

Jesús Miguel Torres Flores

Ciencias 3

con énfasis en Química

Exploración del mundo científico



Secundaria

Serie
Nueva Generación

 **FERNÁNDEZ**
editores



Prólogo

La ciencia está en constante construcción. Desde tiempos remotos, la humanidad ha buscado la forma de transformar la materia. Los primeros *Homo sapiens* quienes aprendieron a manipular el fuego, sentaron las bases para que los modernos ingenieros en nanotecnología crearan los materiales inteligentes que hoy utilizan los astronautas en sus trajes espaciales. La química ha estado presente en este proceso histórico.

Ciencias 3 con énfasis en Química. Exploración del mundo científico constituye un material indispensable en el aula con el que los alumnos se verán inmersos en la ciencia de la transformación de la materia, despertarán su curiosidad y aprenderán con experimentos, lecturas, datos curiosos, prácticas y toda una gama de recursos novedosos diseñados para detonar el conocimiento a partir del modelo constructivista, con un enfoque dinámico y didáctico.

Los tiempos actuales implican nuevos retos en la educación, es por eso que la obra que tiene en sus manos incluye también herramientas digitales disponibles en la red, pues es una realidad innegable que las Tecnologías de la Información y de la Comunicación (TIC) están cada vez más presentes en el aula y fuera de ella. Los ciudadanos del mañana no sólo deben contar con los conocimientos y aprendizajes para la vida, sino con competencias adicionales para que puedan desenvolverse en un mundo donde las distancias se han acortado gracias al desarrollo de la tecnología.

Asimismo, *Exploración del mundo científico* se enfoca en tres competencias centrales: que el alumno comprenda los fenómenos y procesos naturales desde una perspectiva científica, que tome decisiones informadas para el cuidado del medio ambiente y la promoción de la salud (orientada a la cultura de la prevención) y que comprenda los alcances y limitaciones de la ciencia y el desarrollo tecnológico en diversos contextos.

Al final de cada uno de los bloques, el alumno diseñará proyectos para integrar y aplicar los conocimientos adquiridos, enfocándose en soluciones viables a problemas concretos de su escuela o su comunidad.

En suma, este libro será una herramienta indispensable y una guía para el alumno en la construcción de su conocimiento, no sólo científico sino social.

Presentación al profesor

Este libro tiene como principal función apoyarte en tu labor docente a medida que impartes la materia de Ciencias 3 con énfasis en Química.

Espero que los contenidos de este libro te ayuden a complementar tu labor como maestro y formador de los futuros profesionales de nuestro país. Aunado a ello, te invito a que uses toda tu experiencia y conocimientos para inculcar en tus alumnos la curiosidad por la ciencia.

Las lecciones están divididas en cinco bloques:

Bloque I. Tiene como función introducir a los estudiantes en la primera revolución de la química, comandada por el científico Antoine Laurent de Lavoisier. Se pretende que sean capaces de comprender la importancia de la química en su vida cotidiana y su utilidad para satisfacer necesidades básicas y cuidar la salud. Mientras se avanza en el estudio de este bloque, se logrará que los alumnos comprendan qué es una mezcla. Como cierre del bloque se presentan ideas para que propongan proyectos dirigidos al cuidado del ambiente y al uso responsable del conocimiento químico.

Bloque II. En este bloque se empieza a estudiar la estructura microscópica de la materia, para lo cual se utiliza el modelo corpuscular como herramienta partiendo del conocimiento previo de las mezclas para estudiar los compuestos y elementos. Mediante el uso de modelos del átomo y de los enlaces químicos se favorece que los estudiantes comprendan la estructura interna de los materiales. Se continúa con la promoción del cuidado del ambiente y, a medida que avanza el bloque, se introduce la segunda revolución de la química, liderada por Cannizzaro y Mendeleiev. Además, se presentan sugerencias de proyectos para comprender la importancia de los elementos químicos en el cuerpo humano y sus implicaciones para la salud.

Bloque III. En este bloque se estudian las reacciones químicas, tomando como base fenómenos cotidianos. Se abordan las transformaciones en las que se absorbe o desprende calor y su relación con los aportes calóricos de los alimentos para favorecer una alimentación equilibrada. Asimismo, se presenta la tercera revolución de la química, con Lewis y Pauling como principales exponentes. Se introduce el concepto de electronegatividad y los enlaces iónico y covalente. Los proyectos que se incluyen en la parte final del bloque van dirigidos a la fabricación de jabones y a comprender la manera en la que el cuerpo humano obtiene energía.

Bloque IV. Este bloque trata sobre los ácidos y bases desde el enfoque de Arrhenius, así como las reacciones entre ellos. Se discute la importancia de una dieta adecuada con el fin de prevenir enfermedades asociadas con el consumo de alimentos que producen acidez estomacal. El bloque comprende también el estudio de las reacciones de óxido-reducción. Su estudio favorece el desarrollo de habilidades para predecir cambios químicos. Con los proyectos se propone el análisis de fenómenos cotidianos como la corrosión y la combustión, su impacto ambiental y las estrategias para un desarrollo sustentable.

Bloque V. En este bloque se incluyen opciones de proyectos relacionados con la química y la vida cotidiana. Se plantean preguntas que pueden ser contestadas por los alumnos para sentar las bases de su trabajo de investigación y desarrollo experimental. El objetivo de estos proyectos es que sean capaces de determinar preguntas y responderlas con base en su trabajo, interpretando sus resultados y discutiendo situaciones problemáticas, para finalmente divulgar los resultados de su proyecto.

Espero que este libro te sea de utilidad mientras compartes con tus alumnos los conocimientos de esta interesante asignatura.

El autor

FERNÁNDEZ editores

Presentación al alumno

Bienvenido a tu curso de Ciencias 3 con énfasis en Química. Este libro va a ser tu apoyo a medida que profundizas tus conocimientos sobre esta apasionante asignatura. Suele pensarse que esta ciencia es una materia difícil, exclusiva de científicos aislados que hierven líquidos de colores en laboratorios desordenados y humeantes. Te darás cuenta, a medida que recorras este libro, que la realidad es muy diferente.

La química está involucrada en todo lo que te rodea: tu respiración, la ropa que portas, el medio de transporte que utilizas para llegar a tu escuela y todo lo que puedes ver en tu salón de clases, por ejemplo.

A lo largo de este curso comprenderás diversas propiedades de los materiales que te rodean y cómo el hombre los ha transformado a lo largo de la historia. Esto te permitirá explicar muchos de los procesos que ocurren en tu entorno, los cuales son sumamente interesantes. No pienses en la química como algo difícil, ya que conforme avances en tu estudio verás cómo con esta ciencia tendrás la habilidad de describir las cosas que ocurren en un mundo que no puedes percibir a simple vista: el mundo microscópico.

Con ayuda de diferentes tipos de actividades, lograrás comprender numerosos fenómenos naturales que ocurren a tu alrededor, aplicando modelos para describirlos. A medida que estudies esta asignatura, te darás cuenta de las múltiples aplicaciones de esta ciencia y serás capaz de entender la responsabilidad que implica para el medio ambiente el mal uso de la misma. Aprenderás también a tomar decisiones responsables dirigidas a cuidar tu salud y el lugar en el que vives con el fin de lograr mejoras en tu estilo de vida y en el del resto de los seres humanos.

Ojalá que disfrutes mucho este libro y sea de utilidad para tu desarrollo académico.

El autor

FERNÁNDEZ editores

Para que conozcas la estructura de tu libro, te presentamos una breve descripción de los elementos que encontrarás a lo largo de sus bloques.

Iconos

Para alcanzar los aprendizajes esperados, las actividades se realizarán individualmente, en pareja, en equipo o grupalmente, según los objetivos didácticos de cada una.



Individual



Pareja



Grupal



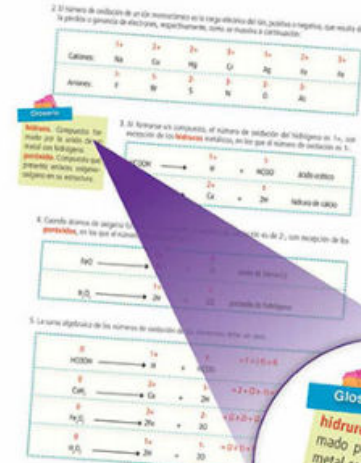
Equipo



Cápsulas

Glosario

Incluye definiciones de palabras técnicas poco comunes o términos empleados por los químicos, para que te familiarices con ellos.

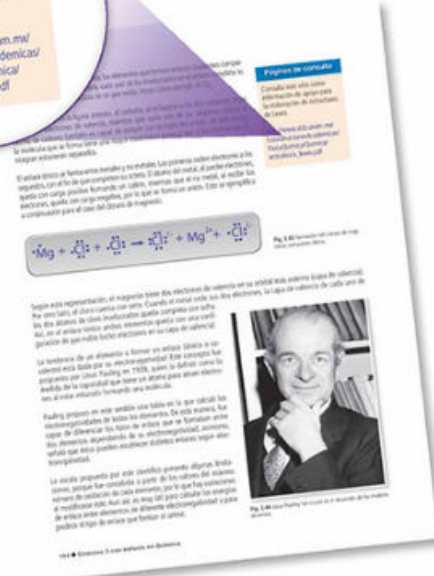


hidruro. Compuesto formado por la unión de un metal con hidrógeno.
peróxido. Compuesto que presenta enlaces oxígeno-oxígeno en su estructura.

Páginas de consulta

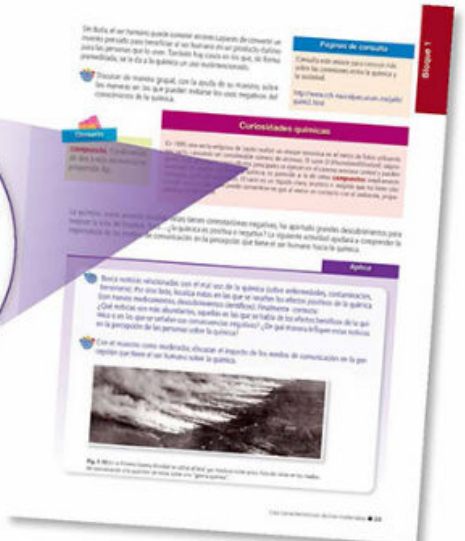
Sugiere sitios de internet que contienen información complementaria relacionada con los contenidos del bloque.

Páginas de consulta
Consulta este sitio como información de apoyo para la elaboración de estructuras de Lewis.
http://www.dcs.unam.mx/CoordinacionAcademica/FisicaQuimica/Quimica/articulos/la_lewis.pdf



Curiosidades químicas

Incluye información sobre acontecimientos y relevantes y datos curiosos de esta disciplina.

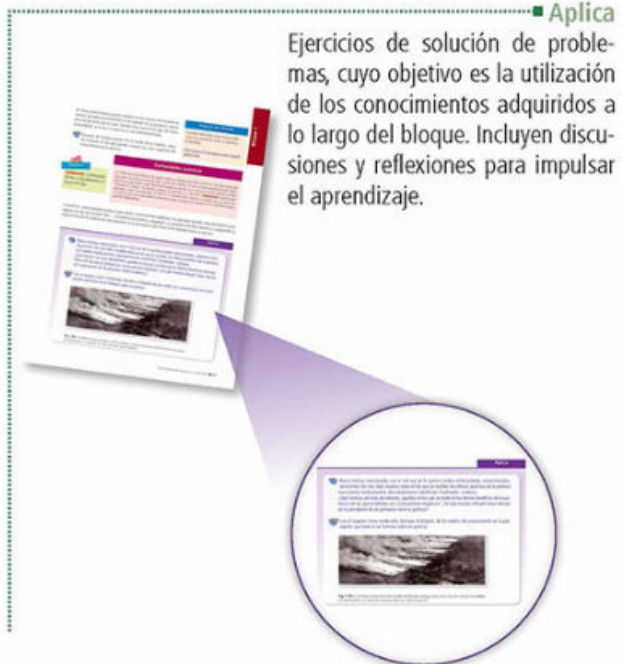


Actividades



■ **Experimenta**

Sección que aborda los fenómenos naturales desde una perspectiva científica y práctica, a partir de actividades y experimentos.

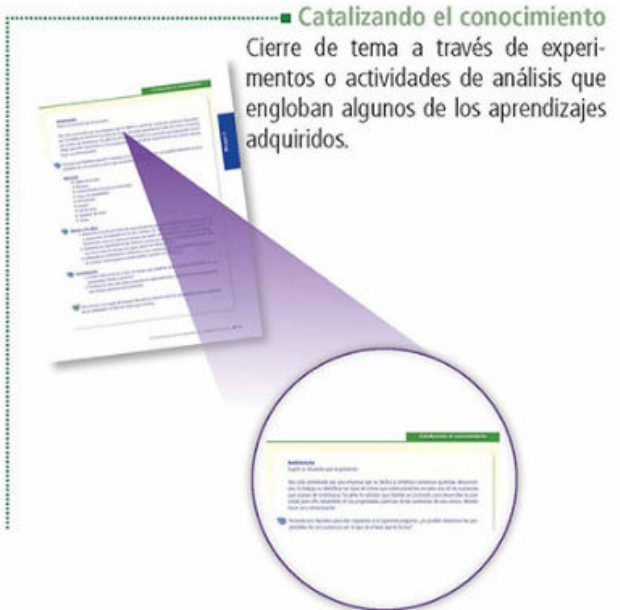


■ **Aplica**

Ejercicios de solución de problemas, cuyo objetivo es la utilización de los conocimientos adquiridos a lo largo del bloque. Incluyen discusiones y reflexiones para impulsar el aprendizaje.



Lecturas



■ **Catalizando el conocimiento**

Cierre de tema a través de experimentos o actividades de análisis que engloban algunos de los aprendizajes adquiridos.



■ **Revisa**

Apartado en el que se presentan acontecimientos, notas o artículos relacionados con los contenidos del bloque.

FERNÁNDEZ editores

Evaluaciones

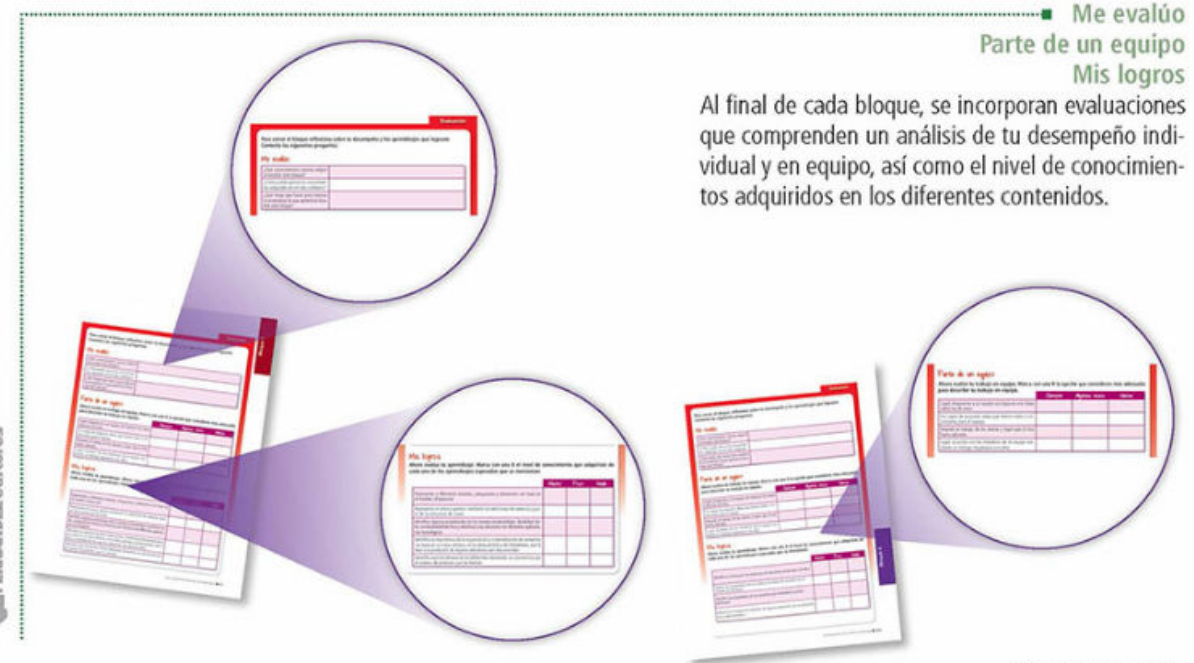
■ **Precipitando el conocimiento**
Sección de evaluación diagnóstica. Se introduce el tema a través de preguntas que permiten analizar tus conocimientos previos o nociones sobre algún concepto químico.



■ **Evaluación final**
Sección que contiene preguntas de opción múltiple con el fin de valorar los aprendizajes adquiridos durante el bloque.



■ **Evaluación PISA**
Apartado que presenta una lectura y preguntas similares a las de la prueba internacional PISA.



■ **Me evalúo**
Parte de un equipo
Mis logros

Al final de cada bloque, se incorporan evaluaciones que comprenden un análisis de tu desempeño individual y en equipo, así como el nivel de conocimientos adquiridos en los diferentes contenidos.

FERNÁNDEZ editores

Prólogo	3
Presentación al profesor	4
Presentación al alumno	5
Guía de uso	6
Índice.....	10

Bloque 1

Bloque 1. Las características de los materiales	14
La ciencia y la tecnología en el mundo actual	16
Relación de la química y la tecnología con el ser humano, la salud y el ambiente	16
Identificación de las propiedades físicas de los materiales	25
Cualitativas	26
Extensivas	32
Intensivas.....	34
Experimentación con mezclas.....	39
Homogéneas y heterogéneas	40
Métodos de separación de mezclas con base en las propiedades física de sus componentes.....	45
¿Cómo saber si la muestra de una mezcla está más contaminada que otra?.....	49
Contaminación de una mezcla.....	49
Concentración y efectos	52
Primera revolución de la química.....	55
Aportaciones de Lavoisier: la Ley de conservación de la masa	55

Proyectos: ahora tú explora, experimenta y actúa. Integración y aplicación.....	60
¿Cómo funciona una salinera y cuál es su impacto en el ambiente?	60
¿Qué podemos hacer para recuperar y reutilizar el agua del ambiente?.....	61
Evaluaciones.....	63

Bloque 2

Bloque 2. Las propiedades de los materiales y su clasificación química	68
Clasificación de los materiales	70
Mezclas y sustancias puras: compuestos y elementos.....	70
Estructura de los materiales	77
Modelo atómico de Bohr.....	80
Enlace químico	82
¿Cuál es la importancia de rechazar, reducir, reusar y reciclar los metales?	87
Propiedades de los metales	88
Toma de decisiones relacionada con: rechazo, reducción, reúso y reciclado de metales	89
Segunda revolución de la química	93
El orden en la diversidad de las sustancias: aportaciones del trabajo de Cannizzaro y Mendeleiev	93
Tabla periódica: organización y regularidades de los elementos químicos	98
Regularidades en la tabla periódica de los elementos químicos representativos	98
Carácter metálico, valencia, número y masa atómica.....	99
Importancia de los elementos químicos para los seres vivos.....	101
Enlace químico	106
Modelos de enlace: covalente e iónico	106
Relación entre las propiedades de las sustancias con el modelo de enlace: covalente e iónico.....	107

Proyectos: ahora tú explora, experimenta y actúa. Integración y aplicación..... 110

 ¿Cuáles elementos químicos son importantes para el buen funcionamiento de nuestro cuerpo? 110

 ¿Cuáles son las implicaciones en la salud o el ambiente de algunos metales pesados? 111

Evaluaciones..... 113

Bloque 3

Bloque 3. La transformación de los materiales: la reacción química 118

Identificación de cambios químicos y el lenguaje de la química 120

 Manifestaciones y representación de reacciones químicas (ecuación química)..... 121

¿Qué me conviene comer?..... 136

 La caloría como unidad de medida de la energía 136

 Los alimentos y su aporte calórico..... 138

Tercera revolución de la química..... 143

 Tras la pista de la estructura de los materiales: aportaciones de Lewis y Pauling..... 143

 Uso de la tabla de electronegatividad 145

Comparación y representación de escalas de medida 149

 Escala y representación..... 149

 Unidad de medida: mol..... 151

Proyectos: ahora tú explora, experimenta y actúa. Integración y aplicación..... 154

 ¿Cómo elaborar jabones? 154

 ¿De dónde obtiene la energía el cuerpo humano? 156

Evaluaciones..... 158

Bloque 4

Bloque 4. La formación de nuevos materiales..... 162

Importancia de los ácidos y las bases en la vida cotidiana y en la industria..... 164

 Propiedades y representación de ácidos y bases..... 164

¿Por qué debe evitarse el consumo frecuente de los "alimentos ácidos"? 176

 Importancia de una dieta correcta..... 179

Importancia de las reacciones de óxido y de reducción 186

 Características y representaciones de las reacciones redox..... 186

 Número de oxidación..... 195

Proyectos: ahora tú explora, experimenta y actúa. Integración y aplicación..... 201

 ¿Cuál es el impacto de los combustibles y posibles alternativas de solución? 201

 ¿Cómo evitar la corrosión? 204

Evaluaciones..... 206

Bloque 5

Bloque 5. Química y tecnología 210

Proyectos: ahora tú explora, experimenta y actúa. Integración y aplicación..... 212

 ¿Cómo se sintetiza un material elástico? 212

 ¿Qué aportaciones a la química se han generado en México? 216

 ¿Cuáles son los beneficios y riesgos del uso de fertilizantes y plaguicidas? 218

 ¿De qué están hechos los cosméticos y cómo se elaboran? 222

 ¿Cuáles son las propiedades de algunos materiales que utilizaban las culturas mesoamericanas? 224

 ¿Cuál es el uso de la química en diferentes expresiones artísticas? 226

 ¿Puedo dejar de utilizar los derivados del petróleo y sustituirlos por otros compuestos? 228

Anexo 230

Bibliografía 244



Las características de los materiales

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 de porcentaje (%) 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 científica.

La ciencia y la tecnología en el mundo actual

Precipitando el conocimiento

Lee la siguiente información y contesta las preguntas.

El PET (tereftalato de polietileno) es un tipo de plástico empleado desde 1941 para la fabricación de distintos objetos que van desde fibras sintéticas, como el poliéster, hasta botellas de plástico que se utilizan para envasar agua y refrescos. Tiene ventajas sobre muchos otros plásticos, ya que no es tóxico y presenta una dureza elevada, lo que lo hace sumamente resistente, irrompible. Sin embargo, en el mundo se consumen alrededor de 12 millones de toneladas de PET al año, de las cuales sólo 20% se recicla y el resto termina en tiraderos clandestinos o flotando en el mar. Debido a que este plástico es altamente resistente, puede durar en el ambiente cientos de años sin degradarse.

1. ¿Qué beneficios trajo al ser humano la invención del PET? ¿Por qué?
2. ¿Qué importancia tiene la química en este invento? ¿Por qué?
3. ¿Cuál es el impacto negativo que la invención del PET ha traído para el ser humano? ¿A qué piensas que se debe?
4. ¿Qué puede hacerse para contrarrestar ese impacto negativo?

Con la ayuda de su maestro y utilizando el caso del PET como ejemplo, organicen una discusión sobre las consecuencias positivas y negativas que podría tener la química para el ser humano.

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

La química es una ciencia que, de manera general, estudia la composición, la estructura y las propiedades de la materia, así como los cambios que se producen en ella. ¿Cuántos de los objetos que se utilizan en la vida cotidiana existen gracias a la química?

Todas las cosas en las que se piense, desde la ropa hasta el jabón, comparten una característica en común: todos tienen materia y, por lo tanto, la química estuvo involucrada en su fabricación.

Esta ciencia es esencial para la humanidad; su estudio ha permitido que las personas comprendan muchos de los fenómenos naturales que suceden a su alrededor (como la combustión y la oxidación), así como varios procesos que se dan dentro de su cuerpo (como la respiración y la digestión). También ha sido de gran relevancia para que el ser humano asimile la manera en la que pueden modificarse materiales como el petróleo y los plásticos, con el fin de mejorar su calidad de vida.



Fig. 1.1 Con la ayuda de la química, se producen bienes indispensables para el ser humano, como los medicamentos.

fernandez editores

Para entender un poco mejor su trascendencia, conviene regresar al tiempo en que no existían cosas tan comunes como son hoy en día los focos o los automóviles; vayamos a momentos en los que cada descubrimiento de la química impactó fuertemente a los seres humanos, de modo que les fue posible cambiar su estilo de vida hasta convertirse en lo que hoy conocemos.



Fig. 1.2 El hombre de las cavernas descubrió el fuego. Esto le permitió avances impresionantes.

La historia de la química

Es posible que el uso de la química se remonte a hace aproximadamente 500 000 años. ¿Te imaginas qué harías hoy sin fuego? ¿Cómo crees que se podrían cocinar los alimentos sin él?

El fuego es un signo visible de que se ha producido una reacción química conocida como **combustión**. Es probable que ésta haya sido una de las primeras reacciones químicas que el ser humano usó de manera consciente para su beneficio. El descubrimiento del fuego fue fundamental para el desarrollo del hombre prehistórico, pues se dio cuenta de que con ayuda de él podía cocinar, lo que evitó muchas enfermedades originadas por el consumo de alimentos crudos, prolongando así la expectativa de vida.

La mayoría de los historiadores de la ciencia consideran a la alquimia como precursora de la química moderna. La alquimia fue una antigua **práctica pseudocientífica** que combinaba diferentes ciencias, como la física y la química, así como diversas corrientes filosóficas como el espiritualismo.

Un alquimista llevaba a cabo tareas con nombres tan curiosos como *desdoblar el oro*. El proceso para hacerlo consistía en fundirlo, agregándole otros metales, como plata o cobre, con el fin de aumentar su volumen.

La alquimia era una "ciencia" empírica que se basaba en la observación más que en un método científico establecido. Los alquimistas intentaron (sin mucho éxito) transformar metales como el plomo en oro.

Aunque muchas de las fórmulas y procesos que los alquimistas inventaron no funcionaron o han cambiado con el paso del tiempo, algunas de sus herramientas siguen siendo útiles en la actualidad y fueron fundamentales para el desarrollo de la industria metalúrgica.



Fig. 1.3 Los alquimistas fueron los padres de la química moderna.

Glosario

combustión. Reacción en la cual un combustible arde en presencia de oxígeno para producir energía.
práctica pseudocientífica. Tipo de práctica que se caracteriza por no seguir el método científico clásico.




Páginas de consulta

Visita el siguiente sitio web y reflexiona sobre qué tanto sabían de química los primeros hombres.

<http://www.informador.com.mx/impresion/128739>

Con el paso del tiempo, la alquimia fue sustituida de manera gradual por la química moderna y, a medida que se avanzó en el conocimiento de ésta, hubo grandes descubrimientos científicos, muchos de los cuales siguen siendo de gran relevancia. Las aportaciones de químicos como Lavoisier, Bohr y Rutherford, entre otros, son muy importantes y, en este libro, se describirán muchas de ellas.

Aplica

-  Investiguen al menos dos de los descubrimientos más importantes para la química a lo largo de la historia.
-  Discutan en grupo sobre lo que encontraron y lleguen a una conclusión sobre el impacto que tuvieron esos descubrimientos en la calidad de vida del ser humano.
-  Formen equipos de dos o tres personas y escojan algunos descubrimientos que consideren muy importantes para el ser humano. Con lápices de colores dibújenlos en cartulinas y escriban debajo quién los llevó a cabo y en qué año. Coloquen sus trabajos en un lugar visible del salón, formando una línea del tiempo, para que identifiquen la manera en que la química ha beneficiado al ser humano a lo largo de la historia.

La química y el medio ambiente

El ser humano ha aprendido, con el paso del tiempo, a utilizar lo que se encuentra en su entorno para mejorar su calidad de vida; en este proceso, la química ha sido fundamental.

Con la ayuda de esta ciencia se desarrolló la gasolina con plomo alrededor de la década de los veinte. Esto permitió el desarrollo de motores para automóviles cada vez más potentes, lo que revolucionó la manera de transportarse del ser humano.



Fig. 1.4 Los combustibles usados en medios de transporte generan contaminantes.

Sin embargo, a partir de la década de los setenta, se encontró que la gasolina con plomo era dañina no sólo para el ser humano sino para el medio ambiente en general. A partir de entonces, los químicos se dieron a la tarea de desarrollar combustibles menos perjudiciales.




Con la ayuda de dos ciencias muy relacionadas, como son la biología y la química, comenzaron a desarrollarse combustibles conocidos como *biocombustibles*, los cuales se obtienen con bacterias capaces de transformar el azúcar en etanol; el cual es útil para hacer funcionar algunos tipos de motores de combustión interna.

Los biocombustibles tienen la ventaja de emitir menos gases tóxicos, carecen de plomo y son más amigables con el medio ambiente.



Fig. 1.5 En la actualidad, los investigadores buscan bacterias que tengan la capacidad de fermentar los azúcares en los alimentos de manera más eficiente.

Aplica

-  Contesta la siguiente pregunta:
¿Cómo piensas que está involucrada la química en el desarrollo de biocombustibles y en la disminución de contaminantes generados por el ser humano?
-  Ahora investiga las ventajas de utilizar biocombustibles en lugar de gasolina y diésel, así como los métodos de elaboración de éstos y las limitantes que existen para su producción.
-  Con la ayuda de su profesor, discutan sobre la manera en la que un desarrollo tecnológico puede tener un impacto positivo en el medio ambiente. Comenten en grupo las ventajas y desventajas de utilizar biocombustibles y lleguen a una conclusión sobre las posibilidades de emplearlos en lugar de los combustibles derivados del petróleo.

Los biocombustibles, como ya se vio, son una de las muchas soluciones que el ser humano ha buscado para contrarrestar los graves efectos de la contaminación del aire. No obstante, este tipo de opciones puede tardar años en llegar al mercado debido a las extensas investigaciones que deben hacerse para asegurar que su uso no sea perjudicial para el ambiente.

Sin embargo, no todos los desarrollos tecnológicos favorecen el entorno natural. Lleva a cabo la siguiente actividad para incrementar tu conocimiento sobre el impacto ambiental que pueden tener algunos desarrollos tecnológicos.

Revisa



Detergentes

Entre los desarrollos tecnológicos más utilizados en la actualidad están los detergentes. Estos compuestos químicos, muy parecidos a los jabones, tienen la capacidad de hacer que los aceites sean solubles en agua y, por ello, que sea posible retirarlos de la ropa, los platos y las superficies. La mayoría de los detergentes que se fabrican ahora tienen la desventaja de que no pueden ser degradados por las bacterias presentes en el agua, lo que hace que persistan en ésta durante mucho tiempo. Al alcanzar cuerpos de agua, como ríos y lagos, los detergentes provocan la muerte de diferentes especies debido a la disminución o falta de oxígeno disuelto en su medio.



Fig. 1.6 Los detergentes biodegradables son una de las alternativas para evitar problemas de contaminación del agua.

Adaptado de: <http://www.azulambientalistas.org/detergente.html>
(Consulta: 15 de enero de 2013).

-  Investiga qué otros efectos pueden tener los detergentes sobre los seres vivos. ¿Qué consecuencias traen a la salud del ser humano? ¿Qué alternativas existen para evitar el uso de detergentes? ¿Cómo funcionan?
-  Con ayuda de su maestro, discutan grupalmente sobre el impacto negativo de un desarrollo tecnológico en el medio ambiente. Comenten también la importancia de contar con adelantos científicos y técnicos más amigables con el entorno natural.

Como se ha observado, la química está involucrada en la creación de tecnologías que pueden tanto beneficiar como afectar al medio ambiente. ¿Qué estrategia es posible tomar para favorecer los adelantos de la ciencia y la tecnología para el cuidado del medio ambiente? Contesten esta pregunta mediante una pequeña discusión grupal para cerrar el tema. Además, revisen y comenten la lectura *Química sostenible*, disponible en la sección de Anexos (p. 240).

Glosario

antibiótico. Sustancia que es capaz de matar o de impedir el crecimiento de ciertos tipos de bacterias.

La química y la salud

¿Qué pasaría si no existieran los **antibióticos** para tratar las enfermedades? Durante muchos siglos, antes del descubrimiento de éstos, la humanidad sufrió los embates de diferentes bacterias que provocaban graves epidemias. La tuberculosis, la peste y el cólera eran mortales hasta que Sir Alexander Fleming descubrió el primer antibiótico, la penicilina, en el año de 1929. A partir de ahí, la industria farmacéutica se encargó de producir nuevas sustancias de este tipo para combatir muchas otras enfermedades infecciosas.

Revisa

Antibióticos

Lean la siguiente nota y coméntenla en parejas.

El uso irracional de antibióticos entre las personas y los animales ha provocado una grave crisis de salud pública, según reportaron datos de la Organización Mundial de la Salud (OMS) en julio de 2012. Las bacterias han sido capaces de desarrollar sistemas muy sofisticados que les permiten resistir a la mayoría de los antibióticos existentes; incluso se sabe que hay bacterias que no son afectadas por ningún fármaco conocido. El grave problema de esto es que si una persona enferma con alguna de estas bacterias súper resistentes, las posibilidades de tratamiento son muy reducidas. El uso masivo e indiscriminado de antibióticos ha convertido uno de los descubrimientos más grandes del siglo pasado en algo que, en unos años, podría ser obsoleto si este fenómeno continúa. La OMS por ello recomienda a la población mundial usar los antibióticos responsablemente y siempre bajo la supervisión médica, con el fin de evitar una catástrofe de salud pública mundial.

Adaptado de: <http://www.who.int/mediacentre/factsheets/fs194/es/index.html>
(Consulta: 17 de enero de 2013).



Fig. 1.7 La tuberculosis es una grave enfermedad provocada por la bacteria *Mycobacterium tuberculosis*. Un paciente con tuberculosis necesita hospitalización.

Reflexiona: ¿Qué crees que pasaría si no tuviéramos antibióticos para combatir las infecciones bacterianas?

Investiguen los efectos que tuvieron algunas de las epidemias causadas por bacterias antes del descubrimiento de los antibióticos y discutan la importancia que tuvo la aparición de éstos para mejorar la calidad de vida del ser humano.

Además de aportar los antibióticos, la química ha sido muy importante para el desarrollo de la medicina. En el año de 1991 el científico suizo Richard Robert Ernst ganó el Premio Nobel de Química por sus aportaciones al desarrollo de la resonancia magnética nuclear. Esta técnica ha permitido grandes avances en el área de la medicina, posibilitando obtener imágenes detalladas de órganos como el cerebro y el corazón, lo cual ha ayudado a los especialistas a estudiar enfermedades y tumores sin necesidad de llevar a cabo cirugías.

Curiosidades químicas

La resonancia magnética nuclear (RMN) es una técnica que permite a los médicos obtener imágenes de un organismo sin utilizar radiaciones dañinas como los rayos X. La RMN se basa en el uso de imanes y potentes ondas de radio con las cuales se producen imágenes del cuerpo denominadas cortes, las cuales pueden almacenarse en una computadora para imprimirlas posteriormente. Con esta técnica, los especialistas pueden obtener cientos de imágenes que les permiten diagnosticar tumores, malformaciones u otras patologías.

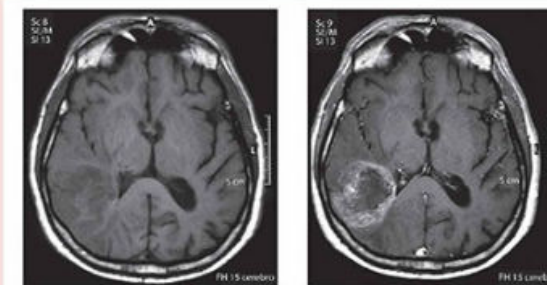


Fig. 1.8 Con la RMN pueden tomarse imágenes detalladas de órganos delicados como el cerebro.

En México, el conocimiento químico se remonta a tiempos anteriores a la Conquista y se le han dado diversas aplicaciones, especialmente en el campo de la salud.

Una de las disciplinas más importantes entre los pueblos prehispánicos fue la herbolaria, el estudio de las propiedades curativas de las plantas. En la biblioteca del Instituto Nacional de Antropología e Historia se encuentra bajo custodia el Códice De la Cruz-Badiano, escrito originalmente en náhuatl hacia el año de 1552. Éste recopila los usos terapéuticos de alrededor de 180 plantas nativas de América.



Fig. 1.9 El Códice De la Cruz-Badiano es el más completo tratado de herbolaria mexicana del que se tiene registro.

Aplica

Realicen una investigación sobre algunas de las plantas medicinales más utilizadas en México antes de la llegada de los españoles y contesten las siguientes preguntas:

- ¿A qué se le atribuyen las propiedades medicinales de estas plantas?
- ¿Algunas de ellas siguen utilizándose en la actualidad para fabricar medicamentos? ¿Cuáles?
- ¿Qué tiene que ver la química con la capacidad curativa de muchas de estas plantas?

Con el maestro como moderador, compartan y discutan la importancia de conocer las plantas medicinales que tenían las culturas prehispánicas. Comenten sobre su influencia en la medicina actual y cómo puede usarse la química moderna para extraer compuestos medicinales de estas plantas.

Además de encontrar los efectos benéficos de diversas plantas medicinales, muchos mexicanos han participado en descubrimientos químicos que han revolucionado el área de la salud, como es el caso de los primeros **anticonceptivos** orales que fueron inventados por Luis Miramontes en el año de 1951, cuando sintetizó el compuesto no-esterona que se utilizó como principio activo en las primeras píldoras anticonceptivas.

El uso irresponsable de la química

El ser humano es responsable del uso que le da al conocimiento científico. En el campo de la química se han dado grandes avances que han beneficiado a la humanidad de muchas maneras; sin embargo, también se han dado eventos que pudieran hacerla ver como una ciencia perjudicial.

Glosario

anticonceptivo. Medicamento que reduce las probabilidades de las mujeres fértiles para concebir.

congénita. Que se manifiesta desde el nacimiento.

enantiómero. Clase de compuestos en la que la pareja de un compuesto es imagen en espejo del otro.

Revisa

La talidomida

Lee la siguiente información y contesta las preguntas.

Entre los años de 1958 y 1963 empezó a comercializarse un fármaco conocido como talidomida. Éste era utilizado por las mujeres embarazadas para calmar las náuseas que se presentan en el primer trimestre del embarazo. También fue ampliamente utilizado como sedante y, durante años, se pensó que no tenía ningún efecto secundario. Con el paso del tiempo, comenzaron a nacer bebés que tenían una anomalía **congénita** que provocaba un acortamiento de las extremidades.

A medida que nacieron más niños con este problema, las autoridades médicas investigaron las causas de este mal y descubrieron de manera sorprendente que las madres de muchos de los niños enfermos habían consumido talidomida durante los primeros meses del embarazo.

Con el paso del tiempo se descubrió que en el medicamento que se comercializaba había dos formas químicas distintas de la talidomida, conocidas como **enantiómeros**. Aunque su fórmula química era idéntica, la disposición de sus átomos era distinta. Una de ellas era la que provocaba el daño fetal, mientras que la otra tenía efectos terapéuticos. La talidomida fue retirada del mercado inmediatamente y la industria farmacéutica mejoró las formulaciones de medicamentos y elevó sus estándares de control de calidad.

Adaptado de: <http://www.nlm.nih.gov/medlineplus/spanish/druginfo/meds/a699032-es.html>
(Consulta: 24 de enero de 2013).

Contesta las siguientes preguntas:

1. ¿Crees que la información que leíste represente un ejemplo de uso positivo o negativo de la química? ¿Por qué?
2. ¿Qué piensas que debe hacerse para asegurarse de que un medicamento no sea dañino para el ser humano? ¿Crees que sea importante llevarlo a cabo antes de comercializarlo?
3. ¿Por qué puede decirse que vender medicamentos cuyos efectos secundarios se desconocen es usar la química de manera irresponsable?

Una vez que hayan respondido las preguntas, formen equipos y, con ayuda del maestro, hagan pequeños grupos de debate sobre las implicaciones que tiene el darle un mal uso a la química.

Sin duda, el ser humano puede cometer errores capaces de convertir un invento pensado para beneficiar al ser humano en un producto dañino para las personas que lo usen. También hay casos en los que, de forma premeditada, se le da a la química un uso malintencionado.

Discutan de manera grupal, con la ayuda de su maestro, sobre las maneras en las que pueden evitarse los usos negativos del conocimiento de la química.

Páginas de consulta

Consulta este enlace para conocer más sobre las conexiones entre la química y la sociedad.

<http://www.cch-naucalpan.unam.mx/jalilh/quimi2.html>

Glosario

compuesto. Combinación de dos o más elementos en proporción fija.

Curiosidades químicas

En 1995 una secta religiosa de Japón realizó un ataque terrorista en el metro de Tokio utilizando gas sarín, causando un considerable número de víctimas. El sarín (2-[fluoro(metil)fosforil] oxipropano) es un gas tóxico cuyos efectos principales se ejercen en el sistema nervioso central y pueden ocasionar la muerte. Su fórmula química es parecida a la de otros **compuestos** ampliamente utilizados, como los pesticidas. El sarín es un líquido claro, incoloro e insípido que no tiene olor cuando es puro, pero que puede convertirse en gas al entrar en contacto con el ambiente, propagándose rápidamente.

La química, cuyos avances muchas veces tienen connotaciones negativas, ha aportado grandes descubrimientos para mejorar la vida del hombre. Pero... ¿la química es positiva o negativa? La siguiente actividad ayudará a comprender la importancia de los medios de comunicación en la percepción que tiene el ser humano hacia la química.

Aplica

Busca noticias relacionadas con el mal uso de la química (sobre enfermedades, contaminación, terrorismo). Por otro lado, localiza notas en las que se resalten los efectos positivos de la química (con nuevos medicamentos, descubrimientos científicos). Finalmente contesta: ¿Qué noticias son más abundantes, aquellas en las que se habla de los efectos benéficos de la química o en las que se señalan sus consecuencias negativas? ¿De qué manera influyen estas noticias en la percepción de las personas sobre la química?

Con el maestro como moderador, discutan el impacto de los medios de comunicación en la percepción que tiene el ser humano sobre la química.



Fig. 1.10 En la Primera Guerra Mundial se utilizó el letal gas mostaza como arma. Esto dio inicio en los medios de comunicación a la aparición de notas sobre una "guerra química".

La manera en la que la humanidad emplea el conocimiento científico es en gran medida lo que marca la percepción que adoptan las personas sobre una ciencia. En muchas ocasiones, la divulgación de las aplicaciones negativas de la química es más abundante que aquella en la que se manejan los aspectos benéficos; aunque si se investigara un poco más, podría observarse todo lo que la química ha hecho por el ser humano.

Catalizando el conocimiento

Ambiéntate

Para desarrollar la actividad, imagina que se presenta la siguiente situación:

Imagina que eres un químico muy habilidoso que trabaja en una empresa que fabrica cosméticos. En los últimos días, se han recibido quejas de consumidores que presentan dermatitis en las partes del cuerpo en las que aplicaron uno de tus perfumes. Recuerdas que en la formulación de éste incluiste eugenol, un compuesto extraído de la planta del clavo que incrementa la duración del aroma en la piel. Habías pensado en aumentar la cantidad del mismo en el perfume para que el aroma se prolongara aún más; sin embargo, las quejas de las personas con síntomas negativos te han hecho dudar. Con ayuda de un grupo de expertos tratarás de explicar lo que pasa con tu perfume antes de que decidas hacer cualquier modificación a la fórmula original.



Fig. 1.11 Tu perfume. Su alta concentración de eugenol ha desatado problemas en la piel de los consumidores.

Reúnanse en equipos de tres personas y lleven a cabo una investigación bibliográfica sobre los efectos nocivos del eugenol. Contesten las siguientes preguntas:

1. ¿El uso del eugenol en el perfume provoca la dermatitis que afecta a los consumidores que se han quejado?
2. ¿Qué harías para determinar si el eugenol está dañando a todos los usuarios del perfume o sólo a algunos en particular?
3. ¿Cuáles podrían ser los efectos de aumentar la concentración de eugenol en el perfume para mejorar la duración de su aroma en la piel? ¿Sería prudente incrementar los niveles de este compuesto en el perfume?
4. ¿Debería removerse el eugenol de la fórmula considerando la cantidad de pacientes que presentan la dermatitis? ¿Qué debería hacerse para alertar a la gente sobre el posible efecto nocivo del perfume?

Una vez que el panel de expertos haya contestado a lo anterior, organicen una presentación de los resultados obtenidos como si fueran a mostrársela a los dueños de la empresa. Incluyan los resultados de la investigación y busquen la forma de convencerlos para que se lleven a cabo las acciones que propongan.

Con ayuda de su maestro, discutan sobre la importancia de llevar a cabo una investigación sobre los efectos secundarios de un producto cosmético antes de comercializarlo. Comenten sobre las medidas que pueden tomarse antes de lanzar a la venta un producto para asegurarse de que es inocuo para el ser humano y para el medio ambiente.

Identificación de las propiedades físicas de los materiales

Precipitando el conocimiento

Antes de comenzar, responde en tu cuaderno lo siguiente:

1. ¿Qué características tiene el agua cuando se congela? ¿Y a temperatura ambiente? ¿Qué sucede cuando se calienta y comienza a hervir?
2. ¿Conoces la diferencia entre masa y volumen? ¿Cómo puedes medirlos?
3. ¿Qué es materia?

Con ayuda de su maestro, discutan en grupo sus respuestas a las preguntas anteriores. Revísenlas mientras estudian el bloque para que observen cómo se complementa su aprendizaje.

Si se observa detenidamente el salón de clases es posible identificar algunos de los materiales de los que están hechos los objetos. Es posible apreciar que la mesa está hecha de madera o el edificio de la escuela de piedras y cemento. Todos los materiales en los que puedas pensar poseen una característica en común: tienen materia. Por definición, ésta es todo aquello que ocupa un lugar en el espacio y que además tiene masa.

Cualquier material tiene propiedades características que le dan, entre otras cosas, su forma, su textura, su olor y su color.

Piensa ahora en un vaso de agua y en un montículo de sal de mesa. ¿Podrían definirse a simple vista su forma y su color? Ahora trata de definir su densidad. Escribe en tu cuaderno tus conclusiones y compártelas con alguno de tus compañeros.



Fig. 1.12 El agua en un vaso es un conjunto de moléculas de H_2O .



Fig. 1.13 La sal de mesa es un conjunto de moléculas de $NaCl$.

Es posible utilizar los sentidos para definir algunas propiedades de los materiales, como su color o forma; sin embargo, algunas otras como su densidad o su volumen son imposibles de expresar a simple vista. Para poder hacerlo es necesario usar mediciones. Conviene iniciar el estudio sobre las propiedades de los materiales describiendo su estado de agregación, olor, sabor y color, que corresponden a las propiedades cualitativas de la materia.

Cualitativas

Los estados de agregación de la materia

En la naturaleza, toda la materia existe en por lo menos uno de tres estados de agregación: sólido, líquido y gaseoso. Para explicarlos, con mayor profundidad, los científicos utilizan el modelo cinético molecular. Éste considera que toda la materia está formada por partículas microscópicas llamadas moléculas, las cuales pueden imaginarse como diminutas esferas que están en constante movimiento y que chocan entre sí. En gran medida, el estado de agregación de un material puede entenderse si se conoce el espacio que existe entre las moléculas que lo componen y la capacidad que tienen éstas para moverse.

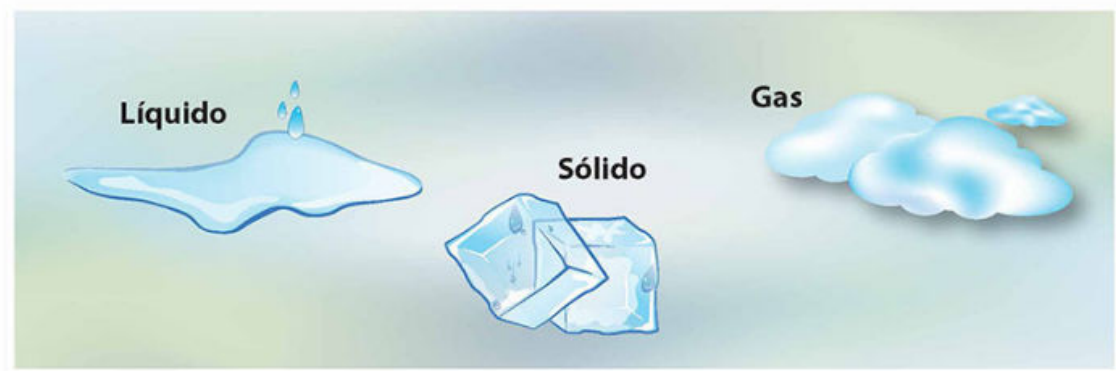


Fig. 1.14 Agua en diferentes estados de agregación.

A continuación se verá cada uno de los tres estados de la materia, así como la manera en la que se comportan las moléculas de una sustancia en cada uno de ellos.

El estado sólido

Es preciso llevar a cabo la siguiente actividad para comenzar el estudio sobre el estado sólido.

Experimenta

El estado sólido

Material

- Lápiz
- Goma
- Roca
- Botes de plástico
- Bolsa de plástico



Formula una hipótesis que te permita contestar las siguientes preguntas: ¿Crees que puedes cambiar la forma de los materiales de la lista si los presionas con los dedos? ¿Cambian de forma si se almacenan en recipientes de diferentes tipos?



Fig. 1.15 Material para el experimento.

Manos a la obra

- Consulta la sección de Anexos sobre las medidas de seguridad en el laboratorio (p. 237). Tómalas como referencia para ésta y todas las demás actividades experimentales que realices.
- Toma cada uno de los materiales de la lista y presiónalo con tus dedos índice y pulgar. Observa qué sucede con su forma y anota lo que suceda.
- Introduce cada uno de los materiales en los botes de plástico y, después, en la bolsa de plástico. Registra tus observaciones.

Cuestionario

- ¿Qué sucedió con los materiales cuando los presionaste entre tus dedos? ¿Cambiaron de forma?
- ¿Se alteró la forma de esos materiales cuando los introdujiste en diferentes recipientes?
- ¿En qué estado de agregación clasificarías a los materiales que usaste en esta experiencia?



Con ayuda del maestro, describan algunas características del estado sólido con base en los resultados que se obtuvieron.



Disposición de desechos

Ningún material de los utilizados necesita desecharse; si ya no necesitas los recipientes ni la bolsa de plástico te sugerimos introducirlos en un contenedor para que puedan ser reciclados.

Una de las características más importantes de los materiales en estado sólido es que son rígidos, tienen formas y volúmenes definidos y es difícil que cambien de forma por acción de la presión. Un sólido puede fragmentarse si es sometido a una presión muy grande; sin embargo, si se juntan todos los pedazos puede obtenerse de nuevo su forma original. ¿Cómo se evidenció esta característica en la actividad anterior? Escriban la respuesta en su cuaderno y discútanla en parejas.



Fig. 1.16 Los cristales son un ejemplo de compuesto en estado sólido.

Ahora que se entienden algunas de las propiedades de los materiales en estado sólido, es momento de utilizar el modelo cinético molecular para explicar la manera en que sus moléculas se comportan.

En el estado sólido, las moléculas se mantienen unidas de forma organizada y están muy cerca unas de las otras, por lo que tienen poca libertad de movimiento. Debido a esto, el sólido tiene una forma definida. Para entender esto cabe imaginar a la gente que se sube al Metro en hora pico, cuando todas las personas están *empacadas* dentro de un vagón y tienen poco espacio para moverse.

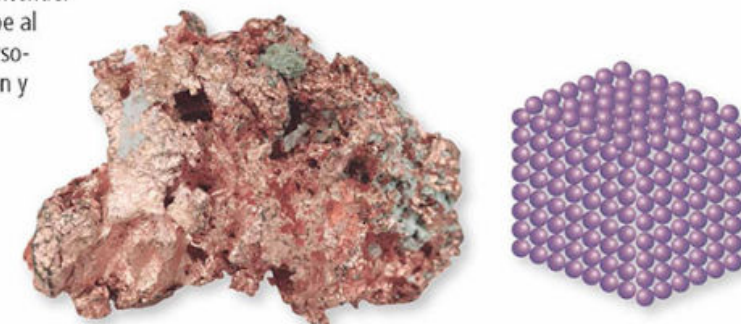


Fig. 1.17 En el estado sólido las moléculas están empacadas, muy juntas unas de otras.

Ya que no hay mucho espacio entre sus moléculas, el volumen de un sólido es *casi igual* al de las moléculas que lo componen (no podría ser igual porque entre las moléculas siempre hay espacio, por más pequeño que sea).

El estado líquido

Con la siguiente actividad podrá iniciarse el estudio del estado líquido.

Experimenta

El estado líquido

Material

- Agua
- Recipientes de plástico de diferentes formas

Formula una hipótesis que te permita contestar las siguientes preguntas: ¿De qué depende la forma del agua? ¿Crees que la forma del agua cambie al colocarla en distintos recipientes?

Manos a la obra

a) Acomoda en una hilera los diferentes recipientes que conseguiste. Llena el primero de agua y cámbiala de un recipiente a otro. Observa qué sucede con la forma del agua y anota lo que veas.

Cuestionario

1. ¿Qué sucedió cuando cambiaste el agua de recipiente? ¿Se modificó su forma?
2. ¿Qué forma adquirió el agua con el cambio de recipiente? ¿Qué forma tenía originalmente?

Con ayuda del maestro describan algunas características del estado líquido con base en los resultados de la experiencia.

Disposición de desechos

El agua ocupada puede echarse a una cubeta y entregarse al personal de limpieza para que la reutilice en sus labores; si ya no se van a usar los recipientes de plástico se sugiere introducirlos en un contenedor para que puedan ser reciclados.



Fig. 1.18 En el estado líquido, las moléculas no están tan juntas, por lo que tienen libertad de movimiento.

En la experiencia anterior se exhibe una de las características más importantes del estado líquido: un material en este estado adopta la forma del recipiente que lo contiene.

Sus moléculas están unidas de manera menos rígida que en el estado sólido y además están más separadas unas de las otras, lo que les da una mayor libertad de movimiento. Para entenderlo mejor puede imaginarse a la gente transitando por una estación de Metro. A diferencia de los usuarios que van dentro de un vagón, las personas que caminan por los andenes tienen libertad de moverse por donde quieran, siempre contenidas por las paredes de la estación.

A la propiedad de las moléculas en estado líquido para moverse libremente se le denomina fluidez.

El estado gaseoso

Mediante la siguiente actividad puede iniciarse el estudio del estado gaseoso.

Aplica

Toma un globo e inflalo. No lo amarres y deténlo entre tus dedos para que el aire que introdujiste al globo no se escape. Suelta el globo y observa qué sucede. Contesta las siguientes preguntas.

¿Por qué el globo no se quedó inflado? ¿A dónde se fue todo el aire que introdujiste al globo? ¿En qué estado de agregación está el aire? ¿Qué diferencias hay entre este estado de agregación y el sólido y el líquido?

Con su maestro como moderador, mencionen algunas características del estado gaseoso.



Fig. 1.19 El helio es un gas utilizado para inflar globos.

En la experiencia anterior se manifiesta una característica muy importante de los materiales en estado gaseoso: ejercen presión sobre las paredes del recipiente que los contiene. Por ello, el globo se infla y el plástico del que está hecho, al ser un material elástico, se expande para contener el aire.

Al soltar el globo, el aire escapó con gran fuerza en parte por la presión que ejerce un gas al estar contenido, pero también por otra propiedad de los gases: tienen la capacidad de distribuirse en el espacio donde se encuentren. Cuando dejó de estar en el globo, el aire salió y se distribuyó en el salón de clases.

Las moléculas de una sustancia en estado gaseoso están muy separadas entre sí y tienen mucha libertad de movimiento. Dentro del globo, sucede con el gas lo mismo que al abrir las puertas de un vagón del metro lleno de gente: ésta sale para moverse libremente, tal como lo harían las moléculas de un gas.



Fig. 1.20 En el estado gaseoso, las moléculas están separadas entre sí y tienen una gran libertad para moverse.

Tras conocer los estados de agregación de la materia, se propone llevar a cabo esta actividad.

Aplica

Investiguen en qué estado de agregación se encontrarían los siguientes materiales a una temperatura de 37 °C: acetona, agua, ácido, nítrico, bronce, éter, mármol, madera, helio, oxígeno, aceite de girasol.

Discutan grupalmente sobre los estados de agregación de los materiales que acaban de clasificar. Hagan además una hipótesis sobre la importancia de la temperatura en el estado de agregación de un material.

Cambios en el estado de agregación

La materia puede pasar de un estado de agregación a otro según las condiciones físicas del medio; por ejemplo, por acción de la temperatura. Como se vio en el curso de Ciencias II, la temperatura es una medida de la energía cinética de las partículas que componen un material.

Curiosidades químicas

El vidrio es un material sólido y frágil, compuesto de arena de sílice (SiO_2), carbonato de sodio (Na_2CO_3) y caliza (CaCO_3). Por siglos se ha utilizado para la fabricación de diferentes utensilios como botellas y frascos. A simple vista parece sólido; sin embargo, es un líquido de alta viscosidad. El vidrio en realidad está en un estado de agregación conocido como *estado vítreo*.

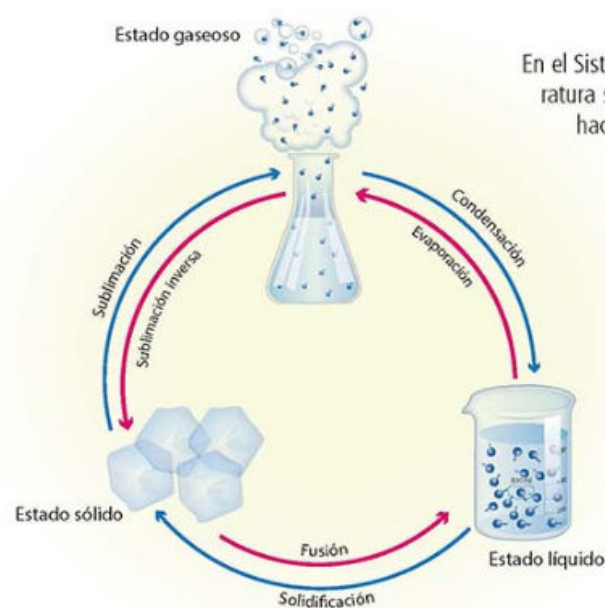


Fig. 1.21 Cambios de estado posibles en la naturaleza.

En el Sistema Internacional de Unidades (véase apéndice), la temperatura se mide en Kelvin (K), aunque de manera cotidiana puede hacerse en grados Celsius o centígrados ($^{\circ}\text{C}$).

La temperatura afecta el estado de agregación de diferentes sustancias; por ejemplo, el hielo (en estado sólido) puede derretirse por efecto de la temperatura para transformarse en agua (estado líquido) en un proceso llamado fusión.

La temperatura a la cual un sólido pasa a estado líquido se conoce como punto de fusión. Estas temperaturas son únicas, por lo que esta propiedad nos permite identificar a cada sustancia.

El cambio de estado líquido a gaseoso se conoce como evaporación. La temperatura que marca esta transición es conocida como temperatura de ebullición y es exclusiva para cada sustancia. Por ejemplo, el agua hierve a 100°C , mientras que el aceite de cocina tiene una temperatura de ebullición de casi 250°C .

