. Por ejemplo, los metales alcalinos, con un solo electrón en su última capa, son los elementos de la tabla periódica más fáciles de oxidar. De acuerdo con la manera como se presenta esta característica en cada metal, se emplean diferentes métodos para reducirlos, que pueden ir del simple calentamiento de sus compuestos hasta la aplicación de electricidad para separar sus elementos mediante un proceso llamado electrólisis (tabla 4.3).

Tabla 4.3. Métodos para la obtención de metales a partir de la reducción de sus compuestos

Metales	Aparece en la Naturaleza	Facilidad de reducción	Método
Au, Pt	En estado nativo y algunos compuestos	Los más fáciles de reducir	Calentamiento de todos sus compuestos
Ag, Hg	Al formar compuestos y un poco en estado nativo	Muy fácil	Calentamiento de sus óxidos
Cu, As, Bi, Sb, Pb, Sn	Normalmente forma compuestos	Fácil	Reducción con carbono
Ni, Co, Cd, Fe, Cr, Zn, Mn	Forma compuestos	Difícil	Reducción con carbono
Al, Mg, Na, Ca, K	Solo forma compuestos	Muy difícil	Solo por medio de métodos eléctricos

En la tabla 4.3 pueden notar que el oro y el platino se encuentran como metales en la Naturaleza, pues son los más difíciles de oxidar, lo cual únicamente se logra usando oxidantes fuertes, como el ácido nítrico (HNO₃). Pese a que el aluminio se oxida con más facilidad que metales como el hierro y, por tanto, se requiere mucha energía para reducirlo, tiene una característica especial: forma una capa de óxido muy difícil de eliminar de su superficie, pues "embona" sobre el metal, con lo que lo protege. Por ello se usa para hacer piezas que están en contacto con el oxígeno del aire y también con agua.

Glosario

mena. Fracción del mineral que contiene la mayor parte de los compuestos útiles para la refinación.

ganga. Parte del mineral que se considera desecho por ser pobre en los compuestos del metal.

Actividad experimental Obtención de cobre

Propósito: Ejemplificar un proceso de reducción de metales a partir de un mineral de cobre, el carbonato de cobre (II), mediante el tratamiento con calor y después por reacción con carbono.

Material

- Tubo de ensayo grueso
- Soporte y pinza para tubo de ensayo
- Mechero
- Cerillos
- Balanza
- Varilla agitadora
- 1 g de carbonato de cobre (II) (CuCO₃)
- 3 g de carbón (C) en polvo

Desarrollo

- Monten el equipo como se ve en la figura 4.31 y coloquen el CuCO₃ dentro del tubo de ensayo.
- Calienten el polvo hasta que noten un cambio y continúen hasta que este se complete.
- Esperen a que se enfríe y añadan al tubo el carbón en polvo.
- Presionen el polvo con la varilla para que el carbón entre en contacto con el CuO, sin revolverlo demasiado.
- Calienten una vez más con el mechero durante varios minutos hasta que aprecien un nuevo cambio.

Desechen a la basura el polvo que quede en los tubos y lávenlos muy bien antes de guardarlos.

Conclusiones

Anoten todas sus observaciones en su cuaderno. En grupo y con la guía de su profesor comparen sus respuestas y lleguen a conclusiones.

- ¿Qué aparece en las paredes del tubo con CuO y C después de un rato de calentamiento? ¿Por qué se dio el cambio?
- Escriban y balanceen las ecuaciones de las reacciones químicas que ocurrieron durante el proceso.
- ¿Ambas reacciones son de óxido-reducción? ¿Cómo pueden saberlo?

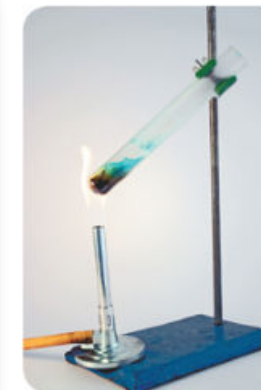


Fig. 4.31. Al calentar el CuCO₃ se descompone formando óxido de cobre (II), (CuO) y dióxido de carbono (CO₂).

Las reacciones redox, el ambiente y la vida

En el curso de Ciencias 1 estudiaron los principales procesos de los seres vivos, como la alimentación, la respiración y la fotosíntesis, y muchos de los compuestos que participan en ellos. Ahora veremos que muchos de los cambios químicos que ocurren en esos procesos son reacciones redox. Empecemos con la fotosíntesis (fig. 4.32).

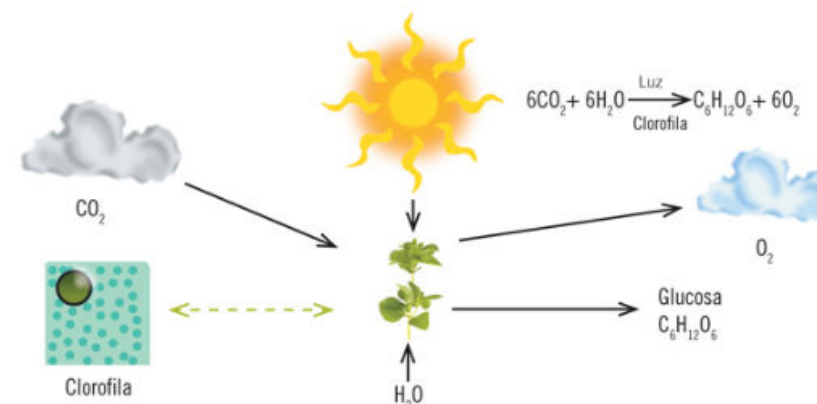


Fig. 4.32. La planta toma agua del suelo y CO₂ del aire y con ayuda de la luz solar captada por la clorofila, produce glucosa y O₂.

Los alimentos que aportan energía para muchos seres vivos se obtienen por medio de la **fotosíntesis**, durante esta las plantas transforman el dióxido de carbono y el agua para formar glucosa y liberar oxígeno. Aunque la fotosíntesis es un proceso muy complejo, con diferentes etapas y muchas reacciones intermedias, podemos resumirla así:

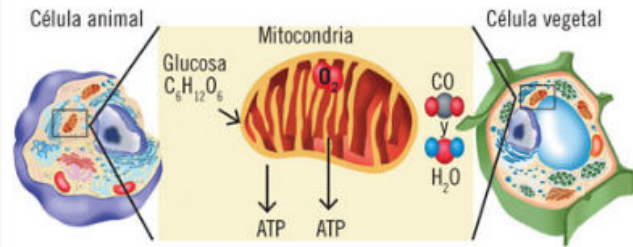
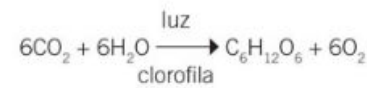


Fig. 4.33. La respiración celular ocurre en el organelo celular llamado mitocondria, tanto en las células animales como en las vegetales.

Esta reacción, que representa el principio de la cadena alimentaria, es un proceso redox en el que el carbono se reduce y el oxígeno se oxida. Cada átomo de oxígeno, inicialmente unido al carbono y al hidrógeno, atrae hacia él dos electrones en enlaces covalentes, los cuales debe soltar para ser liberado como O_2 , en el que cada átomo de oxígeno tiene solo los seis electrones de valencia originales.

En la materia orgánica, como en la glucosa, no es sencillo saber qué tan oxidado está el carbono porque forma enlaces covalentes, así que lo consideramos más oxidado mientras esté combinado con una mayor proporción de oxígeno y menor de hidrógeno.

Una vez que la glucosa se forma, los animales, las plantas y muchos microorganismos obtienen de ella la energía por medio de los procesos de **respiración aerobia**; las moléculas de glucosa llegan a las células y reaccionan con el oxígeno para formar bióxido de carbono y agua (fig. 4.33); la energía almacenada en la glucosa se libera por este mecanismo y se integra a moléculas de adenosíntrifosfato (ATP) que son aprovechadas por el resto del organismo. El proceso puede resumirse con la reacción:



Actividad

En equipo de tres integrantes respondan.

- ¿Qué relación existe entre las reacciones de fotosíntesis y de respiración?
- Identifiquen los elementos que se oxidan y que se reducen en la respiración.
- Los combustibles más comunes, los hidrocarburos, son compuestos de carbono e hidrógeno que al incendiarse reaccionan con oxígeno y liberan dióxido de carbono y agua. ¿Qué similitud hay entre este proceso y los analizados para los seres vivos?

Limpieza del agua de contaminación orgánica

Muchos contaminantes del agua son aceites, desechos fecales y jabones; los fosfatos de los detergentes facilitan el crecimiento de algas y lirios que enturbian el agua. Todo esto aumenta la cantidad de materia orgánica o derivada del carbono como contaminante en lagos, lagunas, ríos y en el agua que llega a las plantas de tratamiento.

Con el propósito de eliminar natural o artificialmente la contaminación orgánica, se realizan oxidaciones para formar CO_2 , H_2O y otros compuestos sencillos. En plantas de tratamiento, el agua se agita para aumentar la oxigenación; con esto mejora la oxidación y los microbios descomponedores procesan más rápido la materia orgánica. Si la contaminación es muy elevada, se pueden hacer tratamientos con sustancias oxidantes (fig. 4.34). Al agua potable se le añade cloro Cl_2 , otro agente fuertemente oxidante para la materia orgánica, con lo que disminuye la proliferación de microorganismos.



Fig. 4.34. Para oxidar materia orgánica se pueden emplear ozono (O_3), peróxido de hidrógeno (H_2O_2) o permanganato de potasio (KMnO_4), como oxidantes químicos.

Las reacciones redox y la luz

Aunque los rollos de fotografía se han sustituido por los dispositivos digitales, vale la pena conocer los fundamentos de las técnicas tradicionales, que se basan en la capacidad que tienen algunas sustancias como el bromuro de plata (AgBr) de transformarse por efecto de la luz. A estas sustancias se les considera fotosensibles (fig. 4.35). Al disparar la cámara se abre el diafragma, entra la luz reflejada por los objetos e incide sobre la película, lo que provoca que el anión bromuro se oxide liberando un electrón, el cual atrapa el catión de plata para reducirse:



Las zonas en las que dio luz se oscurecen por la formación de plata metálica color negro, con distinta intensidad según la luz recibida. El rollo se procesa en un cuarto oscuro, se baña con disolución con Ag^+ y luego con un revelador. Después se le da un tratamiento con sulfito de sodio (Na_2SO_3) y tiosulfato de sodio ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$), que fijan la plata a la película y se obtiene así el negativo. Para generar la fotografía, o positivo, por medio del negativo se hace pasar luz que incide sobre un papel impregnado también con sustancias fotosensibles.



Fig. 4.35. La película fotográfica consta de una tira de plástico que tiene impregnada una capa de gelatina con diminutos cristales de bromuro de plata.

Actividad experimental Cianotipia: las reacciones redox y la luz

Propósito: Demostrar una reacción química que ocurre por la influencia de la luz para decorar una camiseta o una hoja de papel absorbente.

Materiales

- 13.5 g de citrato férrico amoniacal disuelto en 50 ml de agua, en un frasco color ámbar.
- 6.5 g de ferricianuro de potasio disuelto en 50 ml de agua, en un frasco oscuro.
- Guantes, brochas, secadora, soporte de madera, papel filtro o camiseta blanca de algodón, negativo de cartulina negra, vidrio y marco (fig. 4.36).

Desarrollo

- En un cuarto oscuro, con guantes, reúnan ambas disoluciones en un frasco color ámbar y con una brocha impregnen con la mezcla una hoja de papel filtro o una camiseta blanca de algodón.
- Sequen la hoja de papel o la camiseta con una secadora y acomódenla en un dispositivo como el de la figura 4.36, en el que pueden emplear como negativo una hoja de cartón negro en la que hayan recortado un dibujo.
- Saquen el dispositivo y expónganlo a la luz del sol durante 5 minutos. Después, regresen al cuarto oscuro y enjuagen el papel o la camiseta con abundante agua. ¡Cuando seque tendrán su papel o camiseta decorados!

Enjuagen muy bien con agua los materiales empleados, los restos pueden ir por el desagüe. Lávense cuidadosamente las manos antes de salir del laboratorio.

Conclusiones

Analicen y respondan con su equipo y mediante la guía de su profesor.

- Aunque este proceso químico es muy complejo, podemos resaltar que el compuesto formado en esta reacción se llama *ferricianuro de hierro (III)* o *azul de Prusia*, y en él, el hierro forma un catión de tres cargas positivas. En el reactivo original, el ferricianuro de potasio, el hierro era un catión de dos cargas positivas, ¿qué le ocurrió al hierro durante el proceso? ¿Por qué?

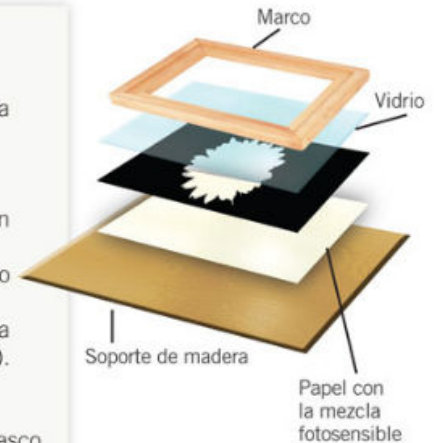


Fig. 4.36. Acomoden el dispositivo completo con cuidado. No es conveniente tocar la disolución fotosensible, pues los reactivos pueden ser tóxicos. Lávense bien las manos al terminar la actividad.

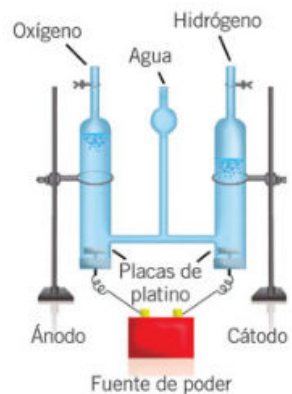


Fig. 4.37. Gracias a la corriente eléctrica el oxígeno cede electrones y se oxida, mientras que el hidrógeno los recupera, al revés de lo que ocurre cuando reaccionan espontáneamente.

La reacción redox y la corriente eléctrica

Las reacciones redox tienen como protagonistas a los electrones, que se intercambian entre los átomos durante el proceso. Estas partículas de carga negativa también son las responsables de otro fenómeno que ya conocen, pues lo estudiaron en el curso de Ciencias 2: la corriente eléctrica.

Las reacciones redox y la corriente eléctrica se pueden relacionar en dos tipos de procesos:

- **Electrólisis:** con corriente eléctrica se puede provocar una reacción química redox que no ocurre de forma espontánea, por ejemplo la reducción de los metales alcalinos, como el sodio, el potasio y el litio, o los alcalinotérreos, como el calcio.
- **Pilas:** se puede generar corriente eléctrica mediante una reacción química, como sucede en las pilas y en los acumuladores de los automóviles.

Estos procesos son contrarios, pues la electrólisis usa energía eléctrica para provocar un cambio químico, y en las pilas se emplea un cambio químico para generar corriente eléctrica. Entre los procesos tecnológicos en los que se emplea electrólisis podemos mencionar la recuperación de hidrógeno (H_2) y oxígeno (O_2) aplicando electricidad al agua (fig. 4.37).

La electrólisis también se emplea en los recubrimientos metálicos como el cromado, el galvanizado con zinc, el plateado y el dorado, que se logran al sumergir piezas metálicas conectadas a sistemas eléctricos en disoluciones de sales de estos metales. Los iones metálicos recuperan electrones gracias a la corriente y se depositan en la pieza como recubrimientos metálicos.

Actividad experimental Electrólisis: reduciendo zin con electricidad

Propósito: Recubrir con zinc parte de una lámina de cobre, con la aplicación de corriente eléctrica.

Material:

- 2 láminas de cobre
- Pila de 9 voltios
- Vaso de vidrio
- 2 caimanes eléctricos o alambre de cobre
- 200 ml de disolución concentrada de sulfato de zinc ($ZnSO_4$)

Desarrollo

En equipo lean el procedimiento y consulten a su profesor si lo necesitan.

- Conecten los caimanes eléctricos o el alambre a los electrodos o extremos positivo y negativo de la pila, y en el otro extremo únanlos con una lámina de cobre (fig. 4.38).
- Sumerjan ambas láminas en la disolución de $ZnSO_4$ y observen lo que sucede.

Desechen las disoluciones en el desagüe y laven los vasitos con agua y jabón.

Conclusiones

En equipo, y con la guía de su profesor, analicen y respondan en su cuaderno.

- ¿Qué ocurrió en cada lámina? ¿En cuál de los polos se depositó el zinc? ¿Por qué?
- En este proceso, ¿cómo estaba el zinc en la disolución? ¿Y cómo terminó?
- En el primer experimento de esta lección el zinc de los galvanizados se disolvió y el cobre de la disolución se recuperó como metal. ¿Qué ocurrió ahora? ¿Cómo influyó la pila para ello?



Fig. 4.38. Pueden emplear diferentes tipos de pilas, pero asegúrense de que al menos sean de seis voltios.

Las pilas se utilizan con mucha frecuencia en la vida cotidiana, originalmente se construyeron en los laboratorios empleando metales y disoluciones de iones con ácidos. Existen muchas variantes de pilas, pero en todas ellas hay un agente oxidante y otro reductor que entran en contacto por medio de un alambre conductor, mientras un puente de iones cierra el circuito para que se compense la carga desbalanceada por el intercambio de electrones.

En la figura 4.39 pueden ver una pila de laboratorio. El vaso contiene una disolución de dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$) en agua con gotas de ácido sulfúrico. En uno de los caimanes eléctricos se pone lámina de cobre y en el otro cinta de magnesio. Al sumergir ambos metales en la disolución se prende el foco por la corriente generada.

La cinta de magnesio se va deshaciendo rápidamente, pues se oxida y manda electrones por el cable para generar la corriente eléctrica, mientras que estos electrones llegan a la lámina de cobre y son captados por el cromo de la disolución, que se reduce generando otra sal de cromo de color verde.

En la siguiente secuencia analizaremos con detalle la reacción de este proceso redox, pero por lo pronto sería interesante que pudieran ver ejemplos de pilas y electrólisis como los mencionados en el apartado "Espacio tecnológico". Si buscan con detalle, seguramente encontrarán muchas más descripciones y explicaciones.

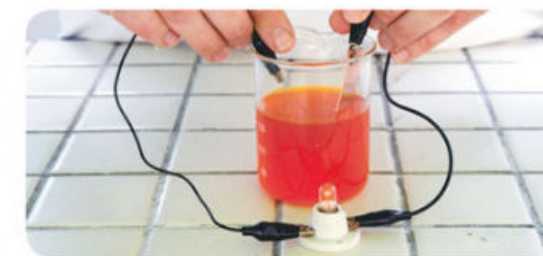


Fig. 4.39. En esta pila química la corriente enciende el foco mientras dure el magnesio o los iones con cromo de la disolución.

Espacio tecnológico

En las siguientes direcciones pueden ver algunos ejemplos interesantes sobre el proceso de electrólisis y las pilas químicas:

www.edumedia-sciences.com/es/a665-electrolisis-del-aga (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).

www.fisicanet.com.ar/monografias/monograficos/es14_electroquimica.php (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).

También pueden ver el video *Los metales* que encontrarán en la **Videoteca Escolar** para profundizar sobre el tema de la electrólisis.

El mundo de la química. Volumen 10. Los metales. VideoSEP.

Compartamos lo aprendido

En equipos de cuatro integrantes diseñen algunos carteles sobre óxido-reducción para que los fijen por un tiempo en la pared del salón y les ayuden a recordar los conceptos y ejemplos que hemos aprendido. Después podrán exponerlos en el periódico mural escolar para compartirlos con la comunidad escolar.

Es recomendable que cada equipo haga un boceto de los cuatro carteles que se proponen y que el grupo decida cuáles son los mejores para hacerlos en grande y exponerlos.