El cambio de estado de gas a líquido se conoce como condensación, mientras que el paso de líquido a sólido se conoce como solidificación. Las moléculas en el estado gaseoso tienen mayor energía puesto que sus moléculas pueden moverse libremente. Siguiendo el mismo razonamiento, esta energía es menor en el estado líquido y mucho menor en el estado sólido, en el cual las moléculas sólo pueden vibrar en su lugar, sin poder desplazarse. Un aumento de la temperatura hace que las moléculas aumenten sus vibraciones y movimiento, permitiendo, por ejemplo, que un líquido pase a la fase gaseosa. Por el contrario, cuando se disminuye la temperatura, se reducen también las vibraciones y la energía cinética de las sustancias, lo cual se puede ejemplificar con el paso de una sustancia del estado gas a líquido.

Páginas de consulta

Visita la siguiente página para complementar tu estudio de la materia conociendo otro estado de agregación: el plasma.

http://cdigital.dgb.uanl.mx/la/1020124117/1020124117_008.pdf

Experimenta

Estados de la materia

Material

- Hielo
- Mantequilla
- Agua
- Azúcar
- Parrilla eléctrica
- Un recipiente de metal para calentar agua
- Termómetro



Fig. 1.22 Material necesario para el experimento.

Formula una hipótesis que te permita contestar las siguientes preguntas: ¿En qué estado de agregación está cada una de las sustancias que se emplearán? ¿Qué crees que suceda si las calientas? ¿A qué estado físico cambiaría cada una de ellas? Copia y responde en tu cuaderno el siguiente cuadro:

Sustancia	Estado de agregación original	Estado al que cambiará al calentarse (hipótesis)
Hielo		
Mantequilla		
Agua		
Azúcar		

Manos a la obra

1. Coloca la mantequilla, el hielo y el agua al rayo del sol. Déjalos un tiempo ahí y observa si cambian de estado de agregación.
2. Separa aquellas sustancias que no cambiaron de estado al ser expuestas al sol y caliéntalas individualmente en la parrilla eléctrica. Observa lo que sucede. Mide la temperatura en la que cada sustancia cambia de estado. Ten especial cuidado cuando calientes azúcar; usa guantes para manejarla, ya que puede provocar quemaduras.

Cuestionario

1. ¿Qué sustancias cambiaron de estado de agregación al exponerlas a los rayos del sol? ¿Cuál era su estado de agregación original? ¿Y el final?
2. ¿Qué hizo que las sustancias anteriores transformaran su estado?
3. ¿Qué sucedió con las sustancias calentadas con la parrilla? ¿Cuál era su estado de agregación original? ¿Y el final?
4. ¿Qué ocasionó que las sustancias anteriores modificaran de estado?
5. ¿A qué temperatura cambió de estado cada sustancia? ¿Todas las sustancias cambian de estado a la misma temperatura?

Con ayuda del maestro, describan algunas características del estado líquido basándose en los resultados de la experiencia.

Disposición de desechos

Todas las sustancias pueden desecharse en la tarja o en la basura, según corresponda.

Como ya se mencionó, toda la materia que vemos a nuestro alrededor tiene características y propiedades específicas que nos permiten distinguir, por ejemplo, la madera del metal. Algunas de ellas son conocidas como *propiedades cualitativas*, es decir, no pueden medirse, por ejemplo el color o la suavidad de un material, o los estados de agregación. En cambio, las propiedades de la materia que sí pueden medirse son las *cuantitativas*, que se clasifican en dos grandes grupos: propiedades extensivas e intensivas.

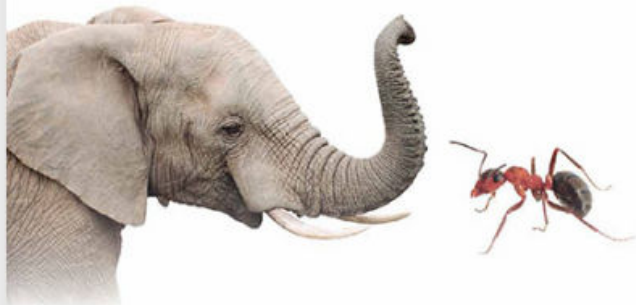


Fig. 1.23 La masa depende de la cantidad de materia. ¿Dónde hay más materia, en una hormiga o en un elefante?

Extensivas

Las *propiedades extensivas* de la materia son aquellas que dependen directamente de la cantidad de materia de un objeto. Considera, por ejemplo, una hoja de papel. Cuando está completa tiene ciertas propiedades extensivas, pero si la cortas en pedazos, éstas se modifican porque están en función de la materia contenida en la hoja.

La masa

La *masa* es una de las propiedades extensivas de la materia más conocidas. Se define como la materia presente en una cantidad determinada de sustancia. La unidad de masa en el Sistema Internacional (SI) es el kilogramo. Consulta la sección de Anexos para mayor información sobre las unidades de medida (p. 234).

Supongamos que tenemos un bote de plástico vacío. Éste, por sí mismo, tiene cierta masa. Si le agregamos arena, la masa de todo este sistema será igual a la masa del bote más la masa de arena que incorporemos y, a medida que añadamos más arena, la masa del sistema seguirá aumentando. Por tal motivo, se concluye que la masa depende directamente de la cantidad de materia.



Fig. 1.25 El principio de Arquímedes explica la masa de agua que se desplaza por un objeto que está sumergido en ella.

La masa se mide utilizando balanzas. Existen diferentes tipos de ellas, como la balanza granataria (muy utilizada en laboratorios escolares) y la balanza analítica, que permite medir con precisión masas muy pequeñas.

El volumen

Otra propiedad de la materia muy conocida es el *volumen*. Éste es el espacio que ocupa un cuerpo. Se trata de una propiedad extensiva porque a medida que aumentamos la cantidad de materia, el espacio ocupado por un cuerpo es mayor.

En general, el volumen se mide en tres dimensiones: largo, alto y ancho. En el SI, la unidad fundamental para medir el volumen es el metro cúbico, equivalente al espacio que ocupa un cubo de 1 metro por lado.



Fig. 1.24 Las balanzas pueden ser de diferentes tipos; las analíticas son capaces de determinar masas muy pequeñas.

Para medir el volumen de objetos sin forma regular, pueden sumergirse éstos en un líquido con volumen conocido; la cantidad de volumen de líquido desplazada por el sólido corresponderá al de ese sólido; lo que representa el Principio de Arquímedes.

En el Sistema Internacional, la unidad de volumen es el cm^3 , equivalente a 1 mililitro para el caso del agua. Con la siguiente actividad, podrá complementarse el conocimiento sobre la masa y el volumen.

Experimenta

Masa y volumen

Material

- Balanza granataria
- 2 vasos de precipitado de 250 ml
- Esponja
- Probeta graduada



Fig. 1.26 Material necesario para el experimento.

Formula una hipótesis que te permita contestar las siguientes preguntas: ¿Qué volumen de agua puede absorber una esponja? ¿A qué cantidad de agua en masa correspondería ese volumen?

Manos a la obra

1. Calcula la masa del vaso de precipitado vacío. Anótala en tu cuaderno.
2. Mide 100 mililitros de agua con ayuda de la probeta y colócalos en el vaso de precipitado.
3. Calcula la masa del vaso de precipitado con agua. Resta la masa del vaso vacío para obtener la masa de agua que pusiste en el vaso. Marca en el vaso el nivel del agua.
4. Mide la masa de la esponja seca.
5. Coloca la esponja dentro del vaso con agua y déjala reposar ahí durante cinco minutos.
6. Mientras tanto, calcula la masa del vaso de precipitado vacío.
7. Ahora saca la esponja cuidando que no chorree fuera del vaso; escúrrela un poco sobre el vaso con agua sin exprimirla y, cuando deje de chorrear, colócala en el vaso de precipitado vacío. Marca en el vaso el nivel del agua.
8. Mide la masa del vaso con agua. Realiza el mismo procedimiento para el vaso con la esponja.
9. Ahora calcula el volumen del agua dentro del vaso de precipitado utilizando la probeta.

Cuestionario

1. ¿Cómo se calcula el volumen de agua que absorbió la esponja? ¿Cómo puede calcularse su masa?
2. ¿Qué sucedió con el nivel del agua cuando metiste la esponja al vaso con agua? ¿Qué pasó cuando la sacaste? ¿Cambió el nivel de agua con respecto al original?
3. ¿Qué masa de agua absorbió la esponja? ¿A qué volumen de agua corresponde esa masa?

Con ayuda del maestro, reflexionen en torno a la relación que existe entre masa y volumen.

Disposición de desechos

Todas las sustancias usadas en esta experiencia pueden desecharse en la tarja o en la basura.

Intensivas

Las *propiedades intensivas* son aquellas que no dependen directamente de la cantidad de materia. Si se toma como ejemplo la hoja de papel otra vez, las propiedades intensivas de ésta serán las mismas si está completa que al cortarla hoja en pedazos. Cada uno de éstos tendrá idénticas propiedades intensivas que la original.



Fig. 1.27 El hielo flota en agua porque es menos denso que ella.

La densidad se representa con la letra griega ρ (ro) y se calcula con la siguiente fórmula:

$$\text{Densidad } (\rho) = \text{Masa (kg)} / \text{volumen (m}^3\text{)}$$

En el SI la densidad tiene unidades de kg/m^3 . Sin embargo, para fines prácticos, en los sólidos se expresa en g/cm^3 , y la de los líquidos y gases, en g/ml . Lleva a cabo la siguiente actividad para calcular la densidad del agua.

Aplica

- Retoma tus resultados sobre la cantidad de agua que absorbe una esponja. Conociendo el volumen y la masa de agua absorbida por la esponja, calcula la densidad del agua.
- Discutan en grupo sobre las diferencias que existen entre los cálculos de densidad de todos los integrantes del salón. Analicen a qué pueden deberse, investiguen la densidad del agua y comparen los resultados de esta experiencia con el valor teórico. ¿Es el mismo? ¿Se modifica? ¿Por qué?

Páginas de consulta

Visita este sitio web para conocer las densidades de diferentes sólidos y líquidos.

http://www.ehu.es/rperez/Fisicabio/docs/densidad_visco.pdf

Densidad

La *densidad* de un objeto es igual a su masa entre el volumen del mismo. Al aumentar el volumen de un cuerpo, su masa también se incrementa, por lo que la densidad es un valor que permanece constante para cada sustancia en la naturaleza. Por tal motivo, esta propiedad nos permite identificar sustancias.

La densidad de una sustancia cambia dependiendo del estado de agregación en el que se encuentre; se dice de manera general que los gases son menos densos que los líquidos, y los líquidos menos densos respecto a los sólidos.

Solubilidad

Para iniciar el estudio de esta propiedad intensiva de la materia es conveniente realizar la siguiente actividad.

Experimenta

Es soluble

Material

- 1 taza de miel
- 1 taza de azúcar
- 1/4 de taza de sal
- 1 taza de aceite
- 1 gota de colorante vegetal comestible
- Agua
- Recipientes transparentes de vidrio o plástico con tapa de rosca
- 1 taza medidora
- Espátulas de madera o cucharas de cocina
- Báscula



Fig. 1.28 Material necesario para el experimento.

- Formula una hipótesis que te permita contestar las siguientes preguntas: ¿Qué crees que pasaría si mezclas las diferentes sustancias con el agua? ¿Cambiará su color, su sabor, su volumen o su masa? ¿Será posible mezclar todas las sustancias de la lista con el agua? ¿Por qué lo crees? Formula una hipótesis de lo que pasará si mezclas cada sustancia con el agua.

Manos a la obra

1. Coloquen tres tazas de agua en todos los recipientes transparentes. Con un plumón, marquen el límite al que llega el agua dentro de cada uno de ellos.
2. Mezclen por separado la miel, el azúcar, la sal y el aceite en los distintos recipientes con agua.
3. Tapen cada recipiente y mezclen hasta que se incorporen por completo el agua y las diferentes sustancias agregadas. Recuerda tener un recipiente en el que sólo coloques las tres tazas de agua, con el fin de usarlo como control de tu experimento.
4. Observen si cambió el nivel del agua en el recipiente luego de agregar las diferentes sustancias. Anoten sus observaciones.

Cuestionario

1. ¿Por qué crees que cambia el nivel de agua al incorporar las diferentes sustancias?
2. Si cuentas con una báscula, mide la masa de los diferentes recipientes. ¿Cambia en algo? ¿Por qué crees que sucede esto?
3. ¿Se disolvieron todas las sustancias en el agua? ¿Cuáles no lo hicieron? ¿Crees que la capacidad de una sustancia para disolverse sea una propiedad de la materia?

Disposición de desechos

- Guarda el aceite en un recipiente de vidrio y desecha las demás sustancias en la tarja.

En la experiencia anterior, al disolver el azúcar y la sal en agua se pone en evidencia otra de las propiedades intensivas de la materia, la solubilidad. Ésta es una medida de la capacidad que tiene una sustancia de disolverse en otra.



Fig. 1.29 La miel es un fluido sumamente viscoso.

Páginas de consulta

Visita este sitio para profundizar sobre las propiedades de la materia.

<http://www.fullquimica.com/2010/08/materia.html>

Viscosidad

La viscosidad es la medida de la resistencia que tiene un líquido a fluir. Si se comparan, por ejemplo, dos líquidos como la miel y el agua, puede notarse que la miel es mucho más viscosa que el agua, ya que presenta una resistencia mucho mayor a fluir. Si se calentara la miel, se notaría también que ésta se hace más fluida, debido a que la viscosidad disminuye al aumentar la temperatura.

Sistemas de medición

Como ya se mencionó, tanto las propiedades intensivas como extensivas de la materia pueden medirse. Para hacerlo se cuenta con diversos instrumentos capaces de medir el volumen, la masa, la densidad y la temperatura de cualquier sustancia o cuerpo.

Por ejemplo, con una balanza es posible medir la masa de un cuerpo; los matraces, las probetas y las pipetas volumétricas permiten calcular volúmenes de diferentes sustancias y, con un aparato llamado picnómetro, se puede determinar la densidad.

Al medir se asigna a cada medición una unidad; ésta es necesaria para expresar la propiedad que se está midiendo.

Así, cuando se determina la temperatura se utilizan los grados Celsius o Kelvin como unidad. Si medimos longitudes, se emplea el centímetro o el metro, y si se calcula el volumen, se usan los litros o centímetros cúbicos. Por conveniencia, se aplica un sistema de unidades estándar alrededor del mundo: el Sistema Internacional de Unidades, el cual ya se ha mencionado.

¿Cómo se calcularía la densidad o la masa de un objeto sin contar con aparatos de medición? ¿Y cómo se haría saber a los demás que se está midiendo la masa de un objeto sin usar las unidades adecuadas para expresarlo? Los sistemas que se han creado para ello permiten al ser humano conocer mejor su entorno, ya que con su ayuda pueden medir muchas propiedades de los materiales que existen en el planeta.



Fig. 1.30 Existen aparatos para determinar diferentes propiedades de la materia, como su masa o longitud.

Ambiéntate

Para desarrollar esta actividad supón la situación que se presenta: estás trabajando en un laboratorio químico en el que a diario se descubren nuevas sustancias. Justo el día de hoy encontraron una sustancia desconocida para todos los químicos del laboratorio. Es de color azul, muy parecida al agua. Tu superior te pide que caracterices esta sustancia, calculando, en primer lugar, una propiedad intensiva de la misma que podría servir para identificarla: su densidad. Se te ha pedido ahorrar material. Rápidamente te diriges a tu laboratorio y observas que tan sólo tienes los siguientes materiales para determinar la densidad:

Material

- Pipetas de vidrio
- Jeringas de 3 mililitros
- Jeringas de 5 mililitros
- Botella de agua de 1 litro vacía
- Recipientes de plástico
- Cubeta de plástico
- Balanza
- Agua coloreada de azul con un colorante vegetal (ésta es la sustancia descubierta)



Fig. 1.31 Jeringas de 3 y 5 ml.

Para calcular la densidad de la nueva sustancia, podría usarse una fórmula matemática que permite conocer la densidad a partir de la masa que tiene cierto volumen de la misma. La fórmula es la siguiente:

$$\text{Densidad} = \text{Masa/volumen (unidad: g/l)}$$

Como debes ahorrar materiales por órdenes de tu jefe, te preguntas si será posible medir volúmenes exactos de una sustancia sin utilizar aparatos y te propones realizar un experimento para comprobarlo. Para eso, usas agua coloreada de azul con el fin de que se parezca a la sustancia recién descubierta; de este modo podrá evitarse gastar la nueva sustancia.

Manos a la obra

1. Midan 3 mililitros de agua a simple vista y colóquenlos en uno de los recipientes de plástico.
2. Hagan la misma operación midiendo 5 mililitros de agua.
3. Ahora midan a simple vista un litro de agua y colóquenlo en la cubeta.
4. Calculen la masa de todos los volúmenes de agua medidos anteriormente.
5. Con ayuda de las pipetas o de las jeringas extraigan los 3 y los 5 mililitros.
6. Hagan lo mismo con la botella de agua de 1 litro.
7. Ahora calculen la masa de 3 y 5 ml de agua medidos con una jeringa o una pipeta y comparen con los volúmenes estimados.

Cuestionario

Copia en tu cuaderno la siguiente tabla y calcula la densidad del agua basándote en ella.

Masa de agua medida	3 ml	5 ml	1 litro
Masa del agua estimada a simple vista			
Masa del agua medida con pipeta			

1. ¿Fue posible medir un volumen exacto sin ayuda de un sistema de medición?
2. Calcula la densidad del agua utilizando la masa que mediste y los volúmenes en la parte superior de la columna.
3. ¿Qué diferencias hay en la densidad del agua cuando estimas el volumen a simple vista y cuando lo cuantificas utilizando algún sistema de medición?
4. ¿Cuáles determinaciones de densidad se parecen más entre sí, las del agua medida a ojo o las calculadas con pipeta o jeringa?
5. ¿Cuál es la ventaja de utilizar jeringas o pipetas para medir un volumen exacto?
6. Mide el volumen del agua, aunque ya se calculó a simple vista, con ayuda de una probeta. ¿Cuál es el volumen real? Calcula la densidad del agua utilizando la masa que está en la tabla de arriba con el volumen real de líquido que corresponde a esa masa. ¿Se parece más a la densidad que obtienes para el agua medida con pipeta o jeringa? ¿Por qué?

Copia y responde en tu cuaderno las siguientes preguntas:

- ¿Por qué son importantes los sistemas de medición?
- ¿En qué áreas de la ciencia se requiere medir volúmenes exactos?
- ¿Cómo calcularías la densidad de una sustancia recién descubierta? ¿Qué necesitarías para hacerlo?
- ¿Qué importancia tienen los instrumentos de medición para la industria química?
- ¿Crees que podrías establecer la densidad de la sustancia utilizando otra técnica? Investiga otros métodos para determinar la densidad de las sustancias.

Experimentación con mezclas

Precipitando el conocimiento

Antes de comenzar, responde en tu cuaderno lo siguiente:

1. ¿Qué es una mezcla?
2. ¿Cuál es la diferencia entre una mezcla de agua con azúcar y una de agua con arena? ¿Qué diferencias podrían encontrarse a simple vista?

Con ayuda del profesor elaboren un concepto de mezcla y anótenlo en una cartulina que permanecerá pegada en el salón mientras estudien el tema.

La química tiene su propio lenguaje y es importante conocerlo para dominar algunos de los términos que se emplean en esta ciencia para que su estudio sea fácil. Ahora se hablará de la manera en que se clasifica la materia.

La materia se clasifica en dos grandes grupos: las sustancias puras y las mezclas. Las primeras pueden ser de dos tipos: elementos y compuestos, pero se hablará de ellas con mayor profundidad en el siguiente bloque.

Por su parte, el otro grupo está conformado por las mezclas. Cabe aquí comparar la definición de mezcla que se elaboró grupalmente con la que se presenta a continuación. También conviene encontrar las diferencias más significativas entre ellas: "una mezcla es la combinación de dos o más sustancias que al combinarse conservan sus propiedades originales".

En una mezcla, cada una de las sustancias que la componen conservan sus propiedades características, es decir, no reaccionan químicamente entre sí y pueden ser separadas una de la otra utilizando métodos físicos. ¿Cómo se separaría el agua de la arena? Comenten sus ideas al respecto con alguno de sus compañeros.

Las mezclas pueden clasificarse en dos grandes grupos: homogéneas y heterogéneas.



Fig. 1.32 El pico de gallo y el guacamole son ejemplos de mezclas heterogéneas. ¿Puedes distinguir sus componentes a simple vista?

Homogéneas y heterogéneas

Muchos de los materiales que nos rodean pueden clasificarse en alguno de los dos tipos de mezclas que se conocen. Para hacerlo, es posible utilizar el sentido de la vista, o bien, valerse de algunas herramientas que permitan aumentar el tamaño de las cosas, como lupas o microscopios.

Para explicar el concepto de mezclas homogéneas y heterogéneas vamos a tomar como ejemplo una sustancia muy común en el planeta: el agua. Ésta es una sustancia pura formada por dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno (H_2O). Sin embargo, en la naturaleza el agua se encuentra mezclada con otras sustancias.

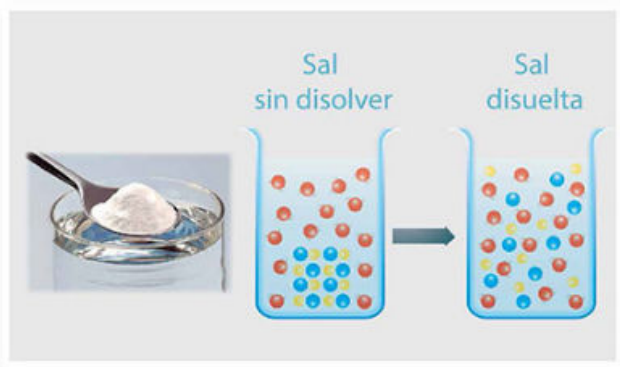


Fig. 1.33 Las moléculas de agua disuelven la sal, formando una mezcla homogénea.

El agua pura es incolora, pero si se tomara una muestra de un lago, se observaría en ella un color verdoso. Al analizarse esta muestra en el microscopio, podrían distinguirse pequeñas partículas suspendidas en ella, e incluso microorganismos como bacterias y hongos. El agua de cuerpos naturales como ríos, lagos y mares es una mezcla heterogénea, ya que la característica principal de este tipo de mezclas es que pueden distinguirse sus componentes a simple vista o con la ayuda de instrumentos como lupas o microscopios.

Glosario

ósmosis. Fenómeno físico que consiste en el paso de líquidos a través de una membrana.

El agua potable tampoco es una sustancia pura. Aunque es incolora, inodora e insípida (características del agua pura), generalmente tiene una cierta cantidad de sales disueltas. Si se bebiera agua pura, la ausencia de sales provocaría que las células se hincharan y reventaran por un proceso conocido como **ósmosis**; por lo tanto, las sales disueltas en el agua potable son sumamente importantes.

A simple vista no podrían apreciarse las sales disueltas en el agua potable, y tampoco sería posible hacerlo con ayuda de una lupa o un microscopio; por lo tanto, se considera que el agua potable representa otro tipo de mezcla conocida como homogénea, en la cual no alcanzan a verse sus componentes con el sentido de la vista o empleando instrumentos como lupas o microscopios. En la siguiente actividad podrán identificarse diferentes mezclas homogéneas y heterogéneas.

Experimenta

Diferentes mezclas

Material

- Agua
- Arena
- Azúcar
- Aceite
- Miel
- Vasos de precipitado de vidrio (250 ml) o vasos de plástico transparentes

Formula una hipótesis que te permita contestar qué tipo de mezcla se obtendría si mezclas las sustancias que se piden en la sección de materiales.

Manos a la obra

1. En seis vasos de precipitado mezclen bien lo siguiente:

- Agua y arena
- Agua y azúcar
- Arena y azúcar
- Agua y aceite
- Agua y miel
- Azúcar y miel

Cuestionario

1. ¿Cuáles de las mezclas anteriores son heterogéneas? ¿Cuáles son homogéneas?
2. ¿Qué diferencias observas entre las mezclas que clasificaste como heterogéneas y aquellas que determinaste como homogéneas?
3. Contrasta las diferencias entre ambos tipos de mezclas.

Con ayuda del maestro concluyan cuáles son las características de las mezclas homogéneas y heterogéneas.

Disposición de desechos

Todas las sustancias usadas en esta experiencia pueden desecharse en la tarja o en la basura.



Fig. 1.34 El agua y el aceite no pueden mezclarse, por lo que forman soluciones heterogéneas.

Las mezclas homogéneas tienen dos componentes principales: un soluto y un disolvente; este último es el componente de la mezcla que se encuentra en una mayor proporción de masa, mientras que el soluto se encuentra en menor proporción de masa. En el experimento anterior, un ejemplo de mezcla homogénea sería la de agua y azúcar; en ella, el agua sería el disolvente, mientras que el azúcar sería el soluto.

La solubilidad es una medida de la capacidad que tiene una sustancia de disolverse en otra. Algunas sustancias no pueden mezclarse con el agua, por ejemplo, el aceite o disolventes orgánicos como el fenol. Cuando esto se produce, se dice que son *inmiscibles*. En la siguiente actividad podrá complementarse el conocimiento sobre solubilidad.

Páginas de consulta

Visita la siguiente página de internet para aumentar tu conocimiento acerca de las mezclas.

http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/clasif/clasifica1.htm

Experimenta

Los límites de la solubilidad

Material

- Azúcar
- Agua
- 4 vasos de plástico

Formula una hipótesis para responder la siguiente pregunta: ¿Crees que al variar las cantidades de soluto en una mezcla homogénea cambian sus propiedades? ¿Piensas que puede disolverse la cantidad de azúcar que se desee en agua?

Manos a la obra

1. Coloca cinco tazas de agua en cada uno de los cuatro recipientes.
2. Agrega un cuarto de taza de azúcar al primer recipiente y disuelve.
3. Añade media taza de azúcar al segundo recipiente y diluye.
4. Agrega una taza de azúcar al siguiente recipiente y disuelve.
5. Añade dos tazas de azúcar al último recipiente y diluye.
6. Anota las diferencias que se observan a simple vista en el azúcar disuelta entre los diferentes recipientes.

Cuestionario:

1. ¿Se disolvió el azúcar en todos los recipientes?
2. Prueba las diferentes mezclas. ¿Cambia su sabor? Anota las diferencias.

Con ayuda del maestro discutan en el grupo la importancia de conocer la solubilidad de los compuestos.

Disposición de desechos

Todas las sustancias usadas en esta experiencia pueden desecharse en la tarja o en la basura.

Como se vio en la experiencia anterior, la cantidad de soluto que se agrega en una mezcla puede provocar que sus propiedades, en este caso el sabor, cambien. Al variar la cantidad de soluto en una mezcla, puede decirse que en ella se está modificando su concentración.

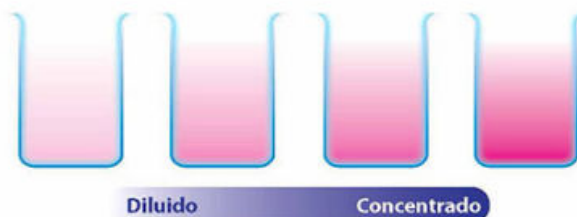


Fig. 1.35 Los cambios en la concentración de algunas soluciones pueden apreciarse a simple vista por el color de la disolución.

Por ello es que la cantidad de soluto en una solución se mide en términos de concentración. Ésta es una medición de la proporción que hay entre la cantidad de soluto y la de disolvente en una disolución. La concentración de un soluto puede cambiar las propiedades de la mezcla, como el color y el sabor, entre otras.

FERNÁNDEZ editores

Existen diferentes tipos de disoluciones; por ejemplo, podemos decir que una solución está diluida cuando la concentración de soluto en la misma es muy baja. Cuando aumentamos la cantidad de soluto se trata de una disolución concentrada y, a medida que se sigue aumentando, es posible llegar a un punto en el cual ya no se podrá disolver más soluto en la disolución; en ese momento se dice que la disolución está saturada.

Una disolución saturada podría sobresaturarse si se aumenta la temperatura o la presión para disolver más soluto. Al dejar que éstas disminuyan lentamente hasta su valor inicial, el soluto, permanecerá disuelto y la disolución resultante estará sobresaturada.

La concentración de un soluto en una disolución puede afectar algunas propiedades de las mezclas como su viscosidad y su conductividad eléctrica. En la siguiente actividad podrá entenderse la manera en la que la concentración de soluto afecta la conductividad eléctrica de una disolución.

Experimenta

Efectos de la concentración en mezclas

Material

- Agua destilada
- Agua corriente
- Cloruro de sodio
- Azúcar
- Un foco de 5 W
- 3 m de cable conductor
- Clavija o enchufe (o pila como fuente de energía)
- Rosca para foco
- Base de madera de 10 x 10 x 2 cm
- Pinzas
- Exacto
- 2 tornillos
- Desarmador



Fig. 1.36 Representación del conductímetro diseñado.

Formula una hipótesis para responder la siguiente pregunta: ¿crees que la conductividad eléctrica de una solución de cloruro de sodio depende de la concentración de sal en ella?

Manos a la obra

Para esta experiencia vamos a construir un conductímetro, con el fin de que pueda observarse la conducción de electricidad al prender un foco.

Para construir el conductímetro

1. Se corta el trozo de cable a la mitad a lo largo, obteniéndose así dos trozos. Procura tomar un trozo largo de cable, de 60 cm o más. Posteriormente, pela con ayuda de las pinzas los extremos de cada cable, dejando descubierto el alambre conductor.
2. Uno de los extremos de cada trozo de cable se conectará a la rosca de cerámica. Los contactos se encuentran en la parte baja de la rosca.

FERNÁNDEZ editores

3. Conecta los extremos libres de los cables a la clavija o enchufe. Para esto tienes que abrir el enchufe con ayuda del desarmador y conectar las puntas de los cables a los contactos correspondientes. Consulta a tu maestro cómo hacerlo. Alternativamente puedes utilizar una pila cuadrada como fuente de energía.
4. Una vez hecho esto, cierra de nuevo la clavija, enrosca el foco y, con mucho cuidado, conéctalo a la toma de luz. Si todo está bien hecho, el foco debe encender. De no ser así, hay que revisar todas las conexiones.
5. Desconecta todo el sistema. Toma uno de los cables y córtalo a la mitad; pela cada una de las puntas dejando al descubierto el alambre conductor. Sumerge esas puntas en el recipiente con el líquido. Observa que hay un cable que va de la clavija o de la pila al foco, otro del foco a la disolución y un último de la clavija o de la pila a la disolución. Fíjate que así sea; de lo contrario, el experimento no funcionará.

Glosario

ácido. Sustancia que en disolución acuosa es capaz de liberar iones hidrógeno (H⁺).

Para realizar la fuente

A continuación vamos a hacer una fuente de electricidad aprovechando una característica de las soluciones: la conductividad eléctrica. Ésta es una medida de la capacidad de un material o sustancia para dejar pasar una corriente eléctrica. Las disoluciones de cloruro de sodio y **ácido** clorhídrico tienen

conductividades eléctricas altas, como se verá más adelante en este libro.

1. Antes de llenar la fuente de agua, coloca los cables directamente sobre el vidrio (ten mucho cuidado de que las puntas no se toquen). Enchufa la clavija a la toma de corriente. Anota lo que aprecies y desenchufa la clavija.
2. Después llena de agua destilada la fuente, sumerge los cables cuidando que las puntas no se toquen, y enchufa la clavija. Apunta lo que observes y desenchufa la clavija.
3. Agrega una pizca de cloruro de sodio al agua destilada, sumerge los cables de nuevo y enchufa la clavija. Escribe lo que suceda y desenchufa la clavija.
4. Repite el paso anterior las veces que sea necesario hasta que observes que el foco enciende.
5. Lava la fuente con agua destilada y vuelve a realizar esta experiencia con el azúcar de mesa. Si no observas algún cambio, deja de agregar azúcar cuando hayas añadido la misma cantidad de cloruro de sodio que pusiste para que el foco encendiera.

Questionario

1. ¿Cómo puedes saber que la solución está conduciendo la corriente eléctrica? Investiga otras maneras de determinar la conductividad de una solución.
2. ¿La concentración de sal afectó la conductividad de la mezcla? ¿Cómo? Investiga por qué la solución de cloruro de sodio es una buena conductora de electricidad.
3. ¿Qué pasa con el azúcar de mesa? ¿Es capaz de conducir electricidad? Investiga las causas.



Con ayuda del maestro discutan por qué la concentración de soluto en una solución puede alterar propiedades como la conductividad eléctrica.



Disposición de desechos

Todas las sustancias usadas en esta experiencia pueden desecharse en la tarja o en la basura. Conserva el conductímetro, se utilizará después.

La concentración de sales en una disolución puede aumentar su conductividad eléctrica, la cual es una de las propiedades de una disolución. Es así como la concentración de una sustancia en una mezcla puede cambiar las propiedades de la misma. Investiga qué otras propiedades de las mezclas dependen de la concentración de soluto y discútelas con tus compañeros y con el profesor.

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

Como ya se vio con anterioridad, las mezclas pueden dividirse para obtener sus componentes originales; sin embargo, los métodos de separación de mezclas homogéneas y heterogéneas son totalmente distintos.



Fig. 1.37 Los métodos para separar mezclas se utilizan de manera cotidiana en las plantas de tratamiento de aguas residuales.

Métodos de separación de mezclas heterogéneas

Decantación

La decantación es uno de los métodos más utilizados para separar mezclas heterogéneas, así como sólido-líquido y líquido-líquido. Imagina que tienes una solución de arena y agua. Con el paso del tiempo, la arena termina sedimentando (asentándose) en el fondo del recipiente. Para separar esta mezcla se inclina entonces el recipiente hacia un lado y se vierte el agua en otro recipiente, teniendo mucho cuidado de no transferir el sedimento de arena.



Fig. 1.38 Para decantar una mezcla heterogénea, primero se permite que se separe en fases y, luego, se inclina el recipiente para ir quitando la fase superior.

Este método se usa también para separar dos líquidos inmiscibles entre sí. En este caso, se forman dos capas de líquidos por su diferencia de densidades. De la misma manera, se inclina el recipiente y se deja caer uno de los líquidos en otro contenedor.

Filtración

Ya que no todos los sólidos son capaces de sedimentar en una mezcla, el método de filtración sirve para separar de un líquido un sólido en suspensión. Una de las ventajas de este método es que nos permite aislar sólidos por el tamaño de sus partículas.

Para filtrar se usan diferentes materiales porosos como papel filtro, tela e incluso plásticos y resinas. Todo aquello con un diámetro mayor al del poro quedará atrapado en el material filtrante, mientras que lo demás atravesará este material y podrá ser colectado en otro recipiente.

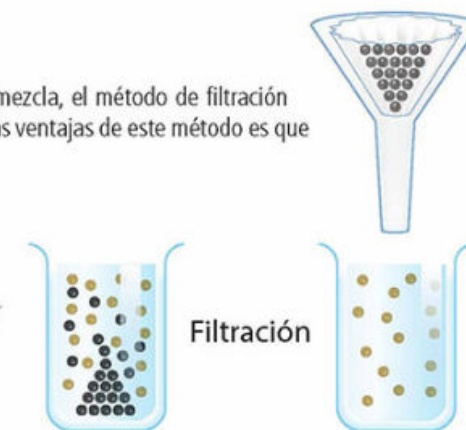


Fig. 1.39 La filtración es útil para separar los sólidos de una disolución.

Centrifugación

La centrifugación es un método sumamente útil para acelerar el proceso de sedimentación de sólidos en una mezcla heterogénea.

La mezcla que se va a separar se coloca dentro de un tubo en una centrifuga, la cual tiene un movimiento de rotación constante y rápido. Éste provoca que las partículas más densas se vayan al fondo del tubo, mientras que las más livianas quedan en la parte superior.

Las lavadoras de ropa son un ejemplo de una máquina que usa la centrifugación en su proceso de secado. En éste, las gotas de agua adheridas a la ropa salen expelidas por los orificios del tambor.



Fig. 1.40 Las lavadoras de ropa separan el agua de la ropa por medio de la fuerza centrífuga.

Métodos de separación de mezclas homogéneas

Cristalización

En el proceso de cristalización se evapora por completo el agua de una mezcla. El punto de ebullición de este líquido es de 100 °C a 1 atm de presión, mientras que el de muchas sales rebasa los 1000 °C. Cuando se evapora suficiente agua, la mezcla llega a un estado de saturación y se observa que el sólido disuelto en ella empieza a precipitarse en forma de cristales. La cristalización es un proceso inverso a la solubilización.

Curiosidades químicas

Propiedades físicas del agua (H₂O)

- Densidad: 1 g/cm³
- Punto de ebullición: 100 °C
- Punto de congelación: 0 °C
- Presión constante: 1 atmósfera

Revisa

La sal marina

¿Cómo se obtiene la sal de mar? Podría pensarse en el método más fácil y seguramente sería el correcto. La manera de obtenerla es evaporando el agua de mar. Esto se hace en grandes complejos ubicados junto al mar denominados salinas. La sal marina tiene aproximadamente 80% de cloruro de sodio (NaCl) y trazas de otros metales como calcio, cloruro de magnesio, cloruro de potasio y yodo, entre otros. La composición de la sal marina cambia dependiendo de la salina de la que se extrae. Por ejemplo, la sal del Atlántico es más rica en sales de magnesio y en partículas de flora marina, en comparación con la sal del mar Mediterráneo. De hecho, en la India, entre los años 1919 a 1922, la purificación de este compuesto por parte de los residentes hindúes permitió tomar la iniciativa a la demanda de independencia inmediata a los británicos, estableciendo el escenario para el movimiento Dejen la India y el eventual reconocimiento de su autonomía en 1947.



Fig. 1.41 La sal marina tiene una composición ligeramente distinta a la proveniente de otras fuentes, lo que la hace muy apreciada en el mundo.

Cromatografía

La cromatografía es un método físico para separar mezclas homogéneas complejas. En ella siempre hay dos fases, una móvil, que consiste en un fluido que arrastra la muestra a través de la segunda fase, llamada estacionaria, y que comúnmente es sólida. Cuando los componentes de la mezcla atraviesan la fase estacionaria, avanzan a distintas velocidades debido a que existen diferencias en la afinidad que tales componentes tienen por la fase estacionaria. Así, se van separando cada uno de los componentes a medida que la fase móvil avanza a través de la fase estacionaria.

Páginas de consulta

En este enlace podrás estudiar más detalles acerca de los métodos de separación de mezclas.

<http://quimicalibre.com/2009/06/metodos-de-separacion-de-mezclas.html>

Los métodos de separación de mezclas son muy utilizados en diferentes tipos de industrias y actividades; en muchas ocasiones pueden combinarse estas técnicas entre sí para separar mezclas complejas, como se verá a continuación.

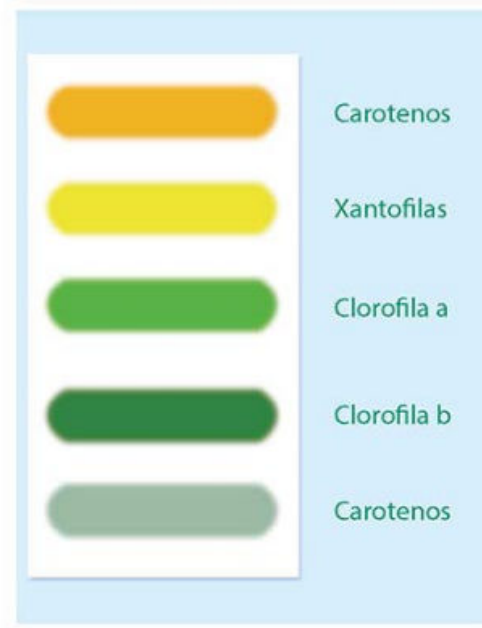


Fig. 1.42 La cromatografía en papel nos permite separar, por ejemplo, los pigmentos vegetales como los carotenos y la clorofila.

Catalizando el conocimiento

Ambiéntate

Para desarrollar la actividad supón que se presenta la siguiente situación:

Eres el jefe de un laboratorio químico de una empresa que produce tintas para plumas de diferentes colores. En un viaje por la selva para descubrir nuevos ingredientes para fabricar tintas te encuentras con una tribu que produce una tinta negra que se fija muy bien tanto en el papel como en otros materiales. Le preguntaste al jefe de la tribu si podía decirte cómo se preparaba la tinta; sin embargo, te respondió que te regalaría un poco y que serías libre de fabricarla si eras capaz de separarla en sus componentes originales. Agregó que en cuanto lo lograras, fueras a verlo y te revelaría los ingredientes y la composición de la tinta. También te mencionó que ibas a necesitar grandes cantidades de sal para producirla y que deberías presentarte con un método para extraer sal de mar que fuera barato y sencillo. Inmediatamente viajaste a tu laboratorio y te pusiste a trabajar.



Formula una hipótesis para dar respuesta a las siguientes preguntas: ¿Cómo puede separarse una mezcla compleja como la tinta china en sus componentes básicos? ¿Qué método es posible utilizar para separar la sal de mar? Una vez que discutiste el tema con tu equipo de expertos, decidiste utilizar una cromatografía para tratar de identificar los componentes de la tinta y el método de cristalización para separar la sal de mar. Con la finalidad de presentarle estos métodos al jefe de la tribu, decidiste llevar a cabo los siguientes experimentos sencillos en tu laboratorio para después proporcionarle los resultados de los mismos.

Material

- 2 vasos de precipitado o vasos de vidrio
- Parrilla eléctrica
- Agua
- Sal de mesa
- Alcohol etílico
- Tinta china
- Papel filtro
- Palo de madera

Manos a la obra

Parte 1: Cristalización

1. Prepara una solución sobresaturada de sal de mesa y agua, calentando un poco ésta a medida que añades la sal de mesa a la disolución. ¡No dejes que el agua se evapore!
2. Coloca el palo de madera dentro de la disolución y caliéntala en la parrilla eléctrica para evaporar la mitad del agua.
3. Deja enfriar el agua.
4. Observa lo que sucede.

Parte 2: Cromatografía

1. Corta una tira de papel filtro en forma rectangular.
2. Añade una gota de tinta china a 5 cm de la orilla del papel.
3. Coloca un poco de alcohol en el fondo del vaso de precipitados.
4. Sumerge la parte baja del papel filtro cerca de la tinta china en el alcohol (el alcohol no debe tocar la gota de tinta).
5. Permite que el alcohol suba por capilaridad a través del papel y observa.

Cuestionario

1. ¿Lograste separar la sal de la solución sobresaturada de sal de mesa? ¿Es útil la cristalización para separar sales de las mezclas? ¿Sería este método útil para separar sal a partir de agua de mar?
2. ¿Qué sucedió al colocar el papel filtro en el alcohol? ¿Se separa la tinta china? ¿Cómo puedes saber que existe una separación?

Discutan, con ayuda de su maestro, los resultados del experimento. ¿Será suficiente lo que se hizo para lo que había solicitado el jefe de la tribu? ¿Recibirían los ingredientes y la fórmula de la tinta?

Decide si vas a viajar para ver al jefe de la tribu basándote en tus resultados o si necesitas hacer más experimentos antes de ir a visitarlo. Si decides postergar el viaje, ¿qué experimentos desarrollarías?

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

Precipitando el conocimiento

Contesta las siguientes preguntas:

1. Enlista las formas de contaminación que conoces y sus posibles causas.
2. Analiza tu lista y observa diferentes formas de contaminación. ¿Sabes cómo se mide su severidad?
3. ¿Hay alguna escala o sistema de medición para indicar qué tan contaminado está el aire? ¿El agua? ¿El suelo?

Anota algunos sistemas para medir la contaminación de los que hayas oído hablar; si no conoces ninguno, investigalo.



Como ya se vio anteriormente, la química es una ciencia que ha traído grandes beneficios al ser humano; sin embargo, el uso que éste le ha dado a los conocimientos obtenidos por ella también ha resultado nocivo, en especial para el medio ambiente. La contaminación es uno de los problemas más graves de la actualidad; la industria química, así como las ramas más importantes para la obtención de energía, como las industrias petrolera y la nuclear, son sólo algunas de las que han provocado enormes problemas de contaminación alrededor del mundo.

Contaminación de una mezcla

La Ley General del Equilibrio Ecológico y la Protección al Ambiente (LGEEPA) expresa que un contaminante es "toda materia o energía, en cualesquiera de sus estados físicos y formas, que al incorporarse o actuar en la atmósfera, suelo, flora, fauna o cualquier elemento natural, altere o modifique su composición y condición natural".

Para comprender mejor los efectos nocivos de la contaminación, se presenta un artículo sobre un caso de contaminación muy sonado en fechas recientes: el estallido de la planta nuclear de Fukushima, Japón.

Fig. 1.43 La industria química ha provocado problemas de contaminación alrededor del mundo.

Contaminación nuclear

Lee con atención la siguiente nota.

En la mañana del 11 de marzo de 2011 un terremoto de magnitud 9 y el subsiguiente tsunami ocasionaron la pérdida de energía en la central nuclear de Fukushima Daiichi en Japón, con lo que sobrevino una catástrofe nuclear.



Fig. 1.44 El accidente en la planta nuclear de Fukushima produjo la emisión de contaminantes radioactivos hacia el mar.

Se estima que el total de los escapes radiactivos, excluyendo los gases nobles, es de aproximadamente 520 PBq, alrededor del 10% de lo que se liberó durante el accidente de Chernóbil. Además de las emisiones atmosféricas, el accidente de Fukushima también produjo vertidos de agua radiactiva al océano Pacífico. Los vertidos de yodo al océano se estiman entre 10 y 20 PBq y los de cesio entre 1 y 6 PBq.

Cuando se cumplen cinco años un informe explica que todavía no se ha estabilizado por completo la central. De acuerdo con el informe, en el noroeste de la central nuclear de Fukushima se han depositado niveles extremadamente altos de cesio radiactivo, llegando a 100 kBq/m³. Estas cifras exceden con mucho la cota de 40 establecida por la Agencia Internacional de Energía Atómica.

En noviembre de 2015, 62 798 de las 100 000 personas que se vieron desplazadas por el desastre seguían en alojamientos temporales.

Adaptado de: http://www.greenpeace.org/colombia/Global/colombia/informes/informe_fukushima_low.pdf
(Consulta: 19 de enero de 2017).

Contesta las siguientes preguntas:

1. ¿Cómo se mide la contaminación radioactiva según el artículo que acabas de leer?
2. ¿Puede utilizarse esta escala para calcular cualquier tipo de contaminación? ¿Por qué?
3. ¿La radioactividad puede detectarse a simple vista? ¿Por qué consideras entonces que es importante tener una escala para estimarla?
4. Investiga la manera en la que se interpreta la escala para medir la radioactividad y los efectos que esta última provoca en el ser humano y el ambiente.

Con ayuda del maestro discutan sobre la importancia de contar con escalas para medir la contaminación. Lleguen a una conclusión sobre la relevancia de conocer los efectos de distintos grados de contaminación sobre la salud del ser humano.

Como se vio en la actividad anterior, la contaminación por radioactividad se mide en becquerelios, que son unidades designadas por el SI para medir la cantidad de radioactividad presente en un ambiente o sustancia.

Cada tipo de contaminación tiene unidades y escalas específicas para calcularse; por ejemplo, en la Ciudad de México, se usa el Índice Metropolitano de la Calidad del Aire (IMECA), el cual proporciona valores de referencia para que la gente de las grandes urbes comprenda el nivel de contaminación del aire que hay a cada momento.

Para calcular el IMECA, se hacen mediciones de la calidad del aire durante todo el día. Con este índice, la población puede entender y tomar medidas con relación al nivel de riesgo que hay para la salud humana a causa de los grados de contaminación en el ambiente. Acompañando a estos índices hay una serie de recomendaciones para la población con el fin de evitar peligros para su salud.

Aumenta tu conocimiento sobre el índice IMECA mediante la siguiente actividad.



Fig. 1.45 Cuando se queman combustibles como el carbón, se libera una gran cantidad de gases tóxicos en el ambiente.

Curiosidades químicas

La radiactividad no puede ser percibida por nuestros sentidos, no se puede ver, oler o sentir. Para determinar la cantidad de radiación presente en algún sitio, es necesario valerse de un medio auxiliar. Una de las primeras formas de detectar la radiación fue por medio de una película fotográfica, que se vela en mayor o menor grado dependiendo de la cantidad de radiación recibida.

Tomado de: Francisco Javier Ramírez Jiménez, *Detectores de Radiación*, Instituto Nacional de Investigaciones Nucleares, disponible en http://www.inin.gob.mx/publicaciones/documentospdf/Contacto_30_DETECTORES.pdf
(Consulta: 20 de enero de 2017).

Aplica

Investiguen cuáles son las categorías que se emplean para medir la calidad del aire utilizando el IMECA, cuáles son las concentraciones de contaminantes para cada una y cuáles son las recomendaciones que se hacen para cada nivel.

Con el apoyo del maestro discutan sobre el funcionamiento del sistema IMECA y lleguen a una conclusión sobre la escala que se utiliza para medir la contaminación del aire. ¿En qué unidades se miden los contaminantes? Responde con ayuda de tu maestro.

Concentración y efectos

La mayoría de los tipos de contaminación se miden en términos de concentración del contaminante (la contaminación radioactiva es una excepción). Generalmente esta concentración se mide en dos escalas básicas, valorando el contaminante en porcentaje o en partes por millón.

Porcentaje en volumen

Esta expresión se utiliza cuando los componentes de la mezcla contaminada son líquidos o gases. Cuando decimos que hay una mezcla contaminada de agua por detergente al 10%, significa que 10 de cada 100 partes de esa mezcla son de detergente. Esta escala se usa cuando hay grandes cantidades de contaminantes presentes en una mezcla. Las soluciones porcentuales pueden ser de tres tipos básicos:

- Peso/peso
- Peso/volumen
- Volumen/ volumen



Fig. 1.46 Algunos instrumentos volumétricos que se usan comúnmente son las probetas y los matraces aforados.

Concentración en partes por millón

A veces no podemos decir que el agua está contaminada; incluso podríamos probarla y no darnos cuenta de la presencia de un contaminante. Cuando hay pequeñas cantidades de un soluto en una mezcla se utilizan las partes por millón para describir la concentración de éste en la mezcla. Por ejemplo, cuando se habla de metales pesados, puede señalarse que la concentración de cierto metal pesado en el agua es de 10 partes por millón, lo que indica que hay 10 porciones de ese metal por cada millón de partes de agua.

Para fines prácticos, podemos decir que una parte por millón (1 ppm) equivale a un miligramo de soluto en un litro de disolución o a un microgramo de soluto en un mililitro de disolución.

$$1 \text{ ppm} = 1 \text{ mg/L} = 1 \text{ } \mu\text{g/ml}$$

Aplica

Resuelvan el siguiente problema:

El arsénico es un elemento tóxico que afecta la salud humana. La Organización Mundial de la Salud (OMS) establece que el arsénico en el agua no debe exceder una concentración de 10 $\mu\text{g/l}$ (recuerda que 1 microgramo (μg) es igual a 1 000 mg). Calcula la concentración de arsénico permitida en agua en ppm.

Investiga cuáles son los efectos tóxicos del arsénico en concentraciones superiores a las recomendadas por la OMS.

Páginas de consulta

Analiza la información que se proporciona en el siguiente enlace para que entiendas de donde provienen algunos contaminantes del aire.

<http://www.aire.cdmx.gob.mx/default.php?opc=%27ZKBnmWkYQ==%27>

Además de los daños que un contaminante puede provocar al ser humano, también afecta a los animales y a las plantas de manera drástica. Observa el efecto que tienen los contaminantes en el crecimiento de las plantas mediante el siguiente experimento.

Catalizando el conocimiento

Ambiéntate

Para desarrollar la actividad, supón la situación que se presenta: estás trabajando en el campo para una empresa que se dedica a la producción de apio. Has notado que, al partir las ramas, los vasos que se observan en su interior están llenos de algo parecido a un polvo de color negro. Después de consultar a un microbiólogo, estás seguro de que la coloración no es debida a ningún tipo de bacteria, virus u hongo. Posteriormente, un químico analiza la sustancia y concluye que hay plomo presente en las ramas. Tu única sospecha es que el metal venga del agua con la que se riegan las plantas, ya que corre en tuberías hechas a base de plomo. Necesitas saber si el apio es capaz de absorber este metal, ya que no estás convencido de que las plantas puedan asimilar contaminantes disueltos en ese líquido. Para saberlo, planteas el siguiente experimento:

Material

- 3 botellas de plástico (de 600 ml)
- Colorante vegetal
- Apio
- Jabón
- Agua

Formula una hipótesis que responda a la pregunta: ¿Las plantas pueden asimilar contaminantes disueltos en el agua?



Fig. 1.47 Material necesario para el experimento.

Manos a la obra

1. Agreguen 10 gotas de colorante vegetal en una de las botellas con agua; en la otra añadan el jabón y disuélvanlo con cuidado para que no produzca burbujas; en la tercera botella no coloquen nada, pues servirá como control negativo de este experimento.
2. Corten la parte inferior de las ramas de apio y coloquen una en cada botella.
3. Mantengan las botellas en observación durante tres días, después de los cuales cortarán un pedazo a la parte baja de la rama de apio que está sumergida en el frasco con colorante y observarán si hay algún cambio de coloración. De no ser así, déjenlas sumergidas en el agua un par de días más.
4. Una vez pasado este tiempo, saquen las ramas de apio, córtelas a diferentes alturas y contesten las siguientes preguntas.

Cuestionario

1. ¿Qué diferencias de color se observan entre ambas plantas (las que tienen colorante y las que no)?
2. ¿Creen que si las plantas absorbieron el colorante podrían hacerlo también con el jabón? ¿Por qué? ¿Cómo se demostraría que la planta absorbió el jabón?
3. ¿Qué creen que pasaría si una persona comiera la rama de apio que ha absorbido el jabón? Investiga los efectos que podría tener su ingesta.



Analicen en grupo y con ayuda del maestro la actividad que acaban de realizar. Discutan a profundidad los efectos que pueden tener los contaminantes en las plantas y, sobre todo, en la salud del ser humano.



Disposición de desechos

Todas las sustancias usadas en esta experiencia pueden desecharse en la tarja; los residuos sólidos se eliminan en la basura.

Revisa

Fitorremediación

Uno de los rasgos característicos de la sociedad moderna es la creciente emisión al ambiente de sustancias contaminantes, destacando aquellas que proceden de las actividades industriales, mineras, agropecuarias, artesanales y domésticas. Estos compuestos representan una amenaza para los seres vivos, por lo que se ha desarrollado una serie de métodos para enmendar el impacto causado.

Los métodos convencionales suelen ser costosos y pueden afectar de manera irreversible al suelo, agua y seres vivos. La fitorremediación representa una alternativa sustentable y de bajo costo para la rehabilitación de ambientes afectados. Consiste en un conjunto de tecnologías para reducir la concentración de compuestos a partir de procesos bioquímicos realizados por plantas y los microorganismos asociados a ellas.

La fitorremediación hace uso de las plantas para remover, reducir, transformar, mineralizar, degradar o estabilizar contaminantes. Algunas especies, debido a su gran capacidad para acumular metales pesados son llamadas hiperacumuladoras.

Adaptado de: http://www.uaeh.edu.mx/investigacion/icap/LI_IntGenAmb/Otilio_Sando/1.pdf
(Consulta: 11 de febrero de 2013).

FERNÁNDEZ editores

Primera revolución de la química

Precipitando el conocimiento



Contesta las siguientes preguntas:

1. ¿Alguna vez has escuchado a algún vendedor en la calle que promocione "medicamentos" que lo curan todo?
2. ¿Qué tanto crees que haya de verdad en la afirmación de la existencia de un medicamento que alivia cualquier padecimiento? ¿En qué grado se apegará un producto de este tipo al conocimiento científico?



Discutan en equipos la importancia de utilizar el método científico en la fabricación de productos capaces de beneficiar al ser humano.

Aportaciones de Lavoisier: la Ley de conservación de la masa



Fig. 1.48 Los alquimistas escribieron libros en los que apuntaron diversos símbolos.

Como se mencionó en el primer tema de este bloque, la alquimia es considerada como la precursora de la química moderna. A lo largo de la historia hubo numerosos alquimistas, sin embargo, uno de los más famosos fue Georg Ernest Stahl, quien alrededor del año 1700 propuso la teoría del flogisto.

El flogisto era definido como el componente de la materia que le confería inflamabilidad. Así, cuando un material se quemaba lo liberaba. Los materiales que más lo contenían (como la madera o el carbón) se quemaban más fácilmente; al arder por completo se consumía el flogisto y ya no era inflamable. Por ello, esta teoría explicaba, entre otras cosas, lo siguiente:

- La pérdida de peso de un material inflamable cuando se quema se debe a que libera flogisto.
- El carbón deja muy pocos residuos al quemarse porque está hecho principalmente de flogisto.
- El fuego se apaga en lugares cerrados porque satura el aire de flogisto.

FERNÁNDEZ editores

Durante todo el siglo XVIII, los alquimistas consideraron que el aire era un elemento junto con el agua, la tierra y el fuego. A lo largo de este siglo, diversos investigadores se dieron a la tarea de estudiarlo y encontraron que no era un elemento, sino que estaba formado por una mezcla de gases: el oxígeno y el nitrógeno principalmente.



Fig. 1.49 Lavoisier fue ayudado por su esposa en la realización de sus experimentos y en la redacción de trabajos.

Para enunciar esta teoría, Lavoisier hizo uso de dos observaciones derivadas de sus experimentos. La primera era el hecho de que la ceniza que quedaba de algunas sustancias calcinadas tenía menos masa que la sustancia inicial. La segunda consistió en que, al exponer un metal al aire, se formaba una sustancia que le daba a éste una masa mayor que la original.

Entonces, Lavoisier decidió llevar a cabo una serie de estudios con estaño. Éste es un metal plateado, maleable y muy resistente a la corrosión. Lavoisier colocó estaño en un recipiente cerrado (que le permitía evitar fugas de cualquier sustancia involucrada en la reacción) y lo calentó, observando que se formaba una capa de calcinado sobre el metal. Al pesar todo el sistema, Lavoisier observó que la masa era la misma antes y después de calentarlo.

Sin embargo, en 1743 nació en la ciudad de París uno de los investigadores que ayudó a sentar las bases de la química moderna: Antoine Laurent Lavoisier. Hijo de un próspero abogado, realizó estudios de derecho para posteriormente enfocarse a la geología. A la edad de 25 años ya era miembro de la Academia de Ciencias y, para el año de 1771, se casó con una joven llamada Marie-Anne Pierette-Paulze, quien se convertiría en su mano derecha; gracias a sus habilidades artísticas, ella le ayudaría a ilustrar sus libros, además de traducirlos al inglés.

Cuando Lavoisier se involucró en la química, los conocimientos que se tenían al respecto eran muy escasos y, en general, eran más cualitativos que cuantitativos. Entonces, fue el primero en hacer de la química una ciencia cuantitativa, cuando enunció la ley de la conservación de la masa, que dice: "En una reacción química ordinaria, la masa permanece constante, es decir, la masa consumida de los reactivos es igual a la masa obtenida de los productos."



Fig. 1.50 Una de las aportaciones más grandes de Lavoisier a la ciencia fue el empleo de sistemas cerrados.

Páginas de consulta

En este sitio podrás profundizar acerca de la ley de la conservación de la masa:

<http://tlaboratorioquimico.blogspot.mx/2010/01/ley-de-conservacion-de-la-masa.html>

Glosario

sistema cerrado. Sistema que se caracteriza por no permitir el intercambio de materia con el medio ambiente.

Al sacar el metal del sistema, Lavoisier observó que éste era más pesado que antes de ser calentado, por lo que dedujo que, dentro del sistema, algo tenía que haber perdido masa para que el estaño pudiera ganarla. En este caso, lo único que era posible que se quedara sin masa era el aire, el cual se combinaba con el metal para obtener una sustancia de mayor masa.

Con el uso de **sistemas cerrados**, Lavoisier también pudo explicar la aparente pérdida de masa durante la combustión, que es un tipo de transformación que se da en las sustancias cuando están en presencia de oxígeno (se verá con mayor detenimiento en el bloque 3). Para llevar a cabo estos experimentos, necesitaba instrumentos de medición mucho más precisos de los que estaban disponibles en la época.

Lavoisier ocupó diversos cargos públicos y, cuando estalló la Revolución Francesa, era recaudador de impuestos, por lo que fue arrestado. Pese a las protestas de muchas personas durante su juicio, el presidente del tribunal pronunció la siguiente frase: "La república no precisa ni científicos ni químicos, no se puede detener la acción de la justicia" y, posteriormente, sentenció a Lavoisier a la guillotina en la cual fue ejecutado a la edad de 50 años, el 8 de mayo de 1794.

La química estaba iniciando su desarrollo en el contexto histórico en que Lavoisier hizo sus aportaciones científicas; por lo tanto requería del diseño y uso de material y equipo específico. Lavoisier fue un visionario al comprender que el desarrollo científico estaba estrechamente ligado al mejoramiento de los instrumentos de medición. Mientras que sus predecesores e importantes contemporáneos como Joseph Priestley experimentaban con equipo convencional (hornos, jarras, vasos de vino, etcétera), Lavoisier equipó su laboratorio (Fig. 1.50) con productos elaborados, por los mejores creadores de instrumentos de medición de la época para investigaciones muy particulares.

Aunque los instrumentos de medición de Lavoisier significaron un enorme avance e impulso a la química, se encontraban limitados por las técnicas de construcción y materiales de la época. No obstante, se apostó por el desarrollo científico a partir de análisis cuantitativos y, con el paso del tiempo, los instrumentos se fueron mejorando. Por ejemplo, cerca de un siglo después de la muerte de Lavoisier, el químico ruso Dmitri Mendeleiev expresaría que "la ciencia comienza donde empieza la medición".

El perfeccionamiento de los métodos de investigación, de medición y experimentación ha permitido generar más descubrimientos y, con ellos, más interrogantes. A lo largo de la historia se ha observado que conocimientos científicos que ya estaban bien establecidos son sustituidos por nuevos descubrimientos. Este carácter tentativo de la ciencia es una de sus características más importantes, ya que continuamente está cambiando y renovándose.

Revisa

El último día de Lavoisier

La ejecución del químico Antoine Lavoisier durante la Revolución Francesa significaría, además de un hecho injusto, un triunfo de la ignorancia sobre la ciencia. Lavoisier es, con todo derecho, el padre de la química moderna. Entre muchas otras aportaciones, fulminó la teoría del flogisto, ayudó a la construcción teórica del sistema métrico y descubrió nuevos métodos más eficientes de combustión. Por desgracia, le tocaría vivir en una época convulsa y caótica, y a causa de su posición social 'aristocrática' (si bien poseía un buen nombre, no era realmente rico), fue señalado como enemigo de la revolución por el Régimen del Terror. Junto a otros 27 intelectuales, Lavoisier sería acusado directamente por el cabecilla revolucionario Jean-Paul Marat, quien, con cargos realmente ridículos, como el de "adulterar tabaco," ordenó su ejecución.

Adaptado de: <http://www.anfrix.com/2009/07/el-ultimo-dia-de-lavoisier/>
(Consulta: 14 de marzo de 2013).

Ahora que ya se conoce la historia de Lavoisier es necesario llevar a cabo la siguiente actividad para cerrar el contenido.

Catalizando el conocimiento

Ambiéntate

Para desarrollar la actividad, supón que se presenta esta situación: Trabajas en una industria que se dedica a la producción de vino. En el proceso de elaboración se machacan las uvas y se colocan dentro de barriles de madera, a los cuales se les añade, posteriormente, una levadura capaz de fermentar los azúcares de la uva para producir alcohol etílico. Los dueños de la empresa han notado que la masa de la uva no es igual a la del vino. Están considerando toda la fibra que se extrae después del machacado de la uva y, sin embargo, no saben en qué momento están dándose pérdidas de masa durante el proceso de fermentación. Te piden que investigues en qué paso de la fermentación se presenta esa pérdida de masa. Durante la fermentación se dan las siguientes reacciones:

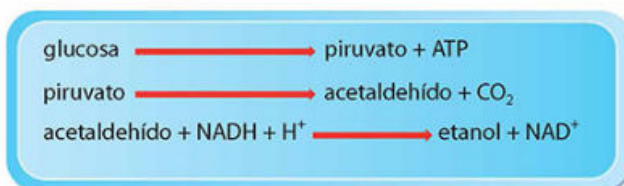


Fig. 1.51 Reacciones que se dan durante la fermentación.

Material

- Agua
- Pastillas efervescentes (de bicarbonato de sodio por ejemplo)
- Balanza (de preferencia analítica)
- 2 matraces Erlenmeyer con tapón
- Película plástica

 Formula una hipótesis para responder la siguiente pregunta: ¿Crees que al disolver una pastilla efervescente en agua toda la masa de la pastilla queda en el líquido?

Manos a la obra

1. Pesa por separado cada uno de los materiales que utilizarás (matraces, tapones, pastillas efervescentes), ya que así podrás conocer la masa de cada uno.
2. Coloca 100 mililitros de agua a cada matraz y pésalos de nuevo; con esto será posible calcular la masa del agua.
3. Ahora que tienes los pesos de todos los materiales que usarás, puedes empezar el experimento.
4. Coloca una pastilla efervescente en uno de los matraces y tápalo inmediatamente con el tapón. Se aconseja colocar película plástica alrededor del tapón para evitar fugas en el sistema. Una vez que la pastilla se haya disuelto, pesa el sistema y determina su masa. Este sistema será el número 1.

5. Echa otra pastilla efervescente en el otro matraz, sólo que esta vez no lo tapes y deja que la pastilla se disuelva y entonces pesa el matraz. Este sistema será el número 2.

Copia en tu cuaderno y completa la siguiente tabla:

Masa del matraz	Masa del agua	Masa del tapón	Masa de la pastilla efervescente	Masa del sistema 1	Masa del sistema 2

 Realiza los siguientes cálculos:

1. Suma las masas del matraz con las del agua, el tapón y la pastilla.
2. Haz lo mismo con las masas del matraz, el agua y la pastilla.

Al sumar las masas, en el inciso 1 tienes todos los componentes de tu sistema 1, lo mismo sucede con el punto 2 y el sistema 2. Así, la masa de todos los elementos sumados individualmente deberá ser igual a la obtenida para cada sistema. Esto indicaría que la ley de conservación de la masa se cumple.

Cuestionario

1. ¿Es igual la suma de las masas de los componentes de cada sistema a la masa del sistema completo después de la **efervescencia**?
2. ¿En qué caso no se cumple la ley de la conservación de la masa? ¿Por qué crees que esto suceda?
3. ¿En qué se transforma la masa que se pierde en el sistema 2? (Para ayudarte a descifrarlo puedes abrir el sistema 1 y observar lo que sucede).

Glosario

efervescencia. Liberación de un gas después del cambio químico de una sustancia.

Ahora discute con tu maestro lo que sucede en la empresa de vinos. ¿Dónde crees que se está perdiendo la masa? ¿En forma de qué se pierde? ¿Qué te puede decir esto del sistema en el que se produce el vino: es abierto o cerrado?

Investiga si las pérdidas de masa durante la producción de vino son normales. O bien, si se utiliza algún tipo de sistema, en especial durante la producción de vino, para impedirlos.

Con base en el experimento, reflexiona sobre las diferencias entre un sistema cerrado, un sistema abierto y la ley de la conservación de la masa.

Disposición de desechos

Todas las sustancias usadas en esta experiencia pueden desecharse en la tarja.

Proyectos: ahora tú explora, experimenta y actúa.

Integración y aplicación

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



Fig. 1.52 La salinera de Guerrero Negro es una de las mayores a nivel mundial.

Las salineras o salinas son lugares en los que se obtiene sal a partir de la evaporación del agua que hay ahí. Una vez que esto sucede, la sal se recoge y se empaca para su venta. Hay salineras en diferentes lugares del mundo, sobre todo en las costas, donde se utiliza el agua de mar.

Otro tipo de salineras son aquellas que se ubican cerca de cuerpos de agua salada que se localizan en terrenos continentales. Esos cuerpos atraviesan algunos depósitos subterráneos de sal, por lo que el agua obtenida de ellos es salada.

Para la construcción de salineras, se hacen modificaciones al entorno, con el fin de permitir el mejor aprovechamiento del agua y aumentar la producción de sal, pero también se alteran los ecosistemas provocando graves daños al ambiente.

En México existe una de las salineras más grandes del mundo, la salinera de Guerrero Negro, fundada en el año de 1954 por un estadounidense de nombre Daniel Ludwig. Fue inaugurada durante el gobierno de Adolfo Ruiz Cortines y está instalada alrededor de una laguna costera llamada Ojo de Liebre. Su producción anual es de siete millones de toneladas de sal.

La salinera de Guerrero Negro está ubicada en un lugar considerado reserva de la biosfera debido a su riqueza en flora y fauna. Aquí llega una gran cantidad de especies de aves migratorias y, en la temporada invernal, pueden observarse ballenas que migran desde las frías aguas del polo norte.

Formula preguntas

Antes de comenzar es conveniente la formulación de algunas preguntas que puedan contestarse en la realización del proyecto. Para desarrollarlo se sugiere el planteamiento de algunas cuestiones que permitan averiguar el fundamento químico de la producción de sal, así como el daño ambiental que trae al ambiente.

- ¿Qué métodos químicos se utilizan en las salineras para producir sal?
- ¿De qué manera afectan estos métodos al medio ambiente?
- ¿Hay alguna regulación o ley disponible para controlar los efectos negativos de la explotación de una salinera?

Páginas de consulta

En este enlace, podrás encontrar información relevante acerca de las salineras en México.

http://www.amisac.org.mx/index_archivos/7.htm

Diseña el proyecto

Se llevarán a cabo encuestas para averiguar el grado de conciencia que tienen los miembros de la comunidad con respecto a las salineras y al daño que éstas producen al medio ambiente. Cada estudiante deberá elaborar el número de preguntas que estime necesario para recabar el máximo de información posible, pero se debe considerar que el tiempo de las personas encuestadas es limitado; en promedio, la duración de una encuesta no debe ser mayor a cinco minutos. Un número adecuado de personas encuestadas es importante para encontrar tendencias y dar validez al estudio, por lo que el alumno deberá investigar a cuántas personas conviene entrevistar para producir una investigación sólida.

Las preguntas deben estar formuladas de manera que puedan responderlas encuestados de distintas edades y de modo que éstos no únicamente respondan "sí" o "no", sino que expongan sus conocimientos y puntos de vista. A manera de ejemplo, puede iniciarse la encuesta con preguntas sencillas como ¿qué es la sal?, ¿de dónde se obtiene, cómo se procesa y dónde se usa la sal?, para ir aumentando su complejidad y posteriormente hacer planteamientos sobre el impacto ambiental relacionado con los procesos de una salinera.

Además, puede prepararse en equipo una demostración que permita explicar a los miembros de la comunidad los métodos que se utilizan para obtener la sal. Será necesario aplicar los conocimientos adquiridos en el bloque sobre separación de mezclas.

Comunica el proyecto

Hay diversas maneras para comunicar los resultados del proyecto. Es preciso recordar la importancia de informar a la comunidad acerca de lo aprendido.

Se sugiere la elaboración de folletos en los que se expongan los resultados de la encuesta por medio de gráficos y en los que se informe también a la comunidad sobre el daño ecológico que puede provocar una salinera.

Adicionalmente, a manera de evaluación, cada alumno deberá entregar un reporte donde califique su participación y logros en el proyecto, valorando cualitativamente en qué medida se lograron los objetivos planteados; la creatividad y esfuerzo que se le imprimió a cada encuesta; las dificultades que se presentaron durante su realización; la claridad con la que se comunicaron los resultados de la investigación; los materiales que fueron utilizados como apoyo y la cooperación de los miembros de la comunidad encuestados para el desarrollo del proyecto. Se deberán incluir además sugerencias y críticas constructivas de otros compañeros y del profesor a tomar en cuenta para futuros proyectos.

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

El agua que usamos para nuestras actividades diarias puede ser reutilizada para diferentes fines. Sin embargo, antes de ello debe ser tratada para eliminar la mayor cantidad de contaminantes que contenga, los cuales suelen ser sólidos, bacterianos y sales.

Los contaminantes sólidos suelen encontrarse suspendidos en el agua y pueden ser restos de heces, papel higiénico y comida, entre otros. Para eliminar estos contaminantes se utilizan dos métodos: coagulación y floculación. Durante la coagulación, se añaden al agua diferentes sustancias que provocan que las partículas suspendidas se agreguen. Después continúa la floculación,



Fig. 1.53 El agua tratada puede utilizarse para regar cultivos y hortalizas.

Páginas de consulta

Consulta el Atlas Digital del Agua, puede serte útil en el desarrollo del proyecto. Lo puedes encontrar en:

<http://siga.cna.gob.mx/Atlas/>

en la cual se agita suave y lentamente el agua para que sigan uniéndose otras partículas al coágulo que después se separarán por filtración o sedimentación.

El agua suele estar contaminada también por bacterias que pueden producir enfermedades. Para eliminarlas se utilizan diferentes tipos de desinfectantes químicos, como el cloro, y diversos procesos de ebullición, en los cuales se hierve el agua por 15 minutos.

Las sales contaminantes provocan que el agua tenga un sabor desagradable; para evitarlo, el líquido se desala mediante procesos de destilación o cristalización.

Formula preguntas

Se sugiere plantear diversas preguntas que puedan contestarse durante el desarrollo del proyecto. Es recomendable en este sentido la formulación de preguntas que lleven a encontrar la manera de reutilizar el agua.

- ¿Qué usos se le da al agua tratada?
- ¿De qué manera podría ahorrarse agua en casa?
- ¿Hay algún tipo de agua que regularmente se tire en casa y a la cual se le podría dar otro uso?
- ¿Qué acciones pueden proponerse para reutilizar el agua y ayudar así a mejorar el medio ambiente?

Diseña el proyecto

Es indispensable diseñar un proyecto adecuado para contestar las preguntas antes formuladas; también, convendría planear algún método simple para tratar el agua que se usa en la escuela o en casa, así como elaborar un esquema de reúso de agua para la comunidad; por ejemplo: tomando en cuenta el agua que se desperdicia en las regaderas, tratar de buscar maneras de darle otros usos a esta agua. Conviene aquí emplear los conocimientos adquiridos a lo largo del bloque.

Podría asistirse asimismo a una planta de tratamiento de aguas y observar todos los procesos que se realizan en ella. Es importante informarse previamente si la planta de tratamiento está abierta a visitas o si pueden conseguirse recorridos guiados.

Siempre hay que tomar en cuenta la posibilidad de acudir a bibliotecas o de consultar diferentes páginas de internet para encontrar información adicional que contribuya al desarrollo del proyecto. No se debe dudar al solicitar el apoyo del maestro.

Comunica el proyecto

Es preciso buscar la mejor manera de comunicar los resultados del proyecto. Cabe recordar la importancia de informar a la comunidad lo aprendido.

Se pueden llevar a cabo periódicos murales o folletos en los que se expliquen los procesos de tratamiento de aguas, así como los costos y la cantidad de trabajo que implica hacer consciente a la población sobre el cuidado del líquido.

A manera de evaluación, cada alumno deberá elaborar un reporte que incluya nuevas ideas respecto del tratamiento del agua, donde detalle cómo imagina el uso y consumo de agua en treinta años, así como los hallazgos de esta experiencia que se deben compartir con la comunidad.

Evaluación final

Es momento de que demuestres lo que has aprendido durante este bloque realizando la siguiente evaluación. Escribe en tu cuaderno las respuestas y muéstralas a tu profesor para que a través de este instrumento evalúe tus logros en este bloque.

1. ¿Qué características de la materia estudia la química?

- A) Su color, olor, sabor y forma
- B) Su estado de agregación y su solubilidad
- C) Su viscosidad y su densidad
- D) Su estructura, composición y propiedades

2. Con la piedra filosofal, los alquimistas pretendían...

- A) Transformar la tierra en joyas
- B) Convertir la sangre en oro
- C) Obtener la vida eterna
- D) Alargar el tiempo

3. La quema de estos combustibles en autos y camiones provoca emisiones de gases contaminantes a la atmósfera.

- A) Gasolina y diésel
- B) Biocombustibles
- C) Carbón
- D) Madera

4. Los átomos son:

- A) Las unidades más pequeñas de materia que conservan las características y propiedades de un elemento químico
- B) La unión química de dos elementos distintos en proporciones definidas
- C) La unión sin reacción química de dos elementos
- D) Las unidades estructurales y funcionales de la vida

5. Observa las imágenes y marca con una cruz (X) cuál representa el estado líquido.



Fig. 1.54 Diferentes estados de agregación de la materia.

6. El cambio de estado de líquido a sólido se denomina:

- A) Evaporación
- B) Sublimación
- C) Solidificación
- D) Solubilización

7. Son propiedades extensivas de la materia:

- A) Masa y volumen
- B) Masa y densidad
- C) Volumen y densidad
- D) Densidad y viscosidad

8. Las mezclas homogéneas pueden separarse por estos métodos:

- A) Decantación y filtración
- B) Filtración y floculación
- C) Cristalización y cromatografía
- D) Centrifugación y cristalización

9. El IMECA mide:

- A) La calidad del aire en la Ciudad de México
- B) La concentración de partículas en el agua
- C) La cantidad de gases que emiten las industrias al ambiente
- D) La cantidad de contaminación química en el suelo

10. La ley enunciada por Lavoisier que señala: "En una reacción química ordinaria la masa permanece constante, es decir, la masa consumida de los reactivos es igual a la masa obtenida de los productos", se llama:

- A) Ley de la conservación de la masa
- B) Ley de la conservación de la energía
- C) Ley de proporciones de masas
- D) Ley de Lavoisier

Revisa

Lavoisier experimentando

En el año de 1779, Antoine Lavoisier llevó a cabo un ingenioso experimento que le permitió enunciar la ley de la conservación de la materia. Para desarrollar su experimento, este científico mezcló mercurio con aire y lo colocó en un recipiente de vidrio con cuello de cisne, el cual selló y pesó. Después, durante 12 días calentó este recipiente sobre una caldera y observó que el mercurio iba desapareciendo para formar un compuesto de color rojizo en la boca del frasco. Posteriormente, cuando no observó reacción alguna del mercurio con el aire, detuvo el calentamiento y pesó el frasco de nuevo. Lavoisier observó que éste tenía el mismo peso antes y después de calentarlo.

Adaptado de: <http://www3.gobiernodecanarias.org/medusa/lentiscal/1-CDQuimica-TIC/HistoriaCiencia/lavoisiernacimientod.pdf>
(Consulta: 20 de enero de 2017).

Contesta

1. ¿Qué sucedió con el mercurio dentro del frasco?

- A) Reaccionó con el aire dentro del frasco para formar un compuesto nuevo
- B) No cambió su masa durante todo el experimento
- C) Desapareció del frasco
- D) Se mantuvo sin reaccionar todo el experimento

2. ¿Cómo se llama el sistema que Lavoisier usó en su experimento?

- A) Abierto
- B) Semicerrado
- C) Cerrado
- D) Adiabático

3. ¿Cómo podía saber Lavoisier que ya no había reacción entre el mercurio y el aire?

- A) Midiendo la masa del sistema, ya que ésta cambiaba durante la reacción
- B) Observando la aparición del producto de la reacción hasta que ya no pudiera verse alguna acumulación
- C) Calculando la velocidad de la reacción
- D) Cambiando el tipo de sistema en el que realizó el experimento

4. ¿Por qué crees que el frasco pesaba lo mismo antes y después de calentarlo?

- A) Porque los componentes en el interior del frasco no cambiaron durante el experimento
- B) Porque había fugas de aire durante la realización del experimento
- C) Porque la reacción producida dentro del sistema cumplía con la ley de la conservación de la masa
- D) Porque la densidad del mercurio cambia cuando se calienta

Revisa

Abriendo el frasco

Lavoisier abrió entonces el frasco de vidrio. Para hacerlo, colocó la boca de éste en un recipiente con agua para ver si escapaba gas del frasco; observó que eso no sucedía. Al sacar el frasco del agua, el aire entraba al interior del mismo. Al pesar de nuevo el frasco notó que era más pesado que el original. Al hacer lo mismo con la sustancia roja formada, notó que pesaba más que el mercurio.

Adaptado de: <http://www3.gobiernodecanarias.org/medusa/lentiscal/1-CDQuimica-TIC/HistoriaCiencia/lavoisier nacimiento.pdf>
(Consulta: 20 de enero de 2017).

Marca alguna de las opciones:

1. ¿El aire que estaba en el frasco reaccionó con algo durante el calentamiento?

Sí

No

2. ¿La sustancia roja de mercurio que se formó en el frasco pesaba más porque había reaccionado con algún componente dentro del frasco?

Sí

No

3. ¿El oxígeno del frasco reaccionó con el mercurio para formar la sustancia roja?

Sí

No

4. ¿Podría separarse el oxígeno del mercurio de alguna manera para demostrar que se produjo esta reacción?

Sí

No

Describe en tu cuaderno algún método que pudiera ser útil para separar el oxígeno del mercurio en la sustancia formada.

Para cerrar el bloque reflexiona sobre tu desempeño y los aprendizajes que lograste. Contesta las siguientes preguntas:

Me evaluó

¿Qué conocimientos nuevos adquirí al estudiar este bloque?	
¿Cómo puedo aplicar los conocimientos adquiridos en mi vida cotidiana?	
¿Qué tengo que hacer para mejorar e incrementar lo que aprendí al estudiar este bloque?	

Parte de un equipo

Ahora evalúa tu trabajo en equipo. Marca con una X la opción que consideres más adecuada para describir tu trabajo en equipo.

	Siempre	Algunas veces	Nunca
Logré integrarme a un equipo sin imponer mis ideas sobre las de otros			
Fui capaz de proponer ideas que fueron útiles e importantes para el equipo			
Respeté el trabajo de los demás y logré que el mío fuera valorado			
Logré acuerdos con los miembros de mi equipo mediante un diálogo respetuoso con ellos			

Mis logros

Ahora evalúa tu aprendizaje. Marca con una X el nivel de conocimiento que adquiriste de cada uno de los aprendizajes esperados que se mencionan.

	Mucho	Poco	Nada
Represento y diferencio mezclas, compuestos y elementos con base en el modelo corpuscular			
Represento el enlace químico mediante los electrones de valencia a partir de la estructura de Lewis			
Identifico algunas propiedades de los metales (maleabilidad, ductilidad, brillo, conductividad térmica y eléctrica) y las relaciono con diferentes aplicaciones tecnológicas			
Identifico 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			
Identifico que los átomos de los diferentes elementos se caracterizan por el número de protones que los forman			

Las propiedades de los materiales y su clasificación química

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 premisas, supuestos y alternativas de solución, considerando las propiedades de 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.

Clasificación de los materiales

Precipitando el conocimiento

- Antes de comenzar, responde en tu cuaderno lo siguiente:
1. ¿Qué entiendes por *materia*? Da algunos ejemplos.
 2. Haz una lista de por lo menos 10 materiales que observes en tu salón de clase.
 3. ¿Cómo los clasificarías? ¿Qué criterios utilizarías para hacerlo?
- Compartan las respuestas con otros compañeros. Revisenlas conforme avancen en el bloque para observar cómo se complementa su aprendizaje.

Ya se estudió anteriormente la definición de materia, la cual se clasifica en dos grandes grupos: las mezclas, que pueden ser homogéneas y heterogéneas, y las sustancias puras, que pueden ser elementos y compuestos. Observa el diagrama de clasificación de la materia.

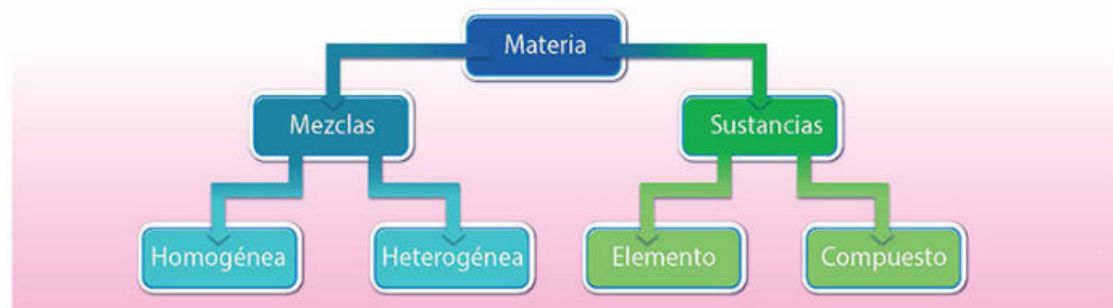


Fig. 2.1 Clasificación de la materia: mezclas y sustancias puras.

Mezclas y sustancias puras: compuestos y elementos

Las mezclas

En las mezclas homogéneas no pueden distinguirse sus componentes a simple vista (como en un refresco), mientras que en las heterogéneas sí es posible apreciarlos desde un primer momento (como el conjunto de especias representada en la figura 2.2).



Fig. 2.2 Representación de diferentes mezclas: homogénea (izq.) y heterogénea (der.).

En la siguiente actividad podrá hacerse un repaso sobre la manera de clasificar las mezclas.

Aplica

- Responde en tu cuaderno las siguientes preguntas:
1. ¿Cómo puedes diferenciar entre una mezcla homogénea y una heterogénea?
 2. ¿Qué necesitas para distinguir los dos tipos de mezclas?
- Copia también en tu cuaderno la siguiente lista y, de acuerdo con tu criterio, clasifica las mezclas en homogéneas y heterogéneas. Si no conoces alguna sustancia investiga en un diccionario, enciclopedia o en la red. Sólo recuerda que debes consultar páginas confiables.
- Metanol con agua
 - Malteada de vainilla
 - Sopa de verduras
 - Cemento
 - Solución sobresaturada de cloruro de sodio
 - Caldo de pollo
- Cuando termines, contesta lo siguiente: ¿Cómo podrías comprobar que tu clasificación es correcta? ¿Qué métodos utilizarías para corroborarlo?
- Con ayuda del maestro, reflexionen sobre la manera de clasificar las mezclas. Posteriormente, en equipo, realicen una conclusión al respecto.

Las sustancias puras

Como ya se vio, además de encontrarse en forma de mezclas, la materia puede hallarse como sustancia pura.

Para explicar lo que es una *sustancia pura* conviene tomar como ejemplo una muy común: el cloruro de sodio (NaCl) o sal de mesa. Es transparente e incolora, con un brillo parecido al hielo cuando se encuentra de manera cristalina. Generalmente no la vemos en su forma pura en la naturaleza, sino mezclada con pequeñas cantidades de otras sustancias como cloruro de magnesio ($MgCl_2$), sulfato de magnesio ($MgSO_4$) y sulfato de calcio ($CaSO_4$), entre otras.



Fig. 2.3 Cristal de cloruro de sodio.

A estas pequeñas cantidades presentes en el cloruro de sodio (NaCl) se les conoce como impurezas. La *pureza*, por lo general, se expresa en términos de porcentaje. El cloruro de sodio con mayor pureza es el de 99.4%, lo que quiere decir que el restante 0.6% es de impurezas.

Bloque 2

En una sustancia con un 100% de pureza (sustancia pura) todas las partículas que la componen son iguales; por lo tanto, sus propiedades físicas, como densidad, punto de fusión y punto de ebullición, son características de esa sustancia pura. Cada una de éstas tiene facultades físicas y químicas específicas, las cuales podemos usar para diferenciarlas y para saber el estado de agregación al que se encuentran a cierta temperatura y presión.

Las sustancias puras se clasifican en dos grandes grupos: los elementos y los compuestos.

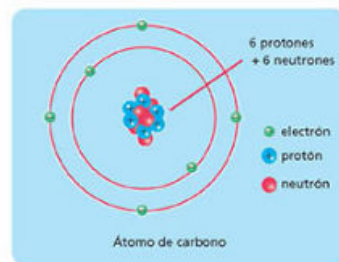


Fig. 2.4 El grafito (izq.) es una de las formas en las que el carbono se halla en la naturaleza. Representación del átomo de carbono (der.).

Están integrados por partículas microscópicas denominadas *átomos*. Éstos son la unidad de materia que conserva todas las propiedades físicas y químicas de un elemento. Están conformados por un núcleo atómico en el que se encuentra concentrada su masa y, alrededor de él, existe una nube de electrones. Más adelante se hablará con mayor profundidad sobre el átomo.

Muchos de los elementos que conocemos, como el oxígeno, el nitrógeno y el carbono, se encuentran ampliamente distribuidos en la naturaleza. Por ejemplo, la atmósfera terrestre está compuesta por 78% de nitrógeno y por 21% de oxígeno, aproximadamente, mientras que el carbono forma parte de todos los seres vivos. Algunos otros elementos, como el roentgenio y el ununtrio, se han sintetizado de manera artificial en aceleradores de partículas. La mayoría de los elementos sintéticos tiene vidas medias muy cortas y, por ello, sólo existen durante milésimas de segundo.

En la naturaleza un mismo elemento puede encontrarse en diversas formas físicas, según la temperatura y presión a la que se encuentre.



Fig. 2.5 En los aceleradores de partículas se sintetizan nuevos elementos químicos.

Curiosidades químicas

Acelerador de partículas

Instrumento que, como su nombre lo indica, acelera las partículas con carga eléctrica a altas velocidades (llegando incluso a la velocidad de la luz), mediante el uso de campos electromagnéticos. Los tubos de rayos catódicos de una televisión son un ejemplo de acelerador de partículas simples.

Propiedades físicas del cloruro de sodio (NaCl)

- Densidad: 2.164 g/cm³
- Punto de ebullición: 1465 °C
- Punto de fusión: 801 °C
- Presión constante: 1 atm

Propiedades físicas del hidróxido de sodio (NaOH)

- Densidad: 2.1 g/cm³
- Punto de ebullición: 1390 °C
- Punto de fusión: 318 °C
- Presión constante: 1 atm

Los elementos

Los elementos (o elementos químicos) no pueden ser descompuestos en sustancias más simples con métodos físicos o químicos.

Están integrados por partículas microscópicas denominadas *átomos*. Éstos son la unidad de materia que conserva todas las propiedades físicas y químicas de un elemento. Están conformados por un núcleo atómico en el que se encuentra concentrada su masa y, alrededor de él, existe una nube de electrones. Más adelante se hablará con mayor profundidad sobre el átomo.

Revisa

Lee la siguiente información

Alótropos

El carbono se presenta en la naturaleza en formas conocidas como *alotrópicas*. La alotropía es la propiedad que tienen algunos elementos de poseer estructuras químicas diferentes. El carbono, por ejemplo, tiene dos alotropos muy conocidos, el grafito y el diamante. En los diamantes, los átomos de carbono están dispuestos en un tipo de estructura cristalina cúbica denominada *red de diamante*. En el grafito, por otro lado, los átomos de carbono se ordenan formando redes hexagonales, las cuales se apilan unas sobre otras para darle su estructura. En ambos casos, el carbono demuestra ser una sustancia simple.



Fig. 2.6. Un mismo elemento puede encontrarse en la naturaleza en diferentes formas, como el carbono que se encuentra en forma de carbón, diamante o grafito.

Adaptado de: <http://www.fullquimica.com/2012/08/estado-puro-del-carbono-alotropos.html> (Consulta: 18 de febrero de 2013).

- Investiga otros elementos que presenten formas alotrópicas y coméntalos con tus compañeros y con tu profesor.
- Organicen una discusión con ayuda de su maestro para que comenten sobre las diferentes formas en las que puede encontrarse un mismo elemento químico.

Curiosidades químicas

Diversas sustancias simples tienen importantes aplicaciones industriales. El hidrógeno y neón en estado líquido se utilizan como agentes refrigerantes, por ejemplo. En ese estado de agregación, el neón tiene un poder refrigerante 40 veces mayor que el hidrógeno.

Cuando los átomos de un mismo elemento se combinan entre sí forman una *sustancia simple*. El nitrógeno atmosférico (N₂) y el oxígeno (O₂) son dos ejemplos de éstas, pues están integrados por dos átomos de un mismo elemento, el nitrógeno (N) y el oxígeno (O), respectivamente.



Fig. 2.7 Las sustancias simples se forman cuando se enlazan átomos del mismo elemento.

Las moléculas formadas por dos átomos de un mismo elemento se conocen como *diatómicas* (del griego *δι*, dos, y *ατομον*, átomo). La mayoría de los elementos gaseosos que se conocen (helio, neón, argón, hidrógeno, oxígeno, etcétera) se encuentran así en la naturaleza.



Fig. 2.8 La composición química del cloruro de sodio es igual en todos los ambientes en los que se encuentra.

Compuestos

Se sabe entonces que la materia se clasifica en dos grandes grupos: las mezclas, que pueden ser homogéneas o heterogéneas, y las sustancias puras que están formadas por unidades pequeñísimas llamadas átomos. Cuando dos átomos de un mismo elemento se unen entre sí, forman sustancias simples, y si átomos de distintos elementos se combinan, dan lugar a otro tipo de sustancia pura conocida como compuesto.

Un compuesto es la sustancia formada por la unión química de dos o más elementos en proporciones definidas y que tiene una composición fija; por ejemplo, el cloruro de sodio (NaCl) va a tener siempre la misma composición (un átomo de sodio y uno de cloro), independientemente de que se encuentre diluido en agua de mar o si está en forma cristalina. Para formar un compuesto se requiere de una reacción química, a diferencia de las mezclas que son, simplemente, la unión física de dos sustancias.

De manera similar, para separar un compuesto no pueden utilizarse métodos físicos como en el caso de las mezclas, sino que se necesitan procedimientos químicos. La formación de un compuesto generalmente va acompañada de desprendimiento o de absorción de energía. Por convención, puede decirse que los compuestos siempre son sustancias homogéneas, ya que sus componentes no se distinguen a simple vista.

Aplica

Con base en lo que ya sabes sobre clasificación de las sustancias puras, determina si éstas son elementos o compuestos.

- Carbono
- Nitrógeno gaseoso
- Papel aluminio
- Metano
- Oxígeno
- Cloruro de sodio
- Glucosa

Contesta las siguientes preguntas:

1. ¿Qué tan fácil resultó clasificar a las sustancias anteriores sólo por su nombre?
2. ¿Crees que hay alguna manera de poder diferenciarlas de otra forma?
3. ¿Qué símbolos utilizarías para representar estas sustancias y diferenciarlas de otras?

Pidan al maestro que anote las sustancias en el pizarrón y, de manera grupal, discutan si las sustancias son elementos o compuestos. Comenten también de qué maneras es posible representar estos últimos.

El modelo corpuscular

Con ayuda del modelo cinético molecular (o modelo corpuscular), pueden hacerse representaciones de todas las formas en las que se encuentra la materia, como mezclas, compuestos y elementos.

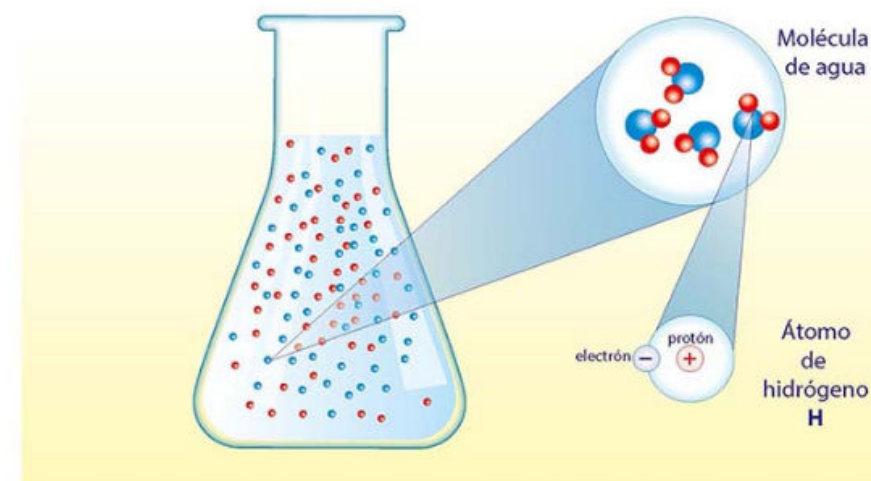


Fig. 2.9 Representación de sustancias con el modelo corpuscular.

Para representar una mezcla con este modelo hay que colocar las moléculas de cada uno de los componentes de ella distribuidos de manera uniforme. En la figura puede observarse que en una mezcla de agua con azúcar existen moléculas de la primera simbolizadas por esferas azules, y de la segunda, por esferas rojas.

Si se desea representar un compuesto utilizando el modelo corpuscular, lo que debe hacerse es tomar una sola molécula de él y colocar esferas de distintos colores simulando los átomos que la forman. Si se observa la figura de la mezcla de agua con azúcar, puede notarse que una molécula de agua está formada por dos átomos de hidrógeno (esferas rojas) y un átomo de oxígeno (esfera azul).

Por último, para representar un elemento con este modelo hay que utilizar las partículas que componen a un átomo de ese elemento, es decir, emplear esferas de distintos colores para representar a los protones, neutrones y electrones que lo conforman. Si se observa la figura podrá verse que un átomo de hidrógeno está formado por un protón (esfera roja), un electrón (esfera azul) y no tiene neutrones.

El modelo corpuscular explica además el grado de unión que hay entre las moléculas a partir del concepto de fuerza de cohesión. Entre mayor sea ésta, las moléculas estarán más cerca unas de otras y presentarán menos energía cinética, es decir, menos movimiento. Por tanto, las moléculas que se encuentran en estado sólido presentan una mayor fuerza de cohesión que en el estado líquido y gas. Este concepto está relacionado con la distancia que existe entre las moléculas. A mayor fuerza de cohesión, menor distancia habrá entre ellas, y viceversa.

Páginas de consulta

Refuerza tus conocimientos sobre los diferentes tipos de sustancias en este sitio.

<http://www.objetos.unam.mx/quimica/sustanciasPuras/>

Ambiéntate

Para desarrollar esta actividad, supón que se presenta la siguiente situación: te encuentras en el año de 1900 y eres un químico dedicado a estudiar la estructura de la materia en una universidad. Con la ayuda de tu equipo de trabajo lograste preparar un esquema para clasificar fácilmente las sustancias y lo llamaste *modelo corpuscular*. Con él puedes explicar qué es una mezcla, un elemento y un compuesto, así como las diferencias entre una muestra homogénea y una mezcla heterogénea. En unos cuantos meses habrá en París un congreso de químicos de todo el mundo en el cual piensas exhibir tu modelo; sin embargo, necesitas hacer una presentación que lo explique y que incluya algunos ejemplos de cómo usarlo, con el fin de que todos los químicos del mundo lo acepten y lo empleen de manera cotidiana.

Manos a la obra

Representen en equipo los siguientes conceptos utilizando el modelo corpuscular: mezcla homogénea, mezcla heterogénea, elemento y compuesto. Para llevar a cabo esto, pueden apoyarse en cualquier tipo de material (papel, esferas de unicel, pelotas, etcétera). Apliquen su imaginación y busquen también la mejor manera de explicar el modelo corpuscular con el material que hayan elegido. Al terminar procuren reciclar el material que usaron. Algo que sería muy útil para el congreso es demostrar que el modelo se aplica tanto a sustancias simples como a otras más complejas. Puedes representar cualquier sustancia; sin embargo, se sugiere incluir los siguientes ejemplos:

- Metano
- Tetracloruro de carbono
- Átomo de hidrógeno
- Átomo de oro
- Glucosa
- Algún aminoácido
- Mezcla de agua y sal de mesa
- Mezcla de agua y aceite

Unos días antes de ir al congreso te enteraste de que hay otros grupos en tu sitio de trabajo que hicieron el mismo descubrimiento que tú y que también tienen pensado asistir a él. La universidad en la que laboran sólo tiene dinero para apoyar a un equipo, así que para decidir a cuál se le darán los recursos económicos se planeó una competencia.

Todos los equipos mostrarán su representación del modelo corpuscular explicando en qué se basa y cómo pueden simbolizarse las moléculas simples y complejas. Con ayuda del maestro voten por el equipo que mejor lo haga. Una vez que se haya elegido al ganador, el resto del grupo deberá analizar cuáles fueron los puntos débiles de los modelos y hacer sugerencias para corregirlos. Asegúrense de que todos los equipos hayan comprendido qué es el modelo corpuscular y para qué sirve.

Estructura de los materiales

Precipitando el conocimiento

Antes de comenzar, lleva a cabo lo que se indica a continuación.

1. ¿Has visto átomos representados en los medios de comunicación? ¿Te has preguntado a qué corresponde cada una de sus partes? ¿Qué se representa en los dibujos?
2. ¿Crees que los átomos puedan dividirse? ¿Conoces las partes que conforman un átomo? Si sabes o recuerdas algunas de las partes que integran a un átomo, descríbelas.
3. Con los materiales que creas convenientes, haz tu propio modelo de átomo con lo que sabes de su estructura; coloca sus diferentes partes donde creas que se localizan.



Fig. 2.10 La representación que se hace de los átomos en los medios de comunicación no siempre es la más acertada.

Comparen con ayuda de su maestro los modelos que construyeron. Mencionen las razones por las cuales colocaron cada partícula del átomo en cierto lugar de su modelo.

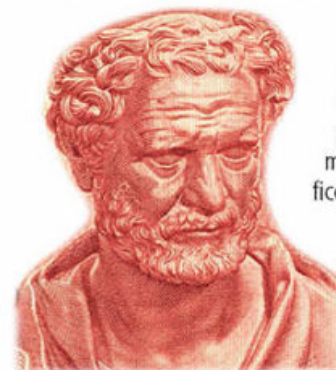


Fig. 2.11 Demócrito fue un importante exponente de la teoría atómica.

El concepto de *átomo* se remonta a los tiempos del filósofo griego Demócrito, quien en el siglo V a.n.e. se aventuró a decir que toda la materia estaba compuesta de partículas pequeñas e indivisibles a las que denominó *átomos*. Este concepto se mantuvo vigente durante mucho tiempo y no fue sino hasta 1808 cuando un científico inglés, llamado John Dalton, formuló una teoría en la que se daba una definición más precisa. Estos postulados de Dalton se basaban en lo siguiente:

1. Cada elemento está constituido por átomos de un mismo tipo, con masa y propiedades iguales; y átomos de distintos elementos son diferentes entre sí.
2. Los compuestos químicos se forman cuando los átomos de más de un elemento se unen en una relación numérica sencilla. Los átomos de un compuesto son, a su vez, idénticos en su masa y en el resto de sus propiedades.
3. Las reacciones químicas implican la separación, combinación y reordenamiento de los átomos; nunca la destrucción o creación de los mismos.

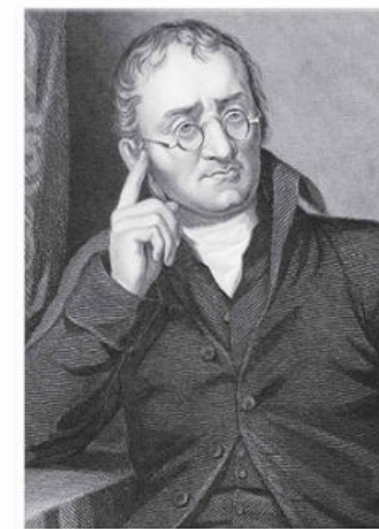


Fig. 2.12 John Dalton, naturalista, químico, matemático y meteorólogo británico conocido por su modelo del átomo.

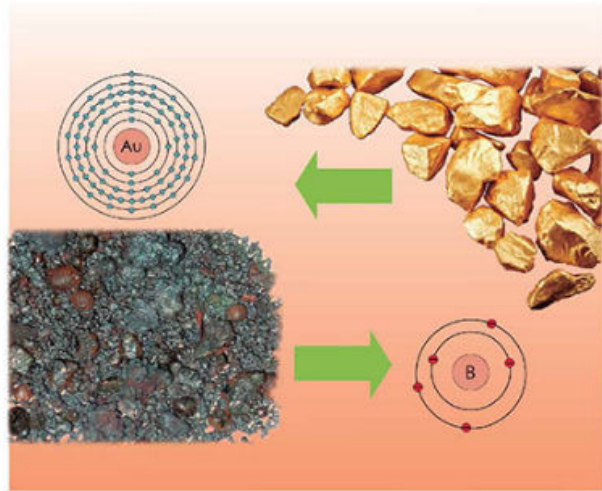


Fig. 2.13 Los átomos de elementos distintos son diferentes, lo que le confiere a cada uno de ellos propiedades únicas.

El tercer postulado de Dalton es una manera de expresar la ley de la conservación de la masa, que posteriormente retomaría Lavoisier, para establecer que la materia no se crea ni se destruye, sólo se transforma.

Fue a partir de la teoría de Dalton que el concepto de átomo se fue refinando. Poco a poco se describieron sus distintas partes y pudo empezarse a comprender la estructura básica de la materia.



Fig. 2.15 Según la teoría de Dalton, durante una reacción química, la masa permanece constante.

El primer enunciado de la teoría de Dalton trata de explicar las diferencias que se observan entre el comportamiento de dos elementos distintos; tales diferencias sólo pueden entenderse si se considera que le confieren a cada elemento propiedades únicas.

El segundo enunciado habla específicamente de la manera en la que los átomos se combinan entre sí para dar origen a los compuestos. Además, se confirma una ley muy importante, la *ley de las proporciones múltiples*, en la cual se enuncia que si dos elementos pueden combinarse para formar un compuesto, la masa del primero se une con la del segundo de manera fija y manteniendo una relación de números enteros pequeños. Por ejemplo, si se combinan dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno (una proporción de 2:1), obtenemos una molécula de agua.

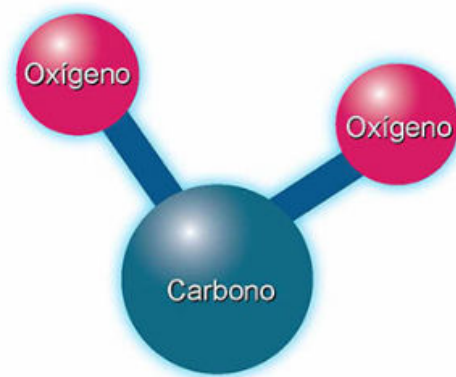


Fig. 2.14 Cuando dos elementos se combinan entre sí, lo hacen en proporciones fijas.

Glosario

coulomb. Unidad del SI utilizada para medir la carga eléctrica.

El átomo: protones, neutrones y electrones

El átomo está formado por tres partículas principales: los electrones, los protones y los neutrones.

El electrón

En 1897, el científico inglés Joseph John Thomson, al estudiar la emisión y transmisión de energía a través del espacio, descubrió que existían partículas con carga eléctrica

negativa, a los cuales llamó corpúsculos. En 1909, el científico norteamericano Robert Millikan llamó a estos corpúsculos electrones y calculó su carga ($-1,6 \times 10^{-19}$ coulombs).

Con base en su carga, Millikan también fue capaz de describir la masa del electrón, la cual quedó definida como 9×10^{-31} kg.

El descubrimiento del electrón le permitió a Thomson proponer en 1904 uno de los primeros modelos del átomo, el del panqué de pasas, ya visto en el curso de Ciencias 2. Con la ayuda del maestro, discutan de manera grupal, el modelo atómico de Thomson.

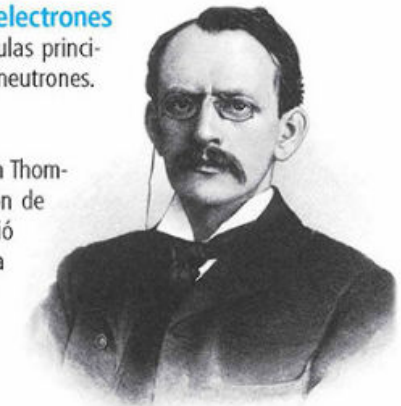


Fig. 2.16 Joseph John Thomson, científico británico descubridor del electrón y los isótopos, e inventor del espectrómetro de masa.

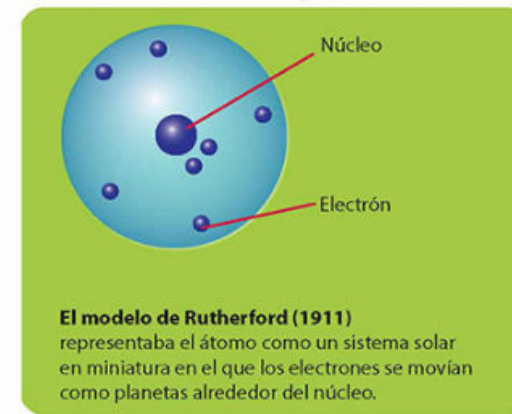


Fig. 2.17 Representación del modelo de Rutherford.

El protón

El protón fue descrito por el químico neozelandés Ernest Rutherford en 1918. Por medio de una serie de experimentos, este investigador descubrió que el átomo está formado por una corteza constituida por electrones que giran a gran velocidad alrededor de un núcleo muy pequeño en el que se concentran tanto la masa como la carga positiva del átomo.

Rutherford denominó a las partículas que se encuentran en el núcleo del átomo y que tienen carga positiva con el nombre de protones. A medida que éstos se estudiaron se definió que tenían la misma carga de los electrones, pero que su masa era de 1.67×10^{-27} kg.

Con este descubrimiento, Rutherford fue capaz de proponer un modelo atómico. Con ayuda de su maestro discutan grupalmente el tema.

El neutrón

Una tercera partícula que es muy importante para comprender la estructura del átomo es el neutrón, descubierto en 1932 por el físico inglés James Chadwick. Se localiza en el núcleo del átomo y es eléctricamente neutro. Su masa es equivalente a la del protón.

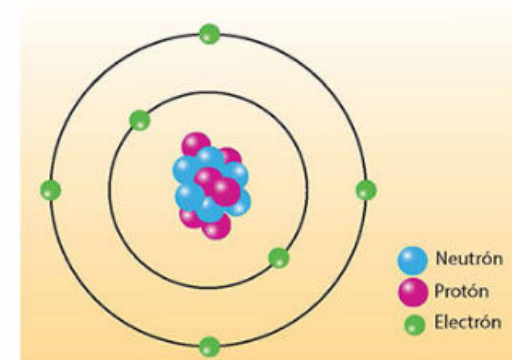


Fig. 2.18 Los neutrones son partículas de carga eléctrica neutra localizadas en el núcleo del átomo.



Fig. 2.19 Niels Henrik David Bohr, físico danés que realizó contribuciones fundamentales para la comprensión de la estructura del átomo.

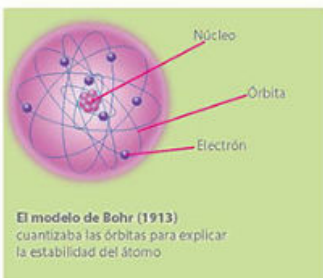


Fig. 2.20 Representación del modelo atómico de Bohr.

Modelo atómico de Bohr

Con base en las partículas ya señaladas, el científico danés Niels Bohr definió, en 1913, un modelo a partir del átomo de hidrógeno mientras intentaba explicar la estabilidad de la materia y el hecho de que ciertos gases son capaces de absorber y emitir energía. Explicó que los electrones giran en órbitas alrededor del núcleo atómico, el cual está formado por protones y neutrones.

Describió la órbita más cercana al núcleo como la de menor energía y fue capaz de identificar cada órbita en la que podían moverse los electrones mediante un número entero, llamado número cuántico principal.

El modelo atómico de Bohr tiene tres enunciados principales:

1. Los electrones describen órbitas circulares en torno al núcleo del átomo sin emitir energía.
2. No todas las órbitas están permitidas para el electrón.
3. El electrón sólo absorbe o emite energía para saltar de una órbita a otra; al hacer esto, absorbe o emite un fotón cuya energía es igual a la diferencia entre ambos niveles.

Con la siguiente actividad se aumentará el conocimiento sobre el modelo atómico de Bohr.

Aplica

Formen equipos y representen el átomo de helio utilizando el modelo atómico de Bohr. Ese átomo tiene dos electrones, dos protones y dos neutrones. Pueden utilizar para ello diversos materiales como bolitas de unicel, plastilina, palos de madera y alambre para hacer sus representaciones.

Contesten las siguientes preguntas:

1. ¿Sería igual de fácil representar un átomo de un elemento como el argón que tiene 18 protones, 18 electrones y 18 neutrones?
2. ¿Cómo creen que se acomodarían los electrones alrededor del núcleo?
3. ¿Habría más de una órbita en la que los electrones estarían girando?

Con ayuda del maestro observen todos los modelos que se construyeron. Discutan si todos se adaptan al modelo de Bohr y, si hay alguno que no, indiquen por qué. Lleguen a una conclusión sobre cómo se acomodarían los electrones de un elemento como el argón alrededor del núcleo atómico.

La organización del átomo

Según el modelo atómico de Bohr, los protones quedan compactos dentro del núcleo atómico junto con los neutrones, mientras que los electrones giran alrededor del núcleo en una nube electrónica. De acuerdo con este modelo atómico de Bohr, los electrones no giran alrededor del núcleo en una órbita única, sino en varias. Esto motiva a imaginar el tamaño que tendría la órbita de un elemento como el plomo para poder contener 82 electrones girando a gran velocidad. Si esto sucediera, seguramente esos electrones chocarían entre sí provocando que el átomo de plomo fuera altamente inestable.

Para explicar la manera en la que los electrones se acomodan en distintas órbitas alrededor del núcleo atómico, el científico alemán Erwin Schrödinger postuló que todos los electrones poseen una cantidad determinada de energía. Con esto en mente, propuso que los electrones pueden acomodarse en distintos subniveles energéticos alrededor del núcleo atómico. Explicó en este sentido que los electrones se ajustan en el subnivel que tiene la misma cantidad de energía que ellos, lo que hace al átomo más estable. A este arreglo se le denomina **configuración electrónica**.

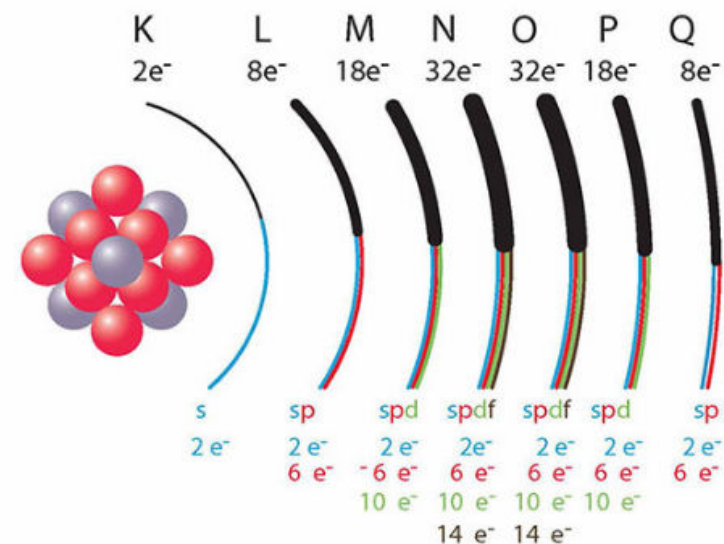


Fig. 2.21 Los modelos del átomo de Bohr y Schrödinger mencionan que los electrones giran en orbitales de distintos tipos.

Curiosidades químicas

En julio de 2012, científicos del Centro Europeo para la Investigación Nuclear confirmaron el descubrimiento de una partícula mucho más pequeña que los electrones, protones y neutrones. Se le dio el nombre de bosón de Higgs y es la responsable de que todos los objetos del universo tengan masa.

Glosario

configuración electrónica. Forma en la que se distribuyen los electrones en subniveles energéticos definidos.

Páginas de consulta

Visita este sitio para profundizar sobre el modelo atómico de Bohr.

<http://100ciainteractiva.webnode.es/modelo-atomico-de-bohr>

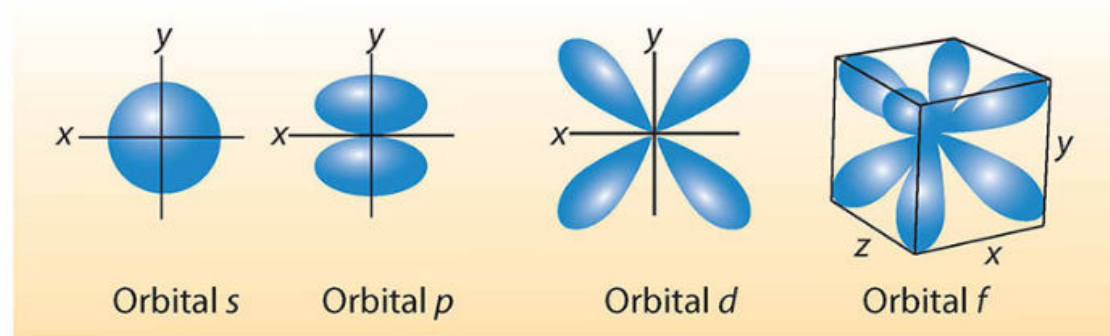


Fig. 2.22 Los orbitales s , p , d y f fueron propuestos por Schrödinger.

Orbital	Electrones máximos permitidos
s	2
p	6
d	10
f	14

Tabla 2.1 Electrones máximos permitidos por orbital.

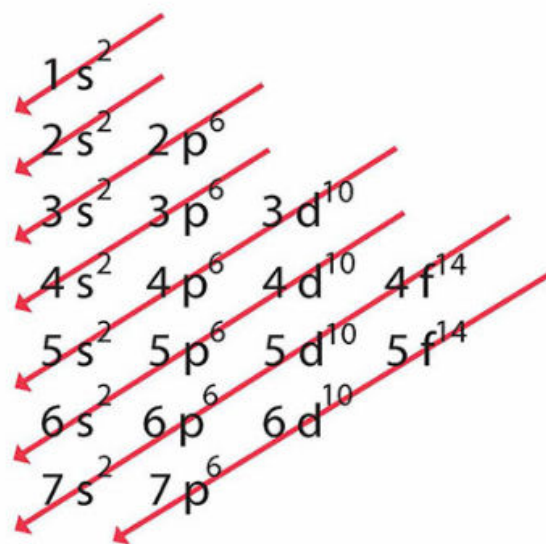


Fig. 2.23 Regla para el llenado de orbitales atómicos.

Enlace químico

El científico Gilbert Lewis se basó en el modelo atómico de Bohr para proponer que los electrones de la órbita o capa más alejada del núcleo tenían un papel fundamental en la unión con otros átomos. A estas partículas negativas se les llamó electrones de valencia, porque desde la perspectiva de la química valencia se refiere a la capacidad de combinación que tiene un átomo. Consecuentemente, se denominó capa de valencia a la órbita más distante del núcleo.

Para que un átomo sea lo más estable posible, sus electrones deben ubicarse en los orbitales y subniveles de manera ordenada. Primero llenan los subniveles energéticos más internos, ocupando los orbitales s , luego los p , después los d y, por último, los f . Cada uno de los orbitales puede aceptar un número máximo de electrones (tabla 2.1).

Para entender cómo se llenan los orbitales de un átomo y obtener su configuración electrónica, se usa una regla representada de manera gráfica (fig. 2.23).