- **Cartel 1:** Mapa conceptual de conceptos de redox. Debe incluir estos términos: redox, oxidación, reducción, electrones, agente oxidante, pila, agente reductor, electrólisis, sustancia oxidada, sustancia reducida.
- **Cartel 2:** Las reacciones redox y los seres vivos. Hagan énfasis en que la fotosíntesis y la respiración son procesos de óxido-reducción indispensables para la vida en la Tierra.
- **Cartel 3:** La recuperación de los metales a partir de los minerales. Hagan énfasis en la importancia de los metales en la sociedad.
- **Cartel 4:** Otras aplicaciones tecnológicas de las reacciones redox, como pilas, ejemplos de electrólisis o fotografía.

En equipos revisen las preguntas de la página 218 y vuelvan a responderlas. Comenten el avance que lograron con el estudio de esta secuencia.

Número de oxidación

Vanadio: uno de los elementos con "muchas caras"

Joaquín acompañó a su papá al laboratorio en el que trabaja. Ahí se analizan diversos metales, así como los compuestos que forman. En una de las mesas, un investigador tenía piezas metálicas y tubos con disoluciones de diferentes colores intensos y atractivos: amarillos, azules, verdes y azul-violeta.



Fig. 4.40. Todos los compuestos de las disoluciones de colores tienen sales de vanadio, pero en cada uno de ellos este elemento presenta diferente número de oxidación.

Joaquín, curioso, quiso saber qué estaba haciendo el compañero de trabajo de su papá y él le contó que analizaba el vanadio. Sorprendido al ver todos los materiales que había sobre la mesa, Joaquín preguntó al investigador cuál de todos era el vanadio y, para su sorpresa, ¡le respondió que todos!

Ante la cara de asombro de Joaquín, el investigador le contó que este elemento es capaz de realizar muchos cambios químicos por medio de procesos de óxido-reducción y puede formar compuestos con iones de distinta carga eléctrica, cada uno con un color diferente (fig. 4.40). Le dijo también que no era el único elemento que podía hacer esto y le enseñó diversos compuestos de manganeso, cromo y cobalto, con colores muy variados y atractivos.

- ¿Qué ejemplos de elementos que tengan apariencia muy diferente en su estado elemental y en sus compuestos recuerdan?
- ¿Qué ocurre con la carga eléctrica de un átomo cuando pierde o gana electrones?
- Si un elemento no ha reaccionado con otro, ¿qué carga eléctrica deben tener sus átomos?

Las reacciones redox y las cargas eléctricas de los átomos

Ya aprendieron cómo las propiedades de las sustancias varían en función de los átomos del elemento o los elementos que contienen, pero sobre todo por la forma o tipo de enlace mediante el cual se unen. También conocieron que son los electrones, las partículas del átomo con carga negativa, los que intervienen en la formación de esos enlaces, ya sea compartidos o al pasar de un átomo a otro, con la consecuente modificación de la carga de cada átomo.

El análisis de los procesos de óxido-reducción y la identificación de lo que ocurre en cada caso requieren nuestra atención en la modificación de la carga de cada átomo. Cuando una reacción redox se lleva a cabo, no solo debe cumplir con la ley de conservación de la masa, también debe conservar la carga eléctrica, ya que los electrones que pierden los átomos del elemento que se oxida son los que ganan los del elemento que se reduce y no pueden aparecer ni desaparecer sin que podamos detectar dónde quedaron.

Para tener control de este dato, se requiere identificar el valor que llamamos número de oxidación, que ya se había mencionado en el bloque 2 como una de las propiedades de los elementos que podemos consultar en la tabla periódica y que no se detalló entonces porque aún no sabíamos mucho de reacciones redox.

Espacio tecnológico

En esta dirección electrónica podrán observar algunos videos e imágenes que muestran qué apariencia toman y cómo pueden obtenerse los diferentes compuestos del vanadio. Busquen también los compuestos de elementos como manganeso, cobalto o cromo, seguro se sorprenderán de la variedad de colores y propiedades que pueden tener.

cluster-divulgacioncientifica.blogspot.mx/2012/04/los-colores-del-vanadio.html (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).

Para complementar la información revisen el libro: Martínez, Ana. *Materiales hechiceros*, Santillana, México, 2004; de los **Libros del Rincón**.

El número de oxidación es un dato que se refiere a una **convención** de los químicos para asignar a cada elemento presente en un compuesto un número entero con el que se compara o diferencia del mismo elemento cuando se encuentra en estado neutro, es decir, sin formar compuestos con otros elementos distintos.

Si el número es positivo, indica que el elemento se oxidó, es decir, que perdió electrones, mientras que los números negativos representan un estado más reducido. Para realizar el análisis completo de las reacciones químicas es importante distinguir los números de oxidación de cada elemento que participa en ellas. Para lograrlo, analicen la siguiente información básica.

Cómo se asignan los números de oxidación

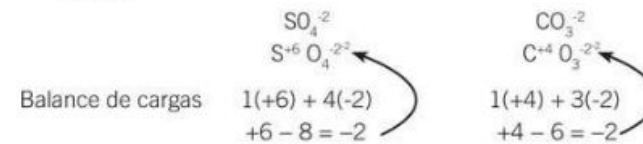
- Los elementos en su estado natural, independientemente de la forma en la que se encuentren o las moléculas que formen, tendrán número de oxidación 0, pues no han intercambiado electrones con otros elementos diferentes. Este número se indica en la parte de superior derecha del símbolo:



- Como el hidrógeno suele perder su electrón, en la mayoría de los compuestos se le asigna número de oxidación 1+.
- En la mayoría de los casos el oxígeno atrae hacia sí a dos electrones, ya sea para formar un ion o enlaces covalentes, por lo que su número de oxidación más común es 2-.
- Algunos elementos invariablemente forman compuestos con el mismo número de oxidación. Por ejemplo, los metales alcalinos siempre tienen número 1+, los alcalinotérreos 2+, el aluminio 3+ y el flúor 1-. Es posible que otros tengan diferentes opciones (fig. 4.41). Pueden consultarlos en la tabla periódica.
- Los compuestos son neutros, por tanto su balance de carga debe ser cero, como se ve en los ejemplos:



- En el caso de los iones compuestos, el balance de cargas debe ser igual a la carga del ion:



Como observamos en los dos últimos casos, el número de oxidación se asigna a cada elemento de la molécula y para hacer el balance de carga es indispensable contar cuántos átomos de cada elemento hay. Mediante esta operación, con base en los números de oxidación de los elementos que sí conocen, pueden calcular los que ignoran.

Glosario

convención. Acuerdo o pacto entre individuos para tratar o definir de la misma manera una idea o procedimiento. Los símbolos y fórmulas son resultado de convenciones reguladas por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada, IUPAC.

25	4,3
Mn	2,7
54.94	6
Manganeso	

Números de oxidación

Fig. 4.41. Cuando un elemento tiene más de un número de oxidación, quiere decir que puede formar compuestos mediante el intercambio de diferente número de electrones en cada caso.



Cuando queremos asignar los números de oxidación es conveniente consultar la tabla periódica, pues así como hay elementos que solo pueden tener 0 cuando no han reaccionado y otro número más al hacerlo, otros pueden formar compuestos con distintos números de oxidación, y las opciones que están en la tabla nos permiten ir descartando hasta identificar cuál es el correcto.



Para analizar qué ocurre en las reacciones redox, es importante asignar los números de oxidación de cada elemento para poder distinguir cuál se oxidó y cuál se redujo. Observen el siguiente ejemplo, en el que se escriben por separado la oxidación y la reducción para analizar lo que ocurre en cada caso:



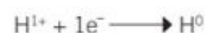
Asignamos los números de oxidación para distinguir qué elemento se oxida y cuál se reduce:



El elemento que se oxidó, es decir, el que cambió su número de oxidación por otro más positivo, fue el zinc. Esto lo podemos representar con una "semirreacción de oxidación", en la que solo escribimos el elemento y representamos a los electrones mediante el símbolo e^- .



En este caso, la semirreacción de reducción es:



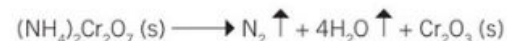
Si analizamos ambas semirreacciones, observamos que, así escritas, parece que un electrón desaparece, pues en la oxidación el zinc libera dos y el hidrógeno solo necesita uno de ellos para reducirse. Para que esta incongruencia se resuelva, necesitamos ver la reacción bien balanceada, en la que podemos distinguir que por cada átomo de zinc hay dos de hidrógeno, por lo que se requieren en realidad dos electrones para que la reducción se lleve a cabo:



Semirreacción de oxidación: $\text{Zn}^0 - 2e^- \longrightarrow \text{Zn}^{2+}$

Semirreacción de reducción: $2\text{H}^1 + 2e^- \longrightarrow \text{H}_2^0$

Veamos un ejemplo más de análisis de una reacción redox. Si quieren representar la erupción de un volcán, como en la figura 4.42, utilizarían dicromato de amonio, una sal anaranjada que reacciona cuando se humedece con alcohol y se enciende, simulando el efecto de lava. El producto es un polvo verde oscuro, óxido de cromo (III), que salta de la masa inicial porque al mismo tiempo se liberan agua y nitrógeno como gases. La ecuación es:



Con los números de oxidación:



Elemento que se oxidó: $2\text{N}^{3-} - 6e^- \longrightarrow \text{N}_2^0$

Elemento que se redujo: $2\text{Cr}^{6+} + 6e^- \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+}$



Fig. 4.42. Una vez encendido, el dicromato de amonio ($(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) continúa la reacción de forma espontánea, ya que es exotérmica.

La reacción cumple con la ley de conservación de la materia y está balanceada en sus cargas, pues cada uno de los dos átomos de nitrógeno pierde tres electrones y cada átomo de cromo, de los que hay dos en cada compuesto, los gana.

Actividad

Respondan en su cuaderno. Después revisen las respuestas en grupo con la guía de su profesor.

• El manganeso, como el vanadio, forma compuestos de colores muy diferentes cuando cambia de estados de oxidación (fig. 4.43). Asignen los números de oxidación.

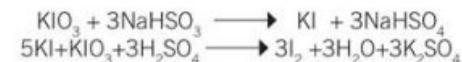
- Permanganato de potasio, morado (KMnO_4)
- Ion manganato, verde (MnO_4^{2-})
- Óxido de manganeso(IV), sólido negro (MnO_2)
- Hidróxido de manganeso (III), sólido café $\text{Mn}(\text{OH})_3$
- Cloruro de manganeso (II), sal color de rosa (MnCl_2)
- Manganeso metálico (Mn)

- Respondan: ¿qué relación hay entre el número romano que está entre paréntesis al final del nombre y el número de oxidación del manganeso?
- En la reacción indiquen los números de oxidación de cada elemento e identifiquen cuál se oxidó y cuál se redujo. Para ello consideren que el elemento que gana electrones aumenta su carga negativa y el que los pierde se hace más positivo:



- Una reacción o secuencia de reacciones impresionante se conoce como "reloj de yodo". En ella, el yodato de potasio reacciona lentamente con bisulfito de sodio para formar bisulfato de sodio y yoduro de potasio, el cual en una segunda reacción rápida reacciona con más yodato de potasio para producir yodo como elemento, agua y sulfato de potasio. En presencia de almidón en suspensión o disolución, el yodo forma un compuesto azul muy oscuro que aparece muchos segundos después de reunir y agitar los reactivos.

Este tiempo depende de factores como la concentración de los reactivos y la temperatura. En las reacciones identifiquen los compuestos descritos, asignen los números de oxidación e identifiquen cuáles se oxidan y cuáles se reducen:



Compartamos lo aprendido

En equipos de cuatro integrantes, entreguen al profesor cinco tarjetas de cartón, cada una con una pregunta sobre los temas revisados en estas páginas. Anoten la respuesta en la parte de atrás.

- Una de las tarjetas deberá incluir algún concepto de redox; otras tres, el cálculo de los números de oxidación de un compuesto, y una más alguna pregunta sobre una reacción química redox de las analizadas en estos últimos temas u otras similares que averigüen.
- Con estas fichas, el profesor organizará un juego de preguntas y respuestas por equipo.

Antes de finalizar el bloque y de comenzar el proyecto pueden realizar una autoevaluación. Si tienen tiempo, realicen también una coevaluación. Tengan en cuenta lo descrito en las páginas 69 a 71.



Fig. 4.43. El manganeso, como el vanadio, tiene también muchos estados de agregación con apariencias muy variadas, como pueden ver aquí.

Espacio tecnológico

En la página que se sugiere aparece un video de la reacción del reloj de yodo que se analiza en la última pregunta de la actividad.

www.molesybits.es/2013/02/quimiasombrosidades-el-reloj-de-yodo.html
(Fecha de consulta: 23 de enero de 2017).

Proyecto

Ahora tú explora, experimenta y actúa.
Integración y aplicación

Fig. 4.44. En los baños y cocinas, igual que en las regiones muy húmedas, la corrosión de las piezas metálicas es difícil de evitar.

Los compuestos y reacciones que hemos analizado hasta ahora tienen muchas aplicaciones en la vida cotidiana. Para terminar este bloque, pondrán en práctica la habilidad de desarrollar en equipo una investigación cuidadosa y organizar una presentación de la información que recaben y analicen, así como de las actividades que organicen al respecto.

Nuevamente se presentan dos opciones de temas para que en el grupo decidan qué equipos se enfocarán en cada una de ellas. Además, si quieren averiguar más sobre temas o ejemplos de este bloque, con la coordinación del profesor, algunos equipos podrán desarrollarlos.

Opción 1 ¿Cómo evitar la corrosión?

Planeación

Esta opción de proyecto es muy importante para la vida diaria. La corrosión, que es la oxidación de los metales y sucede como consecuencia, por ejemplo, de factores ambientales, provoca el desgaste de partes de construcciones, de piezas de aparatos, de monumentos o de utensilios, además del desgaste y taponamiento de tuberías metálicas (fig. 4.44). Como podrán imaginar, esto tiene muchas consecuencias económicas tanto para las personas como para la sociedad.

En este bloque hemos estudiado las dificultades que implica reducir los metales a partir de los minerales para aprovecharlos, por lo que les será fácil imaginar lo conveniente que resulta utilizarlos al máximo sin tener que sustituirlos. También saben que hay metales que se oxidan con más facilidad que otros o que pueden llevarse a cabo reacciones químicas de óxido-reducción en las que se oxida un metal mientras otro se reduce.

Por fortuna existen mecanismos físicos y químicos con los que se puede evitar o retrasar la corrosión (fig. 4.45). Cada uno se aplica para determinados metales, de acuerdo con sus propiedades y con las circunstancias en que se encuentren. La comprensión de estos mecanismos es el objetivo de la investigación que van a arrancar.

Es importante que los equipos, de tres o cuatro integrantes, dediquen tiempo a reunir información sobre el tema. Con este primer acercamiento podrán decidir qué enfoque le darán a su investigación o qué tipo de proyecto desarrollarán.

Para tomar la decisión, se proponen cuatro posibles objetivos:

- Analizar los problemas que, a nivel doméstico, industrial y social, genera la corrosión, como un **proyecto ciudadano**.
- Conocer y comprender los principales mecanismos para evitar la corrosión y las sustancias que se emplean para ello, como **proyecto científico**.
- Desarrollar detalladamente un ejemplo de aplicación de alguno de los mecanismos que evitan la corrosión, como **proyecto tecnológico**.



Fig. 4.45. Los clavos, tuercas y alambres suelen ser de hierro o de acero galvanizado, que se logra con recubrimiento de zinc. Con este método se retrasa la corrosión del metal.

Como en los proyectos anteriores, se pueden identificar temas particulares relacionados con la corrosión que guían el trabajo y delimitan lo que se quiere conocer.

Aquí se presentan algunas frases y preguntas que les servirán como guía:

- El hierro, que es el elemento esencial para obtener el acero, se oxida con relativa facilidad. ¿Cómo se logra la fabricación de acero inoxidable? (Fig. 4.46)
- Muchas estructuras de construcciones, rejas y marcos de ventanas se fabrican con acero. Cuando estas estructuras se dejan a la intemperie sin protección, como pintura o algún tratamiento químico, invariablemente mostrarán los estragos de la corrosión en muy poco tiempo. ¿Con qué tipo de productos se recubren para evitar este daño? ¿En qué condiciones se deben aplicar?
- Las tuberías metálicas que se encuentran bajo tierra, los tanques de combustible a la intemperie y los barcos y vehículos acuáticos están expuestos al agua, con lo que pueden tener un fuerte desgaste (fig. 4.47). ¿Con qué mecanismos se protegen? ¿En qué consiste la "protección catódica" que utiliza a metales como el magnesio y el zinc?
- Con corriente eléctrica se pueden producir cambios químicos que normalmente no son espontáneos. A estos procesos se les conoce como electrodeposición y son casos de electrólisis. El galvanizado, el dorado y el cromado sirven para ejemplificarlos y son mecanismos empleados contra la corrosión. ¿En qué consisten? ¿En qué casos se aplican?
- Los marcos de algunas ventanas y cancelas de baños se pueden fabricar con aluminio anodizado, que se produce también con un proceso que emplea corriente eléctrica. ¿Cómo se realiza? ¿Qué ventajas presenta su uso?



Fig. 4.46. Los cubiertos normalmente están fabricados con acero inoxidable.



Fig. 4.47. Los cascos de las embarcaciones modernas, que suelen hacerse con acero, deben protegerse con algo más que pintura, pues no se puede correr el riesgo de que se oxiden y perforen si esta se raspa.

Actividad

Una vez que en equipo hayan decidido el tema con el que trabajarán en este proyecto, anótenlo en una hoja y muéstrénla a su profesor.

- Escriban ideas sobre las formas posibles para exponer el tema determinado. De esta forma pueden ir consiguiendo los materiales que utilizarán.
- También decidan y redacten las hipótesis de su trabajo.
- Comenten en clase los proyectos que hará cada equipo y las hipótesis sobre lo que esperan obtener.
- Después de esta sesión se decidirá en grupo cuáles serán los tiempos para realizar la investigación. Es necesario que todos los tomen en cuenta.

También elaboren un cronograma de actividades donde plasmen cómo se dividirán el trabajo y el tiempo que dedicarán a cada actividad.

Desarrollo

Como hemos trabajado en los proyectos anteriores, con el tema elegido, el tiempo considerado y las hipótesis planteadas, es momento de reunir la información que nos permitirá desarrollar el proyecto y responder las preguntas propuestas.

Las fuentes principales para consultar son libros de química general, artículos de revistas de divulgación y páginas de Internet. Recuerden que nunca es suficiente revisar un solo material, pues conviene corroborarla y complementarla para asegurar que los datos y definiciones que se manejan son los correctos.

Aquí se les presentan algunas sugerencias para que busquen más información, aunque no deben limitarse a estas. En este caso, existen libros que son fáciles de conseguir, incluso en Internet, y se dedican precisamente al tema de la corrosión, así que considérenlos como una opción.

- Ávila M., Javier y Joan Genesca Ll. *Más allá de la herrumbre I*, FCE, Colección La Ciencia Para Todos n° 9, México, 1999. Texto completo en: bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen1/ciencia2/09/htm/masallla.htm (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- Ávila M., Javier y Joan Genesca Ll. *Más allá de la herrumbre II. La lucha contra la corrosión*, FCE, Colección La Ciencia Para Todos n° 79, México, 1997. Texto completo en: bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen2/ciencia3/079/htm/masalla2.htm (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- Genesca Ll., Joan. *Más allá de la herrumbre III. Corrosión y medio ambiente*, FCE, Colección La Ciencia Para Todos n° 121, México, 1994. Texto completo en: bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen3/ciencia3/121/htm/masalla3.htm (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).



Fig. 4.48. Las actividades deben realizarse bajo la supervisión del profesor. Consideren los cuidados necesarios para manejar sustancias.