Una serie de flechas cruzan los subniveles de energía s , p , d y f . Al lado derecho, como superíndice, hay un número pequeño; en el nivel s todos son 2; en el p , 6; en el d , 10, y en el f , 14. Así se indica el número máximo de electrones que caben en cada subnivel. Observa que la primera flecha cruza el subnivel $1s^2$. Éste se llena con dos electrones; si un átomo tiene más de dos electrones, se procede a llenar el siguiente subnivel, en este caso el $2s^2$. Posteriormente, se ocupa el $2p^6$ y así sucesivamente, dependiendo del número de electrones que quepan en cada uno.

En el subnivel energético 1 sólo hay orbitales con forma s ; en el 2 son de formas s y p , y así sucesivamente. No en todos los subniveles energéticos hay orbitales de todas las formas.

Según Lewis, los gases nobles, como el neón y el argón, tienen ocho electrones en su capa de valencia de manera natural; por eso mismo, no tienden a formar enlaces con otros elementos químicos, lo que los vuelve sumamente estables.

Así, Lewis propuso que los elementos participantes en un enlace buscan adquirir la estructura de un gas noble, es decir, quedar con ocho electrones en su capa de valencia, lo que les permite ser tan estables como los gases nobles. A esto se le llamó *regla del octeto*. Los únicos elementos que no cumplen con ella son el hidrógeno, que sólo posee un electrón, y el helio, con dos.

Para facilitar la comprensión de la regla del octeto, Lewis propuso una representación gráfica en la que se colocan los electrones de valencia alrededor del símbolo químico de un elemento, representando cada electrón con un punto. Los puntos se ubican uno por uno teniendo en cuenta que caben dos puntos como máximo en cada uno de los cuatro lados del símbolo.

Con la regla del octeto y su representación es posible esquematizar la cantidad de electrones de valencia que tiene un elemento químico y la manera en la que se enlaza con otro elemento. Vamos a tomar como ejemplo el cloruro de potasio.



Fig. 2.26 Los alquimistas fueron los precursores del uso de símbolos químicos.

La simbología en la química

Como se revisó anteriormente, la alquimia es precursora de la química moderna y entre sus legados más importantes está el uso de símbolos para representar a los diferentes elementos químicos. En 1885 Berthelot, en su tratado *Los*

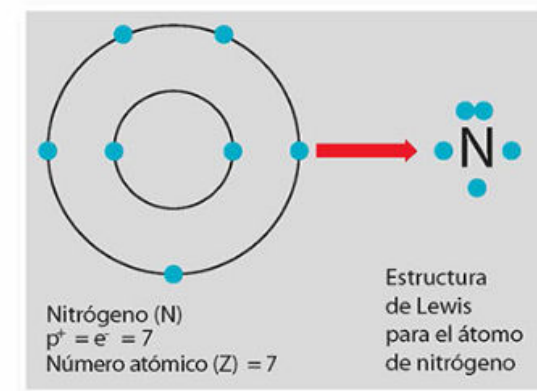


Fig. 2.24 El nitrógeno tiene cinco electrones de valencia, que en un diagrama de Lewis se representan con puntos alrededor del símbolo químico correspondiente.

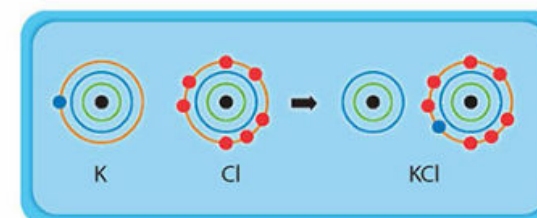


Fig. 2.25 Representación de la formación de un enlace entre el cloro y el potasio.

El cloruro de potasio está formado por un átomo de potasio y un átomo de cloro. Si se observa la figura 2.25, podrá apreciarse que el átomo de cloro tiene siete electrones en su capa de valencia, mientras que el potasio cuenta únicamente con uno.

Así, cuando el potasio y el cloro se enlazan, se produce un fenómeno en el cual el primero cede su electrón de valencia al segundo para que éste pueda completar su octeto. El potasio, por otro lado, al ceder este electrón, "pierde" su capa de valencia, por lo que la inferior a ésta se convierte en su nueva capa de valencia, la cual tiene el octeto completo porque, como se recordará, antes de llenar una nueva, las inferiores deben estar llenas.



Fig. 2.27 Representación y simbología utilizada para el oro (del latín aurum).

orígenes de la alquimia, recopiló una serie de representaciones utilizadas por griegos y egipcios para determinar algunos compuestos simples.

Los alquimistas empleaban el símbolo del Sol, la Luna y Saturno para representar metales que se conocían en la antigüedad como el oro, la plata y el plomo, respectivamente.

Gracias a los trabajos de John Dalton, esto cambió drásticamente, ya que en su obra *Nuevo sistema para la filosofía química*, inventó una serie de símbolos arbitrarios para representar los elementos que se conocían en su época.

Sin embargo, fue el químico Jöns Jacob Berzelius quien propuso la manera de caracterizar los elementos químicos. Él tuvo la idea de representarlos con las dos primeras letras de su nombre en latín, añadiendo la segunda únicamente en caso de ser necesario. La primera letra siempre es mayúscula, y la segunda, minúscula.

La simbología con la que se representan los distintos elementos químicos nos es útil para representar las fórmulas químicas de átomos, moléculas e iones.

Átomos y moléculas

Los átomos de cualquier elemento se representan utilizando únicamente el símbolo correspondiente; por lo tanto, un átomo de oro se representará como Au, uno de plata como Ag y uno de boro como B. Esta regla aplica para un átomo de cualquier elemento.



Fig. 2.28 Molécula de bromo, átomos de plomo y boro.

Una molécula puede definirse como el conjunto de dos átomos enlazados entre sí que forman un sistema estable y eléctricamente neutro. Para explicar cómo se representan distintas moléculas, cabe utilizar como ejemplo a las sustancias simples. Discutan en grupo, brevemente, sobre el concepto de *sustancia simple*.

Sustancias simples como el nitrógeno o el oxígeno se representan utilizando el símbolo químico del elemento que las compone y un subíndice que indica el número de átomos que están enlazados; para el nitrógeno, la representación sería N_2 , y para el oxígeno, O_2 .

Las fórmulas químicas

Una característica muy importante de los compuestos es que poseen una fórmula química, que indica cuáles son los elementos que los forman, así como las proporciones en las que se encuentran (véase sección de Anexos, p. 230).

En las fórmulas pueden encontrarse dos tipos de indicadores de cantidad: los *subíndices* y los *coeficientes*.

- Los subíndices se colocan a la derecha del símbolo de un elemento e indican la cantidad de átomos del mismo que están presentes en el compuesto.
- Los coeficientes, por otro lado, se ubican a la izquierda de la fórmula química y señalan la cantidad de moléculas de ese compuesto.

El sufijo del lado derecho del símbolo químico de un elemento nos indica el número de átomos de éste que se encuentran presentes en un compuesto. Se omite cuando sólo hay un átomo.

Un ejemplo es el tetracloruro de carbono. Su fórmula química es CCl_4 . En ésta puede observarse que hay un subíndice al lado derecho del símbolo del cloro (Cl). Este subíndice expresa que hay cuatro moléculas de cloro en este compuesto. El carbono no tiene subíndice, lo que determina que únicamente hay un átomo de ese elemento. Así, el tetracloruro de carbono está compuesto por un átomo de carbono y cuatro átomos de cloro.

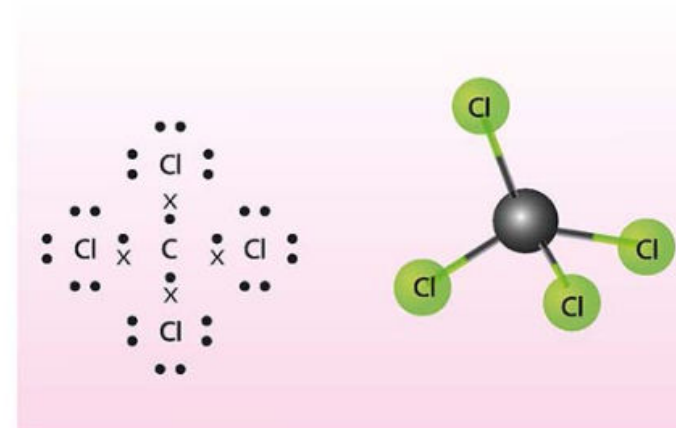


Fig. 2.29 Fórmula química y representación de Lewis del tetracloruro de carbono.

Los iones

Un ion es un átomo o grupo de átomos con una carga eléctrica neta positiva o negativa. Como se recordará, los átomos son eléctricamente neutros pues poseen el mismo número de protones y electrones. El número de los primeros no cambia durante una reacción química; sin embargo, los electrones son importantes para formar enlaces y, por lo tanto, un átomo puede perder o ganar electrones al tratar de completar su octeto.



Fig. 2.30 Representación de aniones y cationes.

Cuando un átomo pierde electrones queda con una carga neta positiva y forma un catión. El potasio es un buen ejemplo, ya que al tener un solo electrón en su capa de valencia tiende a cederlo o perderlo para completar su octeto; al hacerlo, queda en forma de catión.

Por otro lado, tenemos que si un átomo gana electrones, queda con una carga neta negativa y forma un anión. El cloro es un buen ejemplo, ya que tiene siete electrones en su capa de valencia y, para completar su octeto, generalmente acepta electrones de otros átomos; al hacer esto, queda en forma de anión.

Páginas de consulta

Consulta el siguiente sitio web para complementar tus conocimientos sobre los modelos atómicos.

http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atomos/modelos.htm

Ambiéntate

Imagina que se presenta la siguiente situación:

Eres un estudiante en el laboratorio de Niels Bohr; él es un hombre muy ocupado y, a pesar de que ya pensó en un nuevo modelo para el átomo, no tiene tiempo para hacer su representación tridimensional. Por ello, te ha pedido que se lo prepares. Lo único con lo que cuentas es con la descripción que hizo del átomo y con una serie de materiales. Tu modelo debe incluir las partes del átomo: protones, neutrones y electrones. Para hacer tu trabajo puedes utilizar cualquier elemento, en el entendido de que necesitas investigar su número de protones, neutrones y electrones. Además, Bohr te solicitó que marques de un color diferente los electrones de valencia y que, de ser posible, uses tu modelo del átomo para explicar alguno de los tipos de enlace (iónico, covalente o metálico).

Material

- Bolas de unicel de distintos tamaños
- Plastilina
- Alambre metálico
- Pinturas vinílicas de colores
- Pinceles
- Hilo



Fig. 2.31 Material requerido para desarrollar la actividad.

Manos a la obra

Con la ayuda de los materiales de la lista, elaboren un modelo tridimensional del átomo y de los diferentes tipos de enlace.

Cuestionario

1. ¿Qué tan fácil es imaginar la localización de las distintas partículas subatómicas en un modelo tridimensional?
2. ¿Qué tuviste que hacer para poder representarlas? ¿Crees que tu representación sea parecida a un átomo real? ¿Por qué?
3. ¿Piensas que las partículas subatómicas que representaste en tu modelo sean todas las que existen? ¿Por qué? Investiga otros tipos de partículas subatómicas.

Discutan con el profesor las características representadas en su modelo. Expliquen por qué colocaron cada partícula en un lugar determinado del modelo y analicen si esa localización se adapta a lo que se ha descubierto del átomo. Para poder discutir estos puntos, deben hacer una investigación previa para contar con las bases teóricas que justifiquen su modelo.

Disposición de desechos

Todas las sustancias usadas en esta experiencia pueden desecharse en la basura; recuerda separar los materiales que puedan reciclarse.

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

Precipitando el conocimiento

- Observa a tu alrededor y enlista los objetos metálicos que veas.
 1. ¿Qué propiedades tienen los metales para que sean utilizados en la fabricación de los objetos que apuntaste?
- Con ayuda de sus compañeros y del profesor, hagan una lista de algunas propiedades de los metales que observen o conozcan. Al final del estudio de este tema, comparen lo que sugirieron con lo que ya saben y completen sus conocimientos.

¿Alguna vez has visto qué tiene un cable de luz por dentro? En su interior tiene un conjunto de filamentos de cobre muy delgados, cuya finalidad es conducir la electricidad. Los metales se conocen desde la prehistoria y su utilización en la fabricación de herramientas y armas marca uno de los puntos clave en la historia de la humanidad.



Fig. 2.32 El ser humano utilizó metales desde la época prehistórica para la fabricación de herramientas y armas.

Glosario

aleación. Mezcla homogénea sólida de dos o más metales.

En un principio, se utilizaban sólo los metales que se encontraban en estado puro, como el oro o la plata; pero, con el paso del tiempo, el hombre descubrió la manera de hacer **aleaciones** entre diferentes metales, obteniendo así el bronce (cobre y estaño) y el latón (cobre y zinc).

Éstos se hallan ampliamente distribuidos en la naturaleza, por lo que es más fácil encontrarlos en forma de minerales, los cuales se depositan en el subsuelo. Las minas son depósitos a partir de los cuales se extraen metales a gran escala.

Las características físicas y químicas muy particulares de los metales se reflejan en sus propiedades y aplicaciones. Los más abundantes en el planeta son el aluminio, el hierro, el calcio, el magnesio el sodio, el potasio y el titanio.



Fig. 2.33 El enlace metálico proporciona las propiedades características de estas sustancias.

Todas las propiedades específicas de los metales están dadas por un enlace característico denominado *enlace metálico*.

En los átomos de la plata y de todos los elementos metálicos los electrones de las capas más externas son atraídos hacia el núcleo atómico de manera débil, lo que les permite moverse con mayor libertad. Al tener esta capacidad, estos electrones (conocidos como electrones libres) pueden separarse del átomo produciendo iones metálicos positivos (Ag^+ , Mg^{2+} , Ca^{2+} , etcétera). Éstos se acomodan entonces en una estructura característica conocida como *crystal metálico*.

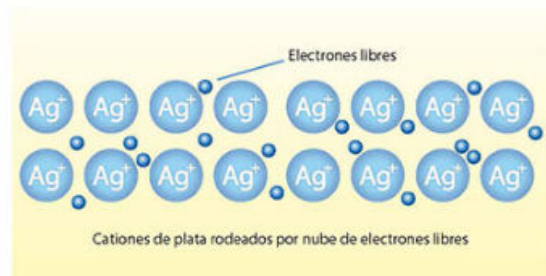


Fig. 2.34 Representación del enlace metálico.



Fig. 2.35 La maleabilidad es la propiedad de los metales para formar delgadas láminas.

peado con un martillo, los núcleos positivos se empujan unos contra otros hasta quedar formados en una hilera y se mantienen unidos por los electrones móviles que caracterizan al enlace metálico.

Ductilidad

La ductilidad es una propiedad de los metales que les permite ser estirados en largos cables sin romperse. La ductilidad de los metales permite que sean aplicados en el área de la electricidad, ya que los cables eléctricos están fabricados a partir del cobre, metal sumamente dúctil.

Otro metal ampliamente empleado debido a su gran ductilidad es el acero. Aprovechando que puede estirarse sin romperse, se usa sobre todo en el área de la construcción para reforzar el concreto. Con esto se logra que los edifi-

Los iones metálicos están fuertemente empaquetados entre sí y los electrones libres forman una nube alrededor de ellos. Esta nube puede moverse a través de la red formada por estos iones. Así, todos los iones positivos del metal quedan unidos mediante una nube de carga negativa que los envuelve. Ésta se mueve libremente alrededor de los iones metálicos y a ella se deben las propiedades de los metales.

Propiedades de los metales

Maleabilidad

La maleabilidad se refiere a la capacidad de los metales para hacerse láminas al ser golpeados con objetos como los martillos. Uno de los elementos más maleables es el oro y, desde la antigüedad, se producían delgadas láminas de éste para recubrir distintas superficies.

Por esta propiedad, el aluminio puede trabajarse para producir varios metros de papel aluminio; el platino para fabricar joyería, y la plata tiene aplicaciones en la medicina y en la electrónica.

Los metales son maleables porque en su estructura hay un gran número de electrones móviles, los cuales actúan como un pegamento que mantiene los núcleos positivos de los átomos metálicos juntos. Cuando un metal es golpeado con un martillo, los núcleos positivos se empujan unos contra otros hasta quedar formados en una hilera y se mantienen unidos por los electrones móviles que caracterizan al enlace metálico.



Fig. 2.36 La ductilidad es la capacidad de los metales para formar largos hilos.

cios sufran pocas deformaciones por acción de grandes fuerzas, y que estas afectaciones no provoquen mayores presiones en las paredes o cimientos.



Fig. 2.37 Thomas Alva Edison perfeccionó la bombilla eléctrica.

Conductividad eléctrica

Se refiere al movimiento de partículas que tienen una carga eléctrica a través de un conductor. Como ya se dijo, los metales son excelentes conductores de electricidad, pues los electrones tienen una carga negativa y, por tanto, los electrones libres pueden moverse a través de un cable metálico produciendo una corriente eléctrica.

Por la gran capacidad de los metales para conducir la electricidad, son utilizados en la fabricación de cables, circuitos eléctricos y microchips.

Curiosidades químicas

Las lámparas incandescentes o focos son dispositivos que producen luz cuando se calienta un filamento metálico. Thomas Alva Edison desarrolló una lámpara incandescente y muchos creen que él fue el inventor de la misma; sin embargo, otros investigadores, como Heinrich Goebel, ya habían patentado su lámpara mucho antes que Edison.

Brillo

Los metales brillan debido a que son capaces de reflejar una mayor cantidad de luz (en forma de fotones). Los electrones libres reflejan los fotones de la superficie del material metálico, lo que provoca que se vea muy brillante.

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

Los metales han sido utilizados a través de la historia en numerosas aplicaciones; pese a que el uso de muchos de ellos ha resultado inocuo, la explotación y el empleo irresponsable de otros han provocado graves daños al medio ambiente. A continuación se verán algunos de los metales más importantes, sus aplicaciones y los daños que pueden provocar.

Plomo

El plomo es uno de los metales más aprovechados por la humanidad. Es blando, sumamente maleable y dúctil, aunque es un mal conductor de electricidad. Es utilizado sobre todo para fabricar baterías. Debido a su gran densidad, también se usa para fabricar chalecos de protección para los médicos que trabajan con rayos X. Muchos tipos de soldaduras y pigmentos empleados en la fabricación de pintura igualmente contienen altas cantidades de plomo.

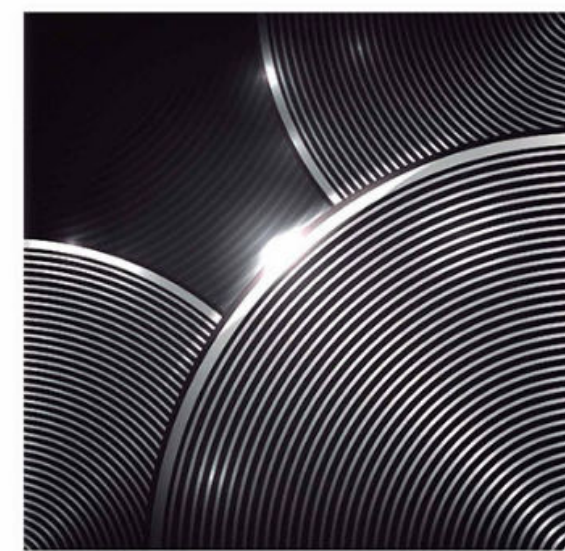


Fig. 2.38 El brillo metálico se da cuando los fotones de la luz inciden sobre un metal y son reflejados desde la superficie metálica por los electrones libres.



Fig. 2.39 Las baterías viejas pueden ser una grave fuente de contaminación por su contenido de plomo.

Además, reacciona con el aire y, por procesos de oxidación que suelen ser muy lentos, produce un compuesto conocido como hidróxido de plomo, el cual es soluble en agua y altamente tóxico.

Cuando éste y otros compuestos de plomo solubles alcanzan cuerpos de agua, pueden acumularse en animales y plantas acuáticas. Uno de los graves problemas con la contaminación por este metal es que sus compuestos solubles no tienen ningún sabor, así que pueden ser ingeridos por el ser humano sin que se dé cuenta. La intoxicación por plomo provoca una enfermedad conocida como saturnismo, la cual se caracteriza por producir anemia, ya que impide la síntesis de la proteína encargada de transportar el oxígeno en la sangre, la hemoglobina. Pero también suscita efectos tóxicos en el sistema nervioso y puede conducir a daños graves como sordera y demencia. Por ello, se trata de un metal cuyo uso hay que rechazar, limitar o reducir para evitar implicaciones negativas de salud y ambientales derivadas de su empleo.

Páginas de consulta

Reduce, reusa y recicla. Investiga más sobre las 3R en este sitio.

<http://www.greenpeace.org/mexico/es/Actual/Ecotips/Las-tres-r/>

Aluminio

Éste es plateado y muy ligero. De hecho, puede comprobarse que al tocar el papel aluminio prácticamente no pesa nada. Este metal es el más abundante en la corteza terrestre y forma parte de joyas preciosas como el rubí y el zafiro.

Su bajo peso lo hace sumamente conveniente para producir materiales de construcción; muchos de los marcos de las ventanas se hacen con él. También es útil para construir aviones y barcos. Tiene una elevada conductividad calorífica, por lo que sirve muy bien para fabricar utensilios de cocina.

Muchas de las latas de bebidas están fabricadas con él y su reciclado es una manera de conservar el medio ambiente, ya que este metal puede ser reutilizado varias veces. Por desgracia, el problema de contaminación por latas de aluminio arrojadas indiscriminadamente al entorno aumenta de manera preocupante, por lo que hay que ser conscientes de la importancia de reciclar.



Fig. 2.40 Si no se reciclan, las latas de aluminio (izq.) pueden ser una fuente de contaminación. El aluminio se utiliza para fabricar utensilios de cocina (der.).

El reciclaje involucra procesos en los cuales los desechos son reutilizados, luego de una transformación que permite emplearlos como materias primas o productos diferentes. Entre los objetivos del reciclaje se pueden citar la disminución de la contaminación y la protección de los recursos naturales, el ahorro de energía, la reducción de basura en rellenos sanitarios y el apoyo a la recolección de basura (a través de una separación de desechos en inorgánicos y orgánicos). Se dice que cerca de 90% de los desechos domésticos son reciclables.

Cobre

Por su parte, el cobre es un excelente conductor de electricidad. Su elevada ductilidad permite transformarlo en cables de cualquier diámetro y longitud, por lo que es muy utilizado en la fabricación de cable y líneas de alta tensión, así como en la instalación eléctrica de casas y edificios.

Los insecticidas, como el caldo bordelés y el verde de Schweinfurt, son unas de las aplicaciones más comunes del cobre, aunque cada vez está más difundida la utilización de bioinsecticidas, los cuales son menos tóxicos para el ser humano. En este sentido, las presentaciones del cobre como insecticida deben rechazarse para adoptar prácticas menos nocivas a la salud. El rechazo de productos de este tipo obligará a que las empresas manufactureras empleen sustitutos o alternativas menos tóxicas.

El cobre es un nutriente esencial para el ser humano, pues interviene en el desarrollo de los huesos y del tejido conectivo; además, ayuda al buen funcionamiento del sistema nervioso central. La Organización Mundial de la Salud (OMS) recomienda una ingesta mínima diaria de cobre de 2 mg, la cual puede cubrirse fácilmente, ya que éste está bien distribuido en plantas y animales.

Hierro

El hierro es un metal muy pesado que tiene aplicaciones importantes en la industria siderúrgica. Una de sus aleaciones más importantes es el acero (formado por cobre y carbono), que se usa para fabricar resistentes materiales de construcción.

A partir del sismo del 19 de septiembre de 1985, la legislación en la Ciudad de México cambió drásticamente y, en la actualidad, el reglamento incluye el uso de acero de alta resistencia para la construcción de edificios.

Esto aumenta la seguridad de las personas que trabajan o habitan en las edificaciones. El reúso del hierro y el acero es común, puesto que pueden ser empleados una y otra vez por su gran resistencia y durabilidad.

Sin duda, los metales son sumamente importantes para el ser humano; su uso adecuado y reciclaje son estrategias importantes para la mantención y cuidado del medio ambiente.

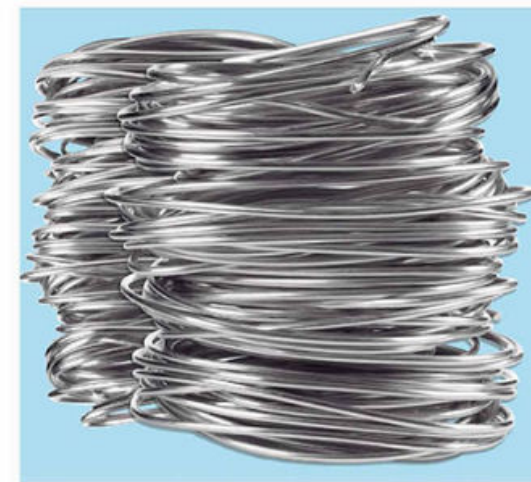


Fig. 2.41 El cobre se utiliza en la fabricación de cables eléctricos.

Curiosidades químicas

El cobre es esencial en pequeñas cantidades dentro del organismo. Existen enfermedades relacionadas con el exceso y deficiencia del cobre en el cuerpo. La enfermedad de Menkes es una de ellas. Comienza desde la etapa prenatal; el cobre se acumula en cantidades excesivas en el hígado, pero el resto de los tejidos se queda sin este mineral, lo que puede tener repercusiones letales.



Fig. 2.42 Los elementos de soporte en muchas construcciones son de acero.

Ambiéntate

Supón la siguiente situación:

Trabajas para la industria minera y durante una expedición a unos yacimientos profundos de plata que acaban de descubrir en las costas del Golfo de México, te topas con un extraño descubrimiento. Al golpear una pared, logras ver una roca muy brillante de color azul. Esta piedra tiene un destello muy característico que te hace pensar que podría ser un nuevo metal jamás descrito. La extraes con cuidado y la llevas a tu laboratorio. Cuando la ves sobre tu mesa te preguntas qué hacer para caracterizar ese metal. Investiga qué experimentos tendrías que hacer para analizar las propiedades de un metal. Plantea un procedimiento para cada una de las propiedades. Tales estudios deben estar justificados con el tipo de resultados que producirían y las posibles conclusiones a las que se podría llegar con ellos.

Cuestionario

1. ¿Todos los experimentos que planteaste son útiles para definir las características de un metal?
2. ¿Si tomaras un metal podrías analizarlo con ellos? ¿Tendrías que emplear algún otro experimento? ¿Cuál?
3. ¿Consideras que es fácil o difícil describir las características de los metales? ¿Por qué?

Para concluir, con ayuda del maestro decidan cuáles de todos los procedimientos que se plantearon describen las características de los metales. Si ninguno es adecuado, en grupo, pueden inventar otro. Al final escojan un solo experimento, dibújenlo en una cartulina y péguenlo en el salón de clases.

Curiosidades químicas

En su Estudio Mundial de la Plata 2013, difundido en Nueva York, el Instituto de la Plata apuntó que la producción mexicana de este metal en el año 2012 se ubicó en 162 millones de onzas o 5046 toneladas, su máximo histórico. Luego de México, China y Perú fueron los mayores productores de plata en 2012. Por tercer año consecutivo, México ocupa el primer lugar en producción de este metal precioso.

Adaptado de: <http://www.dineroenimagen.com/2013-04-24/19241>
(Consulta: 5 de mayo de 2013).

Segunda revolución de la química

Precipitando el conocimiento

- Observa todos los objetos que hay en tu salón: cuadernos, lápices, mesas, sillas, un pizarrón, ventanas, vidrios, etcétera. ¿Con qué criterio los clasificarías? ¿Qué características de los materiales escogerías para hacerlo? Para hacer esto se recomienda que formes primero grupos grandes y luego organices los objetos en subgrupos, tomando en cuenta otras características de los mismos.
- Con ayuda del maestro discutan sobre la manera en la que clasificaron los objetos del salón de clases; comenten ampliamente las características que cada uno escogió para clasificar los objetos.

El orden en la diversidad de las sustancias: aportaciones del trabajo de Cannizzaro y Mendeleiev

Lavoisier fue clave en la primera revolución de la química; la segunda revolución de esta materia vino con los trabajos de un científico ruso, Dimitri Mendeleiev, y de uno italiano, Stanislao Cannizzaro.

Antes de este último no había una distinción clara entre átomos y moléculas. Él se dedicó a estudiar el trabajo de otros importantes investigadores como Gay-Lussac, Berzelius y, sobre todo, a Avogadro.

Cannizzaro utilizó para sus trabajos la hipótesis de Avogadro que expresa que los gases elementales (como el hidrógeno y el oxígeno) no son átomos, sino agregados de átomos (en general dos), a los que dio el nombre de *moléculas*. Tomando en cuenta esto, basó sus estudios en la molécula de hidrógeno.



Fig. 2.43 Cannizzaro describió la diferencia entre masa molecular y masa atómica.

Con la mencionada hipótesis de Avogadro, tomó esa molécula (H_2) y le dio un peso hipotético de 2, y al átomo de hidrógeno (H), un peso hipotético de uno. A partir del peso de ese átomo, se dedicó a determinar también el de los elementos conocidos hasta ese momento. Así, fue capaz de elaborar una distinción clara entre átomos y moléculas, definiendo, además, las masas atómicas y moleculares de muchas sustancias.

En 1860 presentó su trabajo en el Primer Congreso Internacional de Química. La labor de este investigador fue ampliamente aplaudida por científicos de toda Europa, ya que ayudó a aclarar muchas dudas existentes sobre las masas de los átomos.

La labor de Cannizzaro fue mejorada a lo largo del tiempo por diversos investigadores, como el químico belga Jean-Servais Stas, quien en 1865 utilizó una *masa atómica* de 16 para el oxígeno como estándar para determinar la de diferentes elementos, encontrando que no todos los átomos tienen como masa un número entero. Stas apoyó en gran medida el sistema periódico que propuso posteriormente Dimitri Mendeleiev.

En 1914 se le otorgó el Premio Nobel de Química a Theodore Richard Williams por describir las masas atómicas de más de 25 elementos utilizando una aproximación de cuatro números decimales. Sus trabajos lo hicieron miembro de la Comisión Internacional de Pesos Atómicos. A medida que pasó el tiempo y gracias a los trabajos de Stas, pudo definirse la masa atómica relativa de un elemento que es la masa de un átomo del mismo, en comparación con la masa de un átomo de oxígeno, que conservó la masa determinada por Stas de 16.0000.

El Sistema Internacional de Unidades utiliza los daltones (Da o unidades de masa atómica) como unidad de medida para las masas atómicas y moleculares. Un dalton está definido como la doceava parte (1/12) de la masa de un átomo de carbono ^{12}C , por lo que la masa del carbono es igual a 12 Da (o 12 uma). Es probable que si se investiga se encuentre que la denominación uma sigue siendo muy empleada; sin embargo, es importante no olvidar que los términos uma y Dalton son equivalentes.

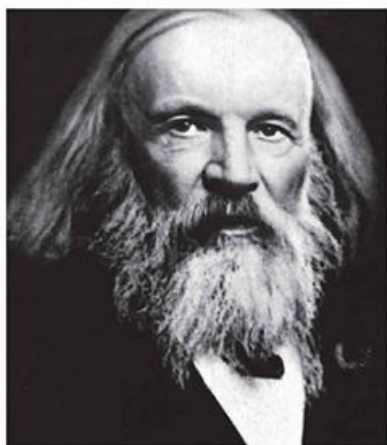


Fig. 2.44 Dmitri Mendeleiev, químico ruso, fue el creador de la tabla periódica de los elementos.

Las aportaciones de Mendeleiev

Todos los elementos conocidos y aquellos que se descubren se clasifican dentro de una tabla periódica, la cual fue propuesta en 1869 por el científico ruso Dimitri Mendeleiev.

Sin embargo, antes de que éste propusiera su famosa tabla, una serie de investigadores ya habían hecho sus esfuerzos para tratar de clasificar los elementos. Uno de los primeros en intentarlo fue el químico alemán Johann Dobereiner, quien formó grupos de tres elementos a los que denominó como triadas, en las cuales los pesos atómicos promedio de los elementos de los extremos eran parecidos al peso atómico de aquel que había sido ubicado en el centro. Si suponemos que una triada estaba formada por elementos con pesos atómicos de 19, 40 y 68, al sumar $68 + 19$ y dividirlo entre 2, obtenemos 43.5, un peso muy cercano al del elemento de en medio de esta triada hipotética que sería 40.

Grupo A Elemento	Masa atómica	Grupo B Elemento	Masa atómica	Grupo C Elemento	Masa atómica
N	14.0	Ca	40.1	Cl	35.5
P	31.0	Sr	87.6	Br	79.9
As	74.9	Ba	137.3	I	126.9

Fig. 2.45 Dobereiner fue el primero en clasificar a los elementos en grupos de tres, a los cuales denominó triadas.

Este acomodo de Newlands estaba basado en los estudios del geólogo francés Alexandre Bréguier, quien encontró que al colocar a los elementos en forma de espirales, ordenados según su masa atómica, las triadas de Dobereiner se alineaban. Este acomodo fue denominado "tornillo telúrico", pero tampoco gozó de aceptación.

Posteriormente, el químico alemán Julius Lothar Meyer, organizó los elementos a partir de sus volúmenes atómicos. Este acomodo mostraba ya un orden a partir del cual se podían inferir tendencias entre los diferentes elementos.

Fue gracias a los trabajos de estos investigadores que el ruso Dimitri Ivanovich Mendeleiev pudo proponer su tabla. En ésta, ordenó los 63 elementos que se conocían en aquel entonces e ideó una forma para clasificarlos; con ello, pudo describir con exactitud las masas atómicas y las propiedades de algunos elementos.

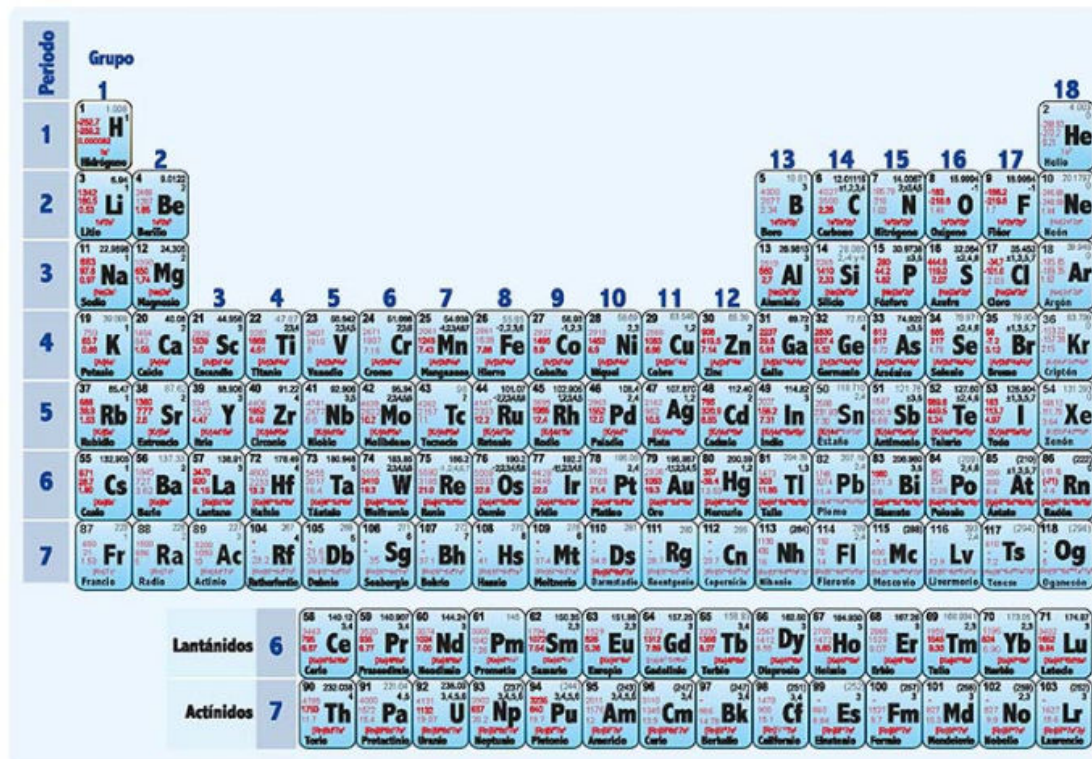


Fig. 2.46 La tabla periódica moderna es una herramienta muy útil, pues en ella se concentran numerosos datos sobre los elementos. Consulta la versión ampliada que se incluye en la página 229.

Mendeleiev los colocó dentro de su tabla según el orden creciente de sus masas atómicas; así, logró que todos aquellos que tenían propiedades parecidas quedarán clasificados en un grupo. Tomando en cuenta la idea de las octavas de Newlands, Mendeleiev revisó su tabla en el año de 1891 y clasificó los elementos en columnas verticales formadas por grupos de ocho.

Con ayuda de este sistema, Mendeleiev predijo y detalló propiedades físicas y químicas que tendrían elementos que aún no habían sido descubiertos. Nombró, por ejemplo, al eka-aluminio (el prefijo eka proviene del sánscrito y significa "primero": de esta manera, el eka-aluminio sería el primer elemento bajo el aluminio, en ese mismo grupo). Cuando se descubrió el galio, el cual se ubica debajo del aluminio en la tabla periódica actual, pudo verse que tenía propiedades similares al eka-aluminio descrito por Mendeleiev, lo que le dio mucha validez a su tabla.

Antes de la aparición de los medios masivos de comunicación, era muy difícil para los científicos comunicar sus resultados. Los viajes largos se hacían en tren o en barco y era mucho más complicado que hoy en día asistir a reuniones o congresos donde se pudieran debatir ideas nuevas.

Páginas de consulta

Visita este sitio para conocer más acerca de Mendeleiev y sus aportaciones a la química.

http://cea.quimicae.unam.mx/Estru/tabla/06_Mendeleiev.htm



Fig. 2.47 Los resultados del trabajo de los científicos se dan a conocer por su publicación en revistas especializadas.

En la época de Cannizzaro y Mendeleiev, la única manera de compartir resultados era asistiendo a congresos, a los cuales los científicos más renombrados del momento acudían a presentar sus investigaciones y discutirlos. Sólo así era posible que el conocimiento se divulgara y hubiera avances en el trabajo científico.

Los viajes se han simplificado y uno puede ir de un país a otro en pocas horas. Los congresos se siguen llevando a cabo, sólo que ahora son más comunes y suelen celebrarse cada año. Además, en la actualidad hay tantas ramas en la investigación científica que se hacen reuniones para temas tan específicos como aquellos en los que únicamente acuden especialistas que estudian determinadas células, como el espermatozoide, o las propiedades de materiales recientemente desarrollados, como los plásticos.

A principios del siglo xx había revistas en las que los científicos escribían sus descubrimientos para compartirlos con otros investigadores; sin embargo, estas publicaciones eran locales y no se distribuían en todo el mundo, por lo que la divulgación de resultados se veía limitada. Actualmente hay una gran cantidad de ellas, muchas

de las cuales son de libre acceso a través de internet. Las revistas también se hacen cada vez más específicas, y en algunas sólo se publican temas relacionados con áreas muy concretas de la ciencia.

Aplica

- Busca en diferentes revistas artículos en los que se divulguen temas científicos. Junta varios textos de este tipo y pégalos en una cartulina. Trata de explicarlos a tus compañeros de clase.
- Con ayuda del maestro, discutan sobre la importancia de promover la ciencia. Comenten aquellos artículos de divulgación que consideren más relevantes.

En la actualidad, científicos de todo el mundo trabajan incesantemente para publicar sus datos experimentales, ya que con éstos pueden empezar a llevarse a cabo nuevas averiguaciones y es posible el surgimiento de líneas de investigación jamás pensadas.

La ciencia y su desarrollo dependen en gran medida de la divulgación de los resultados obtenidos por la experimentación y la investigación. Es claro que sin esa dinámica la ciencia no podría avanzar.

Catalizando el conocimiento

Ambiéntate

Para desarrollar la actividad supón la situación que se presenta:

Siempre has vivido en un pueblo en la provincia de Francia. El día de hoy cumples 15 años y tu padre te ha dicho que es momento de que busques una profesión. No sabes qué hacer, nunca

habías pensado en buscar un empleo y no tienes idea de cuáles son tus habilidades. Has ordeñado vacas y cuidado ovejas, pero sinceramente no es un trabajo que te guste. También tienes los conocimientos necesarios para cultivar trigo y hacer pan, pero tampoco estarías muy conforme con ser agricultor.

Muy preocupado por esto te vas a caminar al pueblo; piensas que tal vez entre la gente puedas encontrar una profesión ideal para ti. Cuando pasas al lado de una tienda que nunca habías visto, observas un letrero que dice "Se solicita clasificador". Interesado, entras al local y preguntas por el empleo. El dueño del lugar te dice que está a punto de retirarse y que desea dejar su tienda a la primera persona que demuestre habilidades extraordinarias para desarrollar sistemas de clasificación. Le dices que quieres intentarlo y te pone un reto.

Te pide que pienses en una escuela y que clasifiques todo lo que puedas encontrar en ella. Todo lo que hay deberá caber en cinco cajas. Cada una llevará en la tapa una palabra que identifique su contenido. Así, te pone el siguiente ejemplo:

"Si piensas en clasificar las cosas de una granja y quieres encontrar un pollo, tal vez la tapa de la caja deba decir 'Animales', así podría buscarse al plumífero en esa caja; por otro lado, si se desea buscar leche o huevos, posiblemente la tapa tendría que decir 'Productos de la granja', lo que haría buscar en esa caja automáticamente". Su ejemplo te deja todo clarísimo así que pones manos a la obra.

Elabora una hipótesis para contestar la pregunta: ¿Qué criterios puedes usar para clasificar las cosas que hay en una escuela?

- Manos a la obra**
Crea cinco categorías para clasificar todas las cosas que hay en una escuela (incluyendo a las personas que trabajan y estudian en ella).
- De manera grupal, hagan una lista de 50 objetos que puedan encontrar en un plantel escolar; cada alumno va a escribir cada uno de esos 50 objetos en un pedazo de papel. En cada caja introduzcan 10 pedazos de papel que estén de acuerdo con la clasificación de la tapa de la caja, no puede haber más ni menos. Prepárense para ser evaluado por el dueño de la tienda.
- Cuestionario**
Compartan en equipo sus criterios de clasificación. De cada uno deberá salir un ganador, el cual será aquel que haya clasificado los 50 objetos de la manera más congruente. ¿Son parecidos los sistemas de clasificación de todos los miembros del equipo? ¿Cuál de los sistemas fue el más congruente? ¿Por qué? ¿Qué diferencias tiene con el tuyo?
- Para concluir, los ganadores de cada equipo pasarán al frente del salón a explicar cómo hicieron su clasificación. Con ayuda del maestro se escogerá a un ganador, quien comentará las dificultades que encontró.

Tabla periódica: organización y regularidades de los elementos químicos

Precipitando el conocimiento

Realiza de nuevo una observación de los objetos a tu alrededor. ¿Puedes suponer de qué elementos están formados? ¿Cuáles crees que son los elementos más abundantes en la tierra? ¿Por qué piensas que es así?

Prepara dos listas, una de los elementos que consideres más importantes para el ser humano y otra de los que piensas que componen a los objetos que hayas analizado. Procura incluir alimentos en tu listado. ¿Qué elementos presentes en los alimentos pueden ser importantes para la vida? ¿Por qué?

Discutan la relevancia que tienen los elementos químicos para el ser humano.

La tabla periódica de los elementos es una herramienta sumamente útil para clasificar y comprender las propiedades de los distintos elementos químicos que se encuentran en la naturaleza. Pero... ¿Cómo se lee la tabla periódica? ¿Qué propiedades de los elementos pueden conocerse a través de su uso? ¿Para qué sirve saber todo ello?

La tabla periódica es útil porque permite conocer las propiedades de los distintos elementos y entender cómo funcionan éstos dentro del cuerpo, lo cual sirve para cuidar la salud o para reconocer las propiedades de ciertas sustancias y predecir cómo interactuarían con otras para desarrollar nuevos materiales.

Regularidades en la tabla periódica de los elementos químicos representativos

Esta tabla recibe su nombre de una propiedad de los elementos llamada *periodicidad*. Ésta fue descrita por el químico inglés Henry Gwyn Moseley. Él fue el primer investigador en demostrar experimentalmente que las propiedades de los elementos están en función de su número atómico Z , el cual corresponde al número de protones presentes en el núcleo de un átomo. Fue gracias a las aportaciones de Moseley y al trabajo de Mendeleiev que la tabla periódica adquirió la forma que hoy conocemos.



Fig. 2.48 Henry Moseley, físico y químico inglés; justificó, de manera experimental y cuantitativa, el concepto de número atómico.

En la tabla periódica, los elementos con mayor carácter metálico se encuentran orientados hacia la izquierda, mientras que los no metálicos y los gases nobles se sitúan al lado derecho.

Las filas verticales que la componen se conocen como familias; dentro de ellas se agrupan elementos con propiedades físicas y químicas similares. La tabla periódica incluye 18 familias, las cuales se numeran de izquierda a derecha del 1 al 18.

A las filas horizontales se les denomina periodos y en ellas se clasifican los elementos con base en el orden creciente de su número atómico. Tales periodos pueden ser de distinta longitud; en el primero únicamente se encuentran dos elementos, el hidrógeno y el helio; en el segundo hay 8 elementos, y en el cuarto, 18. La longitud de un periodo está relacionada con el número de electrones que caben en los distintos orbitales químicos, según el modelo atómico de Bohr. Todos los elementos que componen un periodo tienen el mismo número de orbitales.

Carácter metálico, valencia, número y masa atómica

Carácter metálico

La tabla periódica puede, de manera inicial, dividirse en tres grandes grupos: los metales, los no metales y los metaloides.

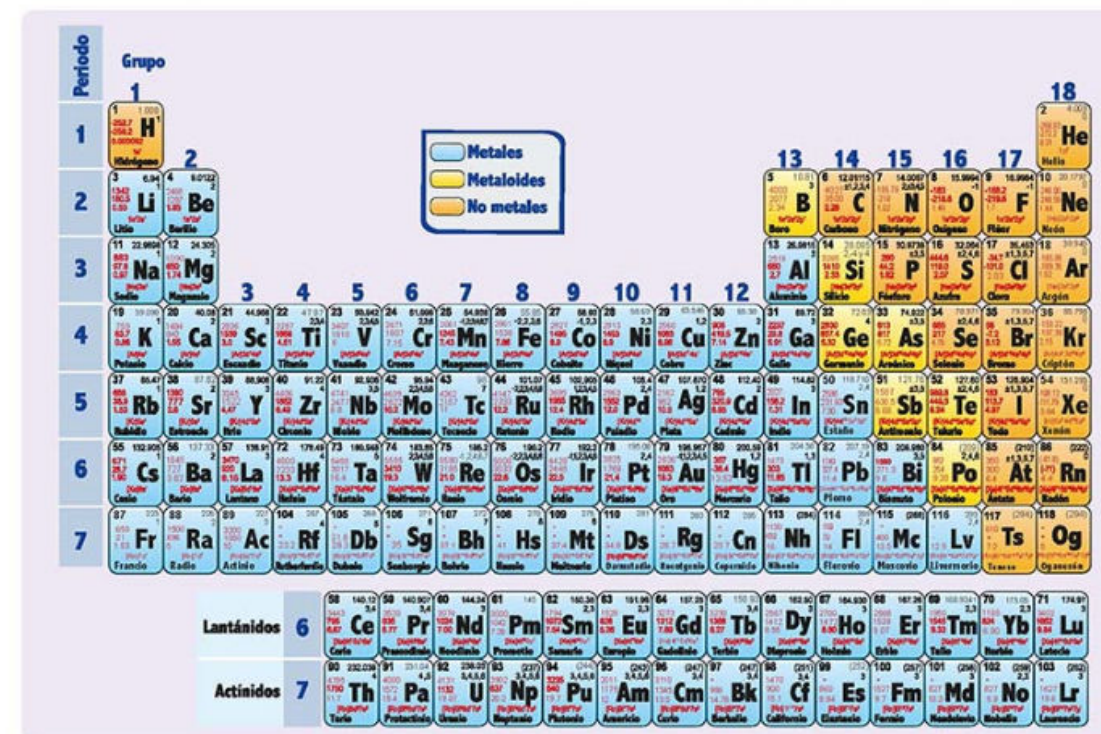


Fig. 2.49 En la tabla periódica, se clasifica a los elementos como metálicos, no metálicos o metaloides.

Metales. Si se observa la tabla periódica, podrá notarse que la mayoría de los elementos son metales; la característica más importante de ellos es que, al combinarse con otros elementos, son capaces de ceder sus electrones de valencia para formar iones positivos. Las propiedades metálicas aumentan de derecha a izquierda y de arriba hacia abajo en la tabla periódica.

Bloque 2

No metales. Del lado izquierdo de la tabla periódica están agrupados los no metales. Éstos tienen propiedades opuestas a las de los elementos metálicos. Son aislantes y conducen poco la electricidad. Suelen conformar enlaces iónicos con los metales, ganando electrones. También son capaces de formar enlaces covalentes con otros no metales, en cuyo caso comparten pares de electrones.

A diferencia de los metales son opacos, comúnmente son quebradizos (incapaces de formar enlaces metálicos), y generalmente no son buenos conductores del calor y electricidad.

Metaloides. Estos elementos poseen propiedades intermedias entre los metales y los no metales y es difícil clasificarlos. Sin embargo, se considera que los metaloides son semiconductores del calor y la electricidad. En la tabla periódica, los metaloides se encuentran en una línea diagonal que va desde el boro hasta el ástato; a la izquierda de los mismos están los no metales y, a la derecha, los metales. Las aplicaciones de los metaloides son amplias y algunos de ellos, como el silicio, se utilizan ampliamente en la industria electrónica para la fabricación de circuitos y microprocesadores.

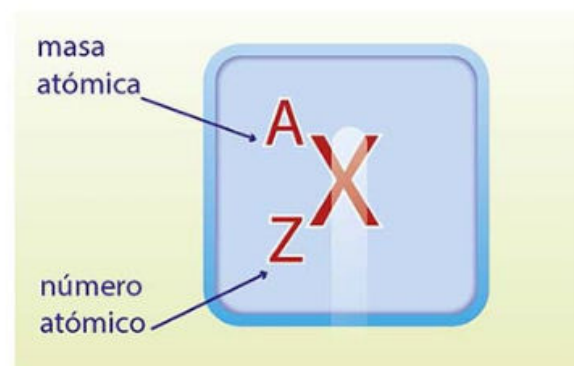


Fig. 2.50 Símbolo X, su número atómico sería Z y su masa atómica A.

Número atómico y masa atómica

El número atómico Z representa la cantidad de protones en el núcleo del átomo de un elemento. Ya que la mayoría de los átomos son eléctricamente neutros, el número atómico corresponde también al de electrones en el átomo (únicamente para átomos neutros).

El *número de masa o masa atómica* (simbolizado por la letra A) equivale al número total de protones y neutrones presentes en el núcleo. Los átomos de todos los elementos tienen protones y neutrones, con excepción del hidrógeno (que carece de neutrones).

Valencia

Todos los elementos de un grupo tienen el mismo número de electrones en su último nivel de energía, por lo que sus propiedades al momento de enlazarse y formar iones son similares. Como se ha analizado anteriormente, esos electrones son conocidos como electrones de valencia e indican la capacidad de un átomo para combinarse. La valencia de cada elemento corresponde al número de la familia en la que se encuentra. Por tanto, el sodio tiene una valencia de 1, mientras que la del magnesio es 2.

Páginas de consulta

En las páginas de internet que se indican a continuación, podrás aprender más sobre la tabla periódica. Da clic en cada elemento para saber más sobre él.

<http://www.phtable.com/?lang=es>

Después de examinar la tabla, resuelve los ejercicios sugeridos en la parte de abajo de esta página:

http://www.lamanzanadenewton.com/materiales/aplicaciones/ltp/lmn_mat_tp01.html

El número de protones de un elemento siempre permanece constante, por lo que al conocer el número de ellos en un elemento es posible saber de qué elemento se trata. Algunos tienen el mismo número de protones pero distinto número de masa (pues hay diferente cantidad de neutrones); a estos elementos se les conoce como *isótopos*.

La siguiente actividad ayudará a comprender mejor la manera en la que los números atómicos y las masas atómicas pueden ser útiles para identificar un elemento. Se recomienda el uso de la tabla periódica.

Aplica

Consulten su tabla periódica y completen la tabla.

Elemento	Símbolo	Número de protones	Masa atómica	Elemento	Símbolo	Número de protones	Masa atómica
Carbono				Rubidio			
	N				Au		
		29				43	
	S				Ag		
			9.0122				63.546
		13				76	
Cesio					Cd		
	Po			Bismuto			

Contesta las siguientes preguntas:

- ¿Puede reconocerse un elemento por su número de protones?
- ¿Y por su masa atómica?
- ¿Qué indica el símbolo químico de un elemento?
- ¿Existe relación entre la masa atómica y el número atómico de un elemento? Justifica tu respuesta.
- ¿A qué es equivalente el número de protones en un átomo neutro?

Con ayuda del maestro discutan sobre la manera en la que se pueden utilizar los números atómicos y másicos para reconocer un elemento químico.

Importancia de los elementos químicos para los seres vivos

Los elementos de la tabla periódica se encuentran distribuidos en toda la naturaleza (a excepción de los sintetizados químicamente); sin embargo, la materia viva está constituida por seis que son los principales y base de todas las biomoléculas conocidas en la actualidad.

Carbono. Es el elemento más abundante en los seres vivos. Su número atómico es 6 y su símbolo es C. El carbono puede formar cuatro enlaces covalentes sencillos y es gracias a esta propiedad que tiene la posibilidad de integrar largas cadenas, compuestos cíclicos y otras estructuras muy complejas.

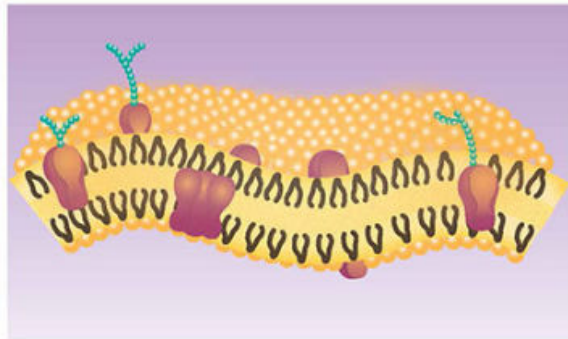


Fig. 2.51 Diferentes componentes celulares, como las membranas, están formados por compuestos carbonados.

Los seres vivos están constituidos por células y cada una de ellas, a su vez, está integrada por organelos microscópicos, los cuales químicamente están formados por una gran variedad de compuestos. Por ejemplo: la membrana de las células está compuesta por moléculas conocidas como ácidos grasos. Estos ácidos grasos están conformados por largas cadenas de carbono, las cuales se acomodan y unen entre sí estableciendo una estructura regular e hidrofóbica denominada bicapa lipídica, la cual constituye a las membranas que limitan a las células de su entorno. El carbono es un elemento importante estructuralmente los seres vivos; sin embargo, también está involucrado en otros procesos.

Hidrógeno. Es otro elemento presente en una gran cantidad de biomoléculas. Forma parte de muchas moléculas orgánicas, como son los carbohidratos, los lípidos y los aminoácidos. Su presencia ayuda a éstas a interactuar y a enlazarse entre sí por medio de un tipo de enlace llamado *punte de hidrógeno*.

Éste es un enlace muy característico en los organismos vivos, en el que no se ceden ni comparten electrones, por lo que se le considera muy débil. Para que se forme un puente como éste se necesita que los hidrógenos que se van a enlazar estén unidos covalentemente a átomos muy electronegativos, como el oxígeno, para que se integre así un enlace covalente polar del que se hablará más adelante.

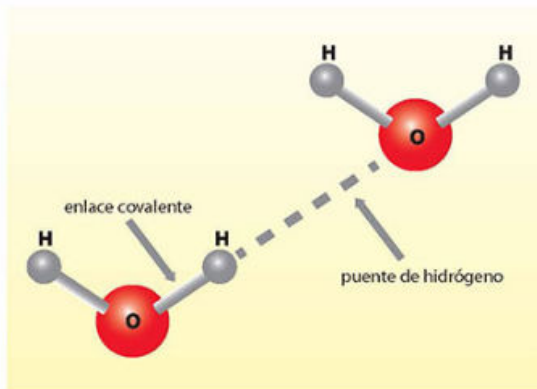


Fig. 2.52 Formación de puente de hidrógeno entre dos moléculas de agua.

Oxígeno. Elemento no metálico altamente reactivo con número atómico de 8 y símbolo químico O. Interactúa con un gran número de compuestos formando óxidos. Es el segundo elemento más electronegativo de la tabla periódica, el tercero más abundante del universo (detrás del hidrógeno y el helio) e integra casi la mitad de la masa de la Tierra.

El oxígeno es de gran importancia para los seres vivos. Forma parte del agua y de un gran número de moléculas orgánicas. En la atmósfera, se encuentra en forma diatómica (O₂). La serie de reacciones químicas que ocurren para que el oxígeno circule en todo el planeta recibe el nombre de ciclo del oxígeno.

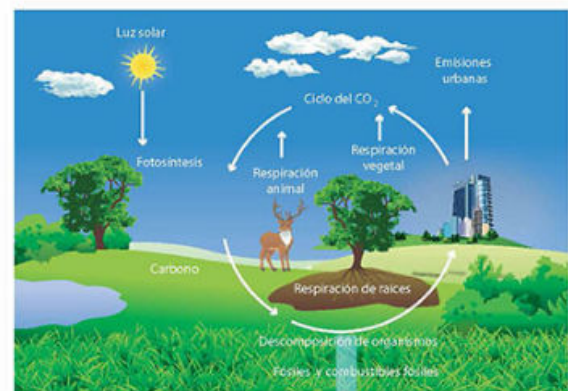


Fig. 2.53 Representación esquemática del ciclo del oxígeno en la Tierra.

En él, plantas, animales y seres humanos constituyen una parte integral, pues intercambian oxígeno y dióxido de carbono constantemente.

Los organismos aerobios, como los mamíferos y las bacterias, utilizan el oxígeno de la atmósfera para llevar a cabo la producción de ATP mediante la degradación de glucosa, en un proceso conocido como respiración (no confundir con la respiración que implica el intercambio de gases en los pulmones).

Durante esta respiración se produce una reacción química global que se muestra a continuación:

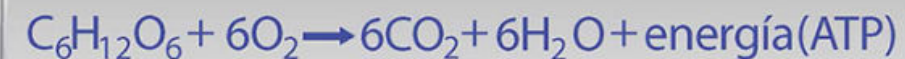


Fig. 2.54 Reacción de respiración celular.

La degradación de la molécula de glucosa en presencia de oxígeno da como productos dióxido de carbono y agua. El oxígeno necesario para la degradación de la glucosa se obtiene mediante la respiración pulmonar; en los pulmones se produce el intercambio de gases y, en el momento de la exhalación, liberamos CO₂.

El oxígeno, por tanto, es importante también para que los seres vivos obtengan la energía necesaria para existir. Las plantas son las encargadas de liberar oxígeno al ambiente y lo hacen mediante un proceso conocido como fotosíntesis, a través del cual utilizan el CO₂ de la atmósfera para producir materia orgánica, oxígeno y agua, como se muestra en la siguiente reacción.



Fig. 2.55 Reacción de fotosíntesis.

La respiración y la fotosíntesis son procesos complementarios, ambos importantes para mantener un equilibrio entre los seres vivos.

Nitrógeno. Muchas de las biomoléculas que componen a los seres vivos presentan nitrógeno en su estructura química. Éste es un elemento de número atómico 7 y símbolo N que, en condiciones normales, forma parte de 78% de la atmósfera terrestre, presentándose en forma de N₂.

Para que el nitrógeno pueda pasar de la atmósfera a los seres vivos se lleva a cabo un ciclo biogeoquímico muy importante, conocido como *ciclo del nitrógeno*. El nitrógeno atmosférico es transformado en amoníaco por un grupo de bacterias conocidas como *fijadoras de nitrógeno*. El amoníaco es posteriormente transformado en nitritos y después en nitratos, los cuales pueden ser asimilados por las plantas.

Fósforo. Es un elemento químico con número atómico 15 y símbolo químico P. Es muy abundante en la naturaleza, aunque nunca está en su forma nativa, ya que es muy reactivo; pertenece a la familia del nitrógeno. El fósforo forma parte de dos biomoléculas esenciales para la vida, el ADN y el ARN, con las cuales las células almacenan y transmiten la información genética.

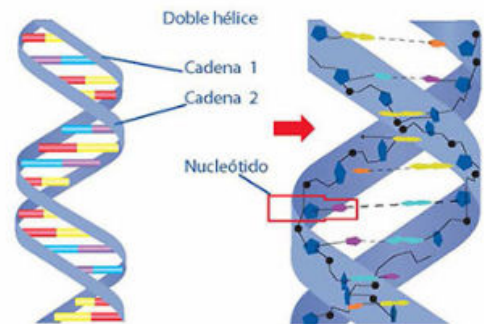


Fig. 2.56 La información genética de los seres vivos se almacena en forma de ADN.

Curiosidades químicas

En 2009 la astrobióloga estadounidense Felisa Wolfe-Simon aisló de un lago contaminado con arsénico un microorganismo capaz de incorporar este elemento a su ADN, en vez de fósforo. El arsénico se enlaza al oxígeno dentro del ADN de la misma manera en la que el fósforo lo hace. Este descubrimiento es muy importante para la comunidad científica, ya que abre la posibilidad de que otros elementos químicos formen parte de las macromoléculas orgánicas que se conocen en la actualidad.

También está presente en las moléculas de ATP que, como ya se mencionó, son la moneda energética de los seres vivos. La energía se obtiene a partir de éstas, cuando se rompen los enlaces que mantienen al fósforo unido a las mismas; este rompimiento provoca que se liberen grandes cantidades energéticas.

Azufre. Éste es un elemento químico con número atómico 16 y símbolo químico S. Es esencial para la vida, ya que es parte de biomoléculas muy importantes para los seres vivos: las proteínas.

Éstas están formadas por largas cadenas de aminoácidos, los cuales son básicos para la nutrición del ser humano. Las proteínas están involucradas en gran número de procesos fundamentales para las personas, ya que pueden tener un sinfín de formas y actividades dentro del cuerpo humano.

El cabello y las uñas, por ejemplo, están hechas de una proteína denominada colágeno; así también los anticuerpos necesarios para protegernos contra las enfermedades y las enzimas que aceleran las reacciones químicas son proteínas indispensables para el metabolismo.

El azufre es parte de dos aminoácidos esenciales para la vida: la cisteína y la prolina. Las proteínas son de diferentes formas y esto les confiere funciones específicas. Éstas se mantienen fijas gracias a un tipo de enlace que se establece entre dos cisteínas, los puentes disulfuro, los cuales confieren estabilidad a la estructura de muchas de las proteínas que se conocen.

Estos elementos son esenciales para la vida y, sin embargo, están presentes en distintas formas dentro de la naturaleza. Esto habla de la gran variedad de combinaciones que existen entre todos ellos y de su importancia.

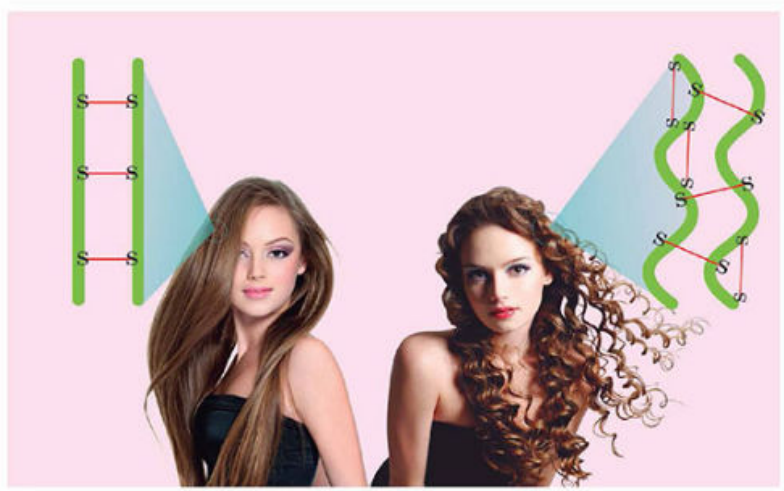


Fig. 2.57 Mujeres con cabello lacio y ondulado.

Páginas de consulta

En este sitio podrás encontrar información complementaria sobre biomoléculas

<http://www.profesorenlinea.cl/Ciencias/Biomoleculas.html>

Ambiéntate

Desarrolla la actividad suponiendo la situación que se presenta:

Mendeleiev te ha pedido que clasifiques una serie de objetos cotidianos utilizando su tabla periódica. Con esto, pretende que los químicos del mundo vean que todos los objetos están hechos de los elementos incluidos en ella. Te ha solicitado que por cada elemento pongas un objeto y que éste sea representativo de algunas de las propiedades del elemento en cuestión. Tú sabes que algunos elementos son sintéticos y que no hay ningún material fabricado con ellos, así que éstos quedarían fuera de la clasificación.

Investiga sobre los elementos de la tabla periódica y busca objetos de la vida cotidiana cuyos componentes naturales sean ellos. Prepara un sistema en el que coloques un objeto debajo de su respectivo elemento. Resumiendo: todos los elementos estarán representados con un material o sustancia de la naturaleza y tu labor será investigar cuáles incluir.



Cuestionario

1. ¿Encontraste objetos o sustancias que representaran cada elemento de la tabla periódica?
2. ¿Qué criterios utilizaste para escoger cada uno: la abundancia de un elemento en él o las propiedades que le da al objeto un elemento químico determinado? Escribe tu criterio a continuación.

Para concluir, con ayuda del maestro, discutan las diferencias entre crear un sistema de clasificación o utilizar uno ya establecido. Expresen la dificultad de encontrar un objeto que correspondiera a cada elemento de la tabla periódica. Consideren también la importancia de comprender las características de cada elemento químico.

Revisa

Insecticidas de proteína

Agricultores de todo el mundo pierden miles de millones de dólares anualmente con el ataque de plagas sobre sus plantíos. Algunos estudios revelan que en Brasil alrededor de 30% de los principales cultivos es diezmado por insectos y otras plagas, tales como ácaros y hongos. Para combatir este problema, los agricultores tienen a disposición un vasto arsenal de insecticidas químicos, bioinsecticidas y, desde hace algún tiempo, las llamadas proteínas pesticidas que, cuando se les inserta en el material genético de las plantas –por eso se convierten en organismos genéticamente modificados–, actúan como biopesticidas, matando a determinados tipos de insectos, hongos e incluso virus. La producción de toxinas proteicas más empleadas hoy en día corre por cuenta de bacterias de la especie *Bacillus thuringiensis*.

Adaptado de: <http://revistapesquisa.fapesp.br/es/2005/10/01/desarrollan-un-insecticida-de-proteina/>
(Consulta: 14 de marzo de 2013).

Enlace químico

Precipitando el conocimiento

Antes de comenzar, responde en tu cuaderno lo siguiente:

1. ¿Qué hace falta para que dos átomos se enlacen entre sí? ¿Qué partes del átomo están involucradas en el enlace?
2. ¿Qué son los electrones de valencia? ¿Cuántas maneras crees que existen para que un átomo pueda completar su octeto?

Con ayuda del maestro discutan grupalmente sus respuestas a las preguntas anteriores.



Fig. 2.58 Kossel fue un importante científico en el desarrollo de los modelos de enlace.

Modelos de enlace: covalente e iónico

Hasta este momento se ha estudiado la composición de los átomos, las características de la tabla periódica de los elementos y la existencia de moléculas y compuestos que son conjuntos de átomos que se enlazan entre sí.

Ahora se verá con mayor detenimiento la manera en la que los átomos pueden enlazarse entre sí.

La historia de este tipo de enlace comienza con el químico alemán Walther Kossel en 1916. Él estableció que las reacciones químicas se producen por la pérdida o ganancia de electrones por parte de los átomos que participan en ellas, adquiriendo así la configuración de un gas noble (con ocho electrones en su capa de valencia).

Tiempo después, los químicos estadounidenses Gilbert Newton Lewis e Irving Langmuir estudiaron de manera independiente compuestos que forman enlaces iónicos y covalentes; con ellos demostraron que los átomos que se enlazan adquieren la configuración electrónica de un gas noble, probando así las teorías de Kossel.

Hoy en día se conoce esto por una simple regla. Se sabe que las cargas opuestas se atraen porque al estar unidas adquieren una mayor estabilidad que si están separadas. Tal estabilidad se alcanza cuando el número de electrones que posee un átomo en su último nivel energético es igual a ocho. Como los núcleos de los átomos tienen carga positiva, para dos átomos que no cumplen el octeto es mejor compartir o ceder electrones para alcanzar la estabilidad; así, los electrones pasan un mayor tiempo entre los núcleos de los átomos que en otro lugar.

El enlace químico es, por tanto, una fuerza que mantiene unidos a los átomos para formar compuestos. Se basa, principalmente, en la fuerza eléctrica (dada por la carga) que se presenta en dos átomos enlazados.

Relación entre las propiedades de las sustancias con el modelo de enlace: covalente e iónico

Existen dos tipos principales de enlace en los que pueden cederse electrones o pueden compartirse pares de ellos; éstos son el enlace iónico y el enlace covalente, respectivamente.

Enlace iónico

Cuando se forman compuestos entre elementos metálicos y no metálicos, los átomos de ambos se unen por un enlace iónico, dado por la diferencia de cargas que hay entre ellos. Las sales, que son compuestos formados por la unión de un metal y un no metal (véase sección de Anexos, pp. 230-231), son un ejemplo de los compuestos generados por este tipo de enlaces.

Cuando se forma un enlace iónico, el elemento metálico es el que generalmente cede electrones al no metal. Al aportar estos electrones, adquiere una carga neta positiva (pues está perdiendo electrones que tienen carga negativa), mientras que el no metálico acepta esos electrones adquiriendo una carga neta negativa. Cuando esto sucede el no metal se transforma en un anión y el metal en un catión. Los aniones y los cationes se atraen por **fuerzas electrostáticas** muy intensas y quedan unidos fuertemente.

Ejemplo de ello puede verse en la sal de mesa o cloruro de sodio. El sodio (Na) tiene un electrón en su última capa de valencia, el cual cede fácilmente al cloro (Cl) para permitir que ambos elementos completen su octeto. Así, el sodio forma un ion positivo (Na⁺) mientras que el cloro uno negativo (Cl⁻).

- Son sólidos a temperatura ambiente; ninguno es un líquido o un gas
- Son buenos conductores del calor y la electricidad
- Tienen altos puntos de fusión y de ebullición
- Son solubles en solventes polares como el agua

Pueden representarse dos átomos enlazados utilizando los símbolos de puntos de Lewis. Para simbolizar el enlace iónico, de nuevo podemos tomar como ejemplo de nuevo al cloruro de sodio.

El cloro tiene siete electrones de valencia; por lo tanto, colocamos siete puntos a su alrededor. Por su parte, el sodio tiene sólo uno, por lo que le ponemos un punto. Cuando ambos elementos se enlazan, se obtiene el cloruro de sodio. Si tomamos en cuenta que el sodio cede un electrón al cloro, podemos visualizarlo en la estructura de puntos de Lewis.



Enlace iónico (Fuerza electrostática)

Fig. 2.59 Representación de la formación de cloruro de sodio, un compuesto iónico.

Una característica de las sustancias iónicas es su capacidad de formar redes cristalinas en estado sólido. Los sólidos cristalinos son frágiles y no pueden deformarse, sólo fracturarse.

Glosario

fuerza electrostática. Interacción que se da entre dos cuerpos con carga según la distancia a la que se encuentren uno de otro. Puede ser de atracción si poseen cargas distintas o de repulsión si tienen cargas iguales.

Enlace covalente

En el enlace covalente los átomos que lo constituyen comparten electrones para completar su octeto. Este enlace es muy común entre los no metales; en él se comparten dos electrones por dos átomos. Los electrones compartidos se esquematizan de manera simple en las estructuras de Lewis a través de una línea horizontal.

A diferencia de los compuestos iónicos, los covalentes tienen la facultad de presentarse en cualquier estado de agregación. Por lo general son malos conductores tanto del calor como de la electricidad, y sus puntos de fusión y ebullición son relativamente bajos. También son solubles en compuestos no polares como el tetracloruro de carbono y el benceno, y son insolubles en solventes polares como el agua.

Los átomos pueden formar distintos tipos de enlaces covalentes; una clasificación de los mismos, como la que se presenta enseguida, depende del número de electrones compartidos:

Enlace covalente simple o sencillo. En este tipo de enlace los átomos se unen por medio de un par de electrones compartidos. Un ejemplo es el que se forma entre el cloro y el hidrógeno para formar ácido clorhídrico, HCl.

Enlaces múltiples. Cuando dos átomos comparten dos o más pares de electrones, se habla de enlaces covalentes múltiples; si se trata de dos pares de electrones compartidos, es un enlace doble, como el que se encuentra en el dióxido de carbono; mientras que si comparten tres pares de electrones, se forman enlaces triples, como en el N_2 .

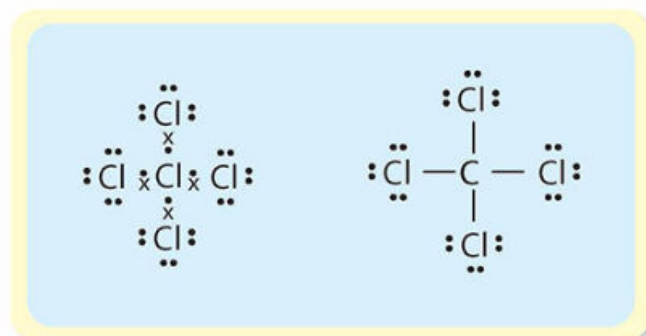


Fig. 2.60 Kossel fue un importante científico en el desarrollo de los modelos de enlace.

Revisa

Pigmentos fotosintéticos

El término pigmento es utilizado para describir una molécula que absorbe luz y presenta un color. Los pigmentos fotosintéticos tienen la capacidad de absorber la energía de la luz solar y hacerla disponible para los procesos metabólicos. En las plantas terrestres hay dos clases de pigmentos fotosintéticos: las clorofilas y los carotenoides. Su capacidad para absorber la luz del sol y utilizarla de manera efectiva está relacionada con su estructura molecular y su organización dentro de la célula; los pigmentos absorben la energía de los fotones a través de sus sistemas de enlaces dobles conjugados.

Adaptado de:
<http://passel.unl.edu/pages/informationmodule.php?idinformationmodule=1011797732&topicorder=2&maxto=10>
 (Consulta: 18 de abril de 2013).

Investiguen otras sustancias con enlaces dobles y triples y comenten sobre la relación que hay entre su estructura y propiedades.

Ambiéntate

Supón la situación que se presenta:

Has sido contratado por una empresa que se dedica a sintetizar sustancias químicas desconocidas. Tu trabajo es identificar los tipos de enlace que están presentes en cada una de las sustancias que acaban de sintetizarse. Tus jefes te solicitan que diseñes un protocolo para desarrollar tu actividad; para ello, basándote en las propiedades químicas de las sustancias de uso común, decides hacer una demostración.

Formula una hipótesis para dar respuesta a la siguiente pregunta: ¿es posible relacionar las propiedades de una sustancia con el tipo de enlace que la forma?

Material

- Tubos de ensayo
- Mechero
- Conductímetro (el que ya construiste)
- Vasos de precipitados
- Termómetro
- Azúcar
- Sal de mesa
- Alambre de cobre
- Arena

Manos a la obra

1. Determina el punto de fusión de cada una de las sustancias calentándolas con el mechero y observando el momento en el que cambian de sólido a líquido. Si no cuentas con un termómetro, toma en cuenta el tiempo que tardó cada sustancia en cambiar de estado.
2. Determina la solubilidad de las distintas sustancias en agua colocando un poco de cada una en un tubo de ensayo con agua; anota tus observaciones.
3. Utilizando tu conductímetro determina si las sustancias que estás probando son capaces de conducir electricidad en estado sólido y también en disolución.

Cuestionario

1. ¿Cómo determinarías el tipo de enlace que presenta cada sustancia basándote en sus propiedades físicas y químicas?
2. Investiga los tipos de enlace presentes en cada sustancia y relacionalos con las propiedades físicas y químicas que precisaste.

Para concluir, con ayuda del maestro discutan la relación entre las propiedades físicas y químicas de un compuesto y el tipo de enlace que lo forma.

Proyectos: ahora tú explora, experimenta y actúa Integración y aplicación

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

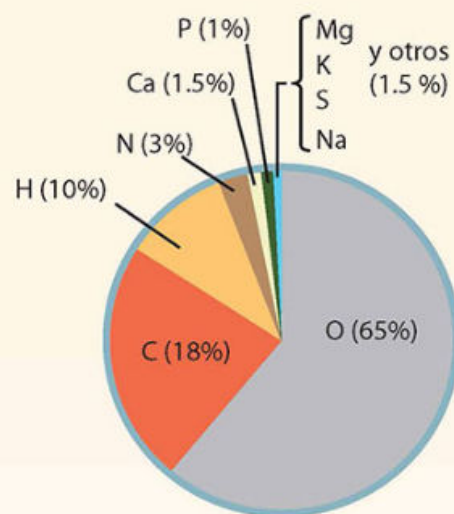


Fig. 2.61 Composición química del ser humano.

El cuerpo humano es una máquina impresionante cuyo funcionamiento se basa en el correcto balance entre todas las actividades que se dan en él. Químicamente, el cuerpo humano está compuesto por una gran cantidad de elementos, según los investigadores son casi 60 los que se han encontrado presentes; sin embargo, para muchos de ellos se desconocen las funciones exactas.

Hay cuatro elementos que componen aproximadamente 96% de nuestro organismo: el oxígeno, el carbono, el hidrógeno y el nitrógeno. El oxígeno y el hidrógeno se encuentran mayoritariamente en forma de agua. El 4% que falta está compuesto por los 56 elementos restantes, los cuales se encuentran en concentraciones variables. Conocer la importancia de los elementos en el cuerpo permite entender cómo es que éste funciona correctamente y nos permite prevenir enfermedades derivadas de las carencias de algún elemento en el cuerpo. Los cuatro elementos más abundantes en éste son:

Oxígeno. Aproximadamente 60% del cuerpo humano está constituido por agua. El oxígeno que forma parte de las moléculas de agua es el elemento más abundante en el cuerpo humano, estando presente en alrededor de 65%. Además del agua, forma parte de otras macromoléculas como el ADN y algunos azúcares. Es esencial para la vida, ya que el oxígeno gaseoso (O_2) forma parte del aire que respiramos y sin él la existencia en el planeta no sería posible para muchos seres que dependen de este gas para vivir.

Carbono. Es uno de los elementos básicos para la vida. Los átomos de carbono pueden enlazarse con una gran cantidad de elementos como el nitrógeno o el hidrógeno, formando así diferentes tipos de enlaces covalentes que le dan estructura y soporte a muchas macromoléculas orgánicas como los carbohidratos, las proteínas y los ácidos nucleicos. Además, los enlaces que forma con otros elementos como el fósforo pueden romperse, obteniéndose una gran cantidad de energía de los mismos, ya que en su mayoría, son enlaces de tipo covalente. Esto favorece el funcionamiento correcto de todas las células que componen al cuerpo humano.

Hidrógeno. Es uno de los elementos químicos más abundantes en todo el universo. Junto con el oxígeno, forma moléculas de agua que, como ya se mencionó, corresponden a 60% del cuerpo humano. Además, el hidrógeno está presente en otro tipo de moléculas sumamente importantes, los carbohidratos. El metabolismo de éstos es uno de los más relevantes en el cuerpo, ya que brinda una gran cantidad de energía y mantiene al cuerpo humano funcionando en óptimas condiciones.

Nitrógeno. Constituye aproximadamente 3% del cuerpo humano. Se encuentra presente en un sinfín de moléculas, tales como los aminoácidos, que son los monómeros que forman las proteínas. También están presentes en otras moléculas importantísimas como el ADN. Las deficiencias de nitrógeno en el organismo causan problemas graves sobre todo en el sistema nervioso central y en el aparato cardiovascular, así como en el funcionamiento correcto de los músculos del cuerpo.

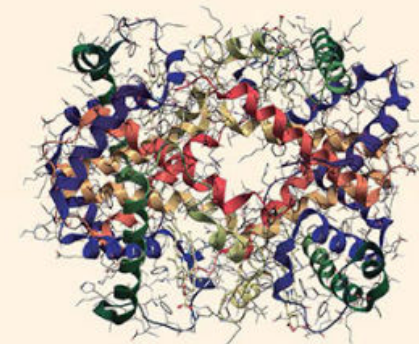


Fig. 2.62 La hemoglobina, constituida por átomos de C, H, O, N y Fe, es una biomolécula esencial en el transporte de oxígeno a través del cuerpo.

Formula preguntas

Comienza haciendo planteamientos como:

- ¿Cuál es la función de otros elementos químicos en el cuerpo humano?
- ¿Qué importancia tienen para el correcto funcionamiento del cuerpo?
- ¿Qué problemas están asociados a la deficiencia de esos elementos?
- ¿Cómo puedes obtener estos elementos para mantener tu cuerpo en condiciones adecuadas?

Diseña el proyecto

Planea un proyecto adecuado para contestar las preguntas formuladas. Puedes avanzar de pregunta en pregunta, buscando la manera de contestar cada una de ellas. Se sugiere una revisión bibliográfica extensiva, seleccionando los elementos que sean del mayor interés y para obtener los datos necesarios para contestar las preguntas. Sería interesante encontrar una manera de determinar la presencia de algunos elementos en los alimentos por medio de reacciones químicas. Investiga qué reacciones se utilizan en la industria alimentaria para llevar a cabo este tipo de determinaciones. Deduce la manera en la que puedes adaptarlas a tu proyecto, buscando los materiales adecuados para realizar este tipo de ensayos.

Comunica el proyecto

- Ahora busca maneras para comunicar los resultados de tu proyecto. Recuerda la importancia de informar a la comunidad acerca de lo aprendido.
- Se sugiere la elaboración de un tríptico. Escribe en él la importancia de cada uno de los elementos que investigaste, las fuentes de donde pueden obtenerse y la manera en la que es posible averiguar qué alimentos los contienen.
- Procura que este tríptico llegue a toda la escuela, para que promuevas la importancia de los elementos químicos en la salud del ser humano.

Por último, como cierre de proyecto, evalúen su desempeño individual, mencionando si lograron los objetivos planteados, las dificultades a las que se enfrentaron en cuanto a la búsqueda de información y entreguen a su profesor una pequeña ficha con los elementos indispensables para la vida, sus propiedades y las fuentes de donde podemos obtenerlos.

¿Cuáles son las implicaciones en la salud o el ambiente de algunos metales pesados?

Los metales pesados son una fuente importante de contaminación ambiental, producen daños severos al organismo y son sumamente peligrosos para el ser humano y otros seres vivos.

Revisa

Juguetes contaminados

Ante la llegada del mes de diciembre, cuando se acostumbra regalar a los niños juguetes, la Secretaría de Salud lanzó una recomendación hacia los padres de familia para que eviten hacer la compra de artículos que contengan pintura con plomo.

"Deben tomar la precaución de verificar bien que los juguetes que van a comprar a sus hijos no se encuentren contaminados, pues el único propósito es prevenir alguna complicación en la salud de los infantes". Los padres de familia deben observar que el producto infantil cuente con etiqueta y contra-etiqueta, donde se especifica cada una de las características que contiene el juguete. "Pero en caso de que el juguete provenga sin envoltorio, papel, caja o hule, debe verificar que no desprenda partes de pintura, que pueden ser dañinas para el menor", mencionó.

En México los juguetes están sujetos a una norma, pero hay otros que llegan al país proveniente de otras partes del mundo, explicó. Y para ello, se determinó que en esta temporada navideña, personal de la Cofepris habrá de visitar principalmente los negocios y jugueterías para verificar las condiciones de los productos que ingresan al país.

Adaptado de: http://www.lacapital.com.mx/noticia/17865-Alerta_Salud_a_evitar_la_compra_de_juguetes_con_plomo
(Consulta: 17 de marzo de 2013).

Formula preguntas

Comienza planteándote algunas preguntas como:

- ¿Cuáles son los efectos del plomo en el organismo?
- ¿Cómo puede saberse si una persona está intoxicada con plomo?
- ¿Qué métodos existen para cuantificar la cantidad de plomo en la sangre de una persona? ¿Y para medir la cantidad de plomo en la pintura o en suelo?

Diseña el proyecto

Se sugiere consultar en lugares o centros especializados para la detección de contaminantes. Puedes hablar con médicos y especialistas para contestar tus preguntas. Una vez que conozcas los métodos para determinar el plomo en diferentes muestras, podrías hacer un laboratorio casero para el diagnóstico de plomo o algún otro metal pesado.

Investiga las normas de seguridad para trabajar con este tipo de metales. ¿Qué cuidados debes tener en el laboratorio antes de hacer una prueba para determinar la presencia de metales pesados?

Comunica el proyecto

¿Cuál es la importancia de compartir y comunicar los resultados de este tipo de proyectos? ¿Qué medios escogerías para hacerlo, dada la importancia de la contaminación por metales pesados para la salud del ser humano?

Realiza la difusión de tu proyecto a través de trípticos o volantes en los que compartas las conclusiones de tu investigación, haciendo especial énfasis en las estrategias para reutilizar y reciclar metales al alcance de los miembros de tu comunidad.

Como cierre de proyecto, a manera de evaluación, entreguen un reporte a su maestro con una pequeña introducción sobre el efecto de los metales pesados en el cuerpo humano y las posibles fuentes de éstos en su comunidad.

Es momento de que demuestres lo que has aprendido durante este bloque realizando la siguiente evaluación. Escribe en tu cuaderno las respuestas y muéstralas a tu profesor para que a través de este instrumento evalúe tus logros y desempeño en este bloque.

1. Un compuesto es:

- A) La unión química de dos o más elementos en proporciones definidas
- B) Un grupo de átomos que no interactúan entre sí
- C) Una sustancia cuyas moléculas están formadas por una sola clase de átomos
- D) La combinación de dos o más sustancias que conservan sus propiedades originales

2. En la fórmula química del CO_2 , el sufijo dos significa:

- A) Que hay dos moléculas de CO_2
- B) Que hay dos átomos de carbono en el compuesto
- C) Que hay dos átomos de oxígeno en el compuesto
- D) Que hay dos átomos de carbono y dos de oxígeno en el compuesto

3. El núcleo de un átomo está formado por:

- A) Electrones y neutrones
- B) Protones y neutrones
- C) Protones y electrones
- D) Neutrones y quarks

4. Según el modelo de Bohr, los electrones se mueven alrededor del núcleo del átomo de la siguiente manera:

- A) Siguiendo órbitas elípticas
- B) Siguiendo órbitas desordenadas
- C) Siguiendo órbitas circulares
- D) Siguiendo órbitas tridimensionales

5. ¿Cuál de las siguientes partículas subatómicas tiene carga eléctrica negativa?

- A) El protón
- B) El electrón
- C) El neutrón
- D) El bosón

6. El número cuántico Z corresponde a:

- A) La masa de un átomo
- B) Número de neutrones en el núcleo de un átomo
- C) Número de protones en el núcleo de un átomo
- D) Número de quarks en un átomo

7. Cuando se habla de electrones de valencia puede decirse que:
- Son los electrones que están involucrados en los enlaces químicos y se localizan en el orbital más externo
 - Son los electrones más cercanos al núcleo y están involucrados en el enlace químico
 - No están involucrados en los enlaces químicos y están en el orbital más externo
 - Están en el orbital más cercano al núcleo y no están involucrados en el enlace químico

8. ¿Cuáles de los siguientes elementos químicos son sumamente importantes para los seres vivos?
- F, C, Br, Y, At
 - He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn
 - C, H, O, N, P, S
 - H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr

9. Cuando decimos que en un enlace se comparten dos o más pares de electrones estamos hablando de:
- Enlace metálico
 - Enlace covalente sencillo
 - Enlace covalente múltiple
 - Enlace metálico

10. Hace un par de días se descubrió un trozo de un nuevo elemento químico, denominado X. Al analizar las características macroscópicas, los científicos descubrieron que presentaba estas características macroscópicas:

- Carecía de brillo
- Al golpearlo con un martillo se rompía en muchos pedazos más pequeños
- Su punto de fusión era bajo

Con base en la información incluida, responde:

¿Qué tipo de enlace formará este elemento con un no-metal?

- Covalente
- Metálico
- Iónico
- Múltiple

¿Qué tipo de enlace formará este elemento con un metal?

- Covalente
- Metálico
- Iónico
- Múltiple

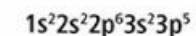
¿Qué tipo de elemento es el X?

- Metal
- No metal
- Gas Noble
- Lantánido

¿Qué otras propiedades determinarías para caracterizarlo mejor? Nombra tres propiedades distintas.

- Densidad, calor específico, número de protones en su núcleo
- Masa, volumen y densidad
- Masa, calor específico, número de electrones
- Número atómico, masa y densidad

Durante su estudio, los científicos descubrieron que el elemento X tenía la siguiente configuración electrónica:



¿Cuántos electrones tendría en su capa de valencia?

- 2
- 7
- 5
- 3

¿Cómo podrías caracterizarlo tomando en cuenta su distribución electrónica?

- Por los electrones en el último subnivel
- Tomando en cuenta los electrones del primer subnivel
- Sumando los electrones de todos los subniveles
- Determinando a qué subniveles corresponde el orbital atómico más externo y sumando los electrones en dichos subniveles

¿Cuántos protones tendría?

- 9
- 15
- 18
- 17

¿Cuántos neutrones tendría?

- 9
- 15
- 18
- 17

¿Cuál sería su masa atómica probable?

- 30
- 35
- 38
- 37

¿En qué familia de la tabla periódica lo ubicarías?

- 1
- 16
- 17
- 18

Revisa

La hemoglobina

Una proteína esencial para el cuerpo humano es la hemoglobina. Sin ella, el oxígeno que respiramos no podría ser llevado a todo el cuerpo para desempeñar las funciones celulares que permiten la vida. Cada molécula de hemoglobina, que en su estructura tiene carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y hierro, es capaz de transportar hasta cuatro moléculas de oxígeno. Esta proteína consiste en un pigmento producido por la médula ósea, conformado por dos cadenas, la globina alfa y la globina beta. Algunas personas no poseen suficiente cantidad de alguna de ellas (o incluso de ambas); estos trastornos se conocen con el nombre genérico de talasemias, un grupo de enfermedades hereditarias de la sangre.

La hemoglobina tiene un color rojo característico que influye en el color de la sangre. Sus valores normales en el torrente sanguíneo son de 13 a 18 g/dl en el hombre y de 12 a 16 g/dl en la mujer, encontrándose principalmente en los glóbulos rojos. Cuando la sangre llega a los músculos, otra proteína, llamada mioglobina, es la encargada de tomar el oxígeno transportado y distribuirlo a los músculos para mantenerlo como reserva.

Las pruebas de hemoglobina miden la cantidad de esta sustancia en sangre. Si se detecta una concentración menor a la normal, es decir, un bajo recuento de glóbulos rojos, significa que el paciente puede tener anemia. Niveles elevados de hemoglobina también son dañinos, y pueden derivarse del tabaquismo, deshidrataciones por vómito excesivo o quemaduras.

Adaptado de: <http://www.nlm.nih.gov/medlineplus/spanish/ency/article/000587.htm>
(Consulta: 17 de marzo de 2013).

1. Según el texto, cuál es la proteína encargada de reservar el oxígeno en los músculos:

- A) Hemoglobina
B) Glóbulos rojos
C) Mioglobina
D) Sangre

2. ¿Qué elementos están presentes en la hemoglobina?

- A) H, Fe, K, O, N
B) H, C, O, N, He
C) C, N, O, Fe, He
D) Fe, N, C, H, O

3. La expresión g/dl se refiere a una unidad de...

- A) Masa
B) Concentración
C) Densidad
D) Volumen

4. Principal función de la hemoglobina.

- A) Reservar oxígeno en los músculos
B) Dar el color rojo a la sangre
C) Transporte de oxígeno a través del cuerpo
D) Darle estructura a tejidos y células

Para cerrar el bloque, reflexiona sobre tu desempeño y los aprendizajes que lograste. Contesta las siguientes preguntas:

Me evaluó

¿Qué conocimientos nuevos adquirí al estudiar este bloque?	
¿Cómo puedo aplicar los conocimientos adquiridos en mi vida cotidiana?	
¿Qué tengo que hacer para mejorar e incrementar lo que aprendí al estudiar este bloque?	

Parte de un equipo

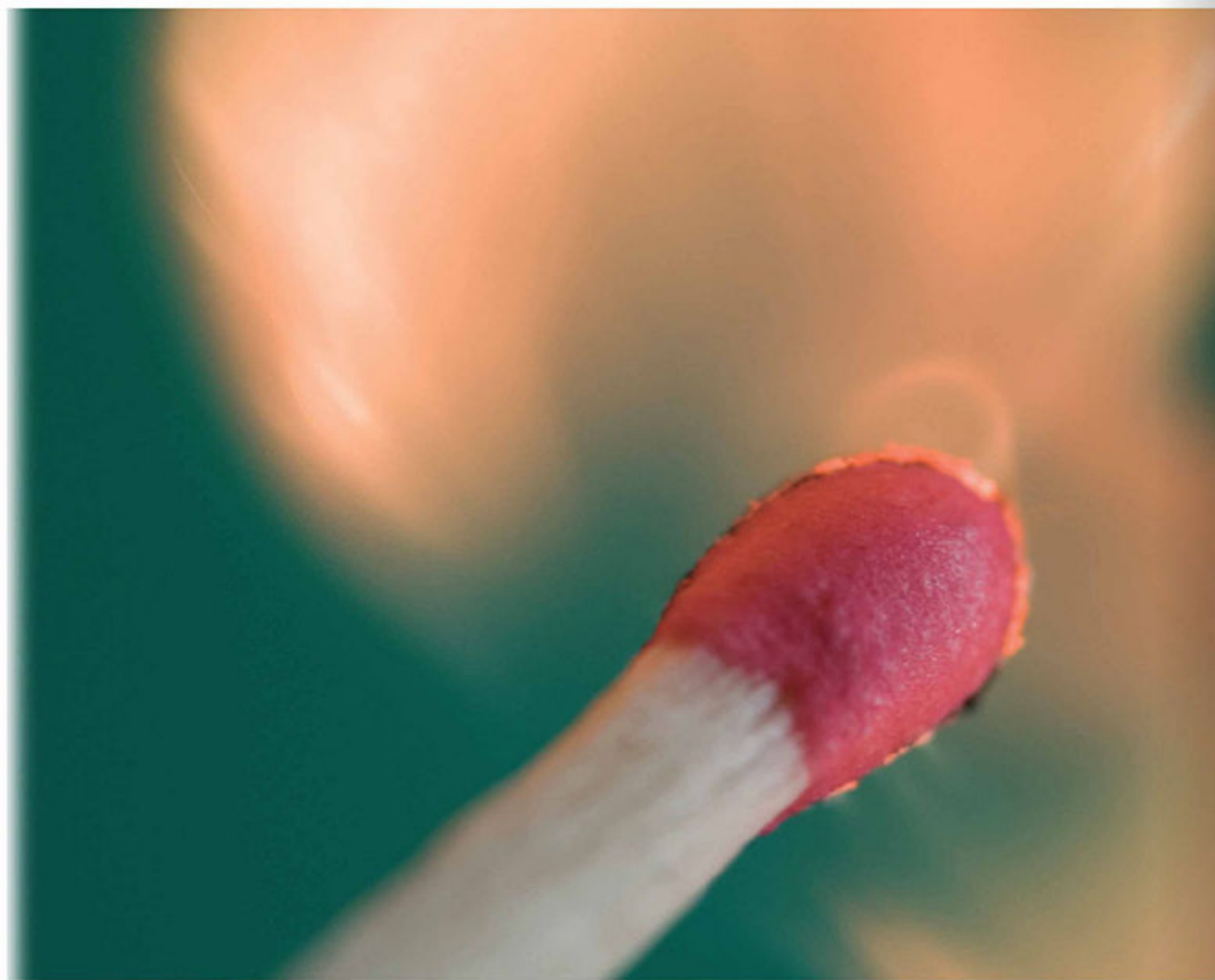
Ahora evalúa tu trabajo en equipo. Marca con una X la opción que consideres más adecuada para describir tu trabajo en equipo.

	Siempre	Algunas veces	Nunca
Logré integrarme a un equipo sin imponer mis ideas sobre las de otros			
Fui capaz de proponer ideas que fueron útiles e importantes para el equipo			
Respeté el trabajo de los demás y logré que el mío fuera valorado			
Logré acuerdos con los miembros de mi equipo mediante un diálogo respetuoso con ellos			

Mis logros

Ahora evalúa tu aprendizaje. Marca con una X el nivel de conocimiento que adquiriste de cada uno de los aprendizajes esperados que se mencionan.

	Mucho	Poco	Nada
Represento y diferencio mezclas, compuestos y elementos con base en el modelo corpuscular			
Represento el enlace químico mediante los electrones de valencia a partir de la estructura de Lewis			
Identifico algunas propiedades de los metales (maleabilidad, ductilidad, brillo, conductividad térmica y eléctrica) y las relaciono con diferentes aplicaciones tecnológicas			
Identifico 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			
Identifico que los átomos de los diferentes elementos se caracterizan por el número de protones que los forman			



La transformación de los materiales: la reacción química

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.

Identificación de cambios químicos y el lenguaje de la química

Precipitando el conocimiento

Antes de comenzar, responde en tu cuaderno lo siguiente:

1. ¿Qué observas cuando tomas una pastilla efervescente y la colocas en un vaso con agua?
2. Trata de identificar a qué se deben los cambios que se ven.
3. ¿Crees que se haya producido algún cambio en los componentes originales de la pastilla después de colocarla en el agua? ¿Qué tipo de modificación se pudo haber dado?
4. Con ayuda del maestro, elabora una lista de los cambios que supones se llevaron a cabo tras poner la pastilla en el agua.

Compartan sus respuestas con algunos de sus compañeros. Revisenlas conforme avancen en cada tema para que observen cómo se complementa su aprendizaje.



Fig. 3.1 Plataforma petrolera y productos derivados del petróleo.

Para obtener materiales nuevos, el ser humano ha provocado diferentes tipos de estas transformaciones, llamadas reacciones químicas. En este tema se verán generalidades sobre ellas y la manera en la que los especialistas (los químicos) las escriben e interpretan.

Las reacciones químicas en muchas ocasiones son visibles porque se producen cambios como en la efervescencia o en la emisión de luz. A continuación se hablará de algunas reacciones químicas comunes.

Todos los materiales que se observan en el entorno están formados por diferentes compuestos químicos. ¿De qué están hechas las paredes de las casas? ¿Qué materiales se usaron para hacer los muebles que hay en la escuela?

Uno de los grandes logros que ha tenido el ser humano es la capacidad de modificar lo que le rodea para obtener nuevos materiales, mezclando y alterando éstos mediante diferentes procesos físicos y químicos.

Para lograr ese proceso de transformación, el ser humano se dedicó a observar y a estudiar los cambios que se daban de manera natural a su alrededor. En la vida cotidiana se producen cambios químicos que nunca serán visibles al ojo humano.

Manifestaciones y representación de reacciones químicas (ecuación química)

Efervescencia

La efervescencia es el escape de un gas de una disolución acuosa. Las burbujas que se observan en el agua al disolverse en ella una pastilla efervescente corresponden a la liberación de dióxido de carbono. Un ejemplo común de efervescencia en el laboratorio es la adición de ácido clorhídrico a carbonato de calcio sólido. Esta reacción se muestra a continuación:



Fig. 3.2 Reacción de efervescencia.



Fig. 3.3 Reacción de efervescencia. El estado físico de las sustancias involucradas se muestra como subíndice, donde s=sólido y aq=acuoso o disuelto.

Emisión de luz

La emisión de luz es otra manifestación que puede observarse en una reacción química a través de un fenómeno conocido como *quimioluminiscencia*.

En las reacciones de quimioluminiscencia, se produce un intermediario en la reacción, es decir, una sustancia de transición diferente al producto final. En este intermediario, los electrones se encuentran en un estado excitado, es decir, con una energía mayor a la que se encuentran normalmente. Para obtener el producto final, los electrones del intermediario deben regresar a su nivel basal de energía, proceso durante el cual ésta se libera en forma de luz.

Glosario

enzima. Sustancia que acelera distintos tipos de reacciones dentro de la célula.

Bloque 3

Revisa

La luciferasa

La luciferasa es producida por algunas especies de luciérnagas. Es una **enzima** capaz de oxidar un compuesto liberado por estos insectos conocido como luciferina, utilizando el oxígeno molecular para llevar a cabo esa oxidación. Durante este proceso aparece un intermediario cuyos electrones son capaces de emitir luz cuando regresan de un estado excitado a su estado basal. La luciferasa es muy empleada en laboratorios de investigación.

Adaptado de: <http://www.azulambientalistas.org/detergente.html>
(Consulta: 15 de enero de 2013).

Busca otro tipo de reacciones luminosas que tengan aplicaciones en el campo de la investigación. Reflexiona sobre las razones por las cuales este tipo de reacciones pueden ser útiles en diferentes actividades humanas.



Fig. 3.4 En las luciérnagas se presentan reacciones de quimioluminiscencia.

En el laboratorio, una de las reacciones quimioluminiscentes más utilizadas es la del luminol, que produce luz al reaccionar con **peróxidos** en presencia de complejos de hierro como **catalizador**. La reacción general se muestra en la Fig. 3.5:

Curiosidades químicas

Las barritas de luz que has visto en paletas o en fiestas son un ejemplo de una reacción de quimioluminiscencia.

Glosario

peróxido. Compuesto que contiene en su estructura un enlace covalente oxígeno-oxígeno; como el peróxido de hidrógeno (agua oxigenada), de fórmula H_2O_2 .

catalizador. Sustancia que es capaz de aumentar o retardar la velocidad de una reacción interviniendo en ella, pero sin llegar a formar parte de los productos de la misma.

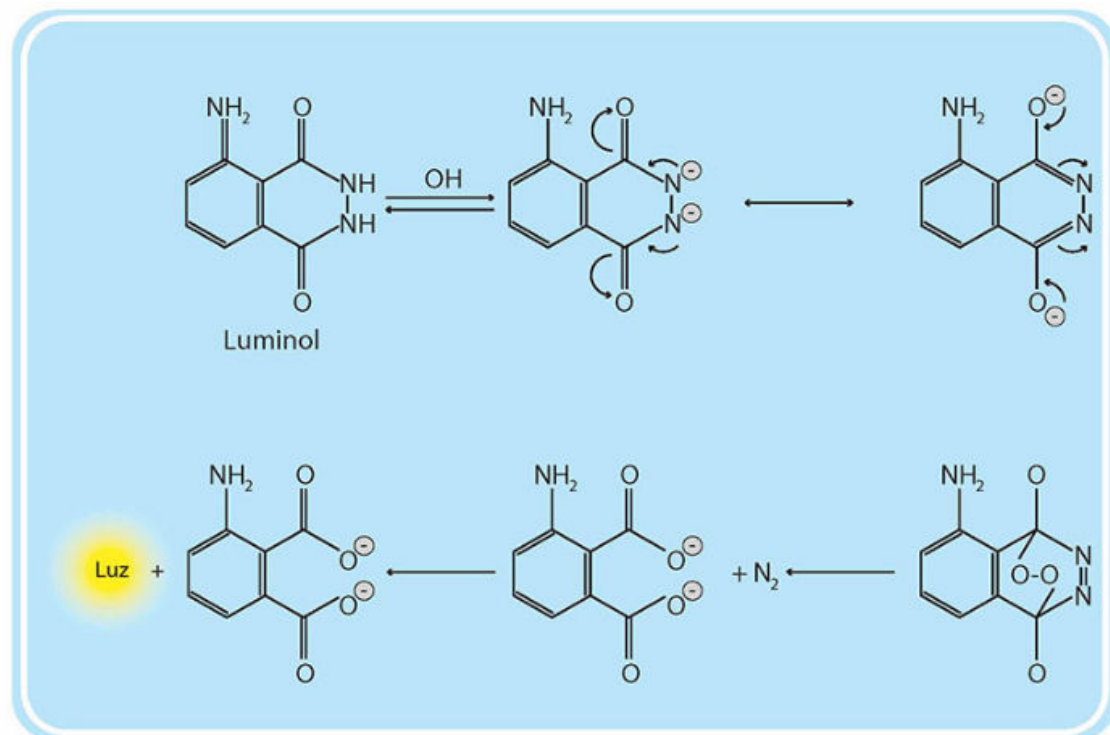


Fig. 3.5 Reacción del luminol para emitir luz. Se muestra la serie de intermediarios que se forman antes del producto final.

Precipitación

Algunas reacciones químicas producen precipitados. Éstos son sólidos insolubles que se forman en una disolución por efecto de una reacción química. En la mayoría de los casos, caen al fondo de la disolución; sin embargo, esto depende en gran medida de su densidad. Un ejemplo de reacción de precipitación es la reacción de yoduro de potasio con nitrato de plomo:



Fig. 3.6 Reacción de precipitación entre el yoduro de potasio y el nitrato de plomo.

Cuando se lleva a cabo esta reacción puede observarse que se forma un precipitado amarillo intenso: el yoduro de plomo. Como el subíndice *aq* lo indica, el nitrato de potasio es soluble en agua, por lo que al final de la reacción queda en solución.

La precipitación tiene un sinfín de aplicaciones industriales y se usa mucho en el tratamiento de aguas contaminadas para eliminar compuestos disueltos en ellas, los cuales se precipitan y, posteriormente, se filtran.

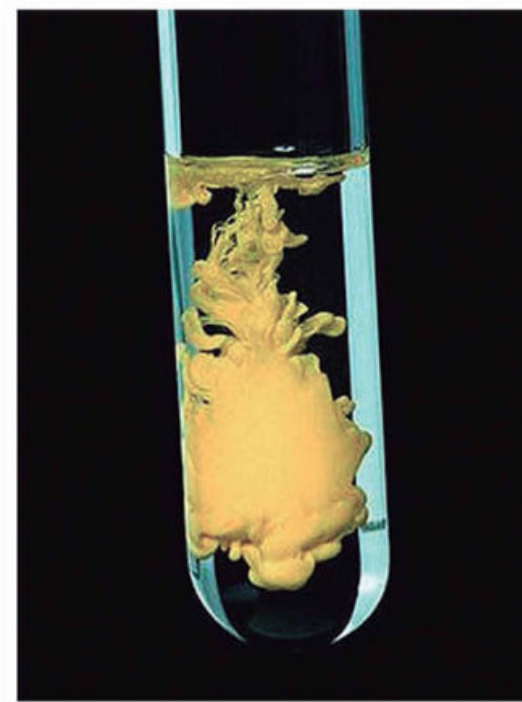


Fig. 3.7 Evidencia de la formación de un precipitado.

Fig. 3.8 Durante el otoño, las hojas cambian de color verde a rojizo, debido a diversas reacciones químicas.

Cambio de color

Muchas reacciones químicas producen cambios de color entre la sustancia original que reacciona y la final. Durante el otoño, muchas de las hojas de los árboles cambian de color verde a rojo. Esto sucede por los cambios en un compuesto presente en las hojas llamado clorofila. Ésta le da el tono verde a las hojas y absorbe luz del sol para que las plantas puedan crecer y desarrollarse durante la primavera y el verano. En el otoño, por una reacción química, las hojas pierden la clorofila y, entonces, cambian de color verde a rojo.

Otro ejemplo lo tenemos entre el cloruro de hierro (III) y el tiocianato de amonio, pues cuando reaccionan se produce tiocianato de hierro (III), el cual es de color anaranjado.



Fig. 3.9 Reacción de producción del tiocianato de hierro, de un color diferente a las sustancias que reaccionaron para formarlo.

El signo *más* (+) significa "reacciona con" y la flecha significa "produce". Así, podemos decir que el sodio (en estado sólido) reacciona con el cloro (en estado gaseoso) para producir cloruro de sodio (también en estado sólido). En la siguiente figura se muestra una representación de esta reacción química utilizando el modelo corpuscular de la materia.

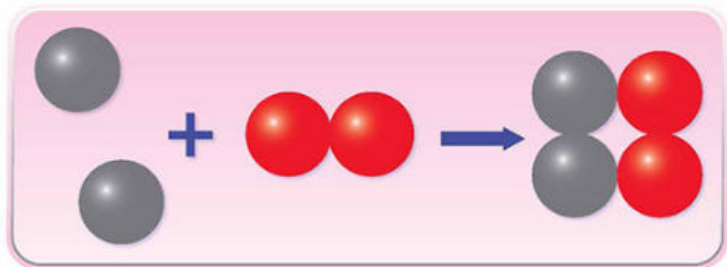


Fig. 3.12 Representación con modelo corpuscular de la reacción; dos átomos de sodio (gris) y cloro diatómico (en rojo) reaccionan y se reacomodan para formar un compuesto, el cloruro de sodio.

En las ecuaciones químicas pueden representarse cambios de estado entre los reactivos y los productos. Explicar esto nos permite entender los cambios físicos que se dan durante una reacción química. Por ejemplo, si añadimos ácido acético (vinagre) a bicarbonato de sodio, observaremos que hay una reacción fuerte en la que se liberan burbujas de gas. La ecuación de esta reacción es:



Fig. 3.13 Reacción entre el ácido acético (vinagre) y bicarbonato de sodio.

Aunque con esta ecuación es posible saber qué reactivos y productos intervienen en ella, no se dice que el ácido acético $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ está disuelto en agua o que el carbonato hidrógeno de sodio $\text{C}_2\text{H}_3\text{NaO}_2$ es un sólido. El gas que se libera de esta reacción es dióxido de carbono; sin embargo, esto se desconoce por la manera en la que está escrita la reacción. Por ello, como se ha indicado en las ecuaciones químicas presentadas en este bloque, a través de subíndices se expresa el estado de agregación en el cual se encuentran tanto los reactivos como los productos.



Fig. 3.14 Reacción entre el ácido acético (vinagre) y bicarbonato de sodio, para generar dióxido de carbono, acetato de sodio y agua, mostrando los estados de agregación de las sustancias involucradas.

Curiosidades químicas

El acetato de sodio producido por la reacción anterior tiene varias aplicaciones industriales, resultando muy económico y fácil de sintetizar. Es empleado en la industria del papel y en la textil, en la producción de caucho y en el sellado de hormigón para construcción. Además, se utiliza en la industria de alimentos para darle el saborcito a sal y vinagre a las papas fritas.

Observa la siguiente tabla e identifica los cambios de estado marcados por los símbolos de la reacción anterior.

Símbolos usados en ecuaciones químicas	
+	Se usa para indicar los reactivos que se combinan y los productos que se forman.
→	Con ella se separan los reactivos (a la izquierda) de los productos (a la derecha); indica también la dirección en la que se produce la reacción.
(s)	Se escribe después de un símbolo o una fórmula para indicar que su estado físico es sólido.
(l)	Va a continuación de un símbolo o una fórmula para indicar que su estado físico es líquido.
(g)	Se escribe después de un símbolo o una fórmula para indicar que su estado físico es gaseoso.
(aq)	Se utiliza a continuación de un símbolo o una fórmula para indicar que está disuelto en agua.

Tabla 3.1 Símbolos utilizados en las ecuaciones químicas.

Tomemos otro ejemplo de ecuación química: la reacción de propano con oxígeno para producir dióxido de carbono y agua.

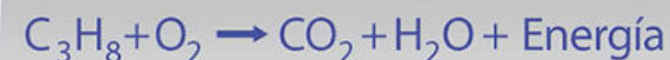


Fig. 3.15 Reacción entre el propano y el oxígeno.

Al ver esta reacción se aprecia que el propano C_3H_8 está formado por tres átomos de carbono y ocho de hidrógeno. El otro reactivo, el oxígeno, está en forma de molécula diatómica. Los productos son dióxido de carbono CO_2 y agua H_2O , además de energía. Si contamos los átomos de cada elemento en los productos y, posteriormente, en los reactivos, podemos darnos cuenta de que éstos no están en la misma proporción, de modo que no se cumple con la ley de conservación de la masa, que indica que la materia no se crea ni se destruye durante una reacción química, sino que únicamente se transforma.

Así, para dar curso a esa ley, en una ecuación química, la masa de los reactivos debe ser igual a la masa de los productos. En este sentido, toda reacción química debe cumplir con esta ley.

Tómese como ejemplo la combustión de carbón:

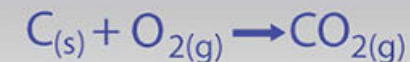


Fig. 3.16 Reacción de combustión del carbón.

Podrá notarse que hay un átomo de carbono en la izquierda como reactivo y un átomo de carbono en la derecha formando parte del CO_2 . De manera similar, del lado izquierdo hay dos átomos de oxígeno, los cuales aparecen también en el lado derecho de la ecuación. En ésta se cumple, por lo tanto, con la ley de la conservación de la masa.



Fig. 3.17 Combustión de carbón en una caldera de vapor.

Para comprender mejor la manera en la que la ley de la conservación de la masa aplica a las ecuaciones químicas, véase de nuevo como ejemplo la ecuación de síntesis de cloruro de sodio:



Fig. 3.18 Reacción de formación del cloruro de sodio.

Si se cuenta el número de átomos de sodio y de cloro en ambos lados de la ecuación, podrá notarse que hay más cloro en los reactivos que en los productos. El cloro gaseoso es una molécula diatómica, por lo que del lado izquierdo de la ecuación hay dos átomos de cloro (indicados por el subíndice 2). Del lado derecho de ésta es posible observar el producto de la reacción, el cloruro de sodio, en el cual únicamente hay un átomo de cloro.

Para lograr que la ecuación química cumpla con la ley de la conservación de la masa hay que emplear un proceso denominado *balanceo*, en el cual se ajustan las cantidades de productos y reactivos hasta que se logra obtener, en ambos lados de la ecuación, la misma cantidad de átomos de cada elemento involucrado en la reacción.

Durante el balanceo de reacciones no es posible modificar los compuestos que reaccionan o que se producen; se pueden cambiar sus cantidades, mas no sus fórmulas químicas. En el ejemplo de la ecuación química de síntesis de cloruro de sodio, se vio que hay más átomos de cloro en los productos que en los reactivos, por lo que tendría que aumentarse el número de átomos de cloro en los productos, ya que no es factible eliminarlos de los reactivos. Por lo tanto, es preciso agregar un dos como coeficiente antes de la molécula de cloruro de sodio, por lo que podría decirse que de la reacción de sodio sólido y cloro gaseoso se forman dos moléculas de cloruro de sodio. Una vez añadido el dos hay que volver a contar los átomos de los elementos que reaccionan y se producen para comprobar que se cumpla la ley de conservación de la masa.



Fig. 3.19 Reacción de formación del cloruro de sodio. Los átomos de cloro están ahora balanceados, sin embargo, la cantidad de átomos de sodio es diferente a la izquierda y derecha de la reacción.

Ahora se tiene un átomo menos de sodio en el lado izquierdo de la reacción, pero puede agregarse un dos antes del sodio que reacciona. Si vuelven a contarse los átomos de cloro y de sodio en esta ecuación, se verá que hay la misma cantidad tanto en los productos como en los reactivos, por lo que esta ecuación estaría entonces balanceada.



Fig. 3.20 Reacción de formación del cloruro de sodio correctamente balanceada.

El método utilizado para llevar a cabo este balanceo fue el de tanteo, cuyas reglas se explican a continuación.

1. Para balancear por tanteo deben sumarse los átomos de un mismo elemento que se encuentran en los reactivos y en los productos; de esta manera se verá si existe la misma cantidad de átomos en ambos lados de la ecuación y podrá decidirse qué coeficientes se emplearán para balancear la ecuación.
2. Agregar los coeficientes necesarios y volver a contar, con el fin de comprobar que ya se tiene el mismo número de átomos en ambos lados de la ecuación.

Para balancear por tanteo es necesario llevar un orden, por lo que se sugiere empezar a contar los átomos de izquierda a derecha, siempre empezando por los reactivos. Véase el siguiente ejemplo:

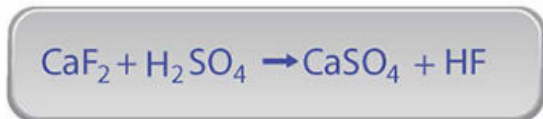


Fig. 3.21 Reacción de formación del sulfato de calcio a partir de fluoruro de calcio y ácido sulfúrico sin balancear.

Para empezar, puede colocarse en una tabla el número de átomos presentes, tal como aparece en la reacción, sin balancear. La tabla quedaría de la siguiente manera:

Reactivos	Elemento	Productos
1	Ca	1
2	F	1
2	H	1
1	S	1
4	O	4

Se empezaría a balancear de izquierda a derecha en la reacción (o de arriba hacia abajo en la tabla). El calcio (Ca) está balanceado, por lo que no lo tomaremos en cuenta por el momento. El siguiente elemento que aparece es el flúor (F). Del lado izquierdo hay dos átomos de flúor, mientras que del lado derecho se observa sólo uno. Para balancearlo, se agregará un coeficiente dos en los productos antes del ácido fluorhídrico (HF). Y se contará de nuevo, ya que al añadir este coeficiente también se afectó la cantidad de hidrógeno (H) en los productos. En este caso, al balancear el flúor quedaron automáticamente balanceados los hidrógenos. La nueva tabla, con las modificaciones hechas, quedaría de la siguiente manera:

Reactivos	Elemento	Productos
1	Ca	1
2	F	2
2	H	2
1	S	1
4	O	4

Por lo tanto, la ecuación balanceada sería:



Fig. 3.22 Reacción de formación del sulfato de calcio a partir de fluoruro de calcio y ácido sulfúrico, correctamente balanceada.



Balanza las siguientes ecuaciones.

1. $K + F_2 \rightarrow KF$
2. $Ca + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$
3. $NH_4Cl + Ca(OH)_2 \rightarrow NH_3 + H_2O + CaCl_2$
4. $ZnO + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2O$



Comparen grupalmente sus resultados. En sus propias palabras expliquen cuál es el método de balanceo por tanteo y comenten las mejores estrategias para hacerlo adecuadamente.

Páginas de consulta

Consulta este sitio para acceder a información complementaria relacionada con reacciones químicas.

<http://www.eis.uva.es/~qgintro/esteq/tutorial-02.html>

Al balancear ecuaciones debe garantizarse el cumplimiento de las leyes ponderales. Éstas se refieren a la masa de los elementos que están involucrados en la formación de un compuesto y son:

- Ley de la conservación de la masa
- Ley de las proporciones definidas
- Ley de las proporciones múltiples

Cuando se cumplen esas tres leyes, se verifica que la suma de las masas de los reactivos y de los productos da un resultado exactamente igual. Para comprobar las leyes ponderales servirá como ejemplo la reacción de formación del fluoruro de potasio.