Direcciones de Internet:

- Textos Científicos.com, *Corrosión*, en: www.textoscientificos.com/quimica/corrosion (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- Módulo VIII, *Corrosión*, en: www.ing.unlp.edu.ar/quimica/corrosion.htm (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).

Cuando cada miembro del equipo concluya su investigación, será momento de una reunión para comparar la información y decidir lo que es más relevante. Para el diseño de algún experimento pueden tomar como base las experiencias desarrolladas o comentadas en este bloque.

Podrían, por ejemplo, conseguir muestras de diversos metales y comparar cómo se oxidan en diferentes circunstancias, analizar cómo se modifica esta corrosión si los protegen con algún mecanismo o hacer pruebas de electrodeposición o recubrimiento metálico por electrólisis, y emplear diversos metales y disoluciones de sus sales.

Actividad

Con la asesoría de su profesor decidan cómo harán el experimento para demostrar lo que están investigando. En caso de que no hayan optado por un experimento pueden pedir la guía de su profesor para valorar el avance de su investigación.

Recuerden que el desarrollo de los experimentos no tiene como principal objetivo que logren una demostración "infalible", sino que realicen pruebas y concluyan sobre la viabilidad de aplicar determinados mecanismos (fig. 4.48).

Comunicación

Para exponer, en este caso, pueden desarrollar carteles, una presentación digital con textos e imágenes o incluso una dramatización o un programa de divulgación científica o de tecnologías o pequeña obra de teatro en la que muestren cómo podrían realizar la protección contra la corrosión o un caso práctico en el que se analizarán las ventajas de hacerlo. Si su proyecto incluye presentación de experimentos, posiblemente lo mejor será exponer de forma oral mientras los muestran, con la ayuda de algunos carteles.

Actividad

En una sesión coordinada por su profesor organicen las fechas de presentación, el tiempo que dispondrán y los materiales que requerirán, para que el proceso resulte ordenado y acuerden qué entregarán al profesor como evidencias de trabajo.

Evaluación

Durante todo el proceso, como una parte importante de cada sesión, en el equipo deberán comentar qué tan fácil ha sido cada paso, cómo se sienten y qué podrían mejorar. Todo esto lo comentarán con el profesor, para que él, a su vez, al analizar sus productos de trabajo y sus comentarios, haga también su valoración y sus sugerencias.

Para concluir, será conveniente una sesión grupal de evaluación en la que se elabore un resumen del tema coordinado por el profesor y se comenten con todos los equipos presentes las dificultades que se enfrentaron durante la investigación y el desarrollo de los experimentos, la forma en la que se resolvieron y la trascendencia social y económica de este tema.

Opción 2 ¿Cuál es el impacto de los combustibles y posibles alternativas de solución?

Planeación

Durante más de cien años, los combustibles fósiles, como el carbón, el gas natural y los derivados del petróleo, han "movido al mundo". No solo los transportes, sino la maquinaria de muchas industrias, los hornos de varias empresas, los generadores de electricidad y los equipos de calefacción, han empleado la combustión como fuente de energía.

Los beneficios que el ser humano ha obtenido de estos recursos son incuestionables. Pero su escasez y sus consecuencias en el ambiente nos obligan a buscar formas más adecuadas para emplearlos y nos conducen a profundizar en la investigación y explotación de fuentes alternativas, más eficientes y menos contaminantes.

El propósito del proyecto es que analicen los beneficios y problemas del uso de distintos combustibles, en cuanto a costo, eficiencia, abundancia, generación de contaminantes o seguridad en su empleo, para que tomen decisiones adecuadas en relación con las actividades y circunstancias del uso de estas fuentes de energía. Las frases y preguntas que se presentan a continuación pueden servir como guía para elegir el tema particular a trabajar:

- El gas natural abunda en zonas de yacimientos petroleros, tiene principalmente metano (CH_4) y se utiliza en muchos países. Incluso se quema para liberar presión del subsuelo. ¿Qué ventajas y desventajas tiene su uso con respecto a otras fuentes? ¿En qué condiciones está su explotación en nuestro país? (Fig. 4.49)
- En el mundo se emplean diversas fuentes de energía, algunas de las cuales se explotan a partir de los recursos del propio país y otras se importan, en ocasiones a muy altos costos. ¿Cuál es la abundancia de fuentes de combustibles en México? ¿Para cuánto tiempo se calcula que alcanzarán estas reservas?



Fig. 4.49. Como una alternativa al gas que se obtiene del petróleo, puede usarse gas natural, parrillas eléctricas, anafes de carbón o calentar en el horno de microondas.



Fig. 4.50. El viento es una alternativa limpia para generar energía.

Actividad

Una vez que hayan analizado los propósitos y sugerencias anteriores, será conveniente que tomen acuerdos sobre estos puntos:

- Decidan si su proyecto será de tipo **científico**, **ciudadano** o **tecnológico**. En este caso, por la trascendencia social, ambiental y económica del tema, posiblemente sería conveniente decidir por algo que aportara ideas de solución, además de comprender los fundamentos científicos.
- De acuerdo con el tema, planteen posibles formas de presentarlo, aunque lo afinen durante el desarrollo.
- Planteen hipótesis sobre la información que esperan y comenten qué resultados les gustaría obtener.
- Organicen un calendario o cronograma con el tiempo que dedicarán para buscar información, programen la reunión para revisarla y organizarla y los momentos para diseñar y armar lo que requieran para exponer.
- Reporten esta información por escrito al profesor para que se organicen las exposiciones del grupo.

Desarrollo

Es momento de reunir información. El tema aparece con frecuencia en revistas de divulgación científica y periódicos, incluso en sus versiones digitales, así que pueden recurrir a las páginas de Internet de tipo académico y a libros de química. Es muy recomendable tener a la mano datos actuales para cualquier tema, por lo que les sugerimos que reúnan datos de actualidad sobre lo que ocurre en este tema en diferentes partes del mundo y en México.

A continuación se sugieren algunas direcciones electrónicas en las que encontrarán información útil, pero si dedican un poco más de tiempo a la búsqueda hallarán muchas más. Recuerden que no es conveniente recurrir a una sola fuente, pues se requiere validar que las definiciones, gráficas y datos sean correctos y confiables:

- Hoy es una realidad el uso de fuentes energéticas alternativas que no queman combustibles, como la energía eólica, la solar y la hidráulica. ¿Qué ventajas y desventajas tiene su empleo? ¿Qué tan común es su aplicación en el mundo? (fig. 4.50)
- La basura y los restos de seres vivos (biomasa) o derivados de ellos (biocombustibles) pueden emplearse como fuentes de energía. ¿Qué facilidades hay para ello? ¿En qué grado resultan convenientes en comparación con otras fuentes de energía?
- En países como EUA y Brasil, desde hace varios años hay transportes que emplean etanol como combustible. ¿Cómo se obtiene? ¿Será el uso de este combustible de utilidad para disminuir los problemas de calentamiento global? ¿Por qué?
- Desde hace años se investiga cómo aprovechar el hidrógeno, en particular para los coches. Aunque aún no se maneja en México, desde 1999, en Hamburgo, Alemania, se instaló una estación distribuidora para coches que ya lo emplea. Se calcula que en el año 2020 podría ser la primera opción de compra. ¿Qué ventajas y desventajas presenta el hidrógeno con respecto a la gasolina en relación con su obtención, uso, costo, energía y contaminantes?

- La generación eléctrica a partir de combustibles fósiles, en: www.iiie.org.mx/boletín042009/divulga.pdf (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- *Los combustibles*, en www.portalplanetasedna.com.ar/combustibles.htm (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- Secretaría de Economía, PROMEXICO, *Energías alternativas en México*, en www.promexico.gob.mx/desarrollo-sustentable/energias-alternativas-en-mexico.html (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).

Actividad

La investigación terminará cuando hayan recopilado la información, y después empezará el análisis de esta, el cual deben hacer en equipo.

- Reúnan la información obtenida y organizada en fichas de trabajo.
- Organicen los datos y definiciones para generar un trabajo escrito que entregarán a su profesor como evidencia del trabajo y para que les haga correcciones o ajustes que puedan considerar para su exposición.
- Incluyan en su análisis gráficas que demuestren cómo ha aumentado o disminuido el consumo de los tipos de energía que hayan investigado, las regiones donde se consume u otros datos que puedan mostrarse de forma ordenada para su mejor comprensión.

Comunicación

La información que consigan, las conclusiones que obtengan y las decisiones que tomen sobre el análisis costo-beneficio de los combustibles y acerca de las alternativas para sustituirlos deberán estar incluidos en un trabajo escrito para entregar a su profesor.

De la misma manera, el equipo deberá elaborar carteles con esquemas que simplifiquen o muestren procesos (fig. 4.51), un video, una revista o alguna presentación en medios digitales para compartir lo averiguado con el grupo. Incluso podrían escribir una escena teatral en la que desarrollen una situación adecuada para hablar sobre los temas investigados.

Todos los miembros del equipo deberán participar en la exposición, ya sea al tratar algún tema o al resolver dudas de sus compañeros. Esto dependerá del tipo de recurso que hayan elegido para comunicar el resultado de su investigación.

Evaluación

A lo largo de la investigación es importante que todo el equipo comunique sus dudas, comentarios y propuestas para mejorar el trabajo. No olviden comentar esos aspectos con el profesor para que pueda orientarlos en caso necesario.

Al terminar las exposiciones, sería conveniente organizar una discusión grupal para que todos opinen sobre cuál de los combustibles y sus alternativas es más viable y adecuado, de acuerdo con la información aportada por los diferentes equipos.

Para terminar, comenten en grupo cuáles fueron sus principales aciertos y dificultades. También escuchen las opiniones de los demás compañeros sobre los aspectos que fueron exitosos y los que podrían haberse mejorado; háganlo de una forma constructiva y aporten ideas para futuros trabajos. Tomen en cuenta lo revisado en la sección "A evaluar" de las páginas 69 a 71.

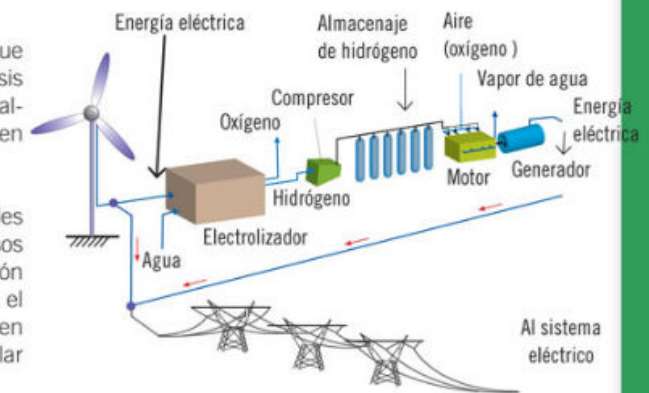


Fig. 4.51. El hidrógeno puede obtenerse por medio de energía del viento, y este esquema simplifica la comprensión del proceso.

Evaluación del bloque 4

Escuela: _____

Nombre del alumno: _____

Grupo: _____ Fecha: _____

Preguntas

1. Lee y responde en tu cuaderno.

La vitamina C: un buen antioxidante natural contra el envejecimiento



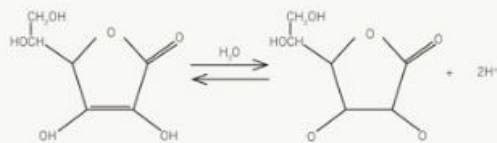
El ambiente, algunos alimentos que ingerimos, el humo del cigarro, muchas sustancias industriales o tecnológicas con las que tenemos contacto, las radiaciones y hasta el estrés por las presiones de la vida cotidiana, generan sustancias químicas que son dañinas para la salud.

Algunas de estas sustancias se presentan como partículas llamadas radicales libres, es decir, átomos que perdieron electrones indispensables para llenar sus últimos niveles de energía, por lo que tienen

que recuperarlos y oxidan a la mayoría de las moléculas y átomos que encuentran en su camino. Este proceso oxidativo es responsable de irritaciones, desgaste de tejidos y, a largo plazo, de muchos de los efectos del envejecimiento del cuerpo.

Por fortuna, otro tipo de sustancias presentes sobre todo en alimentos vegetales son aliadas de nuestras células contra este proceso. Una de ellas, la vitamina C, es posiblemente la más conocida. Esta sustancia, llamada ácido ascórbico, abundante en cítricos, entre otras frutas y verduras, además de que puede tomarse como parte de complementos farmacéuticos, es un excelente antioxidante, pues al encontrarse con los radicales libres ella misma cede sus electrones con facilidad y así evita el daño en los tejidos.

El ácido ascórbico es un compuesto de fórmula $C_6H_8O_6$. Cuando está puro a temperatura ambiente forma cristales blancos que fácilmente pueden ser empleados para fabricar los comprimidos o pastillas. Es muy soluble en agua y al disolverlo, se disocia, como puedes ver en la siguiente reacción:



En sólido, este compuesto se mantiene estable por un tiempo, pero disuelto, rápidamente reacciona con agentes oxidantes del agua y del aire para formar ácido dehidroascórbico, $C_6H_6O_6$, que no tiene el mismo poder reductor.

Esta vitamina tiene otras funciones, como ayudar a formar ciertas proteínas útiles para la piel, los tendones y los ligamentos; sanar heridas y construir tejido de cicatrices; reparar huesos, cartilagos y dientes, y proteger contra algunas infecciones virales y bacterianas.

- Observa la reacción de lo que pasa cuando el ácido ascórbico se pone en agua. Explica por qué es una disociación y por qué este compuesto es un ácido.
- Analiza el texto y explica qué le ocurre a la vitamina C cuando actúa como antioxidante que protege al cuerpo.
- Muchos cítricos como naranja o toronja pueden consumirse en forma de jugos, pero estos deben consumirse al terminar la preparación, pues si se dejan en jarras mucho tiempo, el poder antioxidante de la vitamina C ya no es tan efectivo. ¿Por qué ocurre esto?

2. Lee.

¿Qué ocurrió con el transbordador espacial Challenger?

El 28 de enero de 1986 comenzaba la décima misión del Challenger. No era un viaje más de exploración, pues además del objetivo de colocar un satélite de comunicaciones, por primera vez llevaba en su cabina a una ciudadana no astronauta, la maestra Christa McAuliff, que realizaría una serie de observaciones y experimentos en órbita que serían vistos por los estudiantes de muchas partes del mundo. Millones de personas seguían por televisión el proceso de lanzamiento, pero ante el asombro de las multitudes, cuarenta y cinco segundos después del despegue la nave explotó en el aire.

La cabina de la tripulación se separó del resto de la nave, se hizo pedazos al chocar con el agua y se hundió a más de treinta metros de profundidad; el rescate de las piezas para analizar el accidente fue complicado. Esta nave no tenía "caja negra" sellada, pero llevaba cintas de grabación, una de las cuales se rescató semanas después muy deteriorada por el agua del mar.

El daño principal fue de naturaleza química, pues el agua de mar, ligeramente básica, proporcionó los iones OH^- para reaccionar con los iones de Mg^{2+} , formados por la oxidación del magnesio metálico. El hidróxido de magnesio resultante ($Mg(OH)_2$) formó una masa parecida al concreto tras cubrir y aglutinar a las cintas. Además, se debilitó la unión del plástico con el óxido de hierro(II) (FeO), el material magnético que permite la grabación.

Tras una meticulosa investigación, los químicos limpiaron la cinta sin desenrollarla, para neutralizar el $Mg(OH)_2$ mediante tratamiento con disolución de ácido nítrico (HNO_3), para formar nitrato de magnesio ($Mg(NO_3)_2$) y agua. Posteriormente se enjuagó con agua, luego con metanol (CH_3OH) y se cubrió con silicón como lubricante para proteger sus capas.

Por último, se desenrollaron los 120 m de cinta, se pasaron a un nuevo carrete y se regrabaron en una cinta virgen. Al escucharla, los investigadores se dieron cuenta de que los tripulantes notaron que había problemas unos segundos antes de la explosión, pero desgraciadamente fallecieron como consecuencia del choque de presión que esta generó.



- Nombra los ácidos y las bases que intervinieron en este lamentable accidente.
- Estas reacciones se nombran en el texto. Representa las ecuaciones correspondientes:
 - A) Formación de un óxido metálico (óxido de hierro (II))
 - B) Formación de una base o hidróxido a partir de un óxido metálico (hidróxido de magnesio)
 - C) Neutralización del hidróxido de magnesio con el ácido nítrico
- ¿Por qué consideras que es importante conocer sobre este tipo de reacciones en situaciones como esta?
¿Piensas que puedes aplicar los conocimientos básicos en química en tu vida cotidiana? ¿Cómo?

3. Lee, responde y realiza los ejercicios.

El alcoholímetro



El consumo excesivo de alcohol provoca muchos accidentes de tránsito debido a que disminuye los reflejos de la gente que maneja después de beber. Esto ha motivado que se diseñen sistemas que puedan aplicarse fácilmente en la calle para identificar la ingesta de alcohol en los conductores. El aparato se conoce como **alcoholímetro** y uno de los modelos funciona por medio de una reacción que detecta el etanol en el aliento.

El conductor sopla en un recipiente que contiene una disolución amarillenta de ácido sulfúrico (H_2SO_4) y dicromato de potasio, ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), una sal de cromo 6+ (Cr^{6+}); si tiene aliento alcohólico, el color va cambiando hacia un tono rojizo, pardo y finalmente verdoso, que depende de la concentración del etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) en el aire expulsado. El cambio de color se debe a la aparición de sulfato de cromo (III), sal de color verde de cromo 3+, (Cr^{3+}), según esta ecuación:



El etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) y el ácido acético (CH_3COOH) que se forman tras la reacción, son compuestos similares pero varían en el grado de oxidación de los átomos de carbono. Como oxidar es perder electrones y reducir es ganarlos, mientras más positivo es el número de oxidación, más oxidado está el elemento y mientras más negativo sea, estará más reducido.

Para asignar números de oxidación al carbono, se considera en cada enlace si el elemento unido es más o menos electronegativo: el hidrógeno es menos electronegativo que el carbono, por lo que se considera que le cede sus electrones, mientras que el oxígeno los atrae hacia sí. Observa cómo quedan en este caso:



Es muy importante que el consumo de alcohol entre los adultos se lleve a cabo de forma responsable y que quienes hayan tomado bebidas alcohólicas eviten manejar, como una medida de cuidado para la vida propia y la de los demás.

- Entre los carbonos del etanol y los del ácido acético, ¿cuál es el más oxidado y cuál el más reducido? ¿Cómo lo distingues?
- Considerando que ácido acético se formó a partir del etanol, ¿el carbono que cambió durante la reacción, se oxidó o se redujo? ¿En qué te basas para deducirlo?
- El otro elemento que cambió de número de oxidación en la reacción del alcoholímetro fue el cromo. ¿Se oxidó o se redujo? Justifica tu respuesta.
- En el proceso que se describe, explica: ¿qué relación hay entre el cambio que sucedió al etanol y el que le ocurrió al cromo?

4. Lee y realiza lo que se pide.

El hipoclorito de sodio acaba con los gérmenes y “blanquea”

Entre las amenazas más grandes para la humanidad están los microbios patógenos. Tenemos contacto con millones de virus, hongos y bacterias, algunos de los cuales causan serias enfermedades. Entre los mecanismos para “defendernos”, hay uno muy accesible: el blanqueador de ropa con hipoclorito de sodio (NaClO), comúnmente llamado cloro o lejía.

Esta disolución definitivamente mata a los gérmenes, pues como oxida de manera intensa a toda la materia orgánica, no es posible que se desarrollen microbios en ella. La lejía se hace a partir de cloro (Cl_2) que burbujea en disolución de hidróxido de sodio (NaOH). Aunque es un fuerte oxidante, se puede mantener estable si no se expone a la luz o al calor.

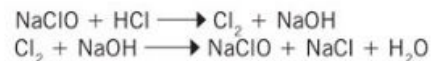
Se utilizó por primera vez para desinfectar agua potable de Maidstone, Inglaterra, en 1897, durante una epidemia de tifus; su eficacia se probó con el control de otras epidemias y finalmente se convirtió en el método más empleado para desinfectar el agua. No obstante, algunos ecologistas están en contra de que se use porque, además de eliminar gérmenes no dañinos, el NaClO puede reaccionar con otras sustancias y producir trazas de agentes cancerígenos llamados “organoclorados”.

Otra razón por la que se desaconseja su uso, es porque si se mezcla con un ácido como el clorhídrico (HCl) puede liberar cloro gaseoso (Cl_2), muy tóxico, incluso mortal si se respira unos minutos. Esto ocurre con frecuencia en el hogar y en hospitales, pues por ignorancia, el hipoclorito de sodio se usa mezclado con productos desincrustantes con ácidos para disolver el sarro que suele formarse en baños y cocinas.

Algunas industrias aprovechan el poder oxidante del NaClO como decolorante, por ejemplo en el papel. La madera se puede moler en agua hasta tener una fibra muy fina o se pueden aprovechar oxidantes para separar la lignina de las fibras de celulosa que son la base del papel. El blanqueo con NaClO no solo mejora el color, sino que produce hojas más durables y fáciles de imprimir. También en esta industria hay protestas ecologistas y algunas empresas blanquean la pulpa con tratamientos oxidantes de oxígeno (O_2) y peróxido de hidrógeno (H_2O_2) principalmente.



- Dos reacciones que se describen en el texto son las siguientes.



- Todas las reacciones químicas cumplen con la ley de la conservación de las masas, por lo que debe encontrarse la misma cantidad de masa de uno y otro lado de la reacción. Analiza las reacciones y equilibra las o balancéalas si notas que no cumplen con esta ley.
- Justifica el uso del hipoclorito de sodio en la industria, el hogar y en hospitales. ¿Por qué piensas que se propone sustituirse por otros compuestos?
- Escribe una frase que pudiera incluirse en la etiqueta de los productos comerciales de hipoclorito de sodio para prevenir accidentes al mezclarlo con otros agentes limpiadores.

Para terminar este curso investigarán por última vez sobre temas relevantes para ustedes y para la sociedad. Esta será una oportunidad para aplicar todo lo que hayan aprendido y corregido en cada una de las investigaciones y presentaciones anteriores, mediante las cuales es probable que hayan conocido diferentes fuentes de información y muchas técnicas de presentación, además de practicar el trabajo en equipo.

Es importante que en este bloque trabajen muy de cerca con su profesor y tomen la decisión del proyecto que hará cada equipo. También es posible que, además de un proyecto particular para cada equipo, todo el grupo realice el proyecto sobre la síntesis de un producto elástico, ya que es muy importante y puede ser muy amplio. La decisión dependerá del tiempo del que dispongan y del interés por cada tema.

Entre los proyectos a elegir hay temas de historia, de industria, de arte, de cuidado del cuerpo y la belleza, del campo y de la sociedad, así que sus intereses o aficiones estarán conectadas con la ciencia que han estudiado a lo largo del curso, la que, pese a los grandes avances y lo específico de sus investigaciones, no puede desligarse del resto del conocimiento ni de los demás ámbitos de la vida cotidiana. ¡Disfruten esta oportunidad de ampliar tu cultura química y aplicarla con provecho!

Aprendizajes esperados

- Plantea preguntas, realiza predicciones, formula hipótesis con el fin de obtener evidencias empíricas para argumentar sus conclusiones, con base en los contenidos estudiados en el curso.
- Diseña y elabora objetos técnicos, experimentos o modelos con creatividad, con el fin de que describa, explique y prediga algunos procesos químicos relacionados con la transformación de materiales y la obtención de productos químicos.
- Comunica los resultados de su proyecto mediante diversos medios o con ayuda de las 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.
- Evalúa procesos y productos considerando su efectividad, durabilidad y beneficio social, tomando en cuenta la relación del costo con el impacto ambiental.

Ahora tú explora, experimenta y actúa.
Integración y aplicación



Fig. 5.1. Es muy probable que no tengan que esforzarse mucho para encontrar aplicaciones de los plásticos.

Opción 1: ¿Cómo se sintetiza un material elástico?

Planeación

Si piensan en un material elástico, seguramente imaginarán una liga, un resorte, un chicle o el forro de plástico de sus libros, por ejemplo (fig. 5.1). Estos son materiales muy comunes y hay una gran variedad de ellos, pero es probable que aún no tengan claro desde cuándo se usan objetos como estos, dónde se obtienen, qué propiedades tienen o cuántos tipos de este material existen.

Aunque los plásticos que empleamos hoy son materiales modernos que se fabrican industrialmente desde hace menos de un siglo, desde épocas remotas ya se conocían diversos materiales elásticos naturales. Por ejemplo, el hule o caucho y otras resinas vegetales fueron empleados por diferentes culturas americanas antes de la llegada de los españoles.

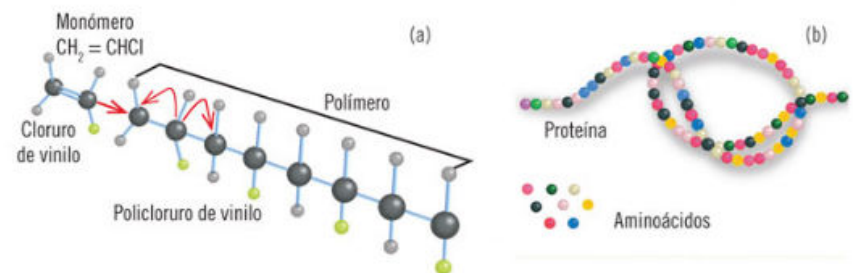
El siglo XX fue el inicio de una época de grandes transformaciones en el estilo de vida de las sociedades como consecuencia del avance de la ciencia y sus aplicaciones tecnológicas. Para muchos estudiosos, uno de los desarrollos de mayor impacto ha sido el de la industria de los plásticos sintéticos, materiales que poco a poco se utilizan en prácticamente todas las actividades del ser humano (fig. 5.2). Es por esto que no podemos terminar este curso sin profundizar en el conocimiento y análisis de las propiedades de estos materiales la forma de obtenerlos y las ventajas y desventajas de emplearlos, lo cual será la base de este proyecto.

Actividad

A manera de introducción y para exponer ideas sobre este tema, pidan a su profesor que guíe una discusión sobre estos aspectos:

- Importancia de los plásticos en la vida actual.
- Tipos de plásticos más comunes que conocen y sus aplicaciones.
- Ideas para generar en equipo proyectos científicos, ciudadanos y tecnológicos para este tema. En este caso es mucho lo que hay que conocer y entender, hay gran variedad de actividades que pueden demostrar y la importancia social de los plásticos es enorme, así que sería ideal que cada proyecto abarcara todas las posibilidades.

Fig. 5.2. Un ejemplo de plástico sintético es el cloruro de polivinilo o PVC (a) en el que un mismo monómero se repite muchas veces, pero hay polímeros que se forman con dos o más monómeros diferentes, como las proteínas que resultan de la unión de distintos aminoácidos (b).



Los materiales elásticos, tanto naturales como sintéticos, forman parte de un conjunto que los químicos denominan **polímeros**. La mayoría son derivados del carbono y todos tienen una característica similar: se forman cuando una molécula pequeña, de unos cuantos átomos, se une a otra igual y a otras más de forma repetida hasta crear una larga cadena. A cada estructura pequeña le llamamos **monómero** y según las condiciones en que se lleve a cabo la unión, se pueden generar materiales distintos, como pueden ver en la figura 5.2 de la página anterior.

Como en casi todas las sustancias, la estructura interna de los polímeros se refleja en sus propiedades físicas. En los plásticos, una misma cadena de monómeros puede formar plásticos distintos, depende del acomodo que tengan. Factores como el tiempo de polimerización, la temperatura, la presencia de algunos catalizadores o la agitación durante la reacción, pueden modificar las propiedades del producto obtenido.

Con la información que tienen hasta este momento es posible decidir el rumbo de la investigación. Una forma de abarcar varios aspectos sobre este tema, es que cada equipo elija un material plástico común, los pueden seleccionar de la lista de abajo. Junto a su nombre, aparecen las siglas y los números con los que internacionalmente se identifican para darles el tratamiento de desecho o reciclaje adecuado, código que pueden ver impreso en botellas y en diversos objetos de plástico:

- **Polietileno tereftalato** (PET o PETE, 1): pueden encontrarlo en las botellas.
- **Polietileno de alta densidad** (HDPE o PEAD, 2): el más producido en el mundo.
- **Cloruro de polivinilo** (PVC o V, 3): desde tuberías hasta cuero sintético.
- **Polietileno de baja densidad** (LDPE o PEDB, 4): bolsas, juguetes, botellas.
- **Polipropileno** (PP, 5): puede tener muchas apariencias.
- **Poliestireno** (PS, 6): espumas sólidas y otros productos.
- **Politetrafluoroetileno**: material al que no se le pega nada.
- **Nailon**: una de las fibras textiles más usadas.
- **Poliuretano**: aislantes térmicos y espumas resistentes.
- **Poliéster**: desde telas hasta barnices.
- **Hule natural y sintético**: diferencias y similitudes (fig. 5.3).



Fig. 5.3. De los árboles del hule, el más común es el *Hevea brasiliensis*. De él se obtiene el látex que se transforma en hule. Para el juego de pelota de diversas culturas prehispánicas, se empleaban bolas de "hule crudo" que botaba con fuerza.

Sin importar el material que elijan para desarrollar el proyecto, es importante que abarquen estos puntos:

- ¿De dónde se obtiene la materia prima para fabricarlo? ¿Es un recurso renovable o no?
- ¿Qué tipo de productos se elaboran con él?
- ¿Cómo influyen factores como la temperatura, el uso de catalizadores, el tiempo de reacción o la agitación para obtener variaciones en los materiales?
- ¿En qué aplicación se emplea? ¿Qué ventajas o desventajas presenta con respecto a otros materiales comunes como madera, algodón, cuero, cerámicas o vidrio?
- ¿Qué problemas de contaminación genera? ¿Se puede reutilizar fácilmente? ¿Es biodegradable? Si es posible reciclarlo, ¿cómo se hace? ¿Cómo se elimina?
- ¿Hay algún plan o proyecto para sustituirlo por otro que sea sustentable?

De manera adicional a esta investigación teórica, en el desarrollo del proyecto sugerimos algunas actividades prácticas sobre las que también podrían investigar y organizar una demostración para el resto del grupo.

Temas de relevancia social

Inclusión de personas con discapacidad.

Una aplicación de los polímeros está en la fabricación de prótesis para miembros, oído, arterias y válvulas que mejoran la vida de personas con discapacidad para ser integradas a todas las actividades sociales.



Fig. 5.4. Los clips sueltos representan monómeros y los engarzados representan polímeros. Haz cadenas que tengan al menos veinte unidades.

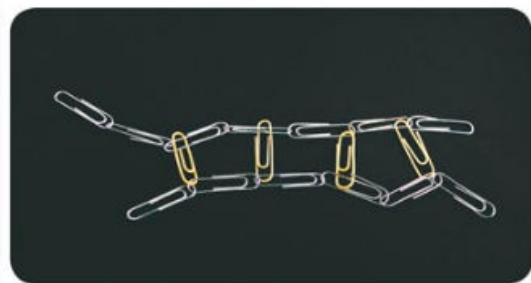


Fig. 5.5. La adición de alguna sustancia, representada por el clip de otro color, puede producir que se unan cadenas y formen redes. El proceso se conoce como reticulado.

Actividad

Después de revisar la información, en equipo, analicen las sugerencias y preguntas anteriores, con las que podrán decidir los tipos de plásticos con los que harán su investigación y lo que pueden explicar y demostrar sobre ellos.

Discutan las hipótesis que tienen sobre el tema, estas les servirán para redactar conclusiones.

- Decidan el formato de presentación de su proyecto.
- Entreguen por escrito la información al profesor para que les ayude a organizar el proceso.

Desarrollo

Antes de comenzar la búsqueda de información, en equipo lleven a cabo estas actividades; con ellas conocerán un poco más sobre el tema e identificarán mejor qué deben averiguar.

Actividad

1. Un modelo para relacionar estructura y propiedades

- Reúnan dos cajas de clips de dos colores distintos y tres botellas de plástico iguales, vacías.
- Separen los clips en tres conjuntos: dos de ellos organicenlos como en las estructuras de las figuras 5.4 y 5.5, el tercero déjenlo sin unir. Analicen diferencias entre los conjuntos.
- Introduzcan cada grupo de clips en una botella y agítienla. Luego, volteeñla para que los clips salgan. ¿Lo hacen todos con la misma facilidad?
- Comenten en equipo las diferencias que se aprecian entre las estructuras, las que corresponden a la forma de unir los clips.
- Si cada clip representara un monómero, ¿cómo creen que variarían las propiedades físicas de los materiales que formarían? ¿Serían iguales, en flexibilidad, fragilidad o densidad? ¿Por qué?

2. Un reflejo de la estructura en una bolsa de basura

- Consigan una bolsa de basura negra y averigüen de qué material está hecha. Corten varios trozos del plástico de 10 × 10 cm.
- Intenten estirar el material en diferentes sentidos y observen a contraluz cómo se ve el plástico estirado.
- Respondan en su cuaderno: ¿se logra deformar el plástico de igual forma en todos los sentidos? ¿Se aprecia alguna forma en el plástico estirado? ¿Cómo piensan que refleja esto la estructura del polímero? ¿Cómo afecta esta estructura a la utilidad de la bolsa? ¿Por qué piensan que estas bolsas son de plástico y no de otro material?

3. Procesar el unicel

- Un material común en empaques y recipientes desechables es el poliestireno o *unicel*. Para fabricarlo, el polímero en formación se burbujea con aire para lograr sus propiedades de “espuma sólida”. ¿Alguna vez han visto lo que le ocurre a este plástico cuando entra en contacto con acetona? ¿Por qué no lo prueban? En estas páginas electrónicas encontrarán información sobre el efecto de la acetona sobre el *unicel*:
 - www.uv.mx/universo/468/infgral/infgral_16.html (Fecha de consulta: 23 de enero de 2017).
 - <http://expociencias.com.mx/project/resanador-a-base-de-acetona-y-unicel/> (Fecha de consulta: 23 de enero de 2017).

4. Fabrica un plástico

- Consigan bórax o tetraborato de sodio ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$) en una farmacia. Disuelvan una cucharada en un vaso con agua, y con otra cuchara tomen un poco de pegamento blanco, sumérjanlo en la solución y moldéenlo con las manos.
- Averigüen qué ocurre en este proceso. Consulten las páginas:
 - www.ehowenespanol.com/eperimentos-borax-pegamento-sobre_78491/ (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
 - www.cneq.unam.mx/cursos_diplomados/diplomados/medio_superior/dgire2005_2006/portafolios/paginas/equipo1/documents/PRACTICA_3_001.pdf (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).

Además de los ejemplos anteriores, seguramente encontrarán otras formas de generar productos elásticos, mismas que podrán exponer o llevar a cabo si las realizan con materiales de fácil adquisición.

No olviden dividir la investigación documental entre los miembros del equipo, de esta forma tendrán información de diferentes fuentes. Cualquier libro de química general o química orgánica puede ser útil. Del mismo modo, existen artículos en revistas de divulgación sobre los plásticos, sus usos y los beneficios y problemas que generan. Adicionalmente pueden encontrar información más específica en algunas direcciones electrónicas (fig. 5.6). Aquí se sugieren algunas, pero hay muchas más:

- Textos Científicos.com, *Plásticos sintéticos*, 2008, en: www.textoscientificos.com/polimeros/plasticos/sinteticos (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- Profesor en línea, *Plástico*, en: www.profesorenlinea.cl/mediosocial/plastico.htm (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- Educarchile, el portal de la educación, *Polímeros sintéticos y naturales*, en: www.educarchile.cl/Portal.Base/Web/VerContenido.aspx?ID=136400 (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- FullQuímica, todo sobre la química orgánica e inorgánica, *Polímeros sintéticos*, en: www.fullquimica.com/2013/01/polimeros-sinteticos.html (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- Video: *La era de los polímeros*. Volumen 11. Serie: El mundo de la química. Este video se encuentra en su videoteca escolar.

Comunicación

Como producto de la investigación, además de mostrar al profesor la información por escrito, pueden realizar un cartel, al menos del tamaño de una cartulina, con frases concretas e ilustraciones vistosas.

Si lo prefieren pueden hacer una presentación digital que les servirá para exponer la información ante los compañeros del grupo. De forma adicional, den a conocer en grupo las demostraciones prácticas que hayan logrado realizar como parte de su investigación para que todos las comenten y concluyan sobre ellas.

Evaluación

Durante toda la investigación y el desarrollo del proyecto se deberán hacer evaluaciones parciales para que todos los miembros del equipo comenten cómo han respondido a sus compromisos, si lo que obtienen va de acuerdo con lo esperado y qué ajustes hay que hacer. Será conveniente que el profesor conozca estos análisis y sugiera cómo mejorar el proceso.



Fig. 5.6. Los plásticos se fabrican con recetas sencillas, que son producto de mucha investigación y de gran control de condiciones y materiales. Sus usos son muchísimos.

En esta ocasión, si lograron sintetizar u obtener productos elásticos es importante que en conjunto revisen y evalúen los materiales. Analicen la efectividad del proceso seguido, así como las propiedades físicas del producto, su durabilidad y la posibilidad de emplearlo con propósitos prácticos para generar un beneficio social.

Finalmente, el grupo dedicará un tiempo para la evaluación después de las exposiciones. Es importante que todos participen y comenten los aciertos y dificultades que tuvieron para desarrollar sus actividades en las diferentes etapas del proyecto y para valorar el trabajo que hicieron los demás equipos y el grupo en conjunto. Para evaluar los proyectos de las formas individual, en equipo y con su profesor, revisen la sección "A evaluar" y propongan en grupo una forma para realizar cada una de las evaluaciones de este proyecto.

Opción 2: ¿Qué aportaciones a la química se han generado en México?

Planeación

A lo largo de este curso hemos estudiado algunos aspectos de la química que han tenido relación con nuestro país. Conocimos cómo un par de elementos fueron descubiertos por Andrés Manuel del Río y por los hermanos De Elhúyar, aunque las circunstancias no facilitaron su reconocimiento pleno. Varios investigadores mexicanos han hecho importantes aportaciones al conocimiento, en particular de la química. Por ejemplo, durante la Colonia, la explotación minera generó recursos para desarrollar investigación y escuelas de química.

Como parte del desarrollo de centros de educación superior, entre ellos la Universidad Nacional Autónoma de México (UNAM), la Universidad Autónoma Metropolitana (UAM), el Instituto Politécnico Nacional (IPN), y la Sociedad Química de México (fig. 5.7), se trabaja en proyectos coordinados con los principales centros de investigación del mundo en los más diversos y complejos temas de actualidad.

La idea de este proyecto de investigación es identificar los aportes que se han hecho en México para el desarrollo de la química, no solo como una forma de aumentar nuestra cultura, sino también para constatar que la labor de los investigadores es un motivo de orgullo y que no solo es posible, sino indispensable que se incremente para tener un mejor país.

Los equipos que seleccionen este tema para llevar a cabo su proyecto, deberán realizar una investigación sobre los principales aspectos de esta ciencia desarrollados en nuestro país. Es muy probable que su proyecto sea de tipo **científico** o **ciudadano**, pero no descartamos la posibilidad de que algunos aspectos de este tema puedan demostrarse experimentalmente y lograr un proyecto **tecnológico**.