Fig. 3.23 Reacción de formación del fluoruro de potasio.



Fig. 3.24 El fluoruro de potasio es útil en la metalurgia y en la producción de algunos tipos de vidrio.



En primer lugar, cabe introducir el concepto de *masa molar*, cuyo uso servirá para comprobar la ley de conservación de la masa.

La masa molar de un elemento está dada por su masa atómica multiplicada por una constante de masa molar (1 g/mol). Así, en un elemento, la masa molar sería igual a su peso atómico expresado en g/mol.



Glosario

mol. Unidad del SI utilizada para medir la cantidad de sustancia.

Este término nos dice cuántos gramos de un elemento existen en un **mol** del mismo.

Al buscar en la tabla periódica las masas atómicas del potasio y del flúor expresadas en g/mol, encontraremos que para el potasio la masa molar es de 39.09 g/mol, en tanto que para el flúor es de 18.99 g/mol.

Después, se multiplican las masas molares de cada elemento por el número de átomos del mismo y por el coeficiente correspondiente a cada lado de la reacción. Para los reactivos, el cálculo sería:

$$K = 2 \quad 39.09 \times 2 = 78.18 \text{ g/mol}$$

$$F = 2 \quad 18.99 \times 2 = 37.98 \text{ g/mol}$$

Ambas masas se suman para saber la masa total que hay de reactivos: 116 g/mol. Para los productos, el cálculo sería:

$$K = 2 \quad 39.09 \times 2 = 78.18 \text{ g/mol}$$

$$F = 2 \quad 18.99 \times 2 = 37.98 \text{ g/mol}$$

Por último, ambas masas se suman para saber la masa total que hay de productos: 116 g/mol.

De este modo, la masa total de reactivos es igual a la masa total de productos. Con ello puede comprobarse que una ecuación balanceada cumple con las leyes ponderales.

Las ecuaciones químicas y la ley de la conservación de la energía

Otra ley a cumplirse en las reacciones químicas es la de la conservación de la energía.

En una reacción química se rompen enlaces entre los reactivos para formar nuevos enlaces en los productos. Para que esto suceda, durante una transformación siempre se necesita energía.

En algunos casos, el rompimiento de los enlaces para la formación de productos genera energía. A las reacciones en las que se da desprendimiento de energía se les conoce como *exotérmicas*.



Fig. 3.25 Planta de producción de amoníaco. Durante la síntesis de este compuesto se libera energía calorífica (medida en kilojoules, KJ).

En las reacciones exotérmicas se libera energía en forma de calor o de luz; un ejemplo es la que se da entre el ácido clorhídrico y el hidróxido de sodio.

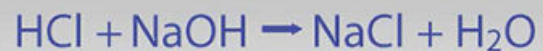


Fig. 3.26 Reacción entre el ácido clorhídrico (HCl) y el hidróxido de sodio (NaOH).



Fig. 3.27 Reacciones exotérmicas: la reacción de hidróxido de sodio y ácido clorhídrico (izq.) desprende calor, así como también la quema de incienso (der.).

En esta reacción se desprende calor a medida que se forman cloruro de sodio y agua. Tal desprendimiento de calor puede notarse en un aumento de la temperatura de la disolución y el recipiente en el que se lleva a cabo la reacción.

Muchas reacciones exotérmicas son ampliamente utilizadas por el ser humano para satisfacer sus necesidades básicas. Cuando se quema carbón, se producen muchas reacciones químicas. Los átomos de carbono (que forman parte del carbón) se combinan con el oxígeno del aire dando como resultado dióxido de carbono. Los átomos de hidrógeno hacen lo propio con el oxígeno para formar vapor de agua. En la formación de estos enlaces se desprende una gran cantidad de energía en forma de calor y luz, y

por eso puede observarse que, al quemarse el carbón, adquiere un color rojo brillante.

Durante este proceso también se requiere energía; sin embargo, la combinación del hidrógeno y del carbono con el oxígeno permite la generación de una gran cantidad de energía, lo que hace que la reacción global sea exotérmica.



Fig. 3.28 La producción de ozono es un ejemplo de reacción endotérmica, en la que la energía es provista por los rayos ultravioleta solares.

Las reacciones que requieren energía para poder llevarse a cabo se conocen como *endotérmicas*.

En las reacciones químicas se rompen y se forman nuevos enlaces, como ya se vio anteriormente.

El rompimiento de los enlaces requiere de cierta cantidad de energía, pudiendo ser mayor o menor dependiendo del tipo de enlace del que se trate. Por ejemplo, los puentes de hidrógeno estudiados en el bloque anterior son débiles y requieren poca cantidad de energía para romperse.

Por otro lado, los enlaces fuertes, como el covalente, requieren grandes cantidades de energía para romperse; un enlace covalente sencillo, por ejemplo, necesita de una menor cantidad de energía para romperse que un enlace covalente triple. Así, dependiendo de la energía requerida para romper cierto enlace, una reacción química puede consumir más de la que desprende, convirtiéndose con ello en una reacción endotérmica.

Realiza la siguiente actividad para aumentar tu conocimiento sobre las reacciones exotérmicas y endotérmicas.

Curiosidades químicas

Cuando en los deportes de contacto se sufre algún tipo de lesión, tal como un esguince o una contractura, es común que se utilicen bolsas de frío o calor para contrarrestar los síntomas. Las bolsas de frío contienen hidrato de amonio, y al golpear la bolsa, éste se disuelve en agua. Al tratarse de un proceso endotérmico, la disolución se enfría rápidamente, ayudando a aliviar el dolor y la inflamación. En el caso de las bolsas de calor, el compuesto utilizado es cloruro de calcio. Su disolución en agua corresponde a una reacción exotérmica que produce una gran cantidad de calor.

Experimenta

Exotérmico y endotérmico

Material

- Acetato de sodio
- Agua destilada
- Liga de hule
- Soporte universal
- Tubos de ensayo
- Gradilla
- Pipeta de 10 mililitros
- Mechero de Bunsen
- Secadora de pelo
- Regla
- Hilo de nylon
- Hilo de poliéster
- Hilo de lana

Elabora una hipótesis para contestar la pregunta: ¿existe alguna prueba física de que se haya producido una reacción exotérmica?

Manos a la obra

1. Utilicen para esta actividad bata y lentes de seguridad. Distribuyan cada una de las tareas para que todos participen.
2. Preparen una solución sobresaturada de acetato de sodio: añadan 2 gramos de acetato de sodio a un tubo limpio que contenga 1 ml de agua.
3. Calienten el tubo de ensayo hasta que se disuelva el acetato de sodio. Cuando calienten materiales en un tubo de ensayo, muevan el tubo de atrás hacia adelante en la flama. Si ven burbujas dejen de calentar. No apunten la boca del tubo hacia ninguno de los compañeros.
4. Con las dos manos coloquen la liga entre los dedos índice y pulgar y extiendan la otra mano. Debe sentirse la temperatura de la liga antes de estirla.
5. Con la liga estirada en los dedos, deberán soltarla de los dos lados rápidamente. Tomen liga de nuevo para sentir su temperatura y anoten sus observaciones.

- Dejen enfriar la solución saturada de acetato de sodio. Añadan posteriormente un par de cristales de acetato de sodio y observen qué pasa con la temperatura del tubo durante el proceso de cristalización. Anoten sus observaciones.
- ¿Qué piensan que puede pasar con la liga si la calientan cuando está estirada? ¿Creen que se estire más?
- Usen los diferentes materiales atando un extremo de ellos a un soporte universal y estirándolos; midan la longitud máxima a la que pueden llegar. Con ayuda de la secadora de pelo, caliéntenlos y observen las diferencias entre su longitud inicial y final después de aplicar el calor.

Questionario

- ¿Qué procesos son exotérmicos y cuáles endotérmicos?
- ¿Qué evidencias hay para definir un proceso como de un tipo o de otro?



En grupo y con ayuda del maestro discutan sobre los resultados de la experiencia, tratando de dejar claro cómo pueden identificarse las reacciones exotérmicas y endotérmicas.

Páginas de consulta

Ingresa a estos sitios para profundizar sobre las reacciones endotérmicas y exotérmicas. Observa cómo se puede representar gráficamente este tipo de procesos.

<http://www.cajondeciencias.com/Descargas%20quimica/Reacciones%20exotermicas%20y%20endotermicas.pdf>

<http://fisicoquimicaterceroiem.blogspot.mx/2011/09/la-energia-asociada-las-reacciones.html>

Catalizando el conocimiento

Ambiéntate

Para desarrollar esta actividad, supón que se presenta la siguiente situación:

Es el año de 1947 y eres un soldado que está trabajando en un submarino ruso. Las naves de este tipo en esa época eran impulsadas por un motor especial diseñado por ti y que se accionaba por la combustión de carbón vegetal. Después de dos meses bajo el agua, te das cuenta de que el carbón vegetal se agotó. Tus compañeros desesperados te piden ayuda, ya que si el motor no funciona, no podrán salir a la superficie y morirán asfixiados dentro del submarino.

Sin embargo, rápidamente ajustas el motor para que no sólo funcione con la combustión de carbón sino con cualquier combinación de químicos que sean capaces de producir una reacción exotérmica fuerte. Aun así, no sabes qué sustancias puedes usar para poner a funcionar el motor. Tras revisarlo encuentras grandes cantidades de permanganato de potasio, el cual es utilizado como desinfectante dentro del submarino para prevenir enfermedades. Por otro lado, también hay glicerina, que se usaba como desinfectante para las manos.

Recuerdas que en algún momento viste una reacción exotérmica que se daba entre un polvo morado parecido al permanganato y un líquido espeso, que sospechas era glicerina. ¿Será posible producir una reacción exotérmica al mezclar permanganato de potasio y glicerina? Decides, por lo tanto, hacer una prueba.



Fig. 3.29 Permanganato de potasio y glicerina.

Material

- Permanganato de potasio
- Glicerina
- Vidrio de reloj
- Tela de asbesto
- Guantes de asbesto
- Gotero



Manos a la obra

- Antes de empezar a trabajar, colócate tu bata y ponte los guantes de asbesto.
- Coloca dos cucharadas de permanganato de potasio sobre el vidrio de reloj o la tela de asbesto y forma un montículo con ayuda de la cuchara.
- Toma un poco de glicerina con el gotero y, con mucho cuidado, agrega tres o cuatro gotas sobre el permanganato de potasio. Aléjate y observa.



Questionario

- ¿Se dio una reacción exotérmica al juntar el permanganato de potasio y la glicerina? ¿Cómo lo sabes?
- ¿Qué se produce por la reacción? ¿Crees que sería posible usar esta reacción para prender el motor del submarino? Argumenta tu respuesta.
- ¿Hay formas de producir calor sin necesidad de liberar gases? Investiga.

Con ayuda del maestro, concluyan si sería posible utilizar esta reacción para sacar al submarino a la superficie. Investiguen y defiendan la importancia de las reacciones exotérmicas en la vida cotidiana.



Disposición de desechos

Todas las sustancias usadas en esta experiencia pueden desecharse en la basura.

¿Qué me conviene comer?

Prescritando el conocimiento

Reflexiona y contesta las siguientes preguntas:

1. ¿Sabes en qué se basa una dieta correcta?
2. ¿Qué alimentos necesitas consumir para tener una nutrición adecuada y lograr que esto se refleje en tu estado de salud?

Integren equipos y analicen los alimentos que consumen de manera común en un día. ¿Cuántos de ellos forman parte de una dieta sana?

La caloría como unidad de medida de la energía

Tanto el agua como los alimentos son esenciales para sobrevivir. Con el paso del tiempo, la alimentación del ser humano se ha modificado, adaptándose a los cambios en su estilo de vida. Antiguamente, las personas la basaron en los productos obtenidos de la caza y en el cultivo de granos como maíz y trigo.

Como ya se vio, las reacciones exotérmicas son aquellas que producen energía. Éstas son sumamente útiles para la vida cotidiana: por ejemplo, la quema de combustibles aporta la energía necesaria para mover un automóvil. De la misma manera, en el organismo humano se produce una serie de reacciones exotérmicas para lograr la utilización de los alimentos que se consumen.



Fig. 3.30 Alimentos consumidos por el ser humano desde la antigüedad.

Estas reacciones permiten al cuerpo humano realizar una serie de funciones tan importantes como pensar o moverse y, a nivel microscópico, le brindan a las células la energía necesaria para funcionar. Además, los alimentos le proporcionan al cuerpo minerales esenciales para llevar a cabo todas las reacciones químicas que se producen en él. Muchos de los componentes estructurales, como los aminoácidos, son utilizados por las células para formar sus componentes principales, tales como proteínas y ácidos nucleicos.



Fig. 3.31 La energía proveniente de los alimentos es el combustible de los seres vivos.

La alimentación es sumamente importante para el ser humano. Con el tiempo, los requerimientos alimentarios de las personas cambiaron dependiendo de las actividades físicas que realizaban, así como de los alimentos disponibles en ciertas áreas geográficas. ¿Pero de qué sirve alimentarse?, ¿cuáles son las funciones de los alimentos en nuestro organismo?, ¿cómo podemos saber la cantidad de comida óptima para nuestra edad, talla y actividades diarias?

La cantidad de alimentos que se necesita está estrechamente relacionada con la edad, el sexo, la talla y el peso, entre otras características. Una alimentación excesiva trae consecuencias graves al ser humano. El médico griego Hipócrates solía decir que la mejor medicina era la alimentación y correlacionó la salud y la enfermedad con una adecuada o defectuosa nutrición, ya que había estudiado algunas enfermedades, como la obesidad, asociadas a una dieta incorrecta.



Fig. 3.32 Hipócrates (izq.), uno de los más grandes médicos de la historia. La obesidad (der.) es un importante problema de salud nacional.

Para calcular la cantidad de energía que aporta un alimento, se utiliza una unidad de uso común: la *caloría*. Ésta se refiere a la cantidad de calor que se necesita para elevar 1 °C la temperatura de un gramo de agua. Para adecuar la unidad a las proporciones humanas, se emplea la kilocaloría (kcal), equivalente a mil calorías. En algunos alimentos, las calorías se representan con C, que equivale a hablar de kilocalorías. Otra unidad utilizada para medir energía es el Joule (J), aunque pocas veces se emplea en el contexto de la nutrición. Una caloría equivale a 4.18 J.

En el cuerpo humano se produce una serie de reacciones exotérmicas durante la utilización de los alimentos. Éstas dependen, en gran medida, de la presencia del oxígeno obtenido a través de la respiración. El oxígeno ayuda a que estas reacciones exotérmicas se lleven a cabo, produciendo CO₂, agua y otros componentes básicos para el funcionamiento del organismo, así como grandes cantidades de energía. La cantidad de energía que aporta un alimento está en función de su composición química. Existen tres tipos principales de alimentos que aportan energía al cuerpo:

- Carbohidratos
- Lípidos
- Proteínas

Los tres componentes anteriores brindan energía al cuerpo para realizar funciones diversas como caminar, correr, jugar y pensar, entre otras. A medida que las personas desarrollan más actividades, sus requerimientos energéticos se incrementan. No necesita la misma cantidad de energía un atleta que una persona sentada todo el día frente a una computadora en una oficina.



Fig. 3.33 Los carbohidratos, lípidos y proteínas aportan energía al cuerpo para el desarrollo de todas nuestras actividades.

Los alimentos y su aporte calórico

En los restaurantes de comida rápida, comúnmente se consumen hamburguesas y papas fritas acompañadas de un refresco de cola. En la siguiente tabla se observan las kilocalorías que aporta al cuerpo este tipo de productos.

Alimento	Kilocalorías
Hamburguesa	500-600
Papas fritas (porción mediana)	400
Refresco de cola (porción mediana)	200
Total	1 000-1 200

Tabla 3.2 Aporte energético de una comida rápida típica.



Fig. 3.34 Componentes de comidas rápidas comunes.

Como podrá verse, la comida rápida aporta al cuerpo humano aproximadamente 1200 kilocalorías. ¿Cómo se compara esta cantidad de energía con la de otros alimentos? ¿Es mucha o poca?

Los atletas de alto rendimiento requieren cantidades impresionantes de calorías; cada vez que entrena un gimnasta puede consumir entre 6000 y 8000 kilocalorías, mientras que una persona sedentaria, en promedio, sólo 2000 diarias. Toda la energía que se recibe pero no se utiliza se almacena en el cuerpo.

Existen células especializadas llamadas adipocitos, en las cuales se almacena energía en forma de grasa. Las grasas son alimentos que proporcionan una considerable cantidad de energía al organismo, ya que aportan aproximadamente 9 kilocalorías por gramo (kcal/g).

Los carbohidratos y los lípidos entregan una cantidad menor de energía, brindando aproximadamente 4 kcal/g.

Esto no es una regla general sino una aproximación para saber la cantidad de energía que aporta un alimento. Por ello es importante consultar la información nutrimental de los mismos, la cual está contenida en las etiquetas de sus envases.

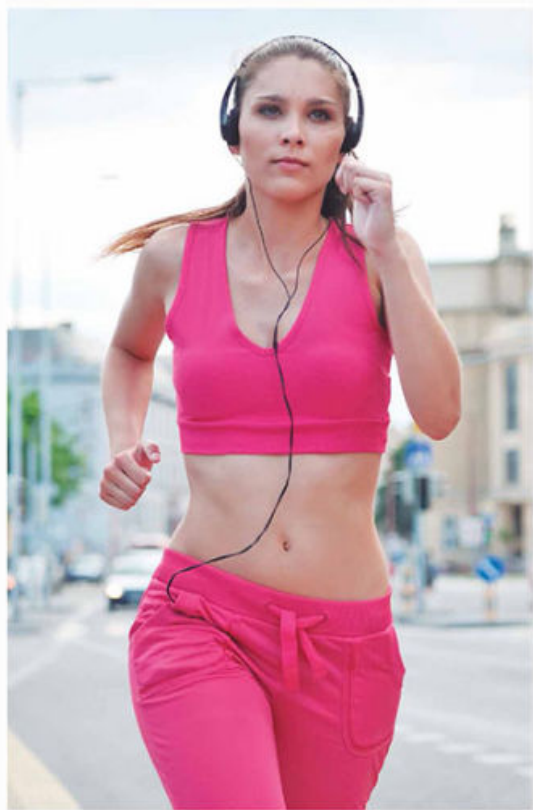


Fig. 3.35 Debido a su actividad física, un deportista consume una mayor cantidad de calorías.

Páginas de consulta

Consulta la siguiente página para que aprendas más acerca del aporte calórico y los productos *light*:

http://www.profeco.gob.mx/revista/pdf/est_08/38-61%20lightOKMM.pdf

¿Cuánta energía se requiere consumir al día para vivir?

Se ha dicho que una persona sana requiere, por hora, aproximadamente, una caloría por cada kilogramo de peso. De tal modo que una persona de 70 kg estaría utilizando 70 calorías cada hora, por lo que al día necesitaría consumir alrededor de 1680 calorías.

Si se analiza de nuevo la cantidad de calorías que aporta la comida rápida, con una ingesta de esta clase de alimentos, una persona de 70 kg habría consumido 70% de la cantidad de calorías que necesita al día, esto sin contar el desayuno y la cena; después de ingerir las tres comidas diarias, es probable que esta persona haya excedido las calorías que requiere para vivir, mientras que el resto se almacenan en el cuerpo en forma de grasa.

Ante un aumento considerable de grasa corporal, se comienzan a observar los efectos de la obesidad. A partir de un exceso de peso de diez kilogramos, comienzan a desarrollarse situaciones problemáticas de presión arterial y colesterol elevados, así como diabetes. Es importante controlar los hábitos alimenticios, puesto que se tiene la costumbre de consumir alimentos en exceso durante la comida o con poco valor nutricional. Esto cobra mayor relevancia en un ambiente ciudadano, dado que el ritmo de vida propicia el sedentarismo.

No sólo se incrementan las necesidades energéticas de alimentación después de una actividad física intensa; se incrementan también durante la niñez y adolescencia, puesto que se está en constante desarrollo y crecimiento; en los periodos de embarazo para el buen desarrollo del feto y la producción de placenta; en la etapa de lactancia, para la producción y secreción de leche materna, entre otros.



1.70 m
60 kg
Consumo:
1500 kilocalorías

1.90 m
90 kg
Consumo:
1800 kilocalorías

Fig. 3.36 Factores como la edad, peso y estatura determinan la cantidad de calorías que el cuerpo requiere diariamente.

Aplica

Investiga los requerimientos nutricionales suficientes para una persona de tu edad. Compara el aporte de calorías de tu dieta diaria con lo que se recomienda. ¿Estás recibiendo más calorías de las necesarias? ¿Estás consumiendo menos?

🧠 Diseña una dieta de una semana en la que incluyas nutrientes con los que obtengas todos los requerimientos diarios, sin excederte ni tener carencias. Considera las porciones en gramos. Investiga enfermedades asociadas a un deficiente consumo de alimentos y, mediante un tríptico, difunde esta información. Comunica también la dieta que creaste como recomendación para una persona de tu edad.

🗣️ Comenten en grupo las facilidades y dificultades que tienen para consumir exactamente la energía necesaria por día, según su edad, actividades físicas, peso y estatura. Discutan cómo repercute su estilo de vida en los alimentos que ingieren.

El Plato del Bien Comer

En México, se propone que la nutrición de la población esté basada en el Plato del Bien Comer, el cual es una representación gráfica propuesta para nuestro país en la Norma Oficial Mexicana NOM-043-SSA2-2005. Su función es ayudar a la población a entender la manera en que pueden combinarse los alimentos con el fin de seguir una dieta equilibrada que ayude a prevenir y evitar problemas como la obesidad y la diabetes, cada vez más frecuentes.

En el Plato del Bien Comer, alimentos de diferentes grupos deben combinarse para fomentar una dieta equilibrada. Tienen que consumirse en menor proporción alimentos de origen cárnico y lácteo, favoreciéndose el consumo de vegetales, frutas y leguminosas.

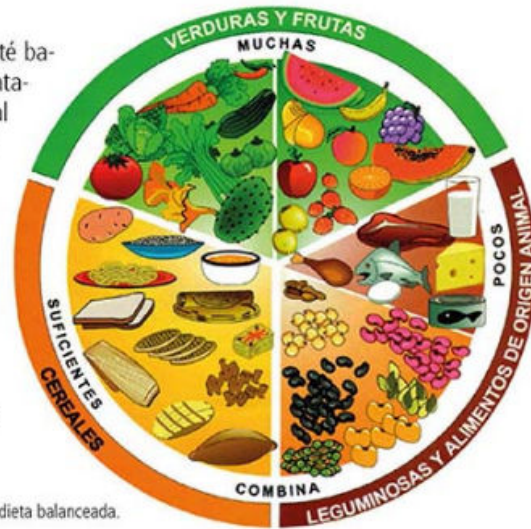


Fig. 3.37 Herramienta nutricional útil que permite llevar una dieta balanceada.



Fig. 3.38 Primer grupo del Plato del Bien Comer: frutas y verduras.

Primer grupo: frutas y verduras

Las verduras son ricas en vitaminas y minerales; además, son bajas en calorías, ya que están compuestas principalmente por agua y fibra, útil para controlar el tránsito de los alimentos a través de los intestinos. Las frutas, por su parte, contienen vitaminas y minerales. Al igual que las verduras, tienen altos contenidos de *carbohidratos* (azúcares) simples como la fructosa; también, algunas frutas, como el plátano y la piña, contienen altos niveles de sacarosa, lo que las convierte en una importante fuente de energía.

Segundo grupo: cereales

En este grupo se incluyen alimentos como el arroz, trigo, maíz, papa y sus derivados (tortilla, pan, galletas). Los miembros de este grupo son ricos en *carbohidratos* complejos (como el almidón), los cuales representan una destacada fuente de energía para el ser humano. En México, los cereales más comunes son el maíz y el trigo. Para consumo, este último es el de mayor relevancia a nivel mundial, puesto que constituye la base de la alimentación de casi 40% de la población mundial.



Fig. 3.39 Segundo grupo del Plato del Bien Comer: cereales.

Páginas de consulta

Visita la siguiente página y aprovecha las sugerencias que se hacen para que lleves una dieta saludable basada en el Plato del Bien Comer.

http://www.profeco.gob.mx/revista/publicaciones/adelantos_08/16-21%20COMER%20BIEN%20O0KMM.pdf

Tercer grupo: leguminosas y alimentos de origen animal

Las leguminosas (como el frijol y las habas) son las semillas de un grupo de plantas conocido como *papilionáceas*. Estas semillas se utilizan para la alimentación humana debido a que tienen altos contenidos de proteína y bajos de grasa; además, son una fuente importante de hierro y zinc. Los productos de origen animal como la carne, los huevos, la leche y sus derivados, son también una fuente importante de proteínas; sin embargo, aunque deben incluirse en la dieta de manera habitual, es necesario ingerirlos con moderación, ya que algunos de ellos, como el huevo o la mantequilla, tienen altos niveles de grasa (lípidos), y su consumo en altas cantidades está asociado con enfermedades cardíacas y obesidad.



Fig. 3.40 Tercer grupo del Plato del Bien Comer: leguminosas y alimentos de origen animal.

Hay que tomar en cuenta que el consumo excesivo de grasas y carbohidratos trae consecuencias negativas para la salud; a raíz de malos hábitos alimenticios, en combinación con poco ejercicio, pueden desarrollarse problemas de salud como la diabetes y la hipertensión arterial.

Páginas de consulta

Aprende más sobre la composición de los alimentos en este sitio.

http://www2.uned.es/pea-nutricion-y-dietetica-l/guia/guia_nutricion/composicion_alim.htm

Catalizando el conocimiento

Ambiéntate

Desarrolla la siguiente actividad suponiendo la situación que se presenta:

Eres el nutriólogo de una importante empresa de alimentos. A medida que las leyes se vuelven más estrictas, los alimentos que se producen donde trabajas deben llevar más especificaciones en la etiqueta. Acaban de crear unas nuevas barras de cereal; sin embargo, no han salido al mercado porque la envoltura no incluye en contenido calórico de las mismas. Tu jefe está desesperado e intentas, sin éxito, contactar a la empresa que hace esas determinaciones.

Como cuentas con experiencia en el área de la química de alimentos, has decidido hacer esas especificaciones por ti mismo, ya que si no están hechas a más tardar en dos días, esas barras no saldrán al mercado hasta dentro de un año y seguramente perderás tu trabajo. Tú quieres convencer a tu jefe de que eres capaz de hacer las pruebas en el laboratorio de la empresa, así que decides hacer una prueba con distintos alimentos para mostrársela y convencerlo. Con esto en mente, pones manos a la obra.

Formula una hipótesis para dar respuesta a la pregunta: ¿qué tipo de alimento aportará mayores cantidades de energía según su composición química?

Material

- Cacahuates
- Almendras
- Granola
- Pinzas para soporte universal
- Termómetro
- Papel aluminio
- Malvaviscos
- Osos de gomita
- Soporte universal
- Tubo de ensayo
- Corcho
- Alambre

Manos a la obra

1. Coloquen 25 ml de agua en el tubo de ensayo y sosténganlo en el soporte universal, aproximadamente a 15 cm de la base.
2. Coloquen el termómetro dentro del agua y deténganolo con otras pinzas al soporte; no dejen que el termómetro toque el fondo del tubo de ensayo.
3. Pesen los alimentos y registren ese valor.
4. Aten el alimento al alambre de metal (o colóquenlo sobre el papel aluminio) y entierren este último en el corcho. El alimento debe quedar ligeramente abajo del tubo de ensayo. Registren la temperatura del agua antes de iniciar el experimento.
5. Prendan el alimento y espera que arda. Colóquenlo debajo del tubo de ensayo hasta que el fuego se extinga.
6. Vuelvan a prender el alimento; si ya no se enciende, significa que la energía en él se liberó por completo. Ahora vuelvan a pesar el alimento y, por otro lado, determinen la temperatura final del agua en el tubo.
7. Calculen la cantidad de energía que necesita cada alimento para arder por completo. Pidan ayuda a su profesor para llevar a cabo este punto.

Cuestionario

1. ¿Qué alimento fue el que liberó la mayor cantidad de energía?
2. ¿Cuántas calorías hay en cada alimento que probaste?
3. ¿Pudiste determinar todas las calorías que hay en cada alimento? ¿Por qué?
4. ¿Crees que el número de calorías que calculaste es más alto o más bajo que el real? ¿Por qué?
5. ¿Qué sustancia se quema en cada tipo de alimento para aportar calorías? ¿Cómo puedes saber esto?
6. ¿Es posible determinar la cantidad de calorías en un laboratorio? ¿Qué harías con las barras que se producen en tu empresa?

Ahora, con la ayuda del maestro concluyan cuáles son las fuentes de calorías más importantes para el ser humano. ¿Qué alimentos aportan una mayor cantidad de éstas? Repasen grupalmente los cálculos de calorías que se hicieron para cada alimento; debe quedar muy claro cómo fueron realizados. Determinen qué se hará con las barras producidas por la empresa. ¿Podrá determinarse la cantidad de calorías que hay en ellas?

Disposición de desechos

Todas las sustancias usadas en esta experiencia pueden desecharse en la tarja.

Tercera revolución de la química

Precipitando el conocimiento

Redacta una definición para los tipos de enlace estudiados (covalente, iónico, metálico) y describe sus principales características.

Elabora una lista de las propiedades que los enlaces tienen en común, así como sus diferencias. ¿Puedes encontrar algo en común entre todos los enlaces?

Dibuja los modelos de enlace estudiados, explicando qué representa cada uno de los elementos gráficos empleados.

Redacta una definición de electronegatividad y su importancia en la formación de enlaces.

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

Las aportaciones de Lewis fueron de suma importancia para la química moderna, como ya se señaló. En 1916 estudió la estabilidad de los enlaces químicos y se dio cuenta de que los elementos que están en el grupo de los gases nobles son particularmente estables.

Los gases nobles son elementos químicos que, bajo condiciones normales, son monoatómicos y tienen una reactividad muy baja. Son el helio, el neón, el argón, el kriptón, el xenón y el radón.

Lewis se preguntó por qué estos elementos eran tan poco reactivos y se dio cuenta de que tienen completa su capa de electrones de valencia, es decir, hay en ella ocho electrones, ocasionando una tendencia a no participar en reacciones químicas. Durante sus estudios sobre enlace químico, Lewis notó que cuando dos elementos se enlazan buscan adquirir la estructura de los gases nobles, es decir, contar con ocho electrones en su capa de valencia. Para lograr esto, un elemento puede compartir, ceder o aceptar electrones con otros elementos, con lo que completa su octeto en esa capa.

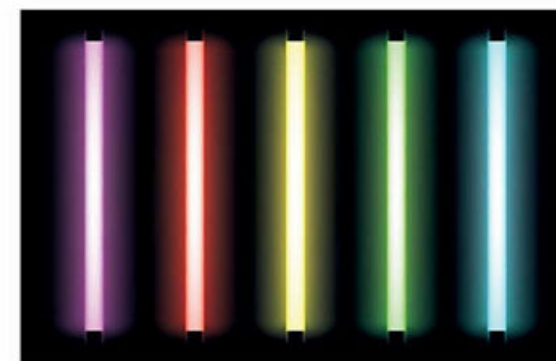


Fig. 3.41 Tubos que contienen gases nobles; al ser excitados eléctricamente emiten luz.

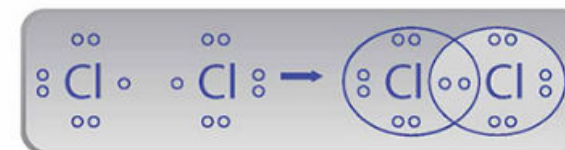


Fig. 3.42 (Sup.) Al formar un enlace, dos átomos de cloro cumplen con la regla del octeto. (Inf.) Estructura de Lewis para el dióxido de carbono; los elementos involucrados cumplen con la regla del octeto.

Bloque 3

Como ya se vio en el bloque anterior, los elementos que forman enlaces covalentes comparten pares de electrones; al hacerlo, cada uno de los involucrados en el enlace completa su octeto, adquiriendo la estructura de un gas noble. Véase como ejemplo el CO_2 .

Como se aprecia en la figura anterior, el carbono, al enlazarse a los dos oxígenos, logra tener ocho electrones de valencia, mientras que cada uno de los oxígenos unidos al átomo de carbono también es capaz de cumplir con la regla del octeto. De este modo, la molécula que se forma tiene una mayor estabilidad química que si los átomos que la integran estuvieran separados.

El enlace iónico se forma entre metales y no metales. Los primeros ceden electrones a los segundos, con el fin de que completen su octeto. El átomo del metal, al perder electrones, queda con carga positiva formando un catión, mientras que el no metal, al recibir los electrones, queda con carga negativa, por lo que se forma un anión. Esto se ejemplifica a continuación para el caso del cloruro de magnesio.



Páginas de consulta

Ingresa a la siguiente página para que amplíes tus conocimientos sobre cómo elaborar estructuras de Lewis.

<http://corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral/contenido/341-como-determinar-la-estructura-de-lewis-teoria-rpecv.html>

Fig. 3.43 Formación del cloruro de magnesio, compuesto iónico.

Según esta representación, el magnesio tiene dos electrones de valencia en su orbital más externo (capa de valencia). Por otro lado, el cloro cuenta con siete. Cuando el metal cede sus dos electrones, la capa de valencia de cada uno de los dos átomos de cloro involucrados queda completa con ocho. Así, en el enlace iónico ambos elementos queda con una configuración de gas noble (ocho electrones en su capa de valencia).

La tendencia de un elemento a formar un enlace (iónico o covalente) está dada por su *electronegatividad*. Este concepto fue propuesto por Linus Pauling en 1939, quien la definió como la medida de la capacidad que tiene un átomo para atraer electrones al estar enlazado formando una molécula.

Pauling propuso en este sentido una tabla en la que calculó las electronegatividades de todos los elementos. De esta manera, fue capaz de diferenciar los tipos de enlace que se formaban entre dos elementos dependiendo de su electronegatividad; asimismo, señaló que éstos pueden establecer distintos enlaces según electronegatividad.

La escala propuesta por este científico presenta algunas limitaciones, porque fue concebida a partir de los valores del máximo número de oxidación de cada elemento, por lo que hay variaciones al modificarse éste. Aun así, es muy útil para calcular las energías de enlace entre elementos de diferente electronegatividad y para predecir el tipo de enlace que forman al unirse.

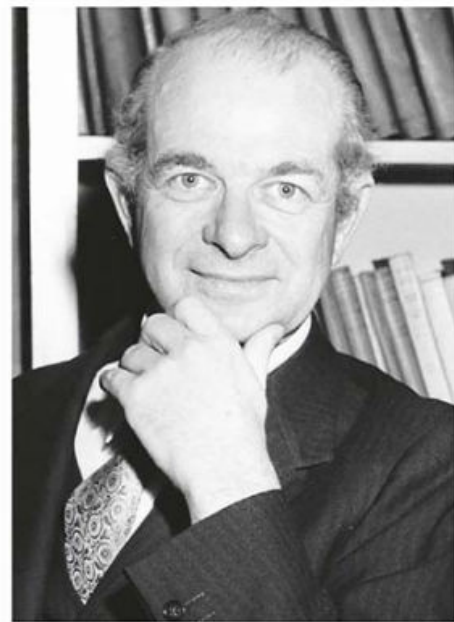


Fig. 3.44 Linus Pauling fue crucial en el desarrollo de los modelos de enlace.

Uso de la tabla de electronegatividad

La escala de Pauling indica que el elemento más electronegativo es el flúor (4), mientras que el menos es el francio (0.7). Todos los demás tienen valores de intermedios. Cabe señalar que, como regla, en la tabla periódica la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha y de abajo hacia arriba.

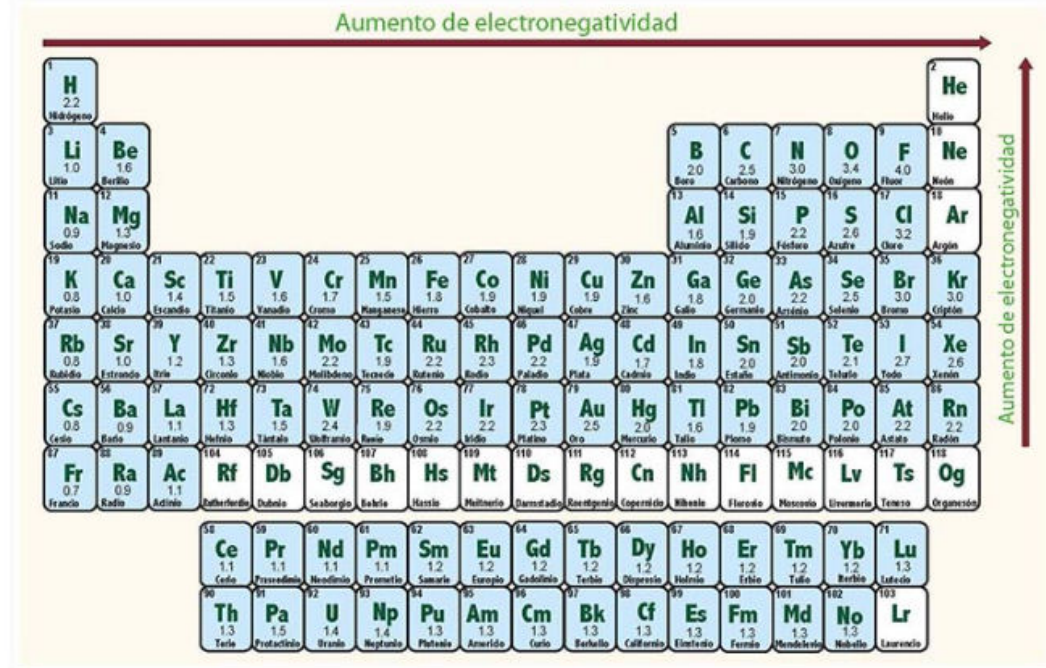


Fig. 3.45 Tabla periódica que muestra la electronegatividad de distintos elementos.

Pauling observó que en el enlace iónico existe una gran diferencia de electronegatividad entre los elementos que lo componen. Según su tabla, en un compuesto iónico como el cloruro de sodio, existe una diferencia de electronegatividades de 2.1 (el cloro tiene una electronegatividad de 3 y el sodio de 0.9).

Pauling propuso que si la diferencia de electronegatividades entre dos elementos es mayor a 2, se formaría un enlace iónico, mientras que si es menor a 0.4, se trataría de un enlace covalente puro.

Este científico propuso entonces otro tipo de enlace, el *covalente polar*, en el cual la diferencia de electronegatividades que lo componen va de 0.4 a 1.7. Con esto, Pauling demostró que los enlaces no siempre son covalentes puros o iónicos puros, sino que más bien tienen un carácter ya sea covalente o iónico, presentando un poco de ambos enlaces.

El enlace covalente polar, del que ya se habló previamente en la formación de puentes de hidrógeno, es un tipo muy característico de enlace covalente que se forma entre dos elementos con electronegatividades distintas. Esta diferencia le confiere una **polaridad**. Tomemos, por ejemplo, el caso del agua. La diferencia de electronegatividades entre el hidrógeno y el oxígeno es de 1.4, lo que permite concluir que se trata de un enlace covalente polar.

Glosario

polaridad. Efecto de separación parcial de cargas positivas y negativas dentro de una misma molécula como resultado de la unión de dos átomos con distintas electronegatividades.

En este caso, los electrones no son atraídos por igual hacia el hidrógeno y el oxígeno, sino que tienden a aproximarse más hacia el átomo más electronegativo, es decir, aquél con mayor afinidad por los electrones, atrayéndolos hacia su núcleo. En el caso del agua, el oxígeno es el elemento más electronegativo y, por lo tanto, el que atrae a los electrones con mayor afinidad, quedando con una carga parcial negativa.

En cambio, cuando la diferencia de electronegatividad entre los átomos que se enlazan es igual (si se trata de dos átomos iguales uniéndose) o menor a 0.4, los electrones están distribuidos de manera uniforme y no se da una separación de cargas dentro de la molécula, de modo que se habla de un enlace *covalente no polar*. Este enlace lo presentan moléculas diatómicas como Br_2 , Cl_2 , H_2 , O_2 .

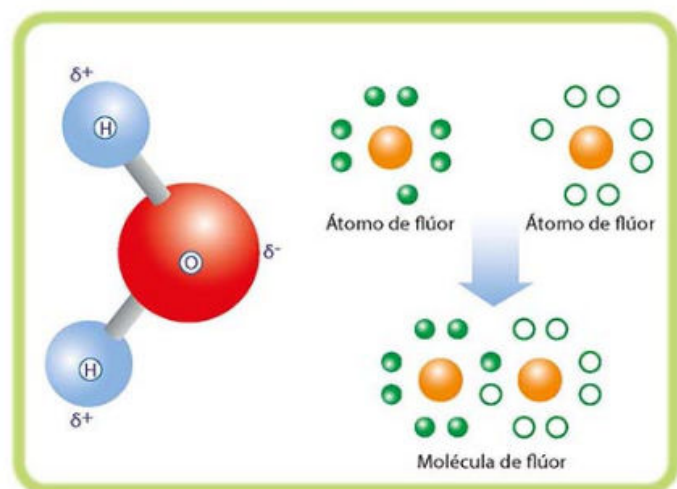


Fig. 3.46 (Izq.) Agua. El oxígeno, al ser más electronegativo, queda con una carga parcial negativa. (Der.) Molécula diatómica de flúor. Al tener la misma electronegatividad, se forma un enlace entre los dos átomos y se comparte la misma carga entre ambos.

Lleva a cabo la siguiente actividad para identificar los tipos de enlace presentes en algunas sustancias.

Catalizando el conocimiento

Ambiéntate

Supón la siguiente situación para desarrollar la actividad:

Trabajas en un laboratorio que fabrica plásticos de diferentes tipos; eres el encargado de un gran almacén en el que se encuentran todas las materias primas. Éstas han sido colocadas dentro de grandes botes, en anaqueles especiales de colores. Cada uno representa un compuesto químico específico.

Una mañana sucede algo que jamás habías pensado. Después de un temblor, los anaqueles cayeron y los botes en los que se almacenaban los reactivos cayeron al piso rodando por todos lados. Como no estaban etiquetados, te es imposible identificarlos a simple vista. En ese momento decides que nunca vas a volver a dejar un compuesto sin etiquetar; sin embargo, hay que arreglar todo el problema. Decides hacer entonces una serie de pruebas que te permitan identificar los compuestos y poder etiquetarlos.

Para ello, preparas una lista de los compuestos que se usan como materias primas; te das cuenta de que son pocos y puedes identificarlos más fácilmente si sabes si se trata de compuestos iónicos o covalentes. Para averiguar esto, decides aplicar tres pruebas: prueba de solubilidad, prueba de conductividad y punto de fusión.

Plantea una hipótesis para dar respuesta a la siguiente pregunta: ¿Es posible identificar los tipos de enlace presentes en un compuesto, determinando su solubilidad, conductividad y punto de fusión?

Material

- CaCl_2 (cloruro de calcio)
- KI (yoduro de potasio)
- NaCl (cloruro de sodio)
- $\text{C}_{13}\text{H}_{18}\text{O}_2$ (ibuprofeno)
- $\text{C}_8\text{H}_9\text{NO}_2$ (acetaminofen)
- $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (sacarosa)
- Placa de vidrio
- Mechero de Bunsen
- Conductímetro (puedes usar el que construiste)
- Etanol
- Soporte universal
- Anillo para soporte universal
- Rejilla de alambre
- Charolas de aluminio pequeñas
- Pipetas Pasteur
- Espátula
- Vasitos de plástico de 10 ml



Fig. 3.47 Material necesario para esta actividad de identificación de sustancias.

Manos a la obra

1. Utiliza bata y lentes de seguridad.
2. Tu maestro colocará las sustancias sobre tu mesa en desorden; así no podrás saber a qué corresponde cada una.
3. Antes de empezar, obsérvalas en la mesa y descríbelas brevemente.

Prueba de solubilidad

1. Toma unos gramos de cada una de las sustancias y colócala en un vasito de plástico.
2. Llena el vasito con agua. No mezcles las sustancias.
3. Anota la solubilidad de cada compuesto en agua.
4. Repite este experimento con el etanol. No mezcles.

Punto de fusión

1. Coloca un poco de cada sustancia en una charola de aluminio. Si caben, puedes ponerlas todas a la vez, procurando que no se mezclen.
2. Arma el soporte universal colocando el anillo de metal, la rejilla sobre él y la charola de aluminio encima de ésta. El anillo deberá estar colocado a una altura que permita a la llama del mechero de Bunsen tocar la rejilla de metal.
3. Prende el mechero, coloca la charola de aluminio en su lugar y anota cuáles compuestos se funden y en qué orden. Después de dos minutos, apaga el mechero y registra el resultado.

Conductividad eléctrica


1. En un vaso de precipitados coloca agua y disuelve por separado dos cucharadas de cada una de las sustancias.
2. Con ayuda de tu conductímetro determina la conductividad eléctrica de cada solución. Registra tus resultados.

 Copia una tabla como ésta en tu cuaderno y registra tus resultados:

Compuesto	Descripción	¿Se funde?	¿Soluble en agua?	¿Soluble en etanol?	¿Conduce corriente eléctrica en disolución?
A					
B					
C					
D					
E					
F					

Questionario


1. ¿Cómo clasificaste las sustancias con base en las propiedades determinadas?
2. ¿Se forman grupos claros? ¿Cuáles?
3. ¿A qué tipo de sustancias corresponde cada grupo?
4. ¿Podrías saber de qué sustancia se trata con base en las propiedades que determinaste? ¿Qué más harías para caracterizarla?
5. ¿Cuáles son tus conclusiones respecto de los experimentos que hiciste? ¿Puedes indicar si los enlaces presentes en los compuestos son iónicos o covalentes?

 Con ayuda del maestro, traten de identificar cada sustancia; para hacerlo deberán basarse en los datos que obtuvieron en la experiencia. Justifiquen claramente la manera en que ubicaron cada sustancia. Si faltan datos para lograrlo, investiguen qué tendrían que hacer para averiguar qué es cada una de ellas.

Comparación y representación de escalas de medida

Precipitando el conocimiento

1. Toma una regla y mide tu escritorio. Ahora, con el mismo instrumento, trata de calcular el ancho de una de tus uñas. Desprende un cabello de tu cabeza y mide su largo. ¿Qué tal si ahora intentas establecer su grosor? ¿Puedes estimarlo con una regla graduada?
2. ¿Qué porción de un milímetro representaría el grosor de un cabello? ¿Cómo lo expresarías matemáticamente?
3. ¿Qué pasaría ahora si quisieras calcular el diámetro de una bacteria o la cantidad de átomos en un pedazo de metal? ¿Cómo podrías establecer cantidades tan pequeñas o tan grandes? ¿Qué unidades usarías?

 Comenten grupalmente las diferentes unidades de medida que conocen y las situaciones en las que se emplean.

Escalas y representación

Las infecciones estomacales son padecimientos muy comunes provocados por microorganismos como las bacterias. Éstos son invisibles al ojo humano; por eso, es posible el contagio de tales enfermedades con el hecho de tocar una superficie en la que se encuentre alguno de ellos.

Para medir las dimensiones de una bacteria o de un virus, los científicos utilizan microscopios, instrumentos que les permiten aumentar el tamaño de estos microorganismos muchas veces. Con la ayuda de ellos, los especialistas lograron determinar que la bacteria *Streptococcus pneumoniae*, causante de una gran cantidad de infecciones respiratorias, tiene un diámetro de aproximadamente 2 micrómetros (μm), equivalentes a 0.000001 metros (véase el Anexo, que puede apoyar en el estudio de las equivalencias de múltiplos y submúltiplos en el s).

El virus de la influenza, que ha provocado grandes epidemias en la historia de la humanidad, mide aproximadamente 100 nanómetros (nm), equivalentes a 0.0000001 m.

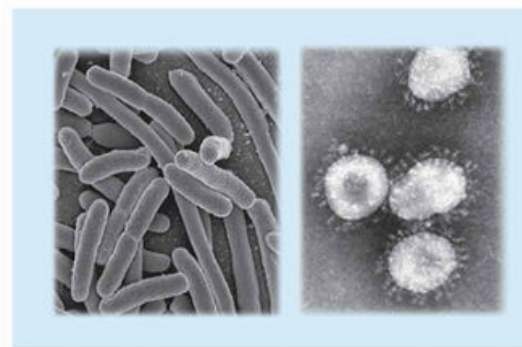


Fig. 3.48 Bacterias con forma de bastón (izq.). Virus al microscopio electrónico (der.).

Curiosidades químicas

El virus de la rabia es uno de los más letales. Afortunadamente, puede prevenirse a través de vacunas y tratamiento. Anteriormente, cada año morían cerca de 50 000 personas debido a este padecimiento, pero gracias a los avances de la química han disminuido notablemente.

angstrom. Unidad empleada para expresar longitudes de onda y distancias moleculares; equivale a 10^{-10} m.

Los microorganismos están a su vez formados por moléculas más pequeñas, como las proteínas y el ADN. Ésta es una molécula fundamental para la vida y mide aproximadamente 20 **angstroms** de ancho, lo que equivale a 0.000000002 m.

Las proteínas, por su parte, están formadas por átomos de elementos como carbono, hidrógeno y nitrógeno, entre otros. Como ya se vio, los átomos tienen un núcleo en

el que se encuentran los neutrones. Uno de ellos mide, aproximadamente, 25 femtómetros (fm) de diámetro, es decir, 0.00000000000025 m.

Sería sumamente difícil trabajar con números tan pequeños en la escala microscópica y lo mismo pasaría si se manejaran cifras muy grandes en la escala astronómica, por ejemplo, para explicar la distancia entre la Tierra y la galaxia de Andrómeda, que se encuentra a una distancia de 2.54 millones de años luz, es decir, a $24\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000$ m. Por tal motivo, se ha desarrollado una manera para representar estos números, conocida como *notación científica*. Consulta la sección de Anexos para mayor información sobre los prefijos comunes del SI (p. 234).

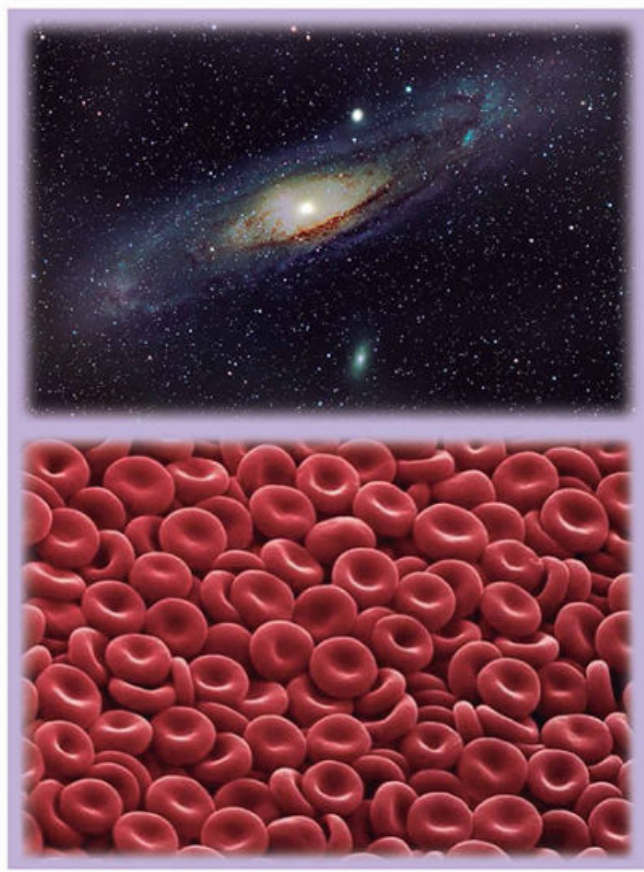


Fig. 3.49 (Sup.) Escala microscópica. Glóbulos rojos de la sangre vistos al microscopio electrónico. (Inf.) Escala astronómica. Galaxia de Andrómeda.

- Como se dijo, si el diámetro de un neutrón es de 0.00000000000025 m; para expresarlo en notación científica debe ponerse un punto decimal entre el 2 y el 5 al final de la cifra. Ese punto siempre se colocará a la derecha del primer número diferente a cero que aparezca en ella.

- Después se contarán los números a la izquierda del punto decimal, en este caso 14. Se escribe el número a la izquierda del punto decimal como si fuera un entero (en el ejemplo, sería el 2). Con todo ello ya se tiene 2.5, cifra que deberá expresarse utilizando una potencia de 10. Como la cifra es menor a cero, la potencia de 10 que se utilizará es negativa y será igual a la cantidad de números que se tenían a la izquierda del punto decimal (en este caso, 14).

- Así, 0.00000000000025 m sería igual a 2.5×10^{-14} m, correctamente expresado en notación científica.

¿Cómo se hará la notación científica para números grandes? Se sigue el mismo procedimiento, aunque la única variante es que la potencia tiene signo positivo. Por ejemplo, la distancia que hay de la Tierra a la Luna, $400\,000\,000$ m, podría expresarse como 4×10^8 m. Para practicar el procedimiento, en la siguiente actividad podrá aplicarse la notación científica.

En parejas, expresen las siguientes cifras en notación científica. Después de terminar el ejercicio, comenten cuál fue la técnica más efectiva para llevar a cabo el ejercicio.

1. 5 000 000 000 000
2. 0.000005678
3. 0.00008976
4. 670 000 000 000 000
5. 8 560
6. 0.1987658490

Comparen grupalmente sus respuestas y, entre todos, elaboren una conclusión sobre las ventajas que ofrece la utilización de la notación científica.

Según las propiedades de la materia, los seres humanos han ideado diferentes escalas para facilitar los procesos de medición. Considerando las distintas dimensiones se utilizan, por ejemplo, los metros para calcular las distancias en un campo de fútbol, pero los kilómetros para establecer la que hay entre un país y otro. En el caso de la química, el desarrollo del *mol* como unidad ha sido crucial para la correcta expresión de cantidades de sustancia.

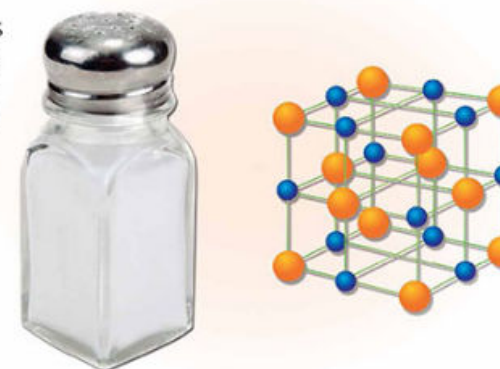


Fig. 3.50 Las redes cristalinas están formadas por millones de átomos.

Unidad de medida: mol

Cuando se pide en el mercado una docena de huevos, esta unidad es útil para medir cantidades tanto de ellos como de otros productos; sin embargo, una docena de átomos es muy pequeña para ser vista, por lo que manejarla sería sumamente difícil.

De igual manera, es complicado imaginar siquiera la cantidad de átomos que podría haber en 10 gramos de cloruro de sodio y no se diga en un litro de agua o en una disolución de cloruro de sodio.

Para solucionar este problema, los químicos utilizan un término conocido como mol, el cual es la unidad del SI con la que se mide la cantidad de sustancia (átomos, moléculas, iones o electrones). Un mol entonces es la cantidad de sustancia que contiene 6.022×10^{23} partículas.

Este número es conocido como el número de Avogadro en honor al científico italiano Amadeo Avogadro.



Fig. 3.51 Amadeo Avogadro.

Si la masa de un frijol es de 2.89×10^{-5} kg, ¿cuál sería la masa en un mol de frijoles? Para saber esto debe multiplicarse tal cantidad (masa de frijol) por el número de Avogadro. ¿Pero cómo llegaron los científicos a suponer que puede relacionarse la masa de un elemento con este número? Al hacer sus cálculos, los químicos concluyeron que 12 gramos de carbono 12 equivalen a un mol de ese elemento, y que en ese mol existen 6.022×10^{23} átomos. Con ello pudieron definir que la cantidad de átomos que hay en un mol de cualquier sustancia es 6.022×10^{23} .

Del mismo modo, con el número de Avogadro podemos definir la cantidad de moléculas, iones o radicales que están presentes en un mol de sustancia. Por ejemplo:

Un mol de moléculas de agua contiene 6.022×10^{23} moléculas de agua; un mol de iones cloro contiene 6.022×10^{23} iones de cloro, en un mol de protones hay 6.022×10^{23} protones y así sucesivamente.

Curiosidades químicas

¿Qué tan grande es el número de Avogadro? Las cataratas del Niágara liberan, por segundo, más de 6 000 m³. A pesar de ese enorme volumen, se necesitarían 400 años de caída de agua para igualar la cantidad de moléculas de agua que hay en una sola gota.

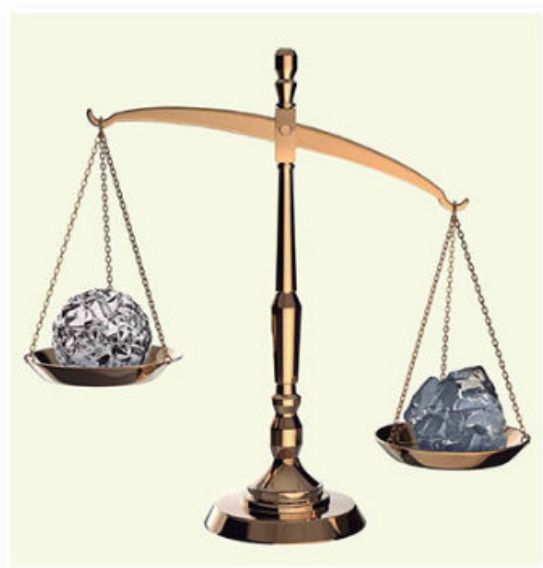


Fig. 3.52 Aluminio y plomo. Los dos elementos tienen la misma cantidad de átomos, pero con masa distinta, puesto que son sustancias diferentes.

Curiosidades químicas

La palabra mol tiene su origen en el latín *moles* que significa "una masa". El diminutivo de ese término es *molécula*, es decir, "una masa pequeña".

Masa molar

En el bloque anterior se mencionó el concepto de masa molar. Hay que recordar que ésta se define como la masa por unidad de cantidad de sustancia y nos puede ayudar a determinar la masa de cualquier sustancia contenida en un mol de la misma; se expresa en gramos por mol (g/mol).

Una molécula está formada por la unión química de átomos de diferentes elementos; cada uno de ellos le aporta una masa específica, mientras que la suma de las masas de todos ellos corresponde a la masa molar de dicha molécula.

El carbono tiene una masa atómica de 12.011 uma, lo que implica que su masa molar es de 12.011 g/mol, mientras que el oxígeno posee una masa atómica de 15.9994, por lo que su masa molar equivale a 15.9994 g/mol.

Una molécula de CO₂ tendría una masa molar igual a la suma de las masas molares de los átomos que la componen, por lo que sería igual a $(12.011 \text{ g/mol} \times 1) + (15.9994 \text{ g/mol} \times 2) = 43.9989 \text{ g/mol}$.

La masa molar también sirve para saber la masa de cierta cantidad de moles. Por ejemplo, tres moles de CO₂ tendrían una masa de 131.9967 gramos (equivalente a multiplicar la masa molar de un mol de CO₂ por 3). Este tipo de cálculos es sumamente útil para conocer la cantidad de producto que se formará a partir de una reacción química.