En este caso también les sugerimos algunas frases y preguntas que les ayudarán a delimitar el tema de investigación, pero con la idea de que intenten abordar un poco de varias de ellas en lugar de seleccionar alguna en particular:

- El proceso de recuperación de plata por amalgamación con mercurio es considerado "el mejor legado de Hispanoamérica a la metalurgia universal". ¿En qué consiste? ¿Qué otros aportes se generaron en México en el campo de los metales?
- El primer tratado de química mexicano, *Introducción al estudio de la química*, fue realizado por Leopoldo Río de la Loza (1807-1876). ¿Qué otras aportaciones hizo este farmacéutico?
- La nicotina (fig. 5.8) fue descubierta por un mexicano en Europa. ¿A quién nos referimos? ¿Cómo influyó este trabajo en el desarrollo de la química y la medicina?



Fig. 5.7. La Sociedad Química de México, con más de cincuenta años de antigüedad, organiza congresos de química y educación, entrega premios a la academia y a la industria y genera material de difusión como libros, boletines y revistas.



Fig. 5.8. La nicotina es una sustancia que se encuentra en las plantas de tabaco.

- En 1916, en plena Revolución mexicana, solo existían pequeñas industrias como la cervecera, la textil, la minera, la azucarera y se producían unos pocos productos farmacéuticos. Fue entonces cuando, por iniciativa de don Salvador Agraz, se fundó la Escuela Nacional de Química Industrial. ¿Qué importancia tuvo este hecho? ¿Cómo evolucionó dicha institución? ¿Qué escuelas se fundaron posteriormente?
- Es probable que la aportación mexicana más famosa en la química sea el proceso de obtención del hierro esponja, desarrollado en la empresa HYLSA, fundada en Monterrey en 1943. ¿En qué consiste y por qué es importante este proceso?
- En la década de 1940 un estadounidense descubrió en México que una planta conocida como "cabeza de negro" (fig. 5.9), tenía un alto contenido de diosgenina, con la que se podía fabricar la progesterona, hormona femenina. ¿Cómo fue y qué importancia tuvo este descubrimiento?
- En 1938, tras la expropiación petrolera que hizo el general Lázaro Cárdenas del Río, la industria estadounidense se negó a mandar a México tetraetilo de plomo, antidetonante indispensable para la gasolina. Ingenieros químicos mexicanos lograron echar a andar una planta productora de este material, con lo que prácticamente inició la industria petroquímica nacional (fig. 5.10). ¿Qué importancia ha tenido esta industria para nuestro país?
- El primer premio Nobel de química de nuestro país, el doctor Mario Molina, ha recorrido el mundo preocupado por la solución de problemas ambientales, en particular los atmosféricos. ¿Cómo se ha desarrollado su trabajo? ¿En qué proyectos participa en la actualidad, especialmente en México?

Actividad

Una vez que hayan analizado las diferentes opciones, deberán seleccionar el tema de su proyecto. Pueden realizar una pequeña investigación sobre todos esos aspectos y presentar un panorama del tema como introducción.

Analicen los siguientes puntos e informen al profesor sobre ellos por escrito:

- ¿Qué resultados esperan de esta investigación? ¿Qué hipótesis tienen?
- ¿Cuál será la responsabilidad de cada miembro del equipo?
- ¿Con qué ideas preliminares cuentan para presentar el resultado de su investigación?
- ¿Cómo repartirán el tiempo para buscar información, procesarla y armar su presentación?

Desarrollo

Para que su equipo consiga información sobre los temas anteriores, es recomendable que busquen diferentes fuentes. Algunos libros importantes sobre el tema ya se pueden consultar en Internet, así que a continuación aparecen algunas sugerencias para que empiecen el proceso de investigación. Recuerden que una sola fuente puede no ser confiable o no incluir la información más actual.

- Garritz, A. y J. A. Chamizo. *Del tequesquite al ADN, algunas facetas de la química en México*, FCE, Colección La ciencia para todos n° 72, 1995, PDF en: bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen2/ciencia3/072/htm/delteque.htm (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- Bucay, Benito. *Apuntes de historia de la química industrial en México*, Revista *Ingenierías*, enero-marzo 2003, Vol. VI, n° 18, México, descargar PDF en: www.ingenierias.uanl.mx/18/ArchivosPDF/Apuntes%20de%20historia.pdf (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).



Fig. 5.9. La diosgenina obtenida de la planta conocida como "cabeza de negro" o *Dioscorea mexicana* fue también el antecedente para la síntesis de la cortisona, importante desinflamatorio.



Fig. 5.10. La petroquímica ha sido una de las industrias más importantes en el desarrollo de nuestro país.

- *La píldora mexicana*, en: www.clubplaneta.com.mx/la_pildora_mexicana.htm (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- Juan Celada Salmón, "Las ideas más fantásticas surgen de la necesidad", en: www.cronica.com.mx/notas/2006/248083.html (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- *Historia de la industria química*, en: www.ptolomeo.unam.mx:8080/xmlui/bitstream/handle/132.248.52.100/87/A4.pdf.pdf?sequence=4 (Fecha de consulta: 23 de enero de 2017).

Para enriquecer la investigación pueden acudir a una universidad cercana a su comunidad donde impartan la carrera de química. Ya en la universidad, pueden realizar encuestas a profesores e investigadores acerca de la investigación química en nuestro país y sobre proyectos que estén desarrollando. No olviden que si deciden hacer esto deben ir acompañados de un adulto, ya sea un familiar o su profesor.

Actividad

Una vez que todos los miembros del equipo hayan organizado en fichas de trabajo la información recopilada, reúnanse para realizar estas actividades.

- Revisen y analicen la información para obtener un trabajo escrito con los datos principales, el cual entregarán al profesor (fig. 5.11).
- Como parte de sus conclusiones, estudien la importancia social de las aportaciones que hayan investigado.

Comunicación

Con la información reunida y organizada es momento de decidir el mecanismo que utilizarán para compartir con el grupo y la comunidad los resultados de su investigación. Las opciones son muchas: presentaciones digitales, folletos, una revista de divulgación, biografía de los científicos investigados, etcétera. Cuiden la presentación, la ortografía, la redacción y repartan los temas entre todos, para que cada miembro del equipo pueda exponer.

En este caso, en el que se presentan aspectos históricos, podrían hacer una recreación o presentación actuada sobre alguno de los descubrimientos o acerca de la importancia de los científicos que trabajaron en ellos.

Actividad

Organicen en grupo la presentación de los proyectos.

- Con la coordinación del profesor, decidan el tiempo y el orden en el que presentarán sus investigaciones. Revisen las necesidades de espacio y los materiales que requieren.
- De ser posible, dejen expuestos los materiales para que sean apreciados por otros miembros de la comunidad escolar.

Evaluación

A lo largo del proyecto, es importante que hagan una pausa para revisar lo que han trabajado, lo que van logrando y verificar si cumplieron con los compromisos acordados. Esta revisión la pueden hacer en equipo, pero es importante que antes de que se reúnan y lo discutan, hagan una evaluación individual que contrastarán con la que harán en equipo.

Evalúen también el trabajo de los otros equipos, tomen en cuenta la exposición del equipo, si lograron los objetivos del proyecto, respondieron sus preguntas y si se pudo observar la colaboración de todos los integrantes. No olviden hacerlo con respeto hacia sus compañeros. Vuelvan a las páginas 69 a 71 si necesitan apoyo.



Fig. 5.11. Cuando el trabajo en equipo se realiza con compromiso y puntualidad, las ganancias son enormes para todos.

Temas de relevancia social

Los derechos humanos

Estudiar una carrera como la química no debe ser privilegio de unos cuantos. Todos los seres humanos tenemos derecho a la educación, que está consagrada en el artículo 26 de la declaración universal de los derechos humanos.

Al final, comenten las dificultades y los aciertos que tuvieron durante el desarrollo del proyecto y permitan que el profesor y sus compañeros hagan comentarios sobre su exposición, la importancia de su investigación y sus conclusiones. Tomen en cuenta los comentarios y sugerencias para mejorar los trabajos que más adelante realizarán en su vida académica.

Para cerrar la sesión, sería importante que, con lo que han aprendido, evalúen en grupo la importancia que tienen en México y en el mundo las aportaciones que investigaron, así como la necesidad y la posibilidad de que en nuestro país se incremente la investigación científica. Esto nos permitiría generar nuestra propia tecnología, tendríamos más posibilidades de exportarla y seríamos menos dependientes del exterior en muchos aspectos.

Opción 3: ¿Cuáles son los beneficios y riesgos del uso de fertilizantes y plaguicidas?

Planeación

A la hora de comer, aunque en el mundo se preparan diferentes platillos, todos los alimentos tienen algo en común: para llegar a la mesa han seguido un proceso que comenzó en el suelo. Si se trata de productos vegetales, se cultivaron o cosecharon, y sirven también para criar a los animales y obtener diversos productos (fig. 5.12).

Es probable que se hayan preguntado qué proporción debe tener la actividad agrícola del mundo para alimentar a más de seis mil millones de personas y muchos más animales de crianza, qué superficie de la tierra firme se emplea con este fin o cómo han evolucionado las técnicas agrícolas con los avances científicos.

Los cultivos están amenazados continuamente por diferentes factores: sequías, inundaciones, heladas, incendios o plagas. Sin embargo, técnicas agrícolas tradicionales de diferentes culturas y los avances de la ciencia y la tecnología han desarrollado mecanismos para hacer frente a esos problemas y para mantener el suelo fértil pese a su empleo frecuente. Cada uno de estos procesos tiene ventajas y desventajas, y justamente sobre ellas vamos a trabajar en este proyecto de investigación.

Las propuestas para cada tipo de proyectos consisten en que el trabajo tenga un aspecto de investigación enfocado como **proyecto científico**, en el que se exponen explicaciones sobre los fenómenos estudiados; **proyecto ciudadano**, con análisis de los beneficios sociales de los temas investigados, y otro de actividad práctica como **proyecto tecnológico**.

Actividad

Si tu equipo elige este tema decidan el tipo de proyecto que realizarán.

- Comenten lo que saben sobre el tema y en qué aspectos de este les gustaría profundizar. Si no tienen muchas ideas pueden consultar las sugerencias que aparecen a continuación para generar hipótesis sobre ellas.

Estas frases y preguntas los orientarán para elegir el tema particular de este proyecto:

- En culturas antiguas se desarrollaron técnicas para cultivar y fertilizar el suelo, como la adición de abonos producidos con excrementos de animales, la quema de bosques para usar el suelo con el fin de sembrar, la rotación de cultivos o, en zonas lacustres de México, las chinampas. ¿En qué consisten estos procesos y qué ventajas y desventajas presentan?

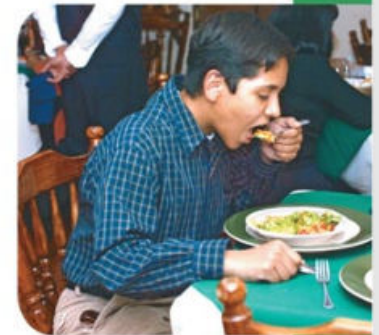


Fig. 5.12. Para que la comida llegue a tu mesa, hay un proceso que dura meses e implica el trabajo de muchas personas.

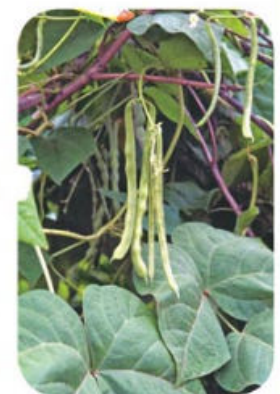


Fig. 5.13. En las raíces de varias leguminosas como el frijol, habitan bacterias que transforman en sales el nitrógeno del aire para que pueda ser aprovechado por los vegetales.



Fig. 5.14. La agricultura extensiva se desarrolla en grandes extensiones y emplea poca mano de obra; puede desarrollarse con técnicas más o menos mecanizadas.

- El nitrógeno, el azufre, el potasio, entre otros elementos, deben regresar al suelo para que sea productivo. Además de diversas técnicas tradicionales, el desarrollo de la ciencia ha permitido el uso de fertilizantes químicos. Su empleo, con la mecanización de la agricultura, generó un incremento en la producción, pero también está asociado a problemas y complicaciones. En la figura 5.13 de la página anterior pueden ver una planta que se beneficia de bacterias que les ofrecen nitrógeno del suelo.
- El desarrollo de plagas de hierbas, hongos, bacterias, virus, insectos o animales, puede dañar los cultivos. Los plaguicidas son venenos, generan daños que pasan a todos los ámbitos del medio y de los seres vivos. Hoy se desarrollan alternativas que parecen menos dañinas. Pueden investigar estos procesos, buscar más ejemplos y analizar sus ventajas y desventajas.
- La agricultura extensiva (fig. 5.14) se realiza en grandes extensiones de terreno, mientras que la intensiva (fig. 5.15), de alto rendimiento, requiere de mucha tecnología e inversión para generar grandes rendimientos en poco espacio. Averigüen cómo se emplean los fertilizantes y plaguicidas en cada caso y analicen ventajas y desventajas de cada uno.

Es momento de tomar la decisión del aspecto particular que investigarán para este proyecto. No olviden decidir el tipo de proyecto que llevarán a cabo, ya sea científico, tecnológico o ciudadano.

Actividad

Reúnanse con su equipo y desarrollen estos aspectos.

- Cronograma o calendario en el que organicen las actividades y el tiempo que dedicarán a cada una, así como el responsable de ellas. También indiquen los momentos en que se reunirán como equipo con la información que cada uno investigue.
- Productos que esperan obtener, tanto escritos como prácticos, y las hipótesis que planteen sobre el tema respectivo, que servirá de base para las conclusiones finales.
- Propuesta inicial de la forma en la que expondrán.

Escribanlos en una hoja y muéstranlos al profesor. Atiendan a las sugerencias que les dé.

Desarrollo

Para arrancar el proyecto, una vez delimitado el tema, deberán comenzar la búsqueda de información, que pueden llevar a cabo en libros especializados, revistas, Internet e incluso, si viven cerca de algún lugar donde se desarrolle la agricultura, pueden entrevistar a las personas que ahí laboren. A continuación se presentan algunas sugerencias de fuentes, pero recuerden que mientras más consulten y comparen, mayor certeza tendrán en los datos:

- Secretaría de Salud/ COFEPRIS, *Plaguicidas*, en: www.cofepris.gob.mx/AZ/Paginas/Plaguicidas%20y%20Fertilizantes/PlaguicidasYFertilizantes.aspx (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- Ciencias de la Tierra y el medio ambiente. *Impactos ambientales de la agricultura moderna*, en: www.tecnun.es/asignaturas/Ecologia/Hipertexto/06Recursos/1211m pactAmbAgr.htm (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- SEMARNAT/INECC, *Plaguicidas*, en: www.inecc.gob.mx/sqre-temas/768-sqre-plaguicidas (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- *Los fertilizantes y su uso*, en: ftp.fao.org/agl/agll/docs/fertuso.pdf (Fecha de consulta: 23 de enero de 2017).
- GabyReyes, F. *UsodeFertilizantes*, SAGARPA, en: www.sagarpa.gob.mx/desarrolloRural/Documents/fichasaapt/UsodeFertilizantes.pdf (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).



Fig. 5.15. En la agricultura intensiva se obtienen grandes cantidades de producto, generalmente de un solo tipo, en pequeñas superficies, con el empleo de diversos avances tecnológicos.

Actividad

Como complemento a la información teórica, les proponemos desarrollar una actividad práctica como alguno de los siguientes procesos:

- Comparación de diferentes mecanismos de fertilización. En tres cajas de madera, pongan un poco de plástico en el fondo y agreguen la misma cantidad de tierra a cada una. A una caja agreguen fertilizantes químicos; a una segunda, restos de vegetales que obtengan como basura; la tercera déjenla con pura tierra. Siembren las semillas que tengan a la mano en cada caja, pero controlen todas las condiciones de cultivo para que la única variable a revisar sean los fertilizantes. Den seguimiento al crecimiento de las plantas y analicen si presentan diferencias. Pueden consultar:
 - www.educ.ar/sitios/educar/recursos/ver?id=50502 (Fecha de consulta: 23 de enero de 2017).
- Hidroponía. Hoy existen técnicas para sembrar en agua, con los fertilizantes necesarios. Busquen información al respecto y diseñen un sistema en el que puedan aplicarlas (fig. 5.16). Se sugiere leer esta información:
 - www.sagarpa.gob.mx/desarrolloRural/Documents/fichasaapt/Hidroponia%20R%C3%BAstica.pdf
- Construye tu propio invernadero. Muchas especies, sobre todo flores o plantas para reforestación, se cultivan en invernaderos bajo condiciones controladas de fertilización. Averigüen cómo hacerlo (fig. 5.17). Pueden acceder a las páginas:
 - www.sagarpa.gob.mx/desarrolloRural/Documents/fichasaapt/Invernadero%20R%C3%BAstico.pdf (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
 - www.ehowenespanol.com/construir-mini-invernadero-como_37770/ (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).



Fig. 5.16. No todas las especies se pueden cultivar por medio de hidroponía. Averigüen cuáles pueden ser adecuadas.

Comunicación

Decidan en equipo qué información van a incluir en el trabajo escrito que entregarán y cómo lo van a ilustrar. También preparen su presentación, puede ser un periódico mural, una presentación electrónica, un video o un programa de radio. No olviden resaltar los beneficios y riesgos de los diferentes tipos de fertilizantes y plaguicidas para compartir sus aprendizajes con el resto del grupo. Si su experimento va dando buenos resultados, continúenlo por el tiempo que sea necesario, tal vez puedan hacer una comida con lo que cultiven.

Actividad

En grupo y con la guía de su profesor organicen las presentaciones de todos los equipos. Tomen en cuenta el tipo de presentación de cada equipo.

- Si no tienen sus experimentos en la escuela llévenlos para su presentación o tomen fotografías de ellos, así todo el grupo será testigo de su trabajo.

Evaluación

Para este proyecto en particular es muy importante la participación de todos en el cuidado y control de las siembras. Este es un aspecto a evaluar a lo largo del trabajo.



Fig. 5.17. El cultivo de plantas en condiciones controladas puede convertirse en una afición relajante y productiva.



Fig. 5.18. La venta de cosméticos es una actividad que reúne muchos aspectos de la vida en las sociedades de consumo, ya que se da gran importancia a la apariencia, por tanto, se requiere mucha publicidad para abarcar todos los gustos y bolsillos.

Una forma de evaluar es que cada vez que se reúnan analicen cómo se han desarrollado las actividades, qué dificultades han tenido y cómo las han superado. Además, pueden hacer modificaciones sobre la marcha para que el producto sea el mejor posible, pero no olviden comentarlo con el profesor para que también haga sugerencias y tenga en cuenta su interés y cómo evoluciona su trabajo.

Al terminar las exposiciones, comenten en grupo las dificultades y aciertos que tuvo el desarrollo del trabajo y escuchen los comentarios y críticas que aporten el profesor y los compañeros, como un mecanismo de evaluación que complementa el aprendizaje. No olviden revisar la sección "A evaluar" para que les sea más sencillo.

Opción 4: ¿De qué están hechos los cosméticos y cómo se elaboran?

Planeación

Entre los derivados de la química que más se emplean en el hogar están los relacionados con el aseo y la apariencia personal. Jabones, champús, geles y fijadores de pelo, maquillajes, desodorantes y muchos otros productos, aprovechan los avances de la ciencia y la tecnología y forman parte de industrias en las que se maneja gran cantidad de recursos (fig. 5.18).

México es uno de los países donde se consumen más cosméticos. Tradicionalmente, su uso se ha asociado al aspecto de las mujeres, pero cada vez hay mayor cantidad de hombres que recurren a ellos para modificar su apariencia.

Se pueden encontrar recetas sencillas, baratas y efectivas para preparar cosméticos caseros, o comprar de marcas prestigiosas que ofrecen muchas virtudes y cuyos costos suelen ser inaccesibles para la mayoría de la población.

Para el desarrollo de este proyecto, es posible abordar aspectos de información y hacer un **proyecto científico**; también puede ser trabajo práctico como un **proyecto tecnológico** o de análisis de la importancia y utilidad de los cosméticos, y elaborar un **proyecto ciudadano**. Si seleccionan este tema, prepárense para profundizar en el mundo de la limpieza y la belleza.

A continuación proponemos algunos temas particulares que les ayudarán a definir el enfoque de su investigación. Más adelante encontrarán sugerencias de actividades prácticas con las que podrán decidir qué realizar:

- ¿Qué cuidados y consideraciones se deben tener al diseñar un producto cosmético con respecto a la salud de la piel en que se va a aplicar?
- ¿Qué diferencias hay entre un jabón y un champú? ¿Y en qué son diferentes los distintos champús que se pueden encontrar en el mercado para diferentes tipos de cabello?
- La decoloración, los tintes, el alaciado o el rizado permanente son técnicas que los peluqueros aplican en el cabello diariamente. ¿En qué se basa su funcionamiento químicamente? ¿De qué están hechos los productos que se aplican? ¿Qué cuidados se debe tener con ellos?
- Hoy, debido a las radiaciones que atraviesan la capa de ozono, parece ser una necesidad que los cosméticos y las cremas tengan algún tipo de protector solar. ¿Qué tipos de compuestos hay? ¿Cómo actúan? ¿Qué ventajas y desventajas presenta su empleo?
- ¿Cómo se fabrican los maquillajes como labiales, lápices de colores, bases, polvos, rímel, esmaltes de uñas? ¿Qué problemas pueden ocasionar su uso?

- Existe una gran variedad de cremas para diferentes tipos de piel: humectantes, para desmaquillar, líquidas, sólidas, con aromas diversos, para manos, cuerpo o cara. ¿Qué ingredientes se emplean para hacerlas? ¿Cómo se fabrican? ¿En qué son diferentes unas de otras?
- La industria de los perfumes es muy importante en todo el mundo. ¿Cómo se elaboran? ¿De dónde se obtienen los aromas? ¿Cómo logran que el olor permanezca por un tiempo en la persona? Tengan en cuenta que la industria perfumera es un negocio en el que se invierte mucho dinero y se combinan esencias naturales con otras hechas en laboratorio.
- La industria de los bronceadores ha proliferado ampliamente (fig. 5.19). ¿Qué contienen estos productos? ¿Cómo funcionan?

Actividad

En equipo realicen lo que se pide. Luego, muestren a su profesor lo que escribieron y pidan su guía para mejorarlo.

- Elijan las preguntas que delimitan y guían su investigación.
- Propongan hipótesis sobre lo que esperan obtener.
- Decidan si su proyecto será de tipo ciudadano, científico o tecnológico y justifiquen su elección.
- Presenten las diferentes fuentes de información que consultarán, que podrán ser libros, revistas, páginas de Internet o entrevistas con especialistas.
- Elaboren un calendario para tener lista la información, las reuniones del equipo, la realización del trabajo y la presentación al grupo en las fechas que hayan decidido.

Desarrollo

La búsqueda de información para este tema no es complicada, pues existen revistas, libros de experimento sencillos y direcciones de Internet que tienen datos y recetas sobre cosméticos y productos de aseo personal. Ahora les presentamos algunas sugerencias que pueden tomar como base, pero recuerden validar la información en diferentes fuentes. No olviden anotar la información en fichas o en un cuaderno para que sea fácil organizarla.

- *La química cosmética*, en: www.uam.es/docencia/elementos/spV21/conmarcos/graficos/electronegatividad/electroneg.html (Fecha de consulta: 23 de enero de 2017).
- *Tecnologías domésticas*, en: <http://bibliotecadigital.conevyt.org.mx/colecciones/consumidor.htm> (Fecha de consulta: 23 de enero de 2017).
- *Crema exfoliante para las manos (Práctica)*, en: <http://quimk3equipo6.blogspot.mx/2012/11/crema-exfoliante-para-las-manos-practica.html> (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- *Hacer cremas. es Cosmética fresca y fácil hecha por ti*, en: www.hacercremas.es/ (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- *Video: El carbono*. Volumen 11. Serie: El mundo de la química. Este lo encontrarán en tu video teca escolar.

También existen páginas que ofrecen recetas para preparar cosméticos. En estas hay indicaciones para hacer productos de aseo personal y embellecimiento, y productos de limpieza, bibliotecadigital.conevyt.org.mx/colecciones/consumidor.htm (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).

Temas de relevancia social

Equidad de género

Los cosméticos suelen identificarse con la mujer. Sin embargo, cada vez más hombres recurren a los tintes de pelo o cremas hidratantes, por ejemplo. No debemos confundir las costumbres sociales con motivos para agredir o discriminar a quien emplee cualquier producto, pues todo el mundo es libre de hacerlo a su gusto.



Fig. 5.19. Las mejores horas para tomar el Sol son antes del medio día y después de las cuatro de la tarde y solo por periodos cortos, pues la exposición a la luz ultravioleta, con el tiempo, puede generar cáncer de piel.



Fig. 5.20. Pueden añadir a la mezcla de un labial unas gotas de aceite de vitamina E, y el brillo mejorará la protección.

La industria de los cosméticos tiene procesos muy complejos, pero también hay productos muy sencillos de realizar. Como ejemplos de los que se pueden hacer de forma muy sencilla, con ingredientes caseros, te mostramos tres:

- **Bronceador:** se funden 30 g de lanolina con 30 ml de aceite de girasol. Aparte, se calientan 90 ml de agua para hacer una infusión de hierbas aromáticas. Se filtra esta mezcla y aún caliente se agrega a la primera y se agita para que se enfríe.
- **Champú en gel de sábila:** en media taza de agua se rallan 50 g de jabón neutro y se calienta hasta que se disuelva. Por otro lado se licua una penca de sábila con un limón con cáscara en una taza de agua, y se cuelean. Las dos mezclas se revuelven hasta que se integren y el champú está listo!
- **Labial:** en una olla se ponen 5 g de manteca de cacao, 1 g de parafina de velas, 1 ml de aceite de ricino y 5 gotas de colorante vegetal. Se calienta para fundir todo y que se integre; se vierte en un pequeño recipiente y se esperan 48 horas antes de usarlo (fig. 5.20).

Antes de continuar, evalúen el trabajo realizado en esta etapa. Si decidieron preparar un producto cosmético pruébenlo y valoren si es necesario modificar algún paso de su preparación. Pueden pedir a algún familiar que pruebe el producto y lo juzgue, de esta forma tendrán oportunidad de mejorarlo antes de presentarlo a su grupo.

Tomen nota de estas pequeñas fases que realizan, son importantes para la presentación ya que así el grupo se dará cuenta de que su producto es resultado de varias pruebas y que no fue únicamente elaborado por cumplir.

Comunicación

Es importante que entreguen al profesor un trabajo escrito con la información que investigaron sobre la producción de cosméticos. Además, si elaboraron alguno, presenten las recetas, las observaciones durante la preparación y la información obtenida sobre ingredientes y su función (fig. 5.21). También es importante que lo muestren a sus compañeros para que lo prueben y evalúen.

Actividad

Pidan a su profesor que les ayude a organizar y calendarizar las presentaciones. Hay que tomar en cuenta las necesidades de cada equipo y el tiempo con el que disponen.

Como complemento, al final de las exposiciones organicen un debate con la ayuda de su profesor, en el que discutan y concluyan sobre estas preguntas:

- ¿Qué necesidades llevan al ser humano a emplear cosméticos?
- ¿Está la belleza asociada solo al aspecto físico? ¿Por qué?
- ¿En qué medida los logros personales dependen de nuestra apariencia?

Evaluación

El análisis de la forma como se desarrolla el proceso, de principio a fin, es una actividad importante para la reflexión y para retomar el camino o apresurar el paso cuando es necesario, así que comenten en el equipo cómo ven el desempeño y el cumplimiento de cada uno, así como la revisión de los productos que vayan generando.

Como parte de la evaluación, comenten en grupo cómo se llevaron a cabo las diferentes etapas, cómo se integraron y coordinaron como equipo, qué dificultades tuvieron y qué recomendaciones hacen sobre el trabajo práctico por si otros lo realizan.



Fig. 5.21. Con un poco de investigación, materiales sencillos y tiempo, se pueden sustituir algunos productos comerciales, ahorrar dinero y evitar la basura de los recipientes desechables.

De igual manera, escuchen las opiniones de sus compañeros y maestros sobre el desarrollo y la presentación de su trabajo, con lo que se enriquecerá su experiencia. Si fabricaron algún producto, prueben su efectividad y evalúen la conveniencia de fabricarlos con frecuencia en lugar de adquirir los productos comerciales (fig. 5.21).

Finalmente, organicen una discusión para que, con base en lo investigado, cada quien exponga opiniones sobre los beneficios de los productos cosméticos y la importancia que tienen en la sociedad actual. Para la evaluación general del proyecto, vuelvan a la sección "A evaluar" y evalúen su trabajo individual y en el equipo.

Opción 5: ¿Cuáles son las propiedades de algunos materiales que utilizaban las culturas mesoamericanas?

Planeación

Los hombres y mujeres de la Antigüedad tenían la necesidad de construir sus hogares, vestirse, obtener y procesar sus alimentos, fabricar instrumentos y conservar su salud, para lo cual desarrollaron técnicas con diferentes grados de complejidad. Esto detonó el manejo de materiales extraídos de la Naturaleza (fig. 5.22).

Durante el florecimiento de las culturas prehispánicas se explotaron muchos recursos y se desarrollaron y popularizaron diversas técnicas, por ejemplo, se utilizaron metales para fabricar adornos y joyería, como se mencionó en la página 99. Existen otros ejemplos que pueden investigar en este proyecto si lo eligen para su trabajo de este bloque.

El propósito de este proyecto es que, en equipo, profundicen en la forma en la que se empleaban diversos materiales y se aplicaban técnicas en lo que hoy es México y en otras regiones de América antes del intercambio cultural que representó la llegada de los españoles.

Como hemos tratado en los proyectos anteriores, una vez que se decida el tema general de la investigación, es momento de elegir el tipo de proyecto. Este puede ser científico, ciudadano o tecnológico, pues desde la teoría se puede indagar sobre la parte química de los procesos prehispánicos, pero también se puede analizar su importancia histórica o la trascendencia de alguna técnica que siga presente en la región que habitan, incluso, pueden demostrar el uso de materiales utilizados en la época prehispánica.

Aquí algunos aspectos que pueden tocar en este proyecto.

- El adobe o el barro que se empleaban en el México prehispánico para hacer ladrillos, sigue siendo la base de las viviendas de muchas regiones: ¿qué propiedades físicas y químicas tienen los materiales con los que se hacían? ¿Qué técnicas se seguían para transformar la materia prima en productos útiles? ¿Qué impactos ambientales tiene su empleo? ¿Qué ventajas y desventajas presentan con respecto a técnicas más actuales? (Fig. 5.23)
- La cal también se empleaba en la construcción pero tenía muchos otros usos importantes. ¿Cómo la obtenían? ¿Qué empleo se le daba?



Fig. 5.22. Algunas construcciones actuales aún emplean materiales elaborados con técnicas similares a las de hace siglos.



Fig. 5.23. No todos los tipos de tierra sirven para fabricar tabiques; hace falta que haya una proporción adecuada entre arenas, arcillas y limo. Averigüen qué diferencias hay entre estos componentes.



Fig. 5.24. El colorante rojo de la grana fue llevado a Europa y cambió la imagen de la vestimenta, sobre todo de las clases adineradas.

- El petróleo es abundante en algunas regiones mesoamericanas y sudamericanas, aunque entonces no se extraía sino que se aprovechaban yacimientos que afloraban del suelo. ¿Qué usos se le daba?
- El tequesquite, que hoy llamamos salitre, era un producto comercial importante. Se empleaba para la comida y otros propósitos. ¿De dónde se obtenía? ¿Cómo se empleaba? ¿Cuál era su importancia comercial?
- Un colorante, la grana cochinilla, obtenida de un insecto que crece adherido a los nopales, servía para pintar códices y telas, y a la llegada de los españoles empezó a llevarse a Europa. ¿En qué regiones se empleaba? ¿Cómo se obtiene? ¿Cómo se usaba? ¿Cuál es la importancia de este colorante hoy? ¿Qué otros colores utilizaban, derivados por ejemplo de moluscos marinos o de plantas como las del género *Indigofera*? (fig. 5.24).
- La orfebrería o fabricación de joyas y adornos de metales preciosos era una actividad común en la América prehispánica. ¿Qué metales se empleaban? ¿Cómo se obtenían y procesaban? ¿Con qué otros minerales se mezclaban para elaborar esas piezas?
- La obsidiana era un mineral muy apreciado y con muchas aplicaciones. ¿Qué composición tiene este mineral? ¿Cómo lo procesaban? ¿Qué uso le daban? (fig. 5.25).
- La curación estaba basada en la herbolaria. De ese conocimiento aún hay aplicaciones y algunos han derivado en medicamentos. ¿Qué ejemplos se pueden citar de estas hierbas? ¿Qué sustancias activas contenían? ¿Cómo se empleaban?
- La fermentación también era un fenómeno conocido y empleado en la América prehispánica. ¿Qué tipo de productos obtenían de ella? ¿Cómo los procesaban? ¿Qué usos tenían?

Actividad

En equipo, comenten lo que conocen del tema y los aspectos que les gustaría explorar con mayor profundidad para darle un enfoque al proyecto.

- Escriban en una hoja las preguntas que guiarán su proyecto y las hipótesis correspondientes.
- Comparen sus preguntas e hipótesis con las de compañeros de otros equipos, analicen si les parecen adecuadas y hagan sugerencias para mejorar las de los diversos equipos.
- Muéstrenlas a su profesor y pídanle que les recomiende cómo mejorarlas.

No olviden que es muy importante tener un cronograma con las actividades que realizarán a lo largo del proyecto. Al momento de elaborarlo pueden surgir actividades que no habían considerado antes, así que tómenlas en cuenta.

Es importante que su profesor revise las actividades para que los oriente en las formas más recomendables de realizarlas y que les indique si considera que les falta alguna o tienen otras que pueden eliminarse.

Desarrollo

El equipo puede enfocarse en dos tipos de actividades, una investigación documental y otra práctica. Tendrán que consultar libros, revistas y direcciones de Internet para reunir información sobre los materiales y las técnicas químicas más comunes de América prehispánica. A continuación encontrarán ejemplos de fuentes que pueden ser útiles, pero recuerden ampliarlas y validarlas consultando otras más:

- Ruiz Esparza, José, EMC=COSMOS, 2009, *Conocimiento prequímico mesoamericano*, en: www.izt.uam.mx/cosmosecm/HISTORIA_DE_LA_QUIMICA.html (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).



Fig. 5.25. Todavía hoy los artesanos mexicanos elaboran cuchillos y piezas de adorno de obsidiana.



Fig. 5.26. Por medio de distintas técnicas arqueológicas, se han logrado rescatar objetos y se han analizado técnicas y materiales de construcción de nuestras antiguas civilizaciones, como en la zona de Cacaxtla, en Tlaxcala, México.

- Garritz, A. y J.A. Chamizo. *Del Tequesquite al ADN, algunas facetas de la química en México*, FCE, Colección La ciencia para todos n° 72, 1995, PDF en: bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen2/ciencia3/072/htm/delteque.htm (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- Chamizo, J.A.. *Apuntes sobre la historia de la química en América Latina*, Revista Sociedad Química de México, n° 48, 2004, México, en: www.jmcs.org.mx/PDFS/V48/23%20Ago%202004/J-Qu%EDm%20Amer%20Lat.pdf (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- Aguilar Sahagún, G. *El hombre y los materiales*, 3ª edición, FCE, colección La ciencia para todos, n° 69, México, 2007, en: bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen2/ciencia3/069/htm/elhombre.htm (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- Domínguez, J.M. e I. Schifter. *Las arcillas, el barro noble*, 2ª edición, FCE, colección La ciencia para todos, n° 109, México, 2003 en: bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen3/ciencia3/109/html/arcillas.html (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- Lara, Catherine. *La metalurgia americana*, Apuntes, Ecuador, Arqueología y Diplomacia, 2010, en: arqueologia-diplomacia-ecuador.blogspot.mx/2010/04/metalurgia.html (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- CONACULTA, 2008, *Chapopote, uso milenario*, en: www.inah.gob.mx/boletines/2-actividades-academicas/1722-chapopote-uso-milenario (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- Lastra, Elda. *Indumentaria indígena, legado prehispánico*, CONACULTA, México, 2009, en: www.inah.gob.mx/especiales/155-indumentaria-indigena-legado-prehispanico (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).

Actividad

Con toda la información recopilada en fichas de trabajo o en un cuaderno, reúnanse en equipo para organizarla y decidir el mecanismo con el que la presentarán al grupo.

Si desarrollaron alguna técnica o si trabajarán algún material experimentalmente, comuníquenlo al profesor para que lo considere en la organización de las exposiciones.

Comunicación

Una vez concluidas la investigación documental y las pruebas con los materiales, redacten un informe escrito e ilustrado para entregar al profesor, además preparen su exposición, puede ser una demostración de la técnica que eligieron, una presentación electrónica o folletos.

Sin importar la forma de divulgación de su trabajo, deben presentarlo al grupo y, de ser posible, a otros grupos. Organicen la exposición entre los miembros del equipo, pero recuerden que todos deben manejar el tema a fondo.

Si viven cerca de zonas arqueológicas sería interesante organizar, además, alguna visita en grupo (fig. 5.26). Recuerden pedir ayuda a su profesor para organizar las presentaciones y acordar el tiempo con el que cada equipo cuenta para ello.

Evaluación

A lo largo de todo el proceso de investigación, al final de cada fase por ejemplo, y una vez realizadas las investigaciones y presentadas las exposiciones, es muy importante hacer una revisión detallada de cómo se desarrolló el trabajo. Esta evaluación debe realizarse en diferentes niveles que verán en la siguiente página.

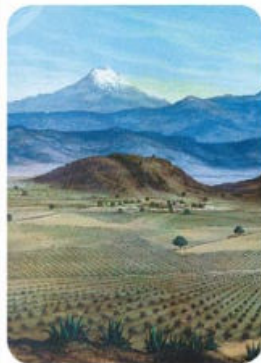


Fig. 5.27. Con las pinturas de óleo y de acuarela se pueden lograr diferentes texturas y en gran parte se debe a la combinación de materiales que se emplean.

- En el equipo, analicen el desempeño y el cumplimiento de cada miembro y comenten qué podrían haber hecho de mejor manera.
- En el grupo, comenten las exposiciones de todos los compañeros y sugieran mejoras para que las exposiciones siguientes sean más claras, completas y atractivas.
- Escuchen las sugerencias, comentarios y correcciones de su profesor y tómenlas en cuenta para cuando realicen investigaciones futuras.

Opción 6: ¿Cuál es el uso de la química en diferentes expresiones artísticas?

Planeación

Con este curso es probable que se hayan percatado de que la química tiene relación con todas las actividades del ser humano, y el arte no es la excepción.

Imaginen qué sería de la pintura sin los pigmentos para hacer lápices de colores, acuarelas, óleos, tintas o gises al pastel, o cómo sonaría la música sin los materiales para hacer los instrumentos, para construir salas de conciertos con acústica adecuada o para lograr sistemas de grabación y reproducción.

La escultura sin barro, bronce o plastilina no tendría sentido, lo mismo que las artes literarias sin tintas y papel y la fotografía y el cine sin materiales o sistemas para revelar o reproducir el rollo de película (fig. 5.27).

Si disfrutan las diferentes manifestaciones artísticas, con este proyecto conocerán algunos secretos de la química que contribuyen al arte.

Actividad

En equipo, comenten qué orientación quieren darle a su proyecto:

Pueden investigar las bases químicas del tema que elijan, como un proyecto científico; analizar la importancia social y económica de las aplicaciones, como un proyecto ciudadano, o diseñar alguna experiencia o demostrar experimentalmente alguna técnica, como un proyecto tecnológico.