Ambiéntate

Para desarrollar la actividad, supón que se presenta la siguiente situación:

Estás trabajando en una frutería y, de repente, observas a un científico acercándose a tu puesto. Puedes reconocerlo inmediatamente porque usa una bata blanca de laboratorio y anteojos de seguridad. A medida que se aproxima te preguntas qué será lo que busca. Al llegar al puesto se acerca a ti y te dice que quiere un mol de fresas. Te quedas pasmado. Pese a que has escuchado que es un mol, no tienes idea de cómo calcular lo que pide este cliente. Antes de que puedas preguntarle algo, él te dice: "Acabo de ganar la lotería...si logras decirme para mañana cuántas fresas hay en un mol de esta fruta, te regalaré un millón de pesos". La oferta es muy tentadora; aceptas sin tener idea de cómo hacer un cálculo así y te vas a la biblioteca a investigar al respecto. Buscas un libro de química y lees: "Un mol es la cantidad de sustancia que contiene 6.022×10^{23} partículas". Después de reflexionar cómo hacer el cálculo, llegas a una conclusión. Para explicar tu solución al químico y ganarte el millón de pesos desarrollas la siguiente actividad.

Plantea una hipótesis: ¿cómo podrías calcular un mol de fresas?

Material

- 20 fresas
- Balanza

Manos a la obra Estrategia 1

1. Toma 20 fresas al azar; determina su masa por separado y saca de ellas una masa promedio.
2. Esa masa que obtengas será la que determine el mol de fresas. Es decir, puedes indicar que éste tiene una masa igual al promedio de las mediciones realizadas. Entonces, explicarías que 6.022×10^{23} partículas de fresa tienen una masa igual al promedio de la masa de esas 20 fresas.
3. Así, puedes calcular la masa correspondiente a un mol de fresas y comunicársela al científico.

Estrategia 2

1. Podrías suponer que un mol de fresas tiene 6.022×10^{23} partículas, es decir, esa misma cantidad de fresas, por lo que le aclararías al científico que necesita conseguir 6.022×10^{23} fresas para obtener un mol de esta fruta.

Cuestionario

1. ¿Cuál de las dos estrategias seguirías para contestar la pregunta del científico y por qué?
2. ¿Crees que esa opción te llevará a ganar el millón de pesos?
3. ¿Qué otra cosa podría hacerse? ¿Hay otra estrategia? Descríbela.

Respondan grupalmente: ¿El científico dará el millón de pesos? Con ayuda del maestro indaguen cuál sería la mejor estrategia para ganarlo. Elaboren una conclusión sobre el uso de la unidad mol y sobre esta actividad en sí.

Proyectos: ahora tú explora, experimenta y actúa

Integración y aplicación



Fig. 3.53 Los jabones se obtienen a partir de reacciones químicas conocidas como saponificaciones.

¿Cómo elaborar jabones?

El jabón es un producto muy utilizado para la higiene personal y para lavar diferentes cosas como ropa y superficies. Se obtiene cuando se hace reaccionar un ácido graso con una base, como el hidróxido de sodio. A ese proceso se le llama *saponificación*, cuyo resultado es una sal de ácido graso conocida como jabón.

Los jabones son sustancias anfipáticas, es decir, que químicamente poseen una porción hidrofóbica (que repele el agua) y una porción hidrofílica (que es afín al agua). Esta estructura química característica es la que le da a los jabones su acción limpiadora.

Cuando hay una mancha de grasa en alguna superficie o en la ropa, la parte hidrofóbica del jabón se disuelve en la grasa. Una vez que esto pasa, la parte hidrofílica lo hace en el agua.

Glosario

tensión superficial. Medida de la resistencia de un líquido para aumentar su superficie al contacto con otras fuerzas.

Ya que la grasa es insoluble en agua no podemos limpiarla únicamente con este líquido; sin embargo, el jabón, que es soluble tanto en él como en la grasa, permite extraer la mancha sin problemas.

Los jabones tienen otro efecto sobre el agua: al disolverse en ella reducen su **tensión superficial**. Al llevarse a cabo esto, penetran a las telas o las superficies con mayor eficacia, aumentando su eficiencia para eliminar manchas.

El jabón ha sido útil para el ser humano desde el tiempo de los romanos, quienes fueron los que descubrieron la reacción de saponificación, para la cual utilizaban cenizas y grasa de animales, con lo que creaban una pomada que utilizaban para lavar la ropa y limpiarla.

Los árabes fueron los primeros en fabricar jabón tal y como se conoce en la actualidad, introduciéndolo a Europa en el siglo xi. Durante los siglos posteriores se perfeccionaron los métodos para producirlo, hasta que en el siglo xx se crearon los detergentes que lo sustituyeron.

Formula preguntas

- ¿Qué ingredientes se necesitan para fabricar un jabón?
- ¿Qué proporciones se requieren de cada uno para hacerlo?
- ¿Cómo pueden fabricarse jabones perfumados o de colores?
- ¿Qué tipos de jabones son los más sencillos para preparar en casa?
- ¿Qué características tiene un jabón de buena calidad?

Diseña el proyecto

Diseña un proyecto adecuado para contestar las preguntas formuladas. Te sugerimos hacer una consulta bibliográfica para encontrar un método de producción de jabón que se ajuste a tu presupuesto y a las condiciones con las que cuentas para su fabricación. Junta todos los materiales que necesites y elabóralo. Toma en cuenta si lo quieres colorear o perfumar.

Puedes llevar a cabo un proyecto sustentable y vender el jabón que produzcas. Averigua cómo es que se le dan formas, pues esto lo hará más atractivo para su comercialización.

Comunica el proyecto

Te sugerimos producir jabones para vender. Éstos deberán incluir todas las especificaciones de producción, por lo que habrán de colocarse etiquetas en las que se muestren claramente los ingredientes utilizados para fabricarlo.

Para la evaluación, cada alumno deberá entregar un reporte donde califique su participación y logros en el proyecto, la elección del método de producción de jabón; la creatividad en la campaña de comercialización y las dificultades que se presentaron durante el desarrollo del proyecto.

Lee el texto para conocer algunos aspectos de la historia del jabón.

Revisa

Breve historia del jabón

Se cuenta que fueron los romanos los que descubrieron la saponificación a partir de los restos de cenizas y sacrificios animales. Que lavando en las aguas río abajo las ropas quedaban más limpias. Eso es lo que cuentan los italianos. Los franceses, por su parte, cuentan que fueron sus druidas, a partir de grasa de carnero y cenizas, los que creaban un ungüento a fin de teñir sus cabellos y derivó en el jabón. Pero ya mucho antes se utilizaban álcalis naturales como el natrón o la potasa procedente de cenizas con fines de blanqueo y tratamiento de tejidos. Se supone que fueron los fenicios los que difundieron la utilización de esos productos alcalinos antecesores del jabón. Fuera como fuere, las primeras noticias que tenemos de la elaboración del jabón tal y como lo conocemos proceden de los árabes que lo introdujeron en Europa a través de Al-Andalus. Dicen que la primera gran industria jabonera la implantaron los árabes a finales del siglo xi en Sevilla, en la calle Castilla. Denominaban a estas fábricas almonas. Más tarde, los cristianos extendieron la buena costumbre de lavarse, muy rentable por otra parte, a otros países, instaurándose en Marsella (Francia) y Génova (Italia). En algunos reinos, como en el castellano, era patrimonio del rey la producción de jabón y todo el que lo quería fabricar, utilizar, transportar o vender le pagaba impuestos por ello.

Más tarde se extendió por toda Europa y cobraron importancia las producciones inglesas y alemanas, siendo estas últimas consideradas las de mejor calidad a finales del siglo xvi. Ya a finales del s. xviii, animado por un concurso público, Leblanc descubre el método para obtener sintéticamente el carbonato sódico, propiciando que la industria jabonera proliferara y mejorara bastante. A partir de ese momento, el arte jabonero se convierte en industria y tanto Leblanc como Solvay desarrollan métodos para obtener sosa cáustica con lo que el proceso se vuelve más efectivo. A principios del siglo xx, Chevreul determina la naturaleza de las grasas, dando pie al perfeccionamiento de la producción del jabón. Con las grandes guerras en el siglo xx, escasean las grasas tanto animales como vegetales y se elaboran otros productos sustitutivos del jabón. Los conocemos generalmente como detergentes. Desde entonces, fundamentalmente por su rentabilidad, se han ido combinando jabones con detergentes, llegando incluso a su sustitución total.

Adaptado de: <http://www.mendrulandia.net/?id=26>
(Consulta: 17 de febrero de 2013).

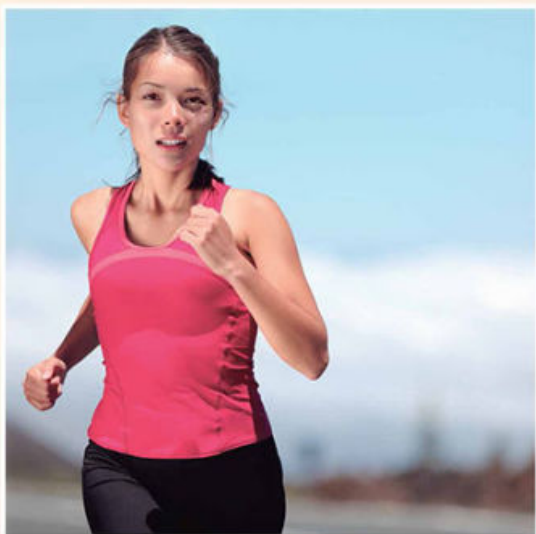


Fig. 3.54 Las enzimas de nuestro cuerpo rompen los enlaces del ATP y la creatina-fosfato para utilizar la energía contenida en esos enlaces.

Curiosidades químicas

El enlace fósforo-oxígeno es una unión covalente muy fuerte. Por tal motivo, cuando se rompe, se libera una gran cantidad de energía que el cuerpo puede aprovechar para satisfacer sus requerimientos energéticos.

El cuerpo humano necesita energía para trabajar adecuadamente. Todos sus órganos utilizan la que se produce por la ingesta de alimentos para llevar a cabo sus funciones; sin embargo, durante la actividad física se consume la mayor cantidad de energía.

¿De dónde obtiene la energía el cuerpo humano?

El cuerpo humano utiliza el sistema muscular para moverse; es a través de los músculos que es capaz de realizar diversas actividades físicas e incluso tener movimientos precisos en manos o pies.

Para que los músculos del cuerpo puedan moverse se requieren grandes cantidades de energía, las cuales se obtienen a partir de dos compuestos conocidos como de *alta energía*, el ATP y la creatina-fosfato.

El adenosín trifosfato o ATP es conocido como la *moneda energética del cuerpo*.

En esta molécula, los enlaces que se encuentran entre los dos últimos fosfatos son conocidos como *enlaces de alta energía*. Cuando éstos se rompen dentro de las células se producen aproximadamente 73 kilocalorías por mol. Esta energía es la que le permite a los músculos del

cuerpo contraerse; además, es utilizada en muchos otros procesos celulares. La estructura química de la otra molécula utilizada por el cuerpo para producir energía es la creatina- PO_3 .

Ésta tiene únicamente un enlace de alta energía, el cual se encuentra entre la creatina y el fosfato. Cuando este enlace se rompe en las células, se produce una mayor cantidad de energía que por el rompimiento de los enlaces de ATP. Así, este enlace produce alrededor de 10.3 kilocalorías por mol.

Páginas de consulta

Visita este sitio para conocer más sobre la obtención de energía a partir de los alimentos.

<http://www.medicinabc.com/2012/06/la-obtencion-de-energia-partir-de-los.html#axzz2kRuYme1U>

Formula preguntas

- ¿Cómo se producen el ATP y la creatina fosfato en el cuerpo humano?
- ¿Qué procesos bioquímicos se llevan a cabo en la generación de estas *monedas energéticas*?
- ¿Qué cantidad de energía en forma de ATP y creatina fosfato producen los distintos grupos de alimentos?
- ¿Cuánta energía en forma de ATP y creatina fosfato se necesita para llevar a cabo las diferentes funciones del cuerpo como pensar, respirar y caminar?
- ¿Qué pasa con la energía no utilizada? ¿Cómo la almacena el cuerpo?

Diseña el proyecto

Diseña un proyecto adecuado para contestar las preguntas formuladas. Puedes acudir a tu maestro para que te asesore en este proceso. Se sugiere llevar a cabo una extensa revisión bibliográfica sobre la producción de ATP y creatina fosfato en el cuerpo, con el fin de contestar tus planteamientos previos.

Investiga cada uno de los grupos de alimentos que consumes de manera regular para que determines cuáles son los que te dan más energía. De la misma forma, busca datos para saber lo que sucede en el cuerpo cuando se consumen alimentos y no se utiliza la energía que producen. Averigua las enfermedades asociadas al consumo excesivo de algunos grupos de alimentos y relacionalas con la presencia de energía en el cuerpo.

Comunica el proyecto

Se sugiere la preparación de trípticos en los que se comuniquen los resultados del proyecto. El objetivo será hacer consciente a la población sobre sus hábitos alimenticios, siempre enfocando el tema hacia la prevención de enfermedades asociadas a una mala dieta. Explica la manera en la que el cuerpo obtiene energía y para qué la utiliza. También destaca lo que pasa cuando se consumen alimentos en exceso y los mecanismos que utiliza el organismo humano para almacenar esa energía.

Puedes realizar también una feria de salud en la que se exponga la importancia de llevar una dieta adecuada y los beneficios de la misma.

A manera de evaluación, se entregará un reporte donde cada alumno analice en qué medida se logró el propósito del proyecto, cómo se aplicaron los conocimientos aprendidos en el bloque, qué tan adecuado fue el método de comunicación de resultados y los aspectos positivos y negativos de la experiencia.

Revisa

La pila biológica

Cada célula de nuestro organismo dispone de su propia pila, misma que le suministra la energía necesaria para realizar sus actividades. En el caso de la fibra muscular, la molécula de ATP le suministra la energía para contraerse y relajarse. Esta sustancia es un nucleótido con enlaces de alta energía de grupos fosfato y cuando sus enlaces se rompen se produce una liberación de energía cercana a las 7.3 kcal/mol, suficiente para realizar un trabajo celular, como la contracción muscular.

La clase de trabajo realizado por la célula depende de su tipo. Por ejemplo, las células nerviosas, transmiten impulsos nerviosos y mantienen las concentraciones de iones diferentes entre el citosol y el exterior celular; las células musculares producen trabajo mecánico por medio de su contracción. Como resultado de la ruptura de la molécula de ATP, se genera una molécula de adenosín difosfato (ADP), una molécula de fosfato y gran cantidad de energía, que es empleada por las diferentes células para llevar a cabo sus funciones. Luego el ATP podrá ser regenerado a partir del ADP y de fosfato, pero también es necesaria cierta cantidad de energía, la cual se puede obtener de grupos diferentes de reacciones químicas que se producen en el organismo, como la degradación de los hidratos de carbono y las grasas (metabolismo aeróbico y anaeróbico).

Adaptado de: http://saludydeporte.consumer.es/alimentacion/pag2_1.html
(Consulta: 17 de mayo de 2013).

Es momento de que demuestres lo que has aprendido durante este bloque realizando la siguiente evaluación. Escribe en tu cuaderno las respuestas y muéstralas a tu profesor, para que a través de este instrumento evalúe tus logros y desempeño en este bloque.

1. La efervescencia es un fenómeno que se presenta por la:

- A) Producción de CO_2 por efecto de una reacción química
- B) Emisión de luz por excitación de electrones
- C) Formación de un sólido
- D) Solubilización de un compuesto en agua

2. Una reacción química es:

- A) Un cambio termodinámico durante el cual los productos forman reactivos
- B) Un proceso fisicoquímico durante el cual dos o más sustancias reaccionan para formar una sustancia nueva
- C) Un cambio termodinámico en el que sustancias conocidas como reactivos reaccionan para crear una nueva sustancia denominada producto
- D) Un cambio fisicoquímico y térmico durante el cual dos sustancias producen luz al formar una mezcla

3. ¿Cuáles de las siguientes reacciones químicas está balanceada?

- A) $\text{KI}_{(aq)} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_{2(aq)} \rightarrow \text{PbI}_{2(s)} + \text{KNO}_{3(aq)}$
- B) $\text{Na}(s) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow \text{NaCl}(s)$
- C) $\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{HF}$
- D) $\text{K} + \text{F}_2 \rightarrow \text{KF}$

4. La ley de la conservación de la energía nos dice que en una reacción química:

- A) Se requiere energía únicamente para formar enlaces nuevos en los productos
- B) Se requiere energía únicamente para romper los enlaces en los reactivos
- C) Se requiere energía para romper enlaces en los reactivos y formar nuevos enlaces en los productos
- D) La energía que se utiliza a lo largo de la reacción es variable

5. ¿Cuál de los siguientes alimentos aporta grandes cantidades de energía al cuerpo?

- A) Grasas
- B) Vegetales
- C) Frutas
- D) Agua

6. La energía que aportan los alimentos al cuerpo se mide en:

- A) Coulombs
- B) Watts
- C) Calorías
- D) Amperes

7. En el Plato del Bien Comer se incluyen los siguientes grupos de alimentos:

- A) Frutas y verduras
- B) Cereales
- C) Leguminosas y alimentos de origen animal
- D) Todos los anteriores

8. Algunas de las enfermedades asociadas a la ingesta excesiva de calorías son:

- A) Obesidad y diabetes
- B) Senilidad y Parkinson
- C) Insuficiencia renal
- D) Gota

9. Una ecuación balanceada cumple con la ley de:

- A) Coulomb
- B) Proporcionalidad
- C) Conservación de la masa
- D) Dalton

10. Durante el enlace químico, los elementos tienden a adquirir la estructura de un gas noble. Esto quiere decir que...

- A) Buscan reducir su masa atómica
- B) Buscan completar ocho electrones en su capa de valencia
- C) Buscan adquirir la capacidad de emitir luz
- D) Buscan donar electrones libres

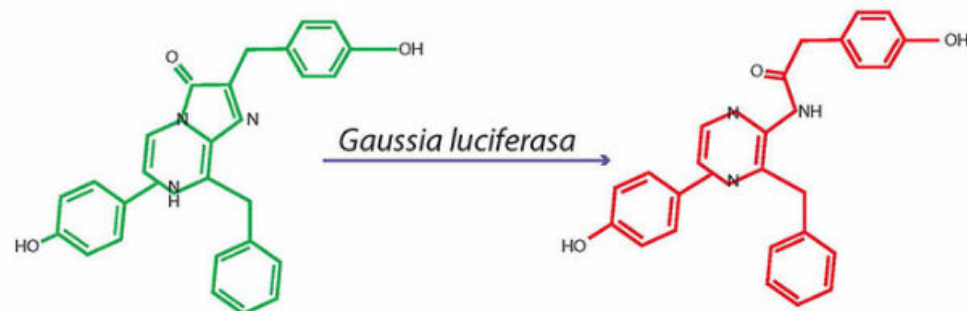
11. Cuando dos elementos con electronegatividades muy distintas reaccionan entre sí forman compuestos con enlaces de tipo:

- A) Iónico
- B) Covalente
- C) Metálico
- D) Covalente coordinado

12. Un mol es:

- A) La cantidad de sustancia que contiene 6.022×10^{23} partículas
- B) La cantidad de sustancia contenida en 6.022×10^{20} partículas
- C) Una solución 1M
- D) La medida utilizada para calcular la masa del neutrón

En un estudio realizado en la fosa de las Marianas, que se encuentra a 11 km de profundidad, se descubrió un organismo que, a través de una reacción química que ocurre en su cuerpo, suelta una sustancia luminiscente capaz de confundir a sus depredadores. Esta especie pertenece al género *Gaussia* y los investigadores que lo encontraron decidieron estudiar el mecanismo por el cual los copépodos (cierto tipo de pequeños crustáceos) como éste eran capaces de producir esa bioluminiscencia. Al estudiarlos a profundidad, los científicos descubrieron que podían generar un tipo de enzima luciferasa, parecida a la producida por las luciérnagas del género *Renilla*. La reacción que se da con la acción de la luciferasa de *Gaussia* es la siguiente:



Contesta las siguientes preguntas:

1. Los depredadores huyen del organismo mencionado porque...

- A) La luciferasa es un compuesto tóxico
- B) Son paralizados por la sustancia liberada
- C) El organismo confunde al depredador porque produce luz

2. Al ser una enzima, ¿cuál es la función de la luciferasa?

- A) Detener las reacciones químicas que se producen en otros organismos cercanos
- B) Paralizar a los posibles depredadores
- C) Acelerar una reacción química

3. ¿Qué similitud presentan las luciérnagas con el organismo marino mencionado?

- A) Ambas producen una enzima luciferasa
- B) Pertenecen al mismo género biológico
- C) Se trata de organismos copépodos

Para cerrar el bloque, reflexiona sobre tu desempeño y los aprendizajes que lograste. Contesta las siguientes preguntas:

Me evaluó

¿Qué conocimientos nuevos adquirí al estudiar este bloque?	
¿Cómo puedo aplicar los conocimientos adquiridos en mi vida cotidiana?	
¿Qué tengo que hacer para mejorar e incrementar lo que aprendí al estudiar este bloque?	

Parte de un equipo

Ahora evalúa tu trabajo en equipo. Marca con una X la opción que consideres más adecuada para describir tu trabajo en equipo.

	Siempre	Algunas veces	Nunca
Logré integrarme a un equipo sin imponer mis ideas sobre las de otros			
Fui capaz de proponer ideas que fueron útiles e importantes para el equipo			
Respeté el trabajo de los demás y logré que el mío fuera valorado			
Logré acuerdos con los miembros de mi equipo mediante un diálogo respetuoso con ellos			

Mis logros

Ahora evalúa tu aprendizaje. Marca con una X el nivel de conocimiento que adquiriste de cada uno de los aprendizajes esperados que se mencionan.

	Mucho	Poco	Nada
Represento y diferencio mezclas, compuestos y elementos con base en el modelo corpuscular			
Represento el enlace químico mediante los electrones de valencia a partir de la estructura de Lewis			
Identifico algunas propiedades de los metales (maleabilidad, ductilidad, brillo, conductividad térmica y eléctrica) y las relaciono con diferentes aplicaciones tecnológicas			
Identifico 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			
Identifico que los átomos de los diferentes elementos se caracterizan por el número de protones que los forman			

La formación de nuevos materiales

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.

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

Precipitando el conocimiento

Antes de comenzar, responde en tu cuaderno lo siguiente:

1. Es posible que alguna vez hayas empleado el término ácido para describir el sabor de algún alimento o la sensación que provocan algunos productos en tu piel. Haz una lista de los artículos que produjeron en ti tales sensaciones.
2. Según las características en común de los componentes de tu lista, redacta tu propia definición de la palabra ácido.

Con ayuda de su profesor, discutan sus respuestas. Revisenlas durante el desarrollo del bloque para que analicen cómo se complementa su aprendizaje.

Propiedades y representación de ácidos y bases



Fig. 4.1 Los jabones son bases utilizadas como removedores de suciedad o grasa.

En la vida diaria es común estar en contacto con sustancias que poseen propiedades ácidas o básicas. Al comer una naranja, se ingieren ácidos. De la misma manera, durante el baño o al lavar los trastes se usa jabón, el cual tiene propiedades básicas que le permiten remover la grasa y la suciedad.

Los ácidos y las bases tienen propiedades muy características que los hacen sumamente útiles tanto para la cotidianidad como para la industria. La palabra ácido proviene del vocablo *acidus*, el cual significa agrio. Esta palabra también se empleaba en la antigüedad para referirse al vinagre, el cual se obtiene a partir de la fermentación del alcohol y cuyo contenido es una concentración de 3 a 5% de un ácido llamado acético. La reacción de **fermentación** del vino para producir vinagre es la siguiente:



Fig. 4.2 Reacción de fermentación.

Fig. 4.3 Desde la antigüedad, el vinagre es un ácido muy utilizado en la gastronomía.



Glosario

fermentación. Proceso mediante el cual en condiciones anaeróbicas se transforman azúcares en compuestos más simples.

Glosario

desengrasante. Sustancia de origen básico que se utiliza para eliminar grasa de ropa u otras superficies.

indicador. Sustancia que es capaz de cambiar de color de manera diferencial cuando se coloca en una sustancia con cierto valor de pH.



Fig. 4.5 Sustancias básicas comunes: jabón, amoníaco, sosa y algunos tipos de limpiadores.



Fig. 4.6 En presencia de una base, la fenoltaleína adquiere un color rosa; en cambio, con ácidos es incolora.

Como puede observarse, un alcohol, en este caso el etílico, se fermenta en presencia de oxígeno para producir ácido acético y agua. Con esta reacción se produce vinagre desde la antigüedad, comúnmente de vino o de manzanas, los cuales son fermentados por un tipo de levaduras conocido como *Mycoderma aceti*. Otro ácido muy común en los alimentos es el cítrico, el cual le da a frutas como las naranjas y los limones su sabor característico.



Fig. 4.4 La presencia de sustancias ácidas da a los cítricos su sabor característico.

Las bases son el opuesto químico de los ácidos. Muchos productos de limpieza que se utilizan en casa como **desengrasantes** para eliminar el cochambre de la estufa, quitar manchas en la ropa o destapar cañerías, son una disolución acuosa de amoníaco, compuesto químico de naturaleza básica que les da un olor penetrante que, incluso, puede llegar a provocar náuseas. Las bases, también conocidas como *álcalis*, se caracterizan por su sabor amargo y por tener una textura resbalosa al tacto. Consulta la sección de Anexos para profundizar en la nomenclatura de ácidos y bases (p. 233).

No siempre es fácil reconocer si una sustancia es una base o un ácido. Sería sumamente peligroso probarlas todas para determinar si son ácidas o básicas. Para saber el grado de acidez o basicidad de una sustancia, los químicos en el laboratorio hacen uso de **indicadores**, los cuales tienen la propiedad de cambiar de color al entrar en contacto con una u otra. Uno de los indicadores más utilizados es la fenoltaleína, el cual se torna de color rosa en presencia de una base y se vuelve incoloro al contacto con un ácido.

Otra propiedad importante de los ácidos y de las bases es su reactividad. En el caso de los ácidos, existen algunos que reaccionan con metales, como el zinc (Zn), el hierro (Fe), el aluminio (Al) y el sodio (Na) para producir hidrógeno gaseoso. Un ejemplo es la siguiente reacción de zinc con ácido clorhídrico:

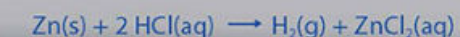


Fig. 4.7 Reacción de zinc con ácido clorhídrico. Se puede detectar el hidrógeno a través de las burbujas desprendidas en la reacción.

Bloque 4

En la figura 4.7 puede observarse cómo el zinc reemplaza al hidrógeno de la molécula HCl. A diferencia de los ácidos, la mayoría de las bases no reaccionan con los metales. En la siguiente tabla se sintetizan algunas características de ácidos y bases.

Cuando un ácido se disuelve en agua, la solución resultante:	Cuando una base se disuelve en agua, la solución resultante:
Tiene sabor ácido	Tiene sabor amargo y textura resbalosa
Reacciona con metales para producir hidrógeno gaseoso	No reacciona con metales
Hace que la fenolftaleína se vuelva incolora	Hace que la fenolftaleína adquiera un color rosa

Tabla 4.1 Características de ácidos y bases.



Fig. 4.8 La pila voltaica revolucionó el uso de aparatos eléctricos sin la necesidad de utilizar cables.

Los ácidos y bases: los trabajos de Arrhenius

El estudio de las propiedades de los ácidos y las bases aumentó de manera considerable en el siglo XIX, gracias a un importante invento del científico italiano Alessandro Volta, la pila voltaica. Ésta era un generador de corriente electroquímica compuesto por pares de discos de cobre y zinc apilados uno sobre el otro, los cuales se separaban entre sí por una capa de tela impregnada en una solución de cloruro de sodio (NaCl).

Tiempo después se crearon otras pilas que utilizaban cloruro de amonio y ácido nítrico en lugar de cloruro de sodio, lo cual demostró que las sales, las bases y los ácidos eran capaces de transmitir la corriente eléctrica.

Fue gracias a este descubrimiento que el químico sueco Svante Arrhenius decidió estudiar el fenómeno. En 1884 presentó su tesis de doctorado, titulada *Teoría de la disociación electrolítica*, en la cual lo explicaba.

Arrhenius señalaba en su obra que, al entrar en contacto con el agua, sustancias como los ácidos y las bases eran capaces de disociarse en iones positivos y negativos, que eran los responsables de conducir la corriente eléctrica. Este descubrimiento complementó las teorías de Michael Faraday, quien había llamado *electrolitos* a las sustancias capaces de conducir corriente eléctrica. De este modo, Arrhenius encontró que los ácidos y las bases eran electrolitos.

Fig. 4.9 Svante Arrhenius utilizó ingeniosamente cationes y aniones para generar corriente en una batería; este procedimiento es utilizado con frecuencia hoy en día.



FERNÁNDEZ editores

Arrhenius señaló que los ácidos eran sustancias capaces de ionizarse en agua liberando un protón (H⁺) a la disolución. Algunos ejemplos de la disociación de ácidos son:

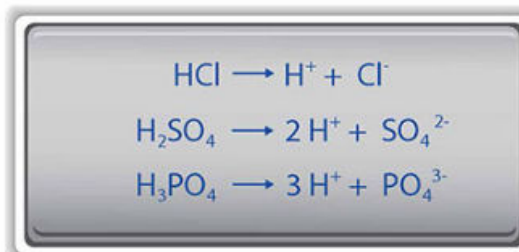
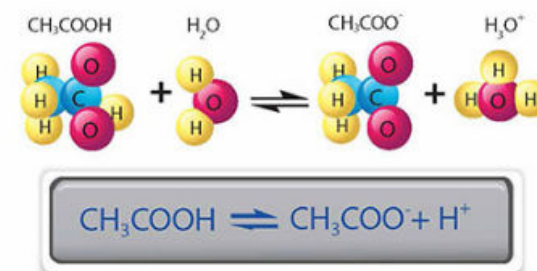


Fig. 4.11 Los ácidos liberan en disolución iones H⁺.



Fig. 4.10 Ejemplo de la teoría de la disociación electrolítica. Formación de iones en disolución.

También indicó que las bases eran sustancias que podían ionizarse cediendo un ión hidroxilo (OH⁻) a la disolución. Algunos ejemplos de disociación de bases son:

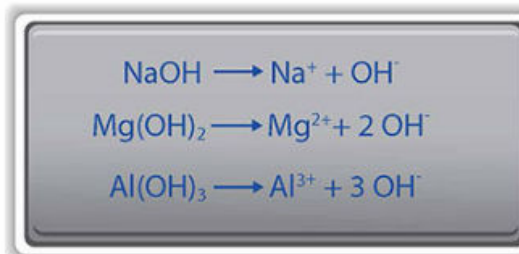


Fig. 4.12 Las bases liberan en disolución iones OH⁻.

Revisa

Svante Arrhenius

Fisicoquímico sueco, nacido en 1859 en la ciudad de Vik. Se doctoró en 1884 con una tesis que versaba sobre la conducción eléctrica de las disoluciones, donde expuso detalladamente su teoría, según la cual las moléculas de los electrolitos se disocian en dos o más iones, y que la fuerza de un ácido o base está en relación directa con su capacidad de disociación. Esta teoría fue criticada por sus profesores y compañeros. Sin embargo, grandes científicos extranjeros, como Ostwald, Boltzmann y Van't Hoff, apreciaron su teoría y le ofrecieron su apoyo, con lo que su prestigio fue creciendo.

Fue profesor en la Universidad de Uppsala, rector de la Universidad de Estocolmo y director del Instituto Nobel de Fisicoquímica. Su trabajo abarcó campos muy dispares entre sí; destacando sus teorías sobre la formación de cometas basada en la presión de la radiación, una hipótesis cosmogónica que explicaba la evolución de los astros, una teoría acerca de la inmunología y otra acerca del efecto invernadero atmosférico.

Adaptado de: http://www.upra.edu/acs/brochures/Brochure_Quimica_Idalia_Aquino_Soto.pdf
(Consulta: 10 de abril de 2013).

Bloque 4

Ácidos fuertes y ácidos débiles

En otras palabras, Arrhenius encontró que un ácido es cualquier sustancia capaz de ionizarse cediendo un protón, mientras que una base es la que, al ionizarse, otorga un hidroxilo.



Fig. 4.13 Ácido clorhídrico (izq.), ácido de Arrhenius. El ión H_3O^+ liberado es equivalente a H^+ (por simplicidad en esta obra se utiliza este último), amoníaco (der.), base de Arrhenius.

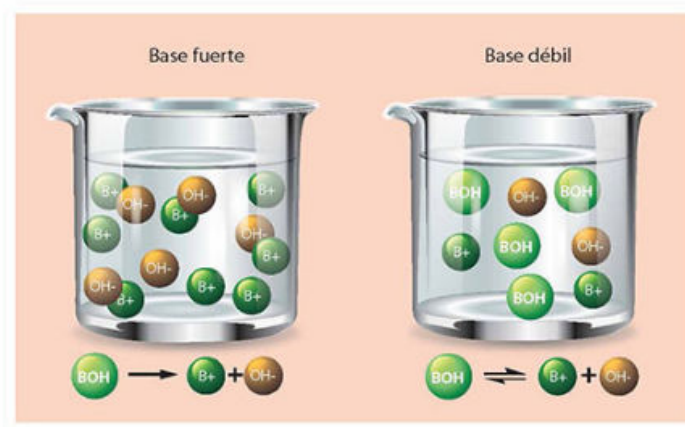


Fig. 4.14 Las bases fuertes se disocian por completo en disolución.



Fig. 4.15 El ácido muriático es capaz de disolver la parte mineral de los huesos, por lo que se emplea en la formulación de productos como la gelatina.

El carácter ácido o básico de una sustancia aumenta a medida que ésta libera más iones hidrógeno o hidroxilo al disociarse. Así, conforme más iones hidrógeno forme un ácido en disolución, será considerado un *ácido fuerte*. De igual manera para las bases, entre más iones hidroxilo libere, mayor será su carácter básico, es decir, se tratará de una *base fuerte*. Químicamente, un ácido fuerte se disocia por completo en solución acuosa, mientras que un ácido débil no lo hace. Con las bases sucede exactamente lo mismo.

En las actividades cotidianas, seguramente hay más familiaridad con las bases fuertes, pues los jabones que se

usan a diario para el aseo personal y el lavado de ropa están hechos de una de ellas, el hidróxido de sodio (NaOH). Éste, también conocido como sosa, se utiliza para fabricar papel y diferentes tipos de telas. Muchos de los productos de limpieza que se emplean en casa tienen como base a la sosa.

Las bases débiles se encuentran en polvos para hornear y en algunos antiácidos.

Asimismo, los ácidos fuertes también son comunes en nuestras actividades. Uno de los más populares es el ácido muriático, el cual es ampliamente utilizado para limpiar el sarro de los baños (CaCO_3) y no es otra cosa que una disolución de ácido clorhídrico al 26% en agua. Por su parte, algunos ácidos débiles son el ácido acético (principal componente del vinagre) y el ácido bórico, también conocido como bórax, el cual es utilizado como desinfectante.

Tanto las bases como los ácidos fuertes son peligrosos y corrosivos, pudiendo ocasionar quemaduras severas al contacto con la piel.

Escala de pH

Hasta este punto sólo se ha identificado a los ácidos y a las bases como agrios o amargas, respectivamente. Pero, ¿cómo es posible saber si una sustancia es un ácido o una base si hay algunas que no deben probarse? Como se comentó anteriormente, existen sustancias que revelan a unos y a otras. Además de la ya mencionada fenolftaleína, otro ejemplo de indicador es el papel tornasol que, si es puesto en contacto con un ácido, cambia a color rojo, pero si se coloca en una base, se torna azul.

Para averiguar si un ácido o una base es fuerte o débil existe una medida específica. Se denomina escala de pH, y sus valores van del 0 al 14. En ésta, los ácidos fuertes se encuentran en el nivel más bajo de la escala, cercanos a un pH de 0, mientras que del otro extremo, cercano al 14, se hallan las bases más fuertes.

¿Cómo puede medirse la acidez de una sustancia utilizando esta escala? La respuesta es sencilla. Cuando el valor de pH se incrementa, el rango de acidez disminuye, aunque también hay un punto de equilibrio: el valor de pH 7 determina que una sustancia es neutra, es decir, que no es ácida ni alcalina; por ejemplo el agua. A partir de este valor, conforme va aumentando el pH se dice que la sustancia es más básica.

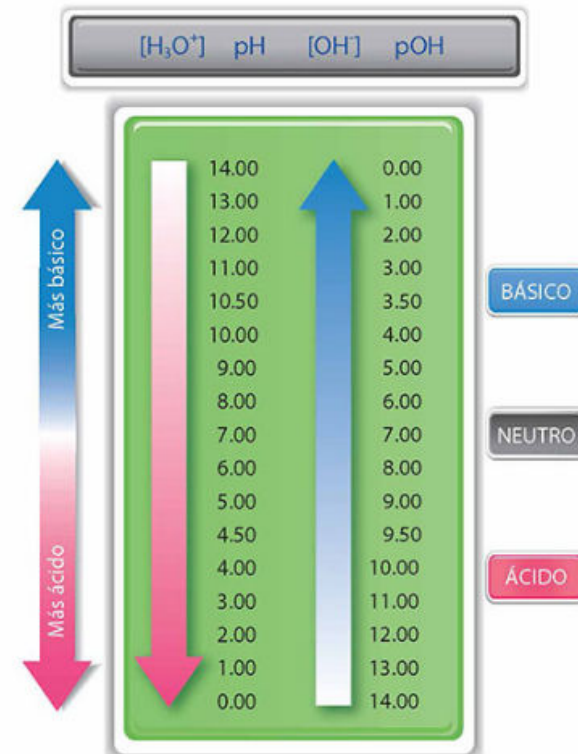


Fig. 4.16 Escala de pH para determinar el grado de acidez o alcalinidad de una sustancia. La escala de pOH es inversa a la de pH.

Reacciones ácido-base: la reacción de neutralización

Arrhenius estudió ampliamente las reacciones químicas que se daban al colocar juntos un ácido y una base. Se les conoce como reacciones de *neutralización*. Durante una de ellas se producen una sal y agua; ésta proviene de la unión entre el protón liberado por el ácido o el ión hidrógeno H^+ y el ión hidroxilo OH^- liberado por la base.

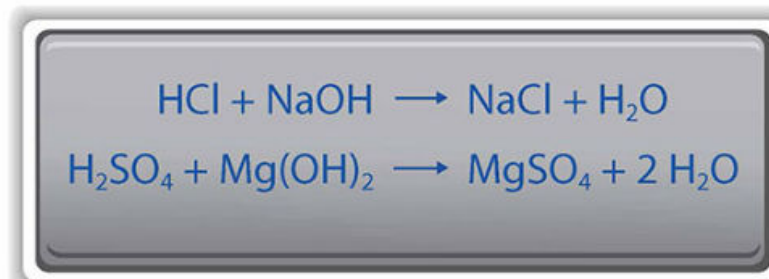


Fig. 4.17 Ejemplos de reacciones de neutralización. Ambas tienen como productos una sal y agua.

Las sales son los compuestos iónicos más conocidos en la naturaleza; provienen de la reacción de neutralización entre un ácido y una base. Poseen una porción cargada positivamente, un catión, y una de manera negativa, un anión, por lo que se les considera eléctricamente neutras.

Cuando una sal se coloca en disolución, también se disocia al igual que los ácidos en aniones y cationes, por ello es capaz de conducir la corriente eléctrica. Las reacciones de neutralización son sumamente utilizadas en la industria para la producción de distintas sales, las cuales tienen usos tan variados como el dicromato de potasio, que se usa como colorante, la sal de mesa y el glutamato monosódico, muy empleados para potenciar el sabor de los alimentos, así como el carbonato de sodio, de gran provecho en la industria del acero.



Páginas de consulta

Visita este enlace para analizar con más profundidad los conceptos de ácido y base.

http://www.euroschool.lu/prof.montilla/ficherotemas/integradas3/tema%20_1_%C3%A1cidos_y_bases.pdf

Fig. 4.18 Sales producidas por reacciones de neutralización, de izquierda a derecha: dicromato de potasio, cloruro de sodio, sulfato de magnesio.

La siguiente actividad está planeada para completar el conocimiento sobre las reacciones de neutralización.

Aplica

Copia en tu cuaderno las siguientes reacciones de neutralización y complétalas. Recuerda que los productos siempre son una sal y agua.



Investiguen más aplicaciones de las reacciones ácido base y de neutralización. ¿Cuáles son sus características principales? ¿Cómo se pueden diferenciar de otras reacciones? ¿Qué ejemplos de estas reacciones ocurren en el hogar? Concluyan sobre su importancia en la formación de productos de uso diario.

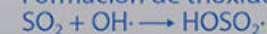
Las reacciones que se dan entre los ácidos y las bases, así como las que les dan origen, son sumamente importantes en la actualidad. Entre ellas podemos mencionar a la *lluvia ácida*, que se forma por una serie de reacciones que se dan entre los contaminantes liberados al ambiente por diferentes industrias y el agua presente en la atmósfera.



Fig. 4.19 La industria metalúrgica emite gases a la atmósfera que contaminan significativamente el medio ambiente.

Uno de los contaminantes más comunes emitidos al ambiente por la industria metalúrgica es el dióxido de azufre (SO_2). Este compuesto, al estar en su fase gas, es capaz de formar trióxido de azufre a partir de reacciones de radicales libres, especies químicas muy reactivas, (señaladas en la figura 4.20 por un \cdot), que derivan en la formación de ácido sulfúrico.

Formación de trióxido de azufre SO_3 :



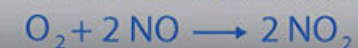
Formación de ácido sulfúrico H_2SO_4 :



Fig. 4.20 Reacciones ácido base que generan ácido sulfúrico, componente de la lluvia ácida.

Otro contaminante común en la formación de lluvia ácida es el óxido nítrico, producido por la combustión de gasolinas y diésel. El óxido nítrico se combina con el oxígeno atmosférico para formar dióxido de nitrógeno, el cual reacciona con agua para formar ácido nítrico.

Formación de dióxido de nitrógeno:



Formación de ácido nítrico:



Fig. 4.21 Reacciones ácido-base que generan ácido nítrico, componente de la lluvia ácida.

La lluvia ácida es sumamente agresiva con el medio ambiente, ya que tanto el ácido sulfúrico como el ácido nítrico son ácidos fuertes, pudiendo disminuir el pH del agua de lluvia de 5 a 3, provocando graves acidificaciones en mares y ríos. Por tal motivo, se ve afectada la vida de animales y plantas de esos ecosistemas, dificultando su supervivencia.



Fig. 4.22 El veneno de las avispas contiene sustancias básicas que producen ardor y dolor.

Este tipo de lluvia afecta el pH del suelo, lo que produce graves efectos en los microorganismos que viven en él, los cuales son responsables de la fijación del nitrógeno atmosférico; lo anterior impacta al medio ambiente y a la industria agrícola.

Existen otras situaciones en las que las reacciones ácido base se presentan en la vida diaria. Seguramente alguna vez se ha sabido de la picadura de una avispa. Existe un tratamiento natural que ha sido sumamente empleado desde la antigüedad para neutralizar su efecto: el vinagre.

El vinagre, como ya se estudió, está formado por ácido acético (un ácido débil). Con él, puede neutralizarse el veneno de las avispas y abejas, el cual es fuertemente alcalino y está compuesto por una gran cantidad de sustancias distintas, entre las que hay toxinas de diferentes tipos, responsables del dolor y la inflamación de la piel debido a la picadura.

Otros insectos cuyo veneno puede ser neutralizado por una reacción ácido-base simple son las hormigas. Estas inyectan un veneno compuesto en su mayoría por ácido fórmico; una de las maneras en las que se le neutraliza es tratando la herida con una base débil, como una disolución diluida de amoníaco o bicarbonato de sodio diluido en agua.



Fig. 4.23 Las hormigas inyectan ácido fórmico (HCOOH).

Aplica

Esta actividad tiene como objetivo la investigación de formas de combatir la lluvia ácida. Busquen en sitios de internet confiables información relacionada con la lluvia ácida, sus repercusiones y la manera de prevenirla.

Contesten las siguientes preguntas:

- ¿Cuáles son los principales factores detonantes de la lluvia ácida y su repercusión en los ecosistemas?
- ¿Cómo se relaciona el uso de fuentes alternativas de energía con la reducción de la lluvia ácida?
- ¿Cómo se puede restablecer un medio ambiente deteriorado por la lluvia ácida?

Con ayuda de su profesor comenten las diferentes formas en las que pueden contribuir en su comunidad para disminuir la lluvia ácida. Lleven a cabo una discusión, lleguen a conclusiones y redáctenlas en su cuaderno.

Lee detenidamente el texto a continuación sobre las aplicaciones de ácidos y bases en nuestra vida diaria.

Revisa

Ácidos y bases en nuestra vida diaria

Conocer lo que son los ácidos y las bases no sólo es útil en una clase de química, también para la vida cotidiana, ya que muchos de ellos están presentes en los alimentos —a los que dan sabor— o en productos que utilizamos con frecuencia.

Los ácidos tienen sabor agrio (como el jugo de un limón) y reaccionan con algunos metales dando hidrógeno. Las soluciones básicas saben amargas y se sienten resbalosas (como los jabones), y reaccionan con los ácidos generando sal y agua. Las concentraciones de ácidos y bases se miden con una escala de pH. Una disolución con un pH de 0 es fuertemente ácida; una solución con un pH de 14 es fuertemente básica, en tanto que una disolución con un pH de 7 es neutra. Así que la escala va del 0 al 14.

Muchos materiales que ocupamos o alimentos que ingerimos tienen un grado de pH. Por ejemplo, del 0 al 6, los ácidos para baterías ocupan el 0; el jugo gástrico, el 2; el jugo de limón, 2.3; los refrescos, 3; el vinagre, 3.5; los tomates, 4.5; el café, 5, y la leche, 6.5. Del 8 al 14, un antiácido ocupa el 9.4; los detergentes, el 10; la leche de magnesia, 10.8; el amoníaco doméstico, 11.2; la crema depiladora, el 13 y el limpiador de hornos y la lejía, el 14.

Cuando ingerimos un antiácido, como la leche de magnesia, para tratar de curar la acidez estomacal, lo que estamos produciendo en nuestro cuerpo es una reacción de *neutralización*. Ésta ocurre cuando se ponen en contacto un ácido y una base produciendo una sal y agua.

Conocer más sobre los ácidos y bases nos ayudará a distinguir mejor los alimentos o materiales que pueden aliviarnos o causarnos daño. Por eso vale la pena adentrarse en este rincón del mundo de la química.

Comenten qué sustancias ácidas o básicas han empleado el día que realicen esta actividad. ¿Podrían sustituirse por otras? ¿Qué tan importantes son para su vida?

Reflexionen además sobre las sustancias ácidas o básicas que han empleado como suplementos alimenticios o como medicinas; así como las utilizadas en la gastronomía, en diferentes industrias y en otras actividades humanas. ¿Qué pueden concluir sobre la relevancia de este tipo de sustancias en la satisfacción de nuestras necesidades?

Adaptado de: www.comoves.unam.mx/numeros/aquiestamos/82
(Consulta: 10 de marzo de 2013).

Ambiéntate

Desarrolla esta actividad suponiendo la situación que se presenta:

Trabajas en una agencia de Protección Civil encargada de evitar accidentes por medio de la clasificación de la peligrosidad de sustancias. Esta vez te toca analizar diversas sustancias que pueden encontrarse en una escuela. Tu división se encarga de medir el pH de las distintas sustancias para determinar si son peligrosas o no. Conforme has visitado los planteles escolares, el indicador de pH que usas se ha ido terminando. Uno de los miembros de tu equipo es el encargado de avisarte en cuanto se termine y, dado que no te ha dicho nada, estás muy confiado en que aún hay suficiente indicador.

Cuando llegan a la última escuela del día, el indicador se ha terminado. Volver a la agencia por más será difícil. Decides hacer uno casero utilizando col morada. Aunque sabes que funciona, no estás muy seguro del color que tomará a distintos valores de pH, por lo que decides hacer una prueba antes de utilizarlo para terminar tu trabajo.

 Elabora una hipótesis para responder a la pregunta: ¿qué color tomará un indicador de pH hecho con col morada a diferentes valores de pH?

Material

- Col morada
- Agua
- Alcohol etílico
- Olla
- Estufa
- Embudo
- Papel filtro

Manos a la obra

Normas de seguridad: utiliza lentes, guantes y bata de laboratorio. Para esta actividad, se puede seguir alguno de estos dos procedimientos.

Opción 1

1. Toma la col morada, quítale las hojas y colócalas en el mortero. Muélelas bien.
2. Agrega alcohol etílico y déjalo reposar con las hojas molidas durante 15 minutos. Colecta el alcohol, el cual deberá tener un color morado intenso.

Opción 2

1. Toma las hojas de col y colócalas en una olla.
2. Agrega agua y hiere las hojas durante 15 minutos. En cuanto el líquido se torne violeta y las hojas adquieran color verde, apaga la estufa y espera a que se enfríe.
3. Filtra el líquido con la ayuda del embudo y el papel filtro. Desecha las hojas en la basura.


Con ayuda de un compañero, extrae el jugo de la col morada con un mortero. Utiliza el jugo como indicador de acidez o basicidad de las siguientes sustancias:

- Papel filtro
- Ralladura de jabón
- Jugo de limón
- Agua
- Vinagre
- Yogur
- Ácido y base de pH conocido

Anota los cambios que observes al agregar el jugo de col morada a cada sustancia.

Cuestionario

1. ¿Pudiste determinar el color de tu indicador para cada valor de pH? ¿Por qué? ¿Cómo harías para lograrlo?
2. ¿Es útil el indicador ácido-base preparado a partir de una col para calcular el pH de diferentes sustancias?
3. ¿Podrías utilizarlo en tu trabajo? ¿Qué tendrías que hacer para caracterizarlo mejor?

 Con ayuda de su maestro, comenten sus conclusiones en torno a la experiencia y discutan cómo funcionan en la industria los indicadores de pH y sus aplicaciones.

Curiosidades químicas

Los indicadores son ácidos o bases orgánicos débiles cuya forma sin disociar difiere de la forma que produce el color. El cambio de color se debe a un cambio en su estructura, debido a la protonación, es decir, la ganancia de protones o iones hidrógeno, o por la desprotonación, o pérdida de protones de la sustancia.

Los indicadores ácido-base tienen un intervalo de cambio de color aproximado de dos unidades de pH, en la que cambian la disolución en la que se encuentran de un color a otro.

¿Por qué debe evitarse el consumo frecuente de los "alimentos ácidos"?

Precipitando el conocimiento

Antes de comenzar, responde en tu cuaderno lo siguiente:

1. ¿Cuál crees que es el pH del cuerpo humano? ¿Por qué crees que sea así?
2. Con base en la definición de ácido que aprendiste en el tema anterior, haz una lista con algunos alimentos de este tipo que conozcas.
3. ¿Qué efectos crees que tenga en el cuerpo humano un exceso de acidez o de basicidad?

Contesten estas preguntas y, con ayuda del maestro, organicen una mesa redonda para discutir sus respuestas.

Todas las personas necesitan consumir alimentos para vivir. Para mantener una dieta saludable, el ser humano debe ingerir cantidades balanceadas de alimentos con distintas propiedades y composiciones químicas (carbohidratos, lípidos, proteínas, así como frutas y vegetales), según plantea El Plato del Bien Comer.



Fig. 4.24 Órganos involucrados en el proceso digestivo.

Al comer, precisamente se inicia un proceso conocido como *digestión*. En ella, los alimentos consumidos se descomponen en sustancias más simples que son absorbidas en el intestino para darle a todas las células del cuerpo los nutrientes necesarios para vivir.

La digestión comienza en la boca, pues es ahí donde se produce la masticación y mezcla con la saliva, la cual posee una gran cantidad de enzimas que inician la descomposición de los alimentos que se ingieren. Es en la lengua donde pueden detectarse los distintos sabores, entre los que, por supuesto, se encuentra el ácido.

Para detectar este sabor, en la lengua hay unos pequeños órganos sensoriales llamados papilas gustativas, que son específicas para cada tipo de sabor y están situadas en diferentes zonas de la lengua. Puede hacerse una prueba al exprimir un limón en la boca; tratar de detectar la zona de la lengua en la que se siente el sabor requiere concentración, pero seguramente podrá ubicarse que el sabor ácido se identifica a los lados.

En las papilas gustativas, hay unos canales microscópicos que transportan los iones hidrógeno H^+ que se forman durante la disociación de algunos ácidos débiles. Debido a que muchos ácidos pueden afectar la salud, el cuerpo humano necesita tener la habilidad de detectarlos.

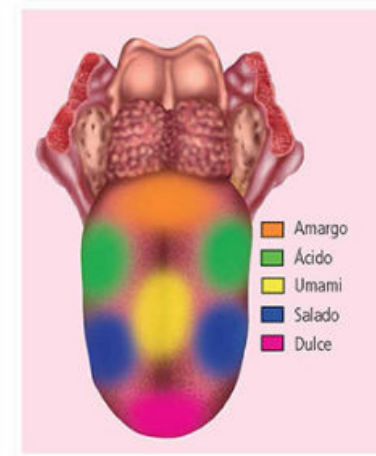


Fig. 4.25 La lengua tiene regiones de receptores de sabores muy bien caracterizadas.



Fig. 4.26 Ácido cítrico, $C_6H_8O_7$, utilizado como conservador y antioxidante natural en diversos alimentos.

Los alimentos pueden poseer diferentes tipos de ácidos. Por ejemplo, los limones y las naranjas tienen uno muy conocido: el ácido cítrico. Éste se encuentra presente en gran cantidad de frutas y es muy abundante en los frutos cítricos (precisamente de ahí su nombre). En la industria, este ácido es enormemente utilizado como conservador y antioxidante, por lo que se añade a muchos alimentos, como vegetales enlatados.

El tomate es otro alimento ácido. Su acidez se debe a un alto contenido de ácido oxálico. Por ello, su consumo excesivo podría provocar el desarrollo de piedras y cálculos renales.

Con la siguiente actividad, podrá analizarse la cantidad de alimentos ácidos que una persona consume en su dieta.

Aplica

- Haz una lista de todos los alimentos ácidos y básicos que conoces. Investiga cuál es su pH y anótalo a un lado. Contesta las siguientes preguntas:
1. ¿Tiene algo que ver el sabor del alimento con su carácter ácido o básico?
 2. ¿Puede cambiarse el pH de un alimento? ¿Cómo lo harías?
 3. ¿Qué diferencia hay entre el pH de los alimentos enlatados y el de los frescos?
 4. ¿Qué importancia tiene consumir alimentos frescos?

Bloque 4

Revisa

El equilibrio ácido-alcalino en el organismo

Los 50-60 trillones de células que componen nuestro organismo necesitan alimentarse, eliminar residuos y renovarse constantemente. En este sentido, la sangre cumple dos funciones vitales: llevar a todas las células los materiales nutritivos que necesitan y retirar de ellas los residuos tóxicos y ácidos que se producen como resultado de la transformación de dichos nutrientes (metabolismo).

Merced al proceso de respiración celular, las células reciben parte del oxígeno que necesitan para sus procesos vitales. A nivel celular se produce una especie de combustión interna, ya que se libera calor corporal. Los residuos que se originan en este proceso de combustión son de naturaleza ácida y deben ser evacuados del organismo a través de las vías naturales de eliminación (riñones, intestinos, piel y pulmones).

Para cumplir adecuadamente esta tarea (y por otras razones orgánicas), la sangre debe mantener un ligero nivel de alcalinidad. En una persona sana, el pH de la sangre se ubica entre 7.40 y 7.45. Cuando se incrementa el nivel de acidez, merced a ciertos mecanismos de autorregulación, la sangre logra conservar este vital equilibrio. Lo hace a través del aporte de bases (alcalinas) que neutralizan los ácidos. Por ello, para obtener un sano metabolismo celular, es preciso que junto al oxígeno, la sangre tenga un constante flujo de sustancias de naturaleza alcalina, a fin de poder neutralizar los ácidos.

En primera instancia la sangre obtiene estas bases de los alimentos. En caso de ulterior necesidad -sea por exceso de ácidos o por carencias nutricionales de bases- debe recurrir a la reserva alcalina de huesos, dientes y tejidos. De este modo la sangre se convierte en un "ladrón" de la estructura orgánica, con el solo objetivo de restablecer el vital equilibrio ácido-básico. Así se pone en marcha el mecanismo de descalcificación y desmineralización. Los huesos (que ceden calcio en forma de sales alcalinas) se hacen frágiles, aparecen caries, manchas blancas en las uñas (que se vuelven quebradizas), osteoporosis, lesiones en las mucosas, piel seca, anemia en la sangre, debilidad, problemas digestivos, afecciones de vías respiratorias, sensación de frío, etcétera.

De esto se desprende que, para permitir el normal trabajo de la sangre (y de todo el organismo), debemos ser cuidadosos en el aporte que realizamos a nuestro cuerpo a través de los alimentos que ingerimos. Por un lado, tratando de evitar alimentos (y situaciones, según veremos más adelante) acidificantes, y por otro, incrementando la provisión de bases a través de una mayor ingesta de alimentos alcalinizantes, como lo son las frutas y verduras; la zanahoria, el apio, la berenjena, el pepino, el nabo, el melón, la manzana y la mandarina destacan por este tipo de propiedades, por lo cual su consumo es importante para la conservación de la salud.

Adaptado de: <http://medicinabiologica.eu/?cat=42>
(Consulta: 25 de mayo de 2013).

Importancia de una dieta correcta

Los alimentos ácidos deben consumirse con moderación, ya que pueden afectar a uno de los órganos más importantes del cuerpo humano: el estómago.

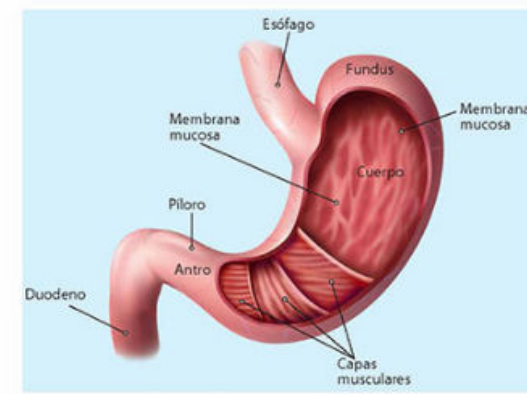


Fig. 4.27 En el estómago, se secreta ácido clorhídrico que permite la digestión.

Glosario

lipasa. Enzima cuya función es la degradación de lípidos.

¿Cómo es posible no disolver a los tejidos por acción del ácido clorhídrico? Para evitar daños al estómago, éste tiene un recubrimiento de tres gruesas capas de mucosa, lo cual evita que el ácido salga del estómago y afecte la pared del mismo, así como otros órganos del cuerpo.

La acidez estomacal

El estómago es un órgano impresionante; todos los alimentos que masticamos llegan a él, donde se mezclan con los jugos gástricos y una sustancia llamada *mucina*. Al suceder esto, los alimentos se descomponen y, en ese momento, los distintos tipos de nutrientes quedan libres para ser absorbidos posteriormente por el intestino.

El jugo gástrico está compuesto en primer lugar por ácido clorhídrico, el cual es secretado por células especializadas conocidas como *células principales*.