Las sugerencias que aparecen a continuación les servirán para delimitar el tema para este proyecto, claro que no son las únicas, así que pueden elegir algo diferente que les interese.

- Desde la antigüedad se han empleado diferentes tintas y colorantes, según la región y la cultura. Los hay derivados de animales, de vegetales o de origen mineral. Una idea es investigar sobre estos materiales, las civilizaciones que los utilizaron y el impacto que tuvieron sobre el ambiente y la cultura (fig. 5.28).
- La pintura y la escultura han modificado sus técnicas a lo largo de la historia. Pueden averiguar qué diferencias y similitudes hay entre los materiales como los óleos o las acuarelas del Renacimiento y los actuales. Tomen esta comparación de técnicas y materiales como ejemplo, pero pueden profundizar en otros que les parezcan atractivos, respecto tanto a las técnicas como a los estilos.
- La construcción de instrumentos musicales es una actividad muy especial que requiere de determinados materiales con características particulares. ¿Qué maderas sirven para hacer instrumentos? ¿Por qué? ¿Qué metales se emplean? ¿De qué material están hechas las cuerdas de algunos instrumentos? ¿Qué pegamentos y soldaduras son útiles?

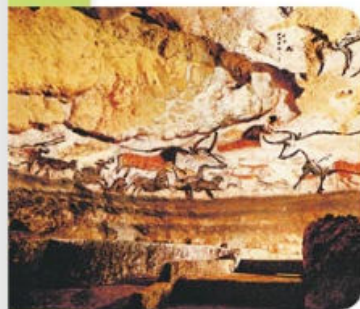


Fig. 5.28. El carbón, diversos minerales e incluso la sangre servían para realizar, por ejemplo, pinturas rupestres.



Fig. 5.29. El trabajo de los artesanos mexicanos no siempre es valorado justamente. La realización de algunas piezas requiere de mucho tiempo y esfuerzo.

- Aunque cada vez son sustituidos en mayor proporción, los textos impresos han sido la base de la literatura por siglos. ¿Cómo se hace el papel? ¿Cómo funcionan las tintas de impresión y las de escribir a mano? ¿Qué importancia ha tenido la imprenta en la historia?
- La artesanía mexicana tiene un colorido fantástico que sorprende a propios y extraños. Pueden averiguar sobre los materiales más empleados en las piezas que se elaboran en su región, dónde se obtienen, si se emplean aún los tradicionales o se han sustituido por otros modernos y la razón de esto. Además de consultar en Internet, podrían realizar una investigación de campo, es decir acudir con los artesanos (fig. 5.29).
- Fibras textiles y colorantes para vestuario o telones, pinturas, cintas adhesivas y pegamentos, materiales ligeros de construcción, cuerdas para subir telones, materiales de iluminación, maquillajes y prótesis... Muchos aportes de la química contribuyen al lucimiento de una función de teatro o a la ambientación de una película o un programa de televisión. ¿Cuántas aplicaciones de la química podrían distinguir en estas actividades?
- La restauración y la preservación de obras de arte son actividades que requieren de conocimientos de varias disciplinas. ¿Qué papel juega la química? Para profundizar en este tema, también sería ideal que entrevistaran a algún especialista, además de buscar información (fig. 5.30).

Actividad

En equipo, seleccionen el tema en el que centrarán su proyecto escolar. Luego, discutan estas preguntas y anoten sus respuestas en una hoja.

- ¿Qué resultados esperan de esta investigación y qué hipótesis pueden plantear al respecto para que guíen este proceso?
- ¿Cuál será la responsabilidad de cada miembro del equipo?
- ¿Qué ideas preliminares tienen para presentar el resultado de su investigación?
- Armen un calendario o cronograma para que tengan claro los plazos del proyecto.

Discutan con su profesor sus respuestas y pídanle que los oriente para una mejor planeación.

Desarrollo

El arte está presente en todas las actividades de la vida cotidiana, pero no siempre es fácil encontrar información que nos lleve a los productos y técnicas químicas que involucra. A continuación aparecen algunas direcciones electrónicas en las que pueden encontrar datos y hechos interesantes.

Es importante que diversifiquen las fuentes en las que investigan e incluyan libros de química o de técnicas especializadas. Recuerden que mientras más variadas sean las fuentes, más confiable será el resultado:

- Galván-Madrid, José Luis, *La química y el arte: ¿Cómo mantener el vínculo?*, en: educacionquimica.info/include/downloadfile.php?pdf=pdf1250.pdf (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- Beyer, Lothar, *La Química y el Arte*, Revista Sociedad Química, Perú, 2003, en: sisbib.unmsm.edu.pe/bibvirtualdata/publicaciones/rsqp/n3_2003/a07.pdf (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).



Fig. 5.30. Para lograr una buena restauración es necesario emplear materiales que sean lo más parecido a los originales y saber de química.

- *Celebrando la Química. La química colorea nuestro mundo.* American Chemical Society, 2015. www.acs.org/content/dam/acsorg/education/outreach/ncw/celebratingchemistry/ncw-2015-celebrating-chemistry-spanish.pdf (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- *Celebrando la Química. La química detrás de los telones.* American Chemical Society, 2010. www.acs.org/content/dam/acsorg/education/outreach/2010-ncw-fall-edition-behind-the-scenes-with-chemistry-en-espanol.pdf (Fecha de consulta: 23 de enero de 2017).
- Matteini, M. y A. Moles. *La Química en la Restauración*, Nerea SA de CV, España, 2001, en: books.google.com.mx/books?id=D7mMueTik38C&printsec=frontcover&hl=es&source=gbs_ge_summary_r&cad=0#v=onepage&q&f=true (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- Xperimania, *¿Cómo se utilizan los productos químicos en la restauración de obras de arte?*, en: www.xperimania.net/ww/es/pub/xperimania/news/world_of_materials/art_restoration.htm (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- Pigmentos, en: www.paginasprodigy.com.mx/hugohgz/materiales/pinturas/pigmentos.html (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- 2011, *Pinturas químicas*, en pintuquimica.blogspot.mx/2011/09/composicion-quimica-de-las-pinturas.html (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).



Fig. 5.31. El teatro es una forma de comunicación en la que se pueden abarcar todos los temas y se emplean muchos materiales de industrias químicas.



Fig. 5.32. Para valorar un cristal se analiza su simetría, su proporción, su color, su brillo. ¿Qué otros aspectos son importantes para resaltar la belleza en el arte?

Si en su equipo decidieron hacer solo un proyecto de tipo científico como investigación documental, es importante que organicen un informe del tema seleccionado para que lo entreguen al profesor y decidan lo que incluirán en la presentación para sus compañeros de grupo. Consulten a su profesor de Español para que recuerden cómo se integra un informe.

Si deciden incluir la demostración de una técnica o la fabricación de un material útil para alguna manifestación artística, consigan los elementos necesarios y comprueben que obtienen lo que quieren antes de hacer la demostración ante todo el grupo.

Dada la relación con las disciplinas artísticas, sería interesante que preparen una pequeña representación teatral en la que expliquen lo investigado y demuestren las experiencias prácticas (fig. 5.31).

Comunicación

Ahora es momento de presentar sus resultados. Prepárense y practiquen al menos dos veces antes del día acordado, esto les dará seguridad frente al grupo y su exposición será más clara. Recuerden que todos los integrantes del equipo deben participar y conocer cada aspecto de la investigación y de la presentación. Consigan todo lo necesario para que su presentación sea lo más exitosa posible.

Actividad

Con la coordinación del profesor, organicen el orden en que se presentarán los equipos y el tiempo del que disponen para ello.

- Elijan un equipo que organice un debate en el grupo para discutir estos temas:
 - La belleza: ¿se siguen los mismos criterios en el arte, en la ciencia y en la vida cotidiana para valorarla? (Fig. 5.32).
 - ¿Qué características tienen en común el arte y la ciencia? Procuren que sus compañeros valoren la necesidad de ser creativo, imaginativo, innovador, perseverante, dominar las técnicas o valorar el trabajo, por ejemplo.

Pidan asesoría y guía a su profesor.

Evaluación

Es importante que durante el proyecto evalúen su participación y desempeño en cada una de las etapas. Esto deben hacerlo en forma individual y en equipo siendo lo más honestos posible. También es importante que evalúen el trabajo de los otros equipos y compartan sus comentarios con ellos de manera respetuosa. Consideren lo que lograron, los retos que superaron y si cumplieron con los compromisos y objetivos planteados al inicio. Pidan a su profesor que también los evalúe y tomen en cuenta sus aportaciones para plantear mejoras a su trabajo.

Opción 7: ¿Puedo dejar de utilizar los derivados del petróleo y sustituirlos por otros compuestos?

Uno de los materiales con más influencia en todos los aspectos del mundo actual es el petróleo, conocido como "oro negro", por su relación con el poder económico y por su apariencia. Aunque se conoce desde las civilizaciones antiguas, esta mezcla aceitosa que se encuentra en el subsuelo de diferentes regiones del mundo, se convirtió desde finales del siglo XIX en la fuente más abundante de precursores de materiales novedosos y de los combustibles más empleados para transportes, maquinaria y hasta generación de electricidad.

La economía de muchos países, como México, Venezuela y las naciones árabes, ha estado basada por décadas en esta fuente de riqueza. Los hidrocarburos, compuestos formados por carbono e hidrógeno, son los principales componentes del petróleo. A partir de él, también se obtienen compuestos con azufre o nitrógeno, como el ácido sulfúrico.

Las reservas de petróleo solo durarán algunas décadas más, lo que nos obliga a diseñar nuevas tecnologías para sustituir combustibles, aceites, lubricantes y todos los productos derivados de este recurso, sobre todo los plásticos. Además, su procesamiento y aprovechamiento generan problemas de contaminación, conflictos económicos y bélicos y destrucción de ecosistemas (fig. 5.33).

Es importante que reconozcan que el daño a la Naturaleza, así como la tecnología, el desarrollo social, la economía, el transporte, el comercio y hasta la guerra, tienen relación con este recurso natural que es el distintivo de una época de la humanidad.

Planeación

Como en cualquier proyecto, lo primero que debemos hacer es elegir el tema y si este es la elección de su equipo, es importante que delimiten lo que harán, de esta forma será más sencillo seleccionar las fuentes y la información que requieren para resolver satisfactoriamente el proyecto.

Para que sea más sencillo elegir el tema particular a tratar en este proyecto, a continuación se presentan varias ideas que pueden orientarlos.

- ¿Cómo se van a mover los transportes cuando no se pueda obtener gasolina y otros combustibles derivados del petróleo? (fig. 5.34)
- Si no hay chapopote para producir asfalto, ¿qué se puede hacer para construir caminos y carreteras?



Fig. 5.33. La exploración para localizar el petróleo, su extracción y el transporte a las industrias que lo procesan, son labores que requieren de muchos especialistas y de grandes inversiones.



Fig. 5.34. Aunque ya hay investigaciones sobre combustibles alternativos, la venta de gasolina es todavía un enorme negocio difícil de suplir pese a los problemas que ocasiona.

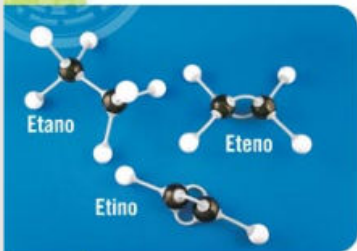


Fig. 5.35. Sería importante que todos los equipos conozcan qué son los hidrocarburos. Aquí se muestran los modelos de tres de los más sencillos.

- En la industria y el hogar se utilizan gran cantidad de disolventes, lubricantes y vaselinas derivadas del petróleo. ¿Con qué se podrán sustituir?
- El gas de la cocina se obtiene como derivado de la destilación del petróleo o se puede aprovechar directamente el metano, que también se extrae del subsuelo y que normalmente se encuentran junto al petróleo. ¿Cómo vamos a cocinar cuando se agoten estos recursos?
- El uso de los plásticos, que están entre los principales productos de la industria petroquímica, modificó muchos aspectos de la vida cotidiana y la industria. ¿Qué necesidades humanas condujeron a su desarrollo? ¿En qué actividades se aplican? ¿Cómo podremos sustituirlos en la gran cantidad en que se emplean?

Cualquiera que sea el tema que elijan, tendrán que hacer énfasis en los siguientes aspectos como un antecedente a su tema específico:

- Características físicas de los derivados del petróleo y de los procesos involucrados en su obtención y preparación (fig. 5.35).
- Importancia de la petroquímica en la vida diaria y en la industria.
- ¿Qué efectos produce en el ambiente la extracción, procesamiento y utilización de los derivados del petróleo?
- El petróleo en cifras. Será conveniente que manejen datos y gráficas sobre reservas de petróleo en diversas regiones, el tiempo que durarán y costos, por ejemplo.

Actividad

En equipo decidan el tema que tratarán, tengan en cuenta que la idea es buscar alternativas al uso de materiales derivados del petróleo, por lo que sería conveniente que identificaran los productos y procesos actuales para compararlos con las propuestas de sustitución.

Una vez que las hayan analizado y tomen una decisión, entreguen la información por escrito al profesor. Aclaren también si su proyecto será de tipo **científico**, **ciudadano** o **tecnológico**. La gran variedad de información y la importancia social y económica del tema, permiten que puedan elegir alguno de los tres tipos de proyecto.



Fig. 5.36. Procuren recurrir también a libros que pueden encontrar en la biblioteca escolar o de la comunidad. Hay infinidad de ellos sobre el petróleo.

Desarrollo

Una vez que decidan en equipo en qué tema van a profundizar, será momento de reunir información relacionada con el petróleo y las alternativas para sustituirlo.

Existen diversas fuentes que pueden consultar, pues son muchos los libros especializados en el tema; hay capítulos sobre hidrocarburos en libros de química y en otros relacionados con el ambiente, artículos en revistas de divulgación y periódicos, y muchas páginas de Internet que fácilmente localizarán si escriben términos como petróleo, petroquímica, gasolina, plásticos o energías alternativas en cualquier buscador (fig. 5.36).

Para identificar la importancia de los derivados del petróleo, también pueden hacer entrevistas con personas de cualquier profesión y preguntarles sobre los derivados del petróleo que utilizan. Aquí se hacen algunas sugerencias de fuentes:

- *El petróleo, Composición química*, en: www.elpetroleo.50webs.com/composicion.htm (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- *Textos científicos.com, El petróleo*, en: www.textoscienificos.com/petroleo/el-petroleo (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- *Refinación*, en: www.gob.mx/cms/uploads/attachment/file/6977/Refinacion_Web.pdf (Fecha de consulta: 23 de enero de 2017).

- Biodisol 2010, *Los 10 derrames de petróleo más grandes de la historia*, en: www.biodisol.com/medio-ambiente/los-10-derrames-de-petroleo-mas-grandes-de-la-historia-contaminacion-ambiental-medio-ambiente/ (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- Galán, Patricia. *Ambiente Ecológico* www.ambiente-ecologico.com/revist30/contpe30.htm (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- BBCMUNDO.com 2002, *Alternativas al petróleo*, en: news.bbc.co.uk/hi/spanish/specials/por_un_desarrollo_sostenible/newsid_2203000/2203114.stm (Fecha de consulta: 20 de mayo de 2016).
- Instituto Mexicano del Petróleo. *El petróleo en la vida cotidiana*, IMP, México, 2006.
- Valek Gloria. *El fascinante mundo del petróleo*, IMP, México, 2004.

El tema de la sustitución de los derivados del petróleo tiene tanta importancia, que, de la misma forma que hemos hecho en las demás investigaciones, no podemos reducirlo solo al ámbito de la química, su investigación debe contemplar aspectos como el social, el ambiental, el económico, el cultural y el de los accidentes petroleros (fig. 5.37).

Actividad

Organicen la información de su investigación en fichas de trabajo o en un cuaderno y reúnanse para elaborar material escrito que entregarán al profesor.

- Decidan con qué mecanismo o procedimiento presentarán la información al grupo, consideren que incluirán también datos y gráficas que deberán estar bien hechas, ser claras, atractivas y comprensibles.

Comunicación

Como en proyectos anteriores, es importante que preparen un informe escrito sobre lo que investigaron, aprendieron, realizaron y concluyeron en sus actividades. Además, deben presentarlo a sus compañeros de grupo y, de ser posible, a otros integrantes de la comunidad escolar; esto lo pueden hacer elaborando un periódico mural (fig. 5.38). Como este tema es relevante para la sociedad, pueden invitar a sus familiares a la presentación.

Actividad

- Organicen en grupo las fechas y el orden de presentación de los diferentes equipos que hayan realizado investigaciones. Contemplan las necesidades de materiales y el tiempo para que cada exposición sea completa y adecuada.
- Una vez que todos los equipos hayan expuesto, sería conveniente organizar un debate con el grupo para obtener conclusiones sobre la situación actual del petróleo y lo que cada uno puede aportar para hacer más efectivo el uso de sus derivados y para sustituirlos cuando sea indispensable.

Evaluación

La realización de trabajo en equipo no consiste solo en repartir tareas y que cada uno aporte su parte el día de la presentación. Es importante que vayan analizando en conjunto cada paso que dan y que puedan resolver errores y conflictos a medida que se vayan presentando.

Cuando hayan expuesto su tema y escuchado la información de los demás, organicen una sesión de evaluación en la que se comentará sobre la claridad y calidad de los datos, los materiales y la forma de exponer. Como parte de la evaluación, se harán sugerencias y críticas para superar errores, tanto entre los compañeros del equipo como con los demás miembros del grupo. El profesor, por su parte, hará también comentarios y sugerencias para cerrar el proceso.



Fig. 5.37. Los accidentes petroleros derivan en el derramamiento de este material y la contaminación de extensas áreas. Sus consecuencias son devastadoras.



Fig. 5.38. La información sobre el petróleo y su situación actual es importante para toda la gente, así que compartan sus conclusiones por medio de un periódico mural que todos puedan consultar.

Evaluación del bloque 5

Escuela: _____
 Nombre del alumno: _____
 Grupo: _____ Fecha: _____

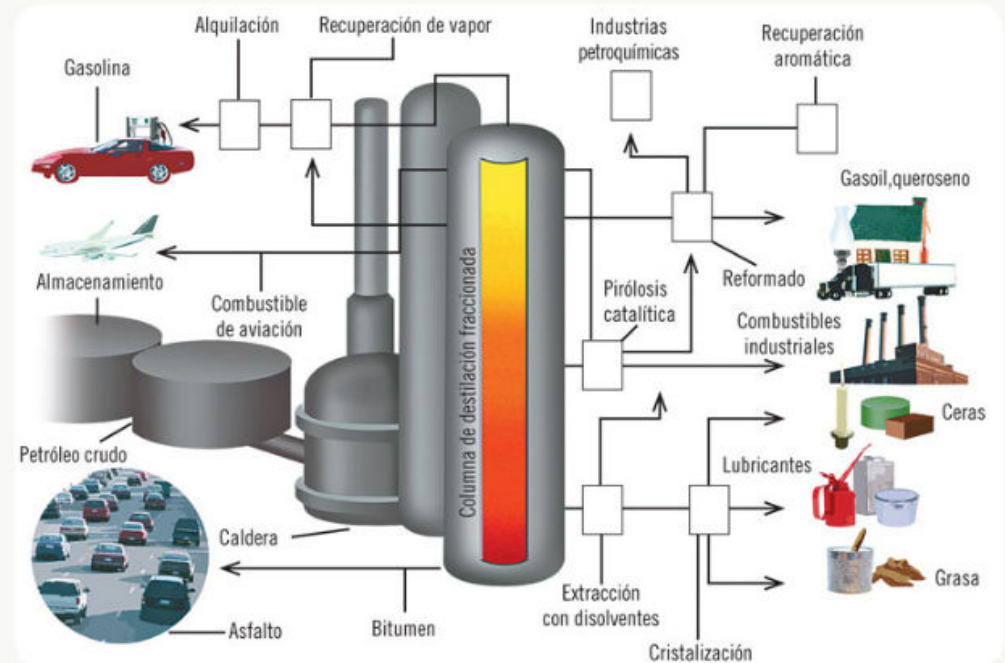
Preguntas

1. Lee el texto y responde en tu cuaderno.

El petróleo: un símbolo del siglo XX y XXI

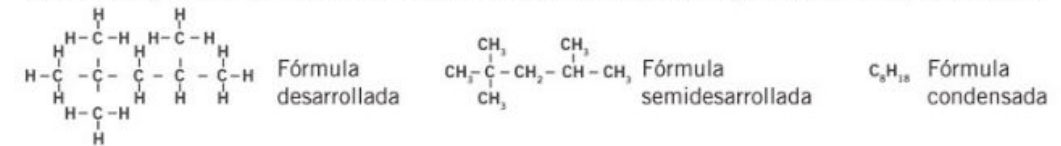
En la actualidad es muy difícil imaginar una actividad que no tenga relación con el petróleo. Este recurso natural no renovable ha sido el más explotado desde la Revolución industrial a fines del siglo XIX. Y es que de esta mezcla oscura y aceitosa que contiene sólidos, líquidos y gases no solo se separan muchos productos útiles por sí mismos, como el gas LP, sino que varios de ellos son materia prima para generar plásticos, fibras textiles, cosméticos, pigmentos y muchos artículos más.

El primer proceso al que se somete la mezcla original, o petróleo crudo, se llama refinación y consiste en una destilación fraccionada en grandes columnas de las que se sacan varias mezclas con productos diferentes. El siguiente esquema puede darte una idea de este proceso y de otros que derivan de él.

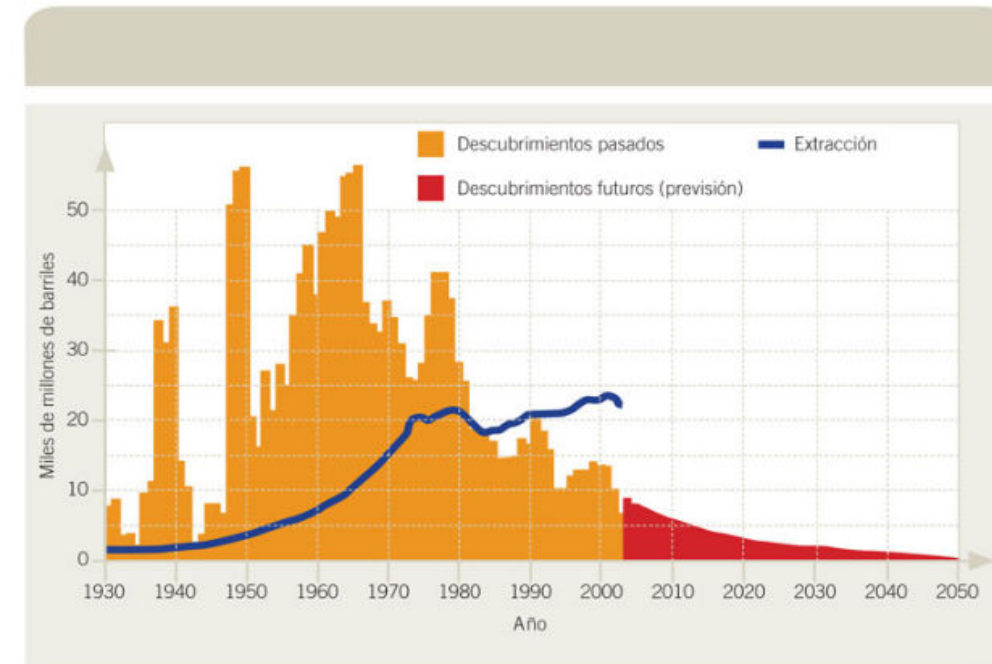


- En la columna de destilación fraccionada se calienta el petróleo crudo a altas temperaturas, más de 400 °C, para que se evaporen la mayoría de sus componentes. Los vapores suben por la columna de la torre y se enfrían poco a poco. A diferentes alturas se van volviendo a hacer líquidos y escurren para salir de la torre por diferentes tuberías. ¿En qué propiedad deben ser distintos los hidrocarburos para que se logre esta separación por las distintas temperaturas? ¿Esta separación es un cambio físico o químico?

- En la parte más alta de la columna de destilación fraccionada se liberan hidrocarburos más pequeños, como el metano (CH₄), el etano (C₂H₆), el propano (C₃H₈) y el butano (C₄H₁₀). Estos dos últimos son los componentes principales del gas licuado de petróleo o LP, con el que se llenan los tanques que se emplean en el hogar y la industria para las estufas, calentadores y calderas. ¿Qué problemas generan estos materiales cuando se queman?
- Las reservas de petróleo y gas no van a durar más que algunas décadas. ¿Qué alternativas energéticas propondrías para suplir las funciones que cumple el gas LP? ¿Qué ventajas y desventajas tiene el uso de estas alternativas?
- La gasolina se obtiene como una fracción de esta refinación, aunque se somete a tratamientos químicos para mejorar su funcionamiento en los motores. A pesar de que es una mezcla de hidrocarburos de entre 5 y 19 carbonos, uno de estos compuestos, llamado iso octano o 2,2,4-trimetilpentano, es de los que se queman eficientemente. Observa la fórmula de este compuesto y responde. ¿Qué tipo de enlaces se establecen entre los carbonos y los hidrógenos de esta molécula de 2,2,4-trimetilpentano? ¿En qué te basas para deducirlo?



- Observa el esquema de la destilación fraccionada que aparece junto con el texto y responde: ¿en qué ámbitos de la sociedad se emplean los derivados del petróleo? ¿Qué usos se les da? Justifica tu respuesta.
- La explotación del petróleo ha sido una de las actividades industriales más importantes del último siglo. En la gráfica siguiente se muestra la evolución de esta actividad hasta el inicio del siglo XXI; incluye la perspectiva a futuro. ¿Qué conclusiones puedes obtener de su observación? Escribe este análisis y complétalo con la conclusión sobre la conveniencia de que México siga dependiendo de la explotación del petróleo.



- Analiza la información del texto inicial y la gráfica. Explica qué relación hay entre lo que se aprecia en la gráfica y el hecho de que el petróleo sea un recurso no renovable. Justifica tu respuesta.

2. Lee y responde en tu cuaderno.

Plásticos por todos lados, ¿hasta cuándo?

Los productos más importantes de la industria petroquímica son los plásticos con los que hemos sustituido utensilios de madera, papel, vidrio, metales y fibras textiles. Algunos historiadores empiezan a hablar del siglo XX como "la era del plástico", pues estos materiales se introdujeron en todo tipo de actividades y cambiaron la apariencia de las ciudades, la moda y las tiendas de los más variados productos.

Los plásticos no salen directamente del petróleo pues, aunque emplean muchos hidrocarburos sencillos derivados de él, para su elaboración se realizan reacciones químicas en las que millones de moléculas de alguno de estos compuestos sencillos, que llamamos monómeros, se van uniendo entre sí para dar origen a moléculas enormes llamadas polímeros. Por ejemplo, el eteno o etileno (C_2H_4) sirve para fabricar el polietileno,

el plástico más común y abundante; con el cloruro de vinilo (C_2H_3Cl), se hace el cloruro de polivinilo o PVC, útil para elaborar tuberías de construcción y artículos de imitación de piel como chamarras y balones.

Hoy que el petróleo empieza a escasear, la industria del plástico corre el riesgo de desaparecer o encarecer excesivamente sus productos, pero la investigación científica va logrando sustitutos basados en vegetales como el maíz o en otros generados por bacterias, además presentan la ventaja de que se degradan de forma natural. Ojalá que en este avance seamos capaces de cuidar el ambiente y, además, continuemos haciendo los máximos esfuerzos para eliminar la basura de plástico acumulada en selvas, bosques e incluso en gigantescos islotes marinos, sobre todo en el océano Pacífico.

- Explica qué relación hay entre un monómero y un polímero. ¿Qué ejemplos de este tipo de compuestos se mencionan en el texto?
- Entre las industrias que más variedad de polímeros emplea, está la de los cosméticos y la de los textiles. ¿Qué función cumplen estos productos en la sociedad?
- Otras actividades humanas en la que cada vez se utilizan más polímeros sintéticos son las artísticas. Por ejemplo, adhesivos, como el pegamento blanco y otros más fuertes se utilizan en muchas actividades de este tipo, y al igual que gran variedad de pinturas, lacas y barnices, terminan la reacción de polimerización una vez que son aplicados y se van secando. ¿Cómo afectaría a esta industria la desaparición de los hidrocarburos?
- En la fabricación de invernaderos se emplean plásticos para cubrir la superficie sembrada. ¿Qué propiedades debe tener ese plástico? ¿Qué ventajas genera para las plantas esta aplicación? ¿Y qué ventajas y desventajas presentará este material sobre otros que pudieran emplearse con el mismo propósito?
- Explica la importancia social y económica de los polímeros sintéticos en la época actual. Explica también los usos que les das en tu vida diaria.



3. Lee y responde en tu cuaderno.

Las chinampas, del esplendor azteca a la actualidad mexicana

Durante el esplendor del Imperio azteca, por medio de las chinampas fue posible producir la mayor parte de los alimentos para los cerca de 250 000 habitantes de Tenochtitlán. Hoy son reconocidas como agroecosistemas tradicionales altamente productivos.

Estas pequeñas islas artificiales se construían con troncos, sedimentos de los lagos y vegetación en descomposición y con ellas se formaron extensas redes de canales característicos de las zonas lacustres del Valle de México, que poco a poco han ido desapareciendo.

Los sauces nativos y típicos de la zona se llaman ahuejotes y con sus raíces retienen el suelo, además de formar una barrera que detiene el viento. Como fertilizante, tradicionalmente se han empleado restos de lirios acuáticos, que también son típicos de la zona.

Aún podemos ser testigos de la maravilla de técnica ancestral que heredamos, aunque sea en pequeñas zonas del sur de la Ciudad de México y sería un interesante motivo de discusión la posibilidad de revivir y ampliar su aplicación en zonas de lagos y lagunas.



- Menciona cómo obtienen las plantas que viven en las chinampas los elementos químicos que requieren.
- Al mismo tiempo que crecen las plantas en las chinampas se van gastando elementos del suelo y es necesario reponerlos para que el sistema pueda continuar siendo fértil. ¿Qué ventajas y desventajas habría entre emplear lirios o estiércol para ese propósito o añadir sales solubles en agua como fertilizantes artificiales?
- Explica por qué un sistema como el de las chinampas puede ser útil para evitar la invasión del ganado y de algunos tipos de plagas.
- La contaminación con productos solubles en lagos o lagunas sobre los que hay chinampas, puede llegar hasta las plantas que crecen ahí y dañarlas o aparecer en sus hojas y frutos. Propón una explicación sobre el mecanismo por el cual llegan del agua del lago a las hojas.
- Un fungicida, un producto utilizado para eliminar hongos, que se usa comúnmente en las chinampas que hoy quedan, es la carbenzamida, de fórmula $C_9H_9N_3O_2$. Este producto se clasifica como sistémico, porque la planta lo absorbe, lo integra a su estructura y queda protegida desde dentro. ¿Qué ventajas y desventajas piensas que tiene que el producto funcione con este mecanismo?
- Este fungicida también sirve para proteger fruta almacenada si se rocía con disoluciones de concentración 0.4 g/L. Si se necesitan cinco litros para aplicar en una bodega, ¿cuántos gramos de producto se deben agregar?

Para el estudiante

Libros

- Asimov, Isaac. *Las grandes ideas de la ciencia*, tercera edición, Alianza Editorial, México, 1996.
- Barral, Adela, y otros. *¿Eso es química?*, Biblioteca de Recursos Didácticos Alambra, Longman, México, 1995.
- Chamizo, J. A. *Cómo acercarse a la química*, Esfinge, México, 2004.
- Chow P., S. *Petroquímica y sociedad*, FCE-SEP, La ciencia para todos, n° 39, México, 1987.
- Churchill, E. Richard. *Experimentos científicos asombrosos con materiales de uso cotidiano*, Diana, Colección Origen, México, 1999.
- Córdova F., J. L. *La química y la cocina*, FCE-SEP, La ciencia para todos, n° 93, México, 1997.
- García, Horacio. *Del átomo al hombre*, Santillana, Biblioteca Juvenil Ilustrada, México, 2003.
- Greene, Jay E. *100 grandes científicos*, Diana, México, 1994.
- Guerrero, Manuel. *El agua*, FCE-SEP, La ciencia para todos, núm. 102, México, 1998.
- Irazoque, G., y J. A. López Tercero. *La química de la vida y el ambiente*, Santillana, Biblioteca Juvenil Ilustrada, México, 2003.
- —*La química de los fluidos naturales*, Santillana, Biblioteca Juvenil Ilustrada, México, 2003.
- Mandel, Muriel. *Experimentos científicos sencillos con materiales comunes*, Diana, Colección Origen, México, 1999.
- Tonda, Juan. *El oro solar y otras fuentes de energía*, FCE-SEP, La ciencia para todos, núm. 119, México, 1998.
- VanCleave, Janice. *Química para niños y jóvenes. 101 experimentos superdivertidos*, Limusa Wiley, Biblioteca científica para niños y jóvenes, México, 2004.

Revistas

- Revista *¿Cómo ves?* publicada por la Dirección General de Divulgación de la Ciencia de la UNAM, periodicidad mensual.

Referencias electrónicas

- ciencianet.com (Fecha de consulta: 14 de noviembre de 2013).
- ciencianet.com/acidobase.html (Fecha de consulta: 14 de noviembre de 2013).
- www.comoves.unam.mx (Fecha de consulta: 14 de noviembre de 2013).
- www.textoscientificos.com/polimeros (Fecha de consulta: 14 de noviembre de 2013).
- www.universum.unam.mx (Fecha de consulta: 14 de noviembre de 2013).

Para el docente

Libros

- American Chemical Society. *QuimCom. Química en la comunidad*, segunda edición, Addison Wesley Longman-Pearson Educación, México, 1998.
- Chamizo, J. A., Izquierdo M. "Evaluación de competencias en el pensamiento científico", *Alambique, Didáctica de las Ciencias Experimentales*, 51, 9-19, 2007.
- Emsley, John. *Moléculas en una exposición*, Península, Barcelona, 2000.
- Fernández Flores, Rafael. *La química en la sociedad*, UNAM, México, 1994.
- García Moliner, Federico. *La ciencia descolocada*, Colección Hermes, Ediciones del Laberinto, S.L., Madrid, 2001.
- Hoffmann, Roald. *Lo mismo y no lo mismo*, FCE, México, 1995.
- Lloréns M., Juan Antonio. *Comenzando a aprender química*, Visor Distribuciones S.A., Madrid, 1991.
- Llewellyn, D. *Inquire within. Implementing inquiry-based science standards in grades 3-8*, Corwin Press, Second Edition, 2007.
- Sarquis, Arlene y Jerry. *Descubre y disfruta la química*, Facultad de Química, UNAM, 1993.
- Sanmartí, N. *Didáctica de las ciencias en la educación secundaria obligatoria*, Síntesis educación, Madrid, España, 2002.
- Sosa, Plinio. *Bájate de mi nube electrónica*, ADN-CNCA, México, 1997.

Revistas

- *Ciencia y desarrollo*. Revista de divulgación publicada por Conacyt.
- *Educación Química*. Facultad de Química, UNAM.

Referencias electrónicas

- www.acienciasgalilei.com/qui/tablapperiodica0.htm (Fecha de consulta: 23 de enero de 2017).
- <http://quim.iqi.etsii.upm.es/vidacotidiana/Divulgacion.htm> (Fecha de consulta: 23 de enero de 2017).
- www.unamlinea.unam.mx/seccion/index/docencia-digital/0/732 (Fecha de consulta: 23 de enero de 2017).
- www.educacionquimica.info/ (Fecha de consulta: 23 de enero de 2017).
- <https://iupac.org/what-we-do/periodic-table-of-elements/> (Fecha de consulta: 23 de enero de 2017).
- www.sc.ehu.es/sbweb/fisica/fluidos/fluidos.htm (Fecha de consulta: 23 de enero de 2017).
- www.sc.ehu.es/sbweb/fisica/unidades/unidades/unidades.htm (Fecha de consulta: 23 de enero de 2017).

Para la elaboración de este libro

Libros

- Aragón De La Cruz, Francisco. *Historia de la Química*, Editorial Síntesis, Madrid, 2004 (Biblioteca de Química n° 14).
- Asimov, Isaac. *La búsqueda de los elementos*, Plaza y Janés, México, 1987.
- —Breve historia de la química, Alianza Editorial, México, 1989.
- Balocchi, E., Modak, B., Martínez, M., Padilla, K., Reyes, F., Garritz, A. "Aprendizaje cooperativo del concepto de cantidad de sustancia con base en la teoría atómica de Dalton y la reacción química. Parte II", *Educación Química*, vol. 16(4), pp. 550-561, 2005.
- Bernal, John D. *La ciencia en la historia*, décima tercera edición, Nueva Imagen, UNAM, México, 1994.
- Bonfil, Martín. *El medidor del aire: Joseph Louis Gay-Lussac*, Pangea-CNCA, Viajeros del conocimiento, México, 1997.
- Brown, Theodore, E. Lemay y otros. *Química, la ciencia central*, novena edición, Pearson Educación de México, México, 2004.
- Chamizo, J. A. *Química terrestre*, FCE-SEP, México, 1999 (La ciencia para todos, n° 97).
- Chang, Raymond. *Química*, séptima edición, McGraw-Hill, México, 2006.
- Enríquez, Marcela. *Experimentos científicos divertidos*, Editores Mexicanos Unidos, Colección Una Vida Mejor, México, 2005.
- Cooper, B. S., Gargan, A. "Rubrics in Education: Old term, new meanings", *Kappan*, pp. 54-55, september, 2009.
- García, Horacio. *El investigador del fuego: Antoine L. Lavoisier*, PANGEA-CNCA, Viajeros del conocimiento, México, 1991.
- —El químico de las profecías: Mendeleiev, PANGEA-CNCA, Viajeros del conocimiento, México, 1990.
- Garritz, A. y J. A. Chamizo. *Del tequesquite al ADN: Algunas facetas de la química en México*, FCE-SEP, México, 1997 (La ciencia para todos, n° 72).
- —Tú y la química, Prentice Hall-Pearson, México, 2001.
- Mosqueira, Salvador. *Introducción a la química y el ambiente*, Publicaciones Cultural, México, 2004.

Referencias electrónicas

- www.webelements.com/ (Fecha de consulta: 23 de enero de 2017).
- dpw.lacounty.gov/epd/rethinkla/default.aspx (Fecha de consulta: 23 de enero de 2017).
- www.chem4kids.com/ (Fecha de consulta: 23 de enero de 2017).
- grafeno.com/ (Fecha de consulta: 23 de enero de 2017).

Aprender sobre ciencia y tecnología es un derecho de todos los niños y jóvenes del país, pues los provee de herramientas para manejar su futuro y analizar los cambios constantes que ocurren en la naturaleza y en la sociedad. En este curso de Ciencias, los y las estudiantes analizarán varios fenómenos químicos, las interacciones que ocurren entre los objetos y la forma como se describen algunas de ellas con base en el saber sobre las características y las propiedades de los materiales; asimismo, construirán conocimientos a partir de los que ya tienen y desarrollarán competencias que les permitan analizar y proponer soluciones a algunos problemas de su entorno.



santillana.com.mx

ISBN 978-607-01-2255-2



 **SANTILLANA**
Secundaria

DISTRIBUCIÓN GRATUITA
PROHIBIDA SU VENTA