El ácido clorhídrico le da al estómago su pH característico de entre 1 y 2. El resto son una serie de enzimas como la pepsina, que degrada proteínas, y la **lipasa**. Estos componentes están disueltos en agua y ejercen su acción de manera conjunta en el estómago.

Aplica

- Enlista y describe brevemente los alimentos que consumiste el día de ayer.
- Realiza una tabla comparativa de esos alimentos en relación con su acidez.

Discutan grupalmente: ¿Crees que tu dieta está basada en alimentos ácidos o básicos? ¿Consideran que al consumirlos podría fomentarse el desarrollo de la acidez estomacal?

Páginas de consulta

Visita este enlace para conocer detalles sobre los síntomas y el tratamiento de la acidez gástrica.

<http://www.nlm.nih.gov/medlineplus/spanish/ency/article/003114.htm>

¿Qué es la acidez estomacal? Ésta inicia con una sensación de ardor en el pecho y la garganta debida al jugo gástrico que asciende por el esófago.

Todas las personas padecen acidez estomacal en algún momento de su vida; sin embargo, este problema puede volverse crónico y causar graves daños al organismo. Este padecimiento es provocado por cierto tipo de alimentos que se consumen a diario.

Cuando la acidez estomacal no se atiende, puede llegar a provocar una enfermedad conocida como *úlcer gastroesofágica*. Como su nombre lo indica, ésta aparece en el esófago, de manera específica en la porción más cercana al estómago. Esta úlcera es un agujero en la pared del esófago provocado por el reflujo de ácido del estómago.

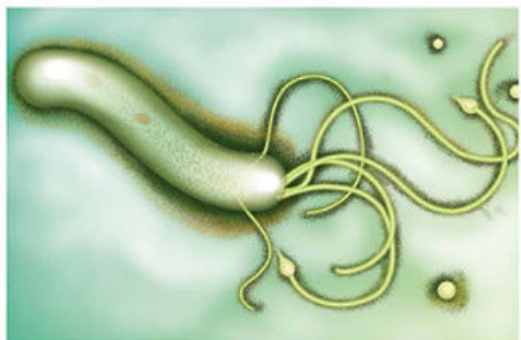


Fig. 4.28 El descubrimiento de la bacteria *Helicobacter pylori* revolucionó el estudio de las enfermedades estomacales.

Como la acidez estomacal es un problema de salud que puede volverse grave, el ser humano inventó un tipo de medicamentos para contrarrestarla, los antiácidos.

Curiosidades químicas

En 1981 los científicos estadounidenses Barry Marshall y Robin Warren hicieron un descubrimiento importante para la medicina. Al tratar a pacientes con úlceras estomacales y gastritis, descubrieron que, en un gran número de ellos, había una bacteria (*Helicobacter pylori*), colonizando el estómago. Dada la acidez del estómago, es la única bacteria conocida que puede vivir en un ambiente tan adverso. Años después se descubrió que esta bacteria es capaz de producir amoníaco a partir de la urea, lo que le permite neutralizar la acidez estomacal.

Los antiácidos

Los antiácidos son un tipo de medicina diseñada para contrarrestar la acidez estomacal. Generalmente son bases que, al entrar en contacto con el ácido proveniente del estómago, lo neutralizan a raíz de un aumento del pH.

Los antiácidos se conocen desde la antigüedad y desde tiempos remotos. Por ejemplo, la civilización sumeria utilizaba bicarbonato de sodio (NaHCO_3) para combatir la acidez estomacal, ya que reacciona con el ácido del estómago (ácido clorhídrico), produciendo cloruro de sodio, dióxido de carbono y agua.



Fig. 4.29 Reacción de un antiácido común, el bicarbonato de sodio.

Con el paso del tiempo se crearon antiácidos mucho más efectivos. Uno de los primeros que surgieron fue el hidróxido de magnesio, mejor conocido como *leche de magnesia*, que fue inventado en 1829 por el inglés James Murray y recibió esa denominación por las características físicas de la suspensión de hidróxido de magnesio, la cual toma una coloración blanca parecida a la de la leche.

El hidróxido de magnesio se obtiene de mezclar agua con óxido de magnesio, como se muestra en la siguiente reacción:



Fig. 4.30 Reacción de síntesis del hidróxido de magnesio.

Revisa

Los antiácidos que previenen la acidez estomacal

Los **suplementos** de antiácidos más potentes de la medicina convencional incluyen bicarbonato de sodio y carbonato de calcio, según el Manual de Merck. Sin embargo, su uso está limitado debido a que estos suplementos son absorbidos fácilmente en la sangre y aumentan el pH. Como resultado, una afección llamada alcalosis puede desarrollarse, caracterizada por náuseas, dolores de cabeza y debilidad.

El bicarbonato de sodio y el carbonato de calcio también contienen altas cantidades de sal y por lo tanto no deben utilizarse en personas que tienen la restricción de sal en la dieta o los que sufren de enfermedades del corazón o presión arterial alta. Una reducción más segura de la acidez estomacal es proporcionada por los suplementos como hidróxido de aluminio o hidróxido de magnesio, aunque estos productos también pueden causar diversos síntomas, como debilidad y trastornos digestivos.

Los inhibidores de la bomba de protones (IBP) son una clase de fármacos considerados altamente efectivos en la reducción de la producción de ácido del estómago y el tratamiento de úlceras. Los más comúnmente usados incluyen lansoprazol, omeprazol, pantoprazol, rabeprazol y esomeprazol. Sus efectos secundarios incluyen diarrea o estreñimiento y dolores de cabeza.

Los bloqueadores H_2 , como la cimetidina y la ranitidina, son otro tipo de medicamentos antiácidos que reducen la cantidad de ácido gástrico secretado por las glándulas que están en el revestimiento del estómago. Necesitan más tiempo que los IBP para aliviar los síntomas, pero no causan efectos secundarios graves y ayudan a curar úlceras, además de reducir la acidez estomacal. La cimetidina debe utilizarse con precaución en los ancianos y también puede interferir con algunos medicamentos convencionales.

La medicina alternativa ofrece suplementos naturales antiácidos que pueden ayudar a prevenir la acidez estomacal. Calcio, magnesio y potasio tienen un efecto alcalinizante mediante la combinación con el ácido del estómago, sin efectos secundarios observados. El jugo de papa cruda, col fresca o jugos de apio son también terapias naturales para reducir el ácido del estómago y prevenir la acidez estomacal. Otro remedio natural es agregar una cucharada de vinagre de sidra de manzana en un vaso de agua y beberlo durante la comida.

Adaptado de: http://www.ehowenespanol.com/antiacidos-previenen-acidez-estomacal-info_137437/ (Consulta: 11 de mayo de 2013).

Comenten sobre los antiácidos que consumen ustedes o sus familiares. ¿En qué momento los utilizan? ¿Los emplean bajo receta médica? ¿Tienen algún efecto secundario? ¿Qué ventajas y desventajas se derivan de su uso?

Glosario

suplemento. Producto a base de hierbas, minerales, extractos vegetales, alimentos tradicionales o deshidratados, que se puede presentar como complemento de la ingesta dietética total o para suplir algún componente.

Cuando se consume hidróxido de magnesio para contrarrestar la acidez estomacal, se produce la siguiente reacción:

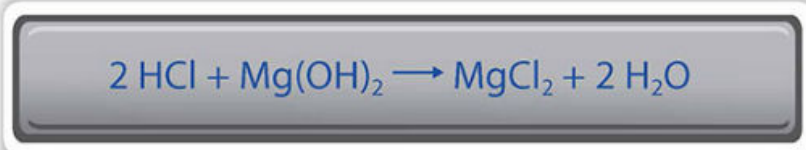


Fig. 4.31 Acción de la leche de magnesia como antiácido.

Como puede observarse en la reacción anterior, así como en la que se da entre el bicarbonato de sodio y el ácido clorhídrico, los antiácidos llevan a cabo una labor de neutralización en el estómago, en la que los productos son agua y una sal (cloruro de sodio en el caso del bicarbonato y cloruro de magnesio en el del hidróxido de magnesio).

Los antiácidos deben consumirse con moderación; aunque tienen efectos secundarios leves, es importante tratar de mantener el estómago funcionando de manera adecuada. Como se mencionó previamente, un exceso de acidez estomacal constante puede provocar úlceras y causar daños mayores al estómago, por lo que es importante llevar una dieta sana en la que se eviten alimentos que la provoquen o la empeoren.

Aplica

- En parejas, elaboren una lista de los alimentos y bebidas que consumen la mayoría de los mexicanos durante una semana. Según lo estudiado en este tema, ¿cuáles podrían provocar acidez estomacal y por qué?
- De todos los alimentos que ingieres comúnmente, ¿cuáles piensas que podrías eliminar de tu dieta para tener una mejor nutrición? Además de lo relativo a tu alimentación, ¿qué otras actividades podrías sugerir para mejorar tu salud?



Fig. 4.32 Diferentes bebidas que contienen cafeína y sus concentraciones.

¿Qué alimentos afectan la acidez del estómago?

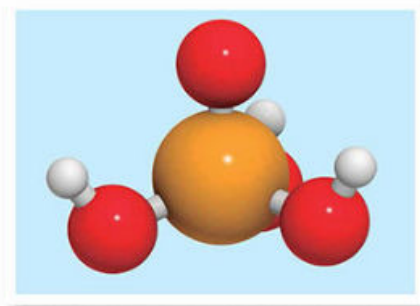


Fig. 4.33 Modelo tridimensional del ácido fosfórico, H₃PO₄.

La cafeína es una de las sustancias que agravan la acidez estomacal (Fig. 4.32). En cantidades moderadas no tiene ningún efecto secundario; sin embargo, cuando se consume en exceso, la cafeína estimula una secreción excesiva de ácido clorhídrico en el estómago. De esta forma, las personas que beben café, té o refrescos sin moderación pueden estar provocando o agravando la acidez estomacal.

De igual forma, los refrescos contienen un gran número de sustancias que, además de agravar la acidez estomacal, provocan una gran cantidad de daños al organismo. Estas bebidas también poseen enormes cantidades de dos ácidos muy dañinos para la salud, el ácido fosfórico y el ácido carbónico.



Fig. 4.34 El ácido carbónico está presente en refrescos.

El ácido fosfórico H₃PO₄ es un importante componente de los refrescos de cola; este ácido es sumamente dañino para el organismo, ya que evita la absorción de calcio en los huesos, lo que, a largo plazo, puede provocar enfermedades graves como la osteoporosis. Por otro lado, también interfiere con la absorción de hierro en la sangre, lo que aumenta las posibilidades de presentar anemia.

Por su parte, el ácido carbónico H₂CO₃ está presente en todas las bebidas que contienen agua carbonatada (la mayoría de los refrescos la contienen). Este ácido es muy dañino para el organismo, pues está asociado con la formación de cálculos renales, lo que, a la larga, puede provocar insuficiencia renal, enfermedad grave que afecta los riñones y puede llevar a la muerte.

Aplica

- Realiza un cuadro comparativo en el que indiques los daños que provocan los refrescos y los beneficios de tomar agua pura; puedes hacerlo estableciendo cada aspecto en los distintos órganos del cuerpo. Trabaja sobre todo con relación a los del aparato digestivo.
- Dividan al grupo en dos equipos y desarrollen un debate de posturas contrarias: los que están a favor de los refrescos y los que están en contra de ellos; recuerden que para defender un punto de vista siempre hay que tener argumentos sólidos.

La importancia de consumir agua simple

Muchas personas consideran que pueden sustituir el agua natural por refrescos; sin embargo, esto es un gran error, ya que esas bebidas, además de los componentes que ya mencionamos, tienen una gran cantidad de azúcar, cuyos daños han sido advertidos por la Organización Mundial de la Salud (OMS). Entre otros, se incluye una enfermedad que, desgraciadamente, es muy frecuente en la actualidad: la diabetes.



Fig. 4.35 El consumo de agua es indispensable para el buen funcionamiento del organismo.

El agua es el componente mayoritario del ser humano, pues constituye 60% de la estructura de los hombres y 50% de las mujeres. Este líquido es básico para la vida; todos los nutrientes que se absorben en el intestino son transportados al resto del cuerpo.

por la sangre, constituida, en su mayoría, por agua. Los desechos del cuerpo, como la orina y las heces, también son eliminados apropiadamente cuando existe una concentración adecuada de agua en el organismo. El consumo de agua simple es de gran importancia para el buen funcionamiento tanto del riñón como de los intestinos.

Catalizando el conocimiento

Ambiéntate

Supón que te encuentras en esta situación y desarrolla la actividad:

Durante años has esperado la oportunidad que hoy tienes frente a ti. Gracias a tu ingenio y a tu capacidad, una empresa farmacéutica muy importante ha solicitado tu presencia para que pruebes un invento tuyo. Se trata de un polvo blanco que, según tus observaciones, es capaz de prevenir la acidez estomacal. Para utilizar tu invento en pruebas clínicas y luego comercializarlo, te piden que montes un ensayo de laboratorio simple en el que pueda observarse la eficiencia de tu invento y compararlo con otros antiácidos comerciales. Tu producto es muchísimo más fácil de fabricar que otros artículos existentes en el mercado, así que decides aprovechar la oportunidad para llevar a cabo lo siguiente.

-  Formula una hipótesis para dar respuesta a la pregunta: ¿será tu compuesto (bicarbonato de sodio) capaz de neutralizar un ácido?

Material

- Vinagre
- Agua
- Fenolftaleína (puede sustituirse con el indicador de pH obtenido de la col morada)
- Pastilla efervescente de bicarbonato de sodio
- Bicarbonato de sodio en polvo
- Leche de magnesia
- Vasos de precipitado
- Cartulina blanca

Manos a la obra


Normas de seguridad: Utiliza lentes, guantes y bata de laboratorio.

1. Llenen dos vasos de precipitado con 50 ml de agua, coloquen 50 ml de vinagre a cada uno de los vasos.
2. Agreguen unas gotas de su indicador ácido-base a la disolución de vinagre.
3. Coloquen los vasos sobre la cartulina blanca y anoten el color que adquiere el indicador en esta disolución de vinagre diluida.
4. Agreguen una cucharada de bicarbonato de sodio en polvo a uno de los vasos, agiten y observen el color que adquiere la disolución.
5. Por otro lado, agreguen una de las pastillas de bicarbonato efervescentes al otro vaso, observando el color que adquiere la disolución.
6. Hagan lo mismo con la leche de magnesia.

FERNÁNDEZ editores

Cuestionario

1. ¿Qué diferencias observaste en la solución original de vinagre diluido y después de agregarle el bicarbonato?
2. ¿Cómo puedes saber que se produjo una reacción de neutralización?
3. ¿Cómo es posible demostrar que se obtuvo una sal de esta reacción?
4. ¿Qué valor de pH adquiere la solución después de agregar el bicarbonato? ¿Cómo puedes medirlo?
5. ¿Crees que la reacción que observaste en el vaso de precipitado es parecida a la que se da en el estómago cuando se consumen antiácidos? ¿Qué diferencias hay?
6. ¿Crees que tu antiácido (bicarbonato de sodio en polvo) es igual de efectivo que los otros? ¿Por qué?

-  ¿Es el bicarbonato un buen antiácido? Con la ayuda del maestro, elaboren una conclusión al respecto y escriban las reacciones de neutralización que se producen en el vaso de precipitado con los distintos antiácidos.

Revisa

La importancia de tomar agua

Por increíble que parezca, el agua es probablemente el catalizador más importante en la pérdida de peso. Aunque la mayoría de nosotros no apreciamos el agua, esta puede ser la única "poción mágica" para la pérdida permanente de peso. El agua suprime el apetito naturalmente y ayuda al cuerpo a metabolizar la grasa almacenada. Al disminuir la cantidad de agua que tomamos, los depósitos de grasa aumentan, mientras que el incrementar la cantidad de agua que tomamos, disminuyen. Los riñones no pueden trabajar propiamente sin suficiente agua, y cuando esto ocurre, transfieren algunas de sus funciones al hígado. El hígado metaboliza la grasa almacenada para convertirla en energía que el cuerpo puede utilizar, pero si éste tiene que hacer alguna de las funciones de los riñones, no puede trabajar en toda su capacidad y consecuentemente se metaboliza menos grasa, ésta se queda en los depósitos del cuerpo y la pérdida de peso se detiene.

La gente propensa a retener agua piensa que reducir el consumo de agua ayudará a remediar el problema; pero en realidad lo contrario ocurre. El cuerpo percibe la falta de agua como una señal y empieza a retener cada gota de agua. Ésta es almacenada en espacios extra-celulares (fuera de las células), causando hinchazón de pies, manos y piernas. La mejor manera de evitar la retención de agua, es darle al cuerpo lo que necesita: bastante agua. El agua también ayuda a mantener los músculos tonificados, dándoles la habilidad natural de contraerse y evitar la deshidratación; también es coadyuvante en el desecho de sustancias tóxicas y elimina problemas de estreñimiento.

Adaptado de: http://www.tucsonmedical.com/pdf/drinking_water_spanish.pdf
(Consulta: 2 de junio de 2013).

FERNÁNDEZ editores

Importancia de las reacciones de óxido y de reducción

Precipitando el conocimiento

Reflexiona y contesta las siguientes preguntas:

1. ¿Alguna vez has visto un material oxidado? Menciona sus características.
2. Haz una lista de todos aquellos materiales que conoces que pueden oxidarse.
3. ¿Qué tienen en común?

Con ayuda del maestro, redacten una definición de *oxidación*. Investiguen algunas estrategias que pueden llevarse a cabo para evitar este fenómeno.

Características y representaciones de las reacciones redox

Después de que se ha preparado el guacamole, seguramente habrás notado que, conforme pasa el tiempo, éste va adoptando un color café. Para evitarlo, mucha gente le agrega limón o coloca el hueso del aguacate dentro de él. Si se hace esto último y después se levanta el hueso del aguacate, se notará que el área que estaba debajo de éste no se ha tornado café, ¿por qué sucede esto?

El aguacate, las manzanas y las peras tienden a tomar un color café al estar expuestas al oxígeno en el ambiente. Las cáscaras que las cubren evitan que este proceso se dé de manera natural; sin embargo, esto se acelera cuando su interior queda expuesto, ya que hay componentes en el interior de estas frutas que reaccionan fácilmente con el oxígeno; éstos son un tipo de azúcares (conocido como azúcares reductores), que, en presencia del oxígeno, son capaces de oxidarse.

Un proceso similar se da con los metales cuando están expuestos al ambiente. A medida que pasa el tiempo, algunos elementos de este tipo desarrollan una capa conocida como óxido. Este nombre deriva del tipo de reacción que se da en la superficie del metal.



Fig. 4.36 La oxidación es el principal proceso por el cual los alimentos cambian de color después de partirlos.

Estas reacciones de oxidación están involucradas en un gran número de situaciones de la vida cotidiana, como en el caso de las pilas y las baterías de los automóviles que funcionan gracias a este tipo de reacciones. En el cuerpo se producen durante la digestión y la asimilación de los alimentos, por ejemplo.

En estos ejemplos el oxígeno está involucrado directamente en la oxidación de las frutas y los metales, de ahí que las reacciones adquieran, justamente, el nombre de reacciones de *oxidación*; sin embargo, en muchas ocasiones esto no es así, por lo que una reacción de oxidación puede definirse como "reacción en la que una sustancia cede electrones (se oxida) y otra los gana (se reduce)".

De esta forma, las reacciones de oxidación siempre van acompañadas de procesos de reducción. Por convención, a éstas reacciones simultáneas se les denomina, de forma coloquial, como reacciones *redox*.



Fig. 4.37 La batería de los automóviles es el dispositivo por el cual éstos obtienen energía.

Experimenta

Reacciones redox

Material

- Glucosa
- Hidróxido de sodio
- Azul de metileno
- Agua
- Matraces de vidrio con tapón

Formula una hipótesis que te permita contestar la siguiente pregunta: ¿es posible observar una reacción de óxido reducción mediante un indicador?

Manos a la obra

1. Disuelve 10 g de NaOH en 500 ml de agua.
2. Disuelve 20 g de glucosa también en 500 ml de agua.
3. Disuelve 1 g de azul de metileno en 100 ml de agua (el azul de metileno puede comprarse en cualquier farmacia).
4. Agrega 100 ml de la solución de NaOH a un matraz, posteriormente coloca 100 ml de la solución de glucosa. Mezcla bien y añade unas gotas de la solución de azul de metileno.
5. Tapa el matraz y déjalo reposar.
6. Cuando observes un cambio agita el matraz y registra lo que observas.

Cuestionario

1. ¿A qué se deben los cambios de color en el matraz?
2. ¿Qué haces al agitarlo?
3. ¿Cuál es el elemento de la reacción que se está oxidando?
4. ¿Cuál crees que se está reduciendo?
5. ¿Para qué sirve el azul de metileno?

Con ayuda del maestro investiguen las reacciones que se producen en este experimento. Concluyan por escrito sobre las reacciones redox, su importancia y aplicaciones.

Disposición de desechos
Todas las sustancias usadas en esta práctica pueden desecharse en la basura.

Glosario

adipocito. Célula capaz de almacenar grasa en su interior.

número de oxidación. Carga neta que se le asigna a cada uno de los átomos de un compuesto.

Curiosidades químicas

Reacciones de oxidación se presentan constantemente en el cuerpo humano. Algunas de éstas traen efectos no muy agradables. Cuando hay un consumo excesivo de alcohol, por lo general se produce la famosa *cruda*, la cual provoca una serie de molestos síntomas. Sucede que el alcohol se oxida en el hígado por la acción de una enzima, la *alcohol deshidrogenasa*. El producto de esto es una sustancia conocida como acetaldehído, tóxica para el organismo y que conlleva daños en la producción de glucosa por parte del hígado, por lo que durante la resaca hay una hipoglucemia marcada; también el alcohol es almacenado en forma de grasa por los **adipocitos** abdominales, lo que, a largo plazo, es motivo de obesidad.

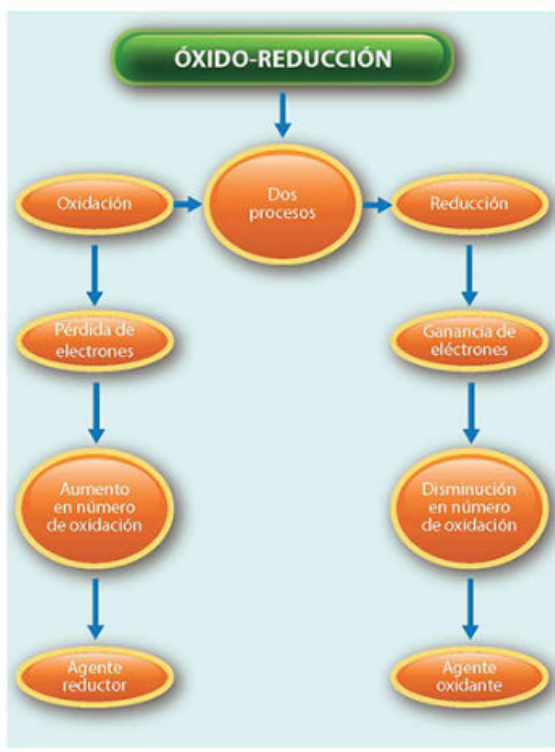


Fig. 4.38 Agentes oxidantes y reductores.

En las reacciones redox, a raíz de la transferencia de electrones, los elementos involucrados cambian su **número de oxidación**.

En estos procesos, los reactivos involucrados tienen nombres característicos: cuando un compuesto se oxida durante la reacción se convierte en el *agente reductor*, mientras que el reducido adquiere el nombre de *agente oxidante*. Lo anterior parecería a primera impresión un poco confuso, pero es fácil de entender de la siguiente manera: un agente reductor es capaz de reducir otros compuestos, y al hacerlo, se oxida. Un agente oxidante, por el contrario, puede oxidar otros compuestos y, al hacerlo, se reduce.

La velocidad de las reacciones redox es variable; en los metales, por ejemplo, la oxidación es sumamente lenta, mientras que la producida al quemarse la madera es muy rápida. Por tanto, la velocidad dependerá de los compuestos que estén reaccionando.

Para que se presente una reacción redox se necesita que sucedan dos reacciones, una de oxidación y otra de reducción. Cuando se representan las ecuaciones de reacciones redox, se hace por separado; en cada una de ellas se muestran los electrones que son transfe-

ridos durante una reacción redox completa. Cuando se suman las dos semirreacciones, se obtiene la ecuación global. Véase el siguiente ejemplo.

El óxido de calcio es un compuesto iónico formado por dos iones, el Ca^{2+} y el O^{2-} . Esto indica que el oxígeno adquirió dos electrones y el calcio a su vez los cedió; de este modo, ambos completan su octeto y forman el óxido de calcio (CaO). Esta transferencia de electrones se da mediante una reacción redox entre el calcio y el oxígeno, como se muestra a continuación.



Fig. 4.39 Reacción de formación del óxido de calcio.

En esta reacción, puede observarse la manera en la que dos átomos de calcio ceden cuatro electrones a dos átomos de oxígeno para producir dos moléculas de óxido de calcio. Puede representarse esto con las siguientes semirreacciones.



Fig. 4.40 Semirreacciones redox involucradas en la síntesis del óxido de calcio.

En la primera semirreacción se aprecia la manera en la que los dos átomos de calcio pierden cuatro electrones; en la segunda, la forma en la que los dos átomos de oxígeno ganan esos cuatro electrones. Para escribir la reacción global, es necesario considerar las dos semirreacciones y anotar los reactivos de cada una, sumados. Seguidos de la flecha, se colocan los productos de ambas semirreacciones también sumados. Así, la reacción quedaría:

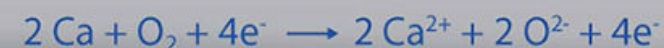


Fig. 4.41 Suma de las semirreacciones redox involucradas en la síntesis del óxido de calcio.

Después pueden eliminarse los 4e^- de ambos lados de la ecuación (tal como se haría en una ecuación matemática que tiene los mismos miembros a ambos lados de la igualdad). Entonces, la reacción quedaría:

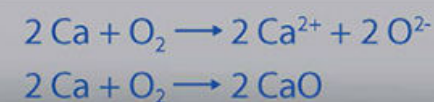


Fig. 4.42 Reacción global de síntesis del óxido de calcio. Ya que tenemos iones calcio e iones oxígeno del lado de los productos (primera reacción), éstos se combinan para formar óxido de calcio (segunda reacción).

A continuación se verán algunas reacciones de redox que han sido de gran importancia para la humanidad.

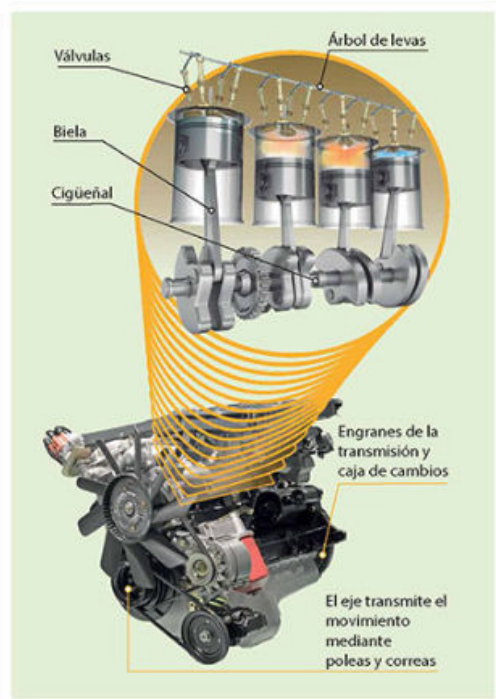


Fig. 4.43 Gracias a que se comprendió la combustión, fue posible desarrollar maquinaria que llevara a cabo este proceso para la obtención de energía mecánica.

La combustión

El ser humano descubrió el fuego hace aproximadamente 500 000 años y, con ello, también una de las reacciones de óxido-reducción más importantes para la vida: la combustión. Ésta requiere de la presencia forzosa de dos sustancias, un comburente y un combustible. El primero oxida al combustible y, al hacerlo, queda en estado reducido.

Cuando se hace una fogata, el comburente es el oxígeno del aire, mientras que el combustible es la madera que se quema.

¿Cómo funcionan los motores de combustión interna? Son aquellos utilizados por los automóviles; estos vehículos se mueven gracias a la energía que proporciona la combustión de la gasolina. En este caso, el combustible es la gasolina mientras que el comburente es el aire. Para que el combustible pueda empezar a oxidarse, necesita una chispa, como la que se hace en una fogata al frotar dos maderos o la provocada por las bujías en los motores más antiguos.

La mayoría de los combustibles contienen carbono e hidrógeno, los cuales son buenos agentes reductores. Cuando arden, el carbono se combina con el oxígeno y se origina el dióxido de carbono CO_2 ; el hidrógeno, por su parte, se une al oxígeno, dando agua como producto final. Con base en ello puede definirse una reacción general para la combustión:

Reacción general de combustión:
 $\text{C}_n\text{H}_m + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

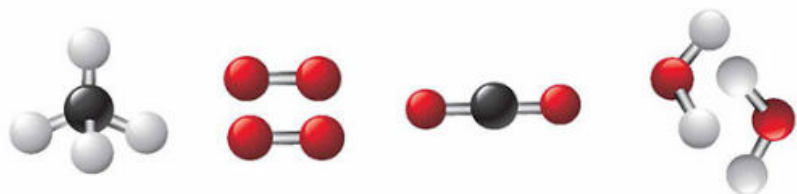


Fig. 4.44 En las reacciones de combustión, los productos siempre son dióxido de carbono y agua. En la reacción inferior, se muestra de manera gráfica la combustión del metano.

Páginas de consulta

Visita este enlace para complementar lo estudiado sobre las reacciones redox.

<http://www.fullquimica.com/2011/12/reacciones-redox.html>

Ahora que ya se conoce el proceso de combustión de una sustancia que contiene átomos de carbono e hidrógeno, puede introducirse el concepto de *combustión espontánea*, el cual está definido en la temperatura más baja (temperatura de inflamación) a la que una sustancia empieza a arder y continúa quemándose.

Un ejemplo de este tipo de inflamación puede verse con los trapos viejos de los pintores que, saturados de aceite y pinturas de toda clase, suelen provocar incendios. Esto se debe a que la oxidación lenta del aceite va desprendiendo calor. Si no hay aire suficiente, los trapos aceitosos se calientan más y más hasta llegar a su temperatura de inflamación y, entonces, comienzan a arder.

Experimenta

La combustión

Material

- Azúcar
- Cerillos / encendedor
- Pinzas
- Tubo de ensaye
- Indicador universal / tira de indicador de pH
- Mechero de Bunsen
- Papel filtro
- Soporte universal de tubos de ensaye

Elabora una hipótesis para dar respuesta a la pregunta: ¿podrías inferir cuáles serían los productos que se generarán al poner azúcar dentro del tubo de ensaye y prender fuego por debajo de él?

Manos a la obra

1. Sostengan el tubo de ensaye con el soporte universal, el cual deberán fijar firmemente a una superficie sólida y segura.
2. Coloquen un poco de azúcar dentro del tubo de ensaye.
3. Con ayuda de las pinzas sujeten firmemente el tubo de ensaye.
4. Coloquen una tira de indicador dentro del tubo y posteriormente tápenlo con el papel filtro.
5. Prendan cuidadosamente el mechero y coloquen la flama por debajo del tubo de ensaye, a una distancia de aproximadamente tres centímetros.
6. Esperen a que el azúcar se queme por completo.
7. Cuando observen que el azúcar está completamente quemado, obtengan el pH con una tira o papel pH.

Cuestionario

1. ¿Qué sucedía durante la combustión de la azúcar? Si notaste que se desprendía un gas, ¿podrías inferir de qué gas se trataba?
2. ¿Qué pH señala la tira indicadora? ¿Cuál fue la sustancia que cambió el pH de la tira indicadora?

Concluyan sobre sus respuestas con ayuda del maestro. Al final de esta práctica, propongan una ecuación de la reacción que se produjo dentro del tubo de ensaye.

Disposición de desechos

Todas las sustancias usadas en esta práctica pueden desecharse en la basura.

glucosa. Carbohidrato cuya fórmula química es $C_6H_{12}O_6$.

glucosa $C_6H_{12}O_6$, es obtenida a partir de los alimentos y es absorbida por células especializadas en el intestino delgado; de ahí es transportada en la sangre a todas las células del cuerpo. Cuando la glucosa se oxida se producen, además, CO_2 y agua.



Fig. 4.45 Reacción química de la respiración.

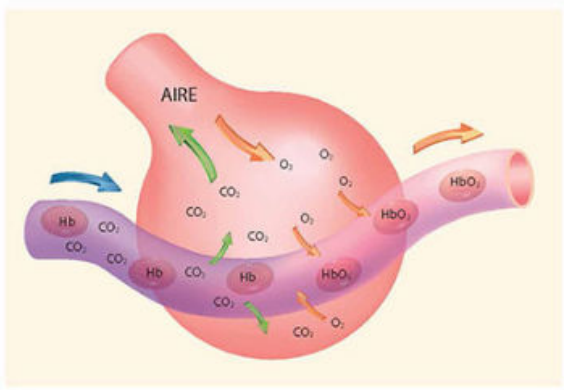


Fig. 4.46 Los alvéolos son los encargados del intercambio gaseoso en la sangre.

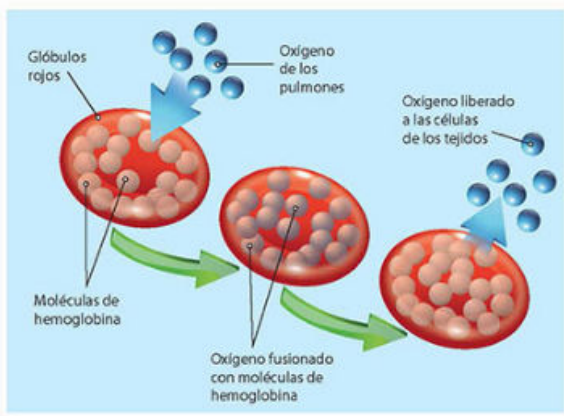


Fig. 4.47 La molécula de hemoglobina transporta oxígeno y dióxido de carbono por el torrente sanguíneo.

La respiración

La *respiración* es el proceso mediante el cual los seres humanos oxigenan su sangre. Precisamente el oxígeno que entra en el torrente sanguíneo es utilizado por las células para llevar a cabo la oxidación de la glucosa; una reacción de suma importancia para que el cuerpo obtenga la energía que necesita para desarrollar actividades tan importantes como la regulación de la temperatura corporal. Por su parte, la

Cada uno de los pulmones encierra millones de cuerpos diminutos llamados *alvéolos* y, cada uno de éstos, está envuelto por una densa red de vasos capilares sanguíneos, diseñada para permitir el intercambio entre el oxígeno que inhalamos, que pasa de los alvéolos a la sangre y el dióxido de carbono que exhalamos, y que pasa de la sangre al interior de los alvéolos.

De este modo, el oxígeno está disponible en todas las células del cuerpo para llevar a cabo la oxidación de la glucosa y otros procesos sumamente importantes.

En la sangre se da otro tipo de reacción redox fundamental. Los glóbulos rojos tienen en su interior una molécula llamada hemoglobina, la cual posee en su estructura un átomo de hierro. Éste se oxida cuando el oxígeno entra en tales glóbulos, lo cual aumenta la afinidad de la hemoglobina por los átomos de oxígeno, lo que le permite a los glóbulos rojos transportar el oxígeno por todo el cuerpo. Cuando se intercambia este gas por el CO_2 en los pulmones, el hierro se reduce, lo que incrementa la afinidad de la hemoglobina por las moléculas de CO_2 . Las reacciones de reducción y de oxidación de hierro son las siguientes:

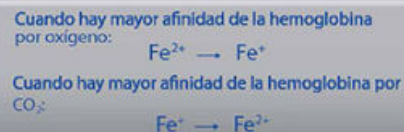


Fig. 4.48 Reacciones redox donde la hemoglobina está involucrada.

Sin duda, las reacciones redox son de gran importancia para el ser humano. ¿Qué tienen en común las reacciones que se presentan en la combustión y en la respiración? En ambos casos hay liberación de energía, debido a que muchas reacciones redox son exotérmicas.

La fotosíntesis

Las plantas llevan a cabo un proceso sumamente relevante denominado fotosíntesis, mediante el cual producen azúcares a partir de dióxido de carbono, agua y luz solar. Tales azúcares son después utilizados para obtener almidón, grasas, aceites y proteínas, los cuales son elementales para las funciones del organismo. A diferencia de la respiración celular, las células de las plantas utilizan el dióxido de carbono y el oxígeno para producir glucosa, utilizando como fuente de energía la luz del sol. La reacción de la fotosíntesis se resume a continuación:

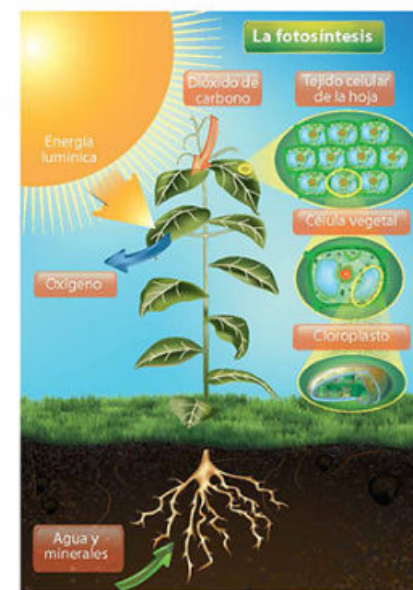


Fig. 4.49 Producción de glucosa en la reacción de fotosíntesis.

La fórmula $C_6H_{12}O_6$ se refiere a la glucosa, el elemento más simple de los azúcares. Al observar la reacción, podemos identificar dos semirreacciones, una de reducción y otra de oxidación. A continuación se resumen ambas semirreacciones.



Fig. 4.50 Semirreacciones involucradas en la fotosíntesis: reacción de reducción, que describe cómo las moléculas de dióxido de carbono se reducen para formar glucosa y oxígeno; reacción de oxidación de las moléculas de agua para producir oxígeno.



Al sumar ambas reacciones podemos obtener una reacción balanceada, es decir, con la misma cantidad de electrones ganados que perdidos. La energía o carburante de esta reacción proviene de la luz solar. Las hojas de las plantas tienen un sistema sofisticado que les permite captar la luz y dirigirla a los centros de reacción de la fotosíntesis.

Páginas de consulta

Visita el siguiente sitio para analizar la fotosíntesis de manera interactiva.

<http://aip-recursos.blogspot.mx/2012/10/observa-la-siguiente-figura-observamos.html>

Fig. 4.51 El proceso de fotosíntesis confiere a las células vegetales la capacidad de producir compuestos de carbono.

Con ayuda del maestro identifiquen tres reacciones redox que se den en su entorno. Escribanlas en ecuaciones químicas. Realicen una exposición en la que ilustren las reacciones seleccionadas, traten de explicar los cambios químicos que se producen y busquen evidencias para verificar esos cambios (óxidos, restos de agua, cambio de color, etcétera).

Concluyan sobre las reacciones redox que suceden a su alrededor, así como las ventajas y desventajas que conllevan.



Fig. 4.52 Bacteria *Clostridium botulinum*.

Curiosidades químicas

Existen seres vivos que no pueden existir en un ambiente en el cual esté presente el oxígeno. Éstos son denominados anaerobios y, en vez de emplearlo, utilizan al sulfato o al carbono como aceptor de electrones. Un ejemplo de ello son las bacterias del género *Clostridium*, que pueden infectar alguna lata de alimento que sea fabricada al alto vacío. Si algún ser humano consume el contenido de esa lata, puede presentar parálisis del rostro y extremidades. Por esto, es muy importante que, al adquirir alimentos de este tipo, haya la certeza de que la lata no esté golpeada, lo que asegura que el alimento esté en buen estado.

Reacciones redox en la industria

Las reacciones de óxido-reducción son de gran relevancia para la industria. Como se mencionó anteriormente, se hace uso de este tipo de reacciones químicas para obtener óxidos, hidruros y combustibles. Un ejemplo de ello es cuando un soldador junta dos partes metálicas y las une con una chispa muy brillante. Utiliza un combustible denominado acetileno, le aplica una descarga eléctrica que lo funde entre dos partes metálicas y las une mediante un broche de óxido de acetileno. Esta reacción también desprende gases de acetileno, dióxido de carbono y agua.

En la figura 4.53, pueden observarse algunos ejemplos de sustancias que se utilizan a diario. El vinagre es una disolución de ácido acético (CH_3COOH), el agua oxigenada es también una disolución de peróxido de hidrógeno (H_2O_2) y el polvo de color blanco es hidrógeno-carbonato de sodio (NaHCO_3).



Fig. 4.53 Ejemplos de sustancias que participan en reacciones redox: agua oxigenada, vinagre y bicarbonato de sodio.

Número de oxidación

Como se estudió en el bloque 2, los átomos se organizan en la tabla periódica según su número de protones. Con base en esta organización, puede dividirse esta tabla en distintas familias. Con el número de familia, podemos inferir cuántos electrones tiene un átomo en su nivel de energía más externo. Es decir, conforme al modelo de Bohr, comentado en el bloque dos, considerando que un átomo tiene distintos niveles de energía y en cada uno se destina un cierto número de electrones que orbitan alrededor del núcleo atómico, existe un nivel de energía más externo, el cual tiene la capacidad de completar el número de electrones permitidos compartiendo o cediendo los electrones de ese nivel. En otras palabras, con este número, es posible saber si el átomo tenderá a ganar, perder o compartir electrones para formar un compuesto químico estable. Este número recibe el nombre de *número de oxidación*. En la tabla periódica, este número regularmente se indica con una cifra y un signo (+ o -) arriba de cada familia.

Por convención, los químicos han establecido reglas para facilitar la comprensión del número de oxidación de los átomos. A continuación se explica cada regla:

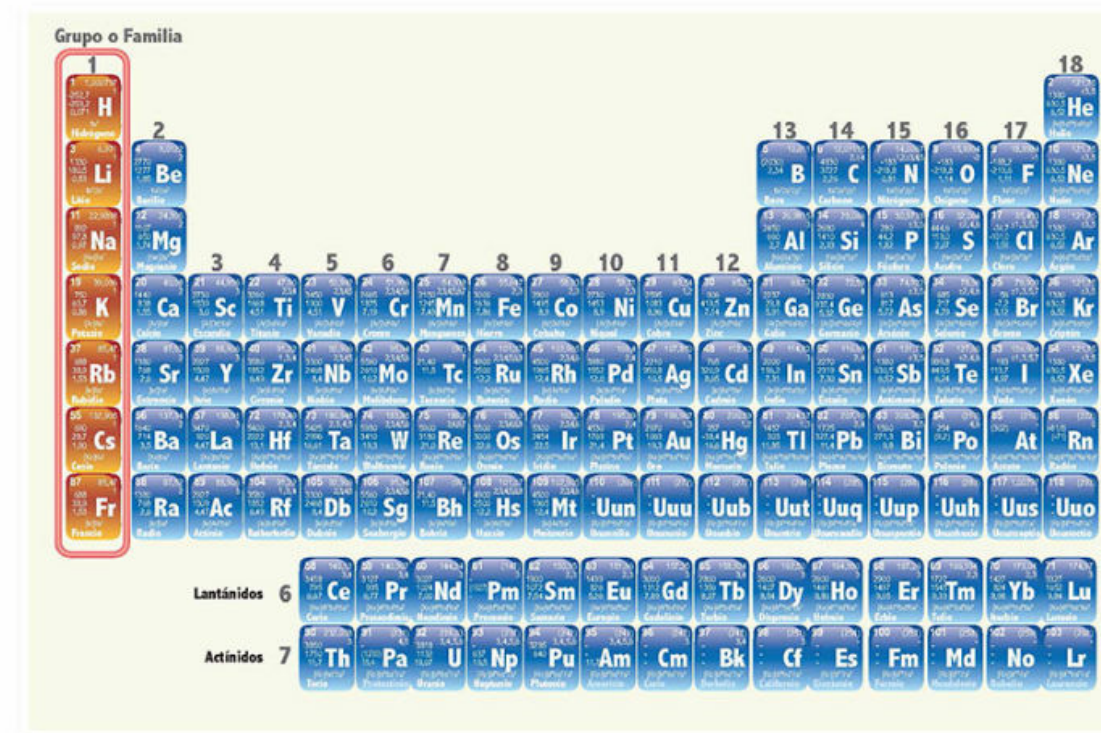


Fig. 4.54 Números de oxidación de la familia de los metales alcalinos.

1. El número de oxidación (expresado en color rojo encima de cada símbolo químico) de un elemento es cero, ya sea que se encuentre en forma atómica o molecular.



2. El número de oxidación de un ión monoatómico es la carga eléctrica del ión, positiva o negativa, que resulta de la pérdida o ganancia de electrones, respectivamente, como se muestra a continuación:

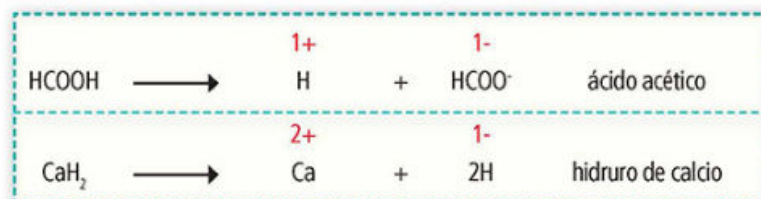
	1+	2+	2+	3+	1+	2+	3+
Cationes:	Na	Cu	Hg	Cr	Ag	Fe	Fe
Aniones:	F	Br	S	N	O	As	

Glosario

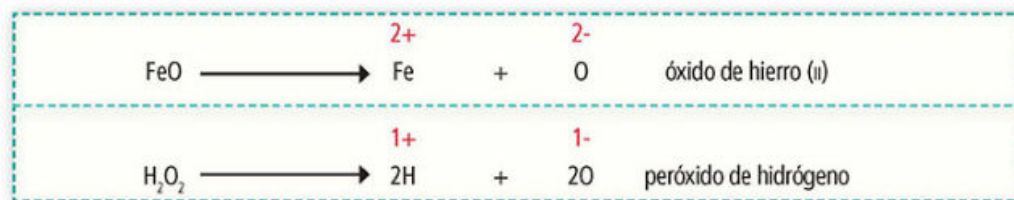
hidruro. Compuesto formado por la unión de un metal con hidrógeno.

peróxido. Compuesto que presenta enlaces oxígeno-oxígeno en su estructura.

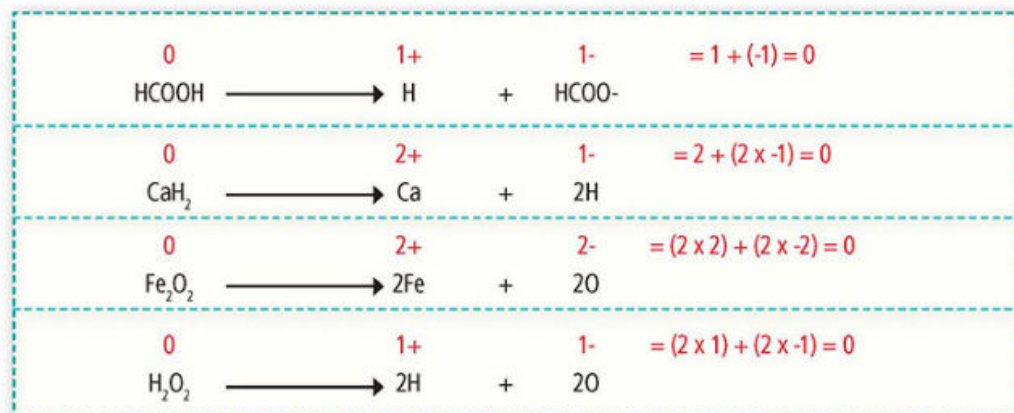
3. Al formarse un compuesto, el número de oxidación del hidrógeno es 1+, con excepción de los **hidruros** metálicos, en los que el número de oxidación es 1-.



4. Cuando átomos de oxígeno forman un compuesto, el número de oxidación es de 2-, con excepción de los **peróxidos**, en los que el número de oxidación es 1-.



5. La suma algebraica de los números de oxidación de los elementos debe ser cero.



6. Algunos elementos tienen más de un número de oxidación debido a que pueden compartir, ganar o perder más de un electrón en una reacción química.

Aplica

Copia en tu cuaderno la siguiente tabla y encuentra el número de oxidación de cada elemento o compuesto en los siguientes casos.

Sustancia	Núm. de oxidación	Sustancia	Núm. de oxidación	Sustancia	Núm. de oxidación	Sustancia	Núm. de oxidación
Zn		Ca		CO ₂		CO	
Fe		H ₂		N ₂ O ₄		SO ₄ ⁻²	
N ₂		O ₂		NO ₃		ClO ₃	
P ₄		H ⁺		SO ₃ ⁻²		MnO ₄ ⁻	
F		Na ⁺		NH ₄ ⁺		NaOH	
Cu ⁺²		Fe ⁺³		CrO ₄ ⁻²		Cr ₂ O ₇ ⁻²	
O ⁻²		CaF ₂		LiOH		Ca(OH) ₂	
HF		S ⁻²		HNO ₃		H ₂ SO ₄	
MgCl ₂		Na ₂ S		H ₃ PO ₄		HCN	
NH ₃		AlCl ₃		NaNO ₃		K ₂ SO ₃	

Discutan grupalmente cuáles son las mejores estrategias para identificar los números de oxidación.

Balanceo de reacciones de óxido-reducción por el método del cambio de número de oxidación

Hasta este momento se ha dado un recorrido por los diferentes ejemplos que existen en la naturaleza y en la industria sobre reacciones redox; se introdujo también el concepto de *número de oxidación* que permite evaluar el estado de oxidación o de reducción de un átomo. Hay, además, otras aplicaciones de los números de oxidación. Los químicos han desarrollado una metodología que permite equilibrar las reacciones considerando el número de oxidación de los átomos que participan en la reacción que se desea balancear. En primer lugar, se debe recordar que la oxidación tiene lugar cuando una especie química pierde electrones y, al hacerlo, aumenta su número de oxidación. Por ejemplo, el hierro (Fe) tiene un número de oxidación de cero en estado natural, pero cuando se oxida pierde dos electrones, por lo que quedará en 2+ (Fe²⁺). Por otra parte, la reducción se produce cuando una especie química gana electrones y, al mismo tiempo, disminuye su número de oxidación. Por ejemplo, el cloro atómico tiene un número de oxidación de cero, y cuando se disuelve, produce un ión cloruro con número de oxidación 1-, debido a que gana un electrón.



Fig. 4.55 Características de los procesos de oxidación y reducción.

Para facilitar la deducción del estado redox puede construirse una escala numérica del número de oxidación y seguir el cambio electrónico del proceso por el aumento o disminución de ese número.

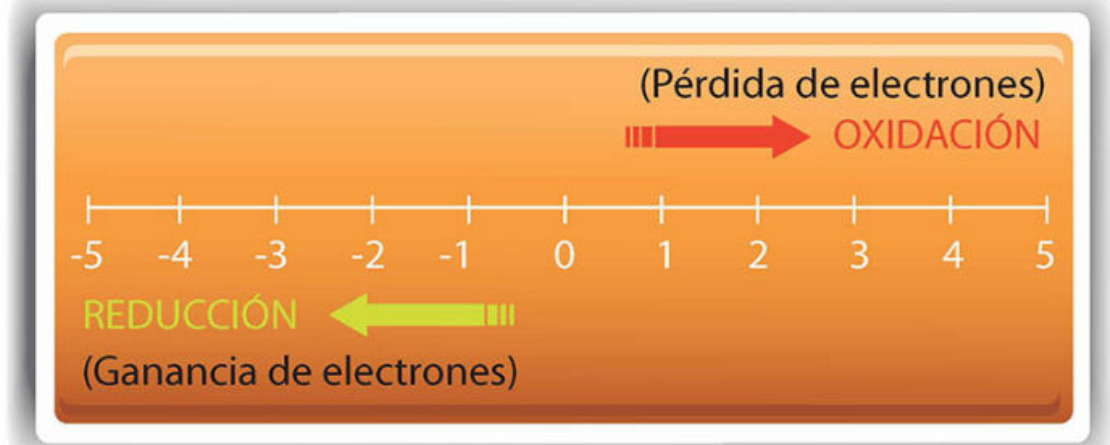


Fig. 4.56 Escala numérica para identificar procesos de oxidación y reducción.

Como su nombre lo indica, este método de balanceo se basa en los cambios de los números de oxidación de las especies que reaccionan. A continuación se proporciona una lista de los pasos de esta forma de balanceo:

1. Identifica la especie química que se oxida y escribe la semirreacción de oxidación, balanceada por masa y carga.
2. Ubica la especie química que se reduce y escribe la semirreacción de reducción, balanceada por masa y carga.
3. Suma las semirreacciones y verifica que se tenga el mismo número de electrones en cada lado de la reacción.
4. Asigna los coeficientes obtenidos para cada átomo en los lugares correspondientes.

A continuación se presenta un ejemplo en el que se balancea la reacción química entre el óxido de manganeso y el ácido clorhídrico a través del método de cambio de número de oxidación.



Fig. 4.57 Reacción de óxido de manganeso con ácido clorhídrico para producir cloruro de manganeso, cloro diatómico y agua.

- 1) Identifica la especie química que se oxida y escribe la semirreacción de oxidación, balanceada.



Fig. 4.58 Semirreacción de oxidación, balanceada por masa y carga.

- 2) Identifica la especie química que se reduce y escribe la semirreacción de reducción, balanceada.



Fig. 4.59 Semirreacción de reducción, balanceada por masa y carga.

- 3) Suma las semirreacciones y verifica que se tenga el mismo número de electrones de cada lado de la reacción.

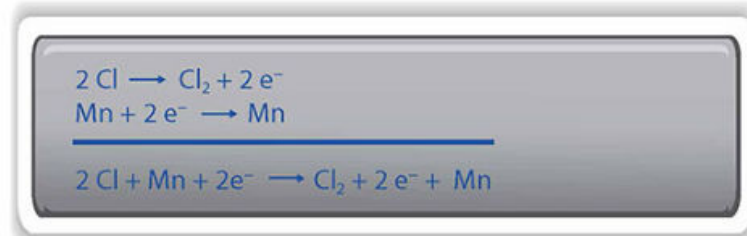


Fig. 4.60 Suma de semirreacciones y verificación del número de electrones a cada lado de la flecha de reacción.

Los coeficientes que se obtienen hasta este paso tienen que ver únicamente con las especies químicas que intervinieron en el proceso redox y se colocan como coeficientes de los compuestos correspondientes en la reacción completa:



Fig. 4.61 Reacción global balanceada.

Aplica

Balanza las siguientes reacciones químicas utilizando el método de cambio de número de oxidación.

- $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{PbS} + \text{Cu}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{CrI}_3 + \text{KOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KIO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{PbO}_2 + \text{Sb} + \text{KOH} \rightarrow \text{PbO} + \text{KSbO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- Reacción de fotosíntesis
- Reacción de la respiración celular
- Reacción de combustión de acetileno

Discutan grupalmente cuáles son las mejores estrategias para balancear correctamente una ecuación empleando el método de cambio de número de oxidación.

Páginas de consulta

En estos sitios podrás profundizar sobre los métodos de balanceo redox.

http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/Balaneo_ion_electron_19008.pdf
http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/REDOX_1276.pdf

Proyectos: ahora tú explora, experimenta y actúa

Integración y aplicación

¿Cuál es el impacto de los combustibles y posibles alternativas de solución?



Fig. 4.62 Estructura de un yacimiento de petróleo.

Los derivados del petróleo

En la actualidad, la fuente de energía más utilizada en el mundo es el *petróleo*, el cual es el combustible fósil natural con más aplicaciones. La palabra petróleo proviene de la composición de dos vocablos, *petros* y *oleum*, que juntas significan "aceite de piedra". El petróleo empezó a formarse hace aproximadamente 430 millones de años, a partir de grandes cantidades de animales y plantas que quedaron sepultados por toneladas de arena y rocas. Encontrándose a altas presiones y temperaturas, se transformaron en petróleo.

La mayor parte de la energía que se consume en México proviene de este hidrocarburo. A partir de su extracción sin procesar, también llamado *crudo*, se transforma en una gran variedad de fuentes de energía y consumibles. Por ejemplo, es la principal materia prima para generar energía eléctrica, así como para la producción de combustibles para automóviles particulares e industriales, aviones y buques.

México es uno de los principales extractores de crudo. Dentro de los países que tienen más petróleo en el mundo se encuentran Venezuela, en primer lugar, seguido de Irán, después Irak y los Emiratos Árabes Unidos. Más adelante en la lista, en el lugar 13, está México.



Fig. 4.63 Plataforma petroleras, plantas petroquímicas y oleoductos en México.

Revisa

Impactos ambientales del petróleo

Entre los más graves desastres ambientales que atentan contra la biodiversidad se encuentran los derrames de petróleo en ríos, mares y océanos. La contaminación por petróleo crudo o refinado es generada accidental o deliberadamente: se estima que 3 800 millones de litros entran cada año a los océanos como resultado de las actividades humanas, de éstos, sólo 8% se debe a fuentes naturales; por lo menos 22% a descargas operacionales intencionales de los barcos, 12% por derrames de buques, y 36% por descargas de aguas residuales.

La forma en que el petróleo derramado afecta a la fauna es variada y compleja. Existe una amplia gama de respuestas de los organismos marinos ante el petróleo, esto debido a la gran diversidad de los mismos. La mortalidad puede presentarse por intoxicación crónica. Los datos acumulados a lo largo de varios derrames de petróleo han mostrado que, en el mejor de los casos, sólo un cuarto de las aves contaminadas llegan a tierra. El resto desaparece en el mar o se hunde porque no pueden volar. El petróleo o cualquier tipo de hidrocarburos, crudo o refinado, daña los ecosistemas marinos produciendo uno o varios de los siguientes efectos: muerte de organismos por asfixia, destrucción de organismos jóvenes o recién nacidos, disminución de la resistencia o aumento de infecciones en las especies, especialmente aves, por absorción de ciertas cantidades subletales de petróleo, efectos negativos sobre la reproducción y propagación a la fauna y flora marina, destrucción de las fuentes alimenticias de las especies superiores e incorporación de carcinógenos en la cadena alimentaria.

Lo cierto es que sea cual sea la forma en que se produce la contaminación, a la larga se ve afectado todo el ecosistema, e incluso se afirma puede llegar al hombre a través de la cadena alimenticia.

Efectos en la fotosíntesis

Además, la falta o disminución de la entrada de luz en el mar a causa de manchas de petróleo imposibilita o reduce el área donde es posible la fotosíntesis y el desarrollo de plantas verdes: 80% de la actividad fotosintética y de la absorción de energía solar se produce en los 10 primeros metros de la superficie marina. Ello indica la importancia de la entrada de la luz (ese 20% restante) para mantener las comunidades fotosintéticas de los fondos marinos. La falta o disminución de plantas fotosintéticas reduce el aporte de oxígeno y alimento al ecosistema.

La pérdida de extensión en la distribución de algas y otras plantas acuáticas limita las zonas que proporcionan cobijo a miles de especies marinas. Estos lugares son utilizados por larvas de los peces como zonas de alimento mientras son subadultos. El fitoplancton es a su vez el alimento del zooplancton (que además de microorganismos está formado por larvas de peces, moluscos, crustáceos, etcétera). Sin fitoplancton, el zooplancton muere y con él se interrumpe el crecimiento de un importante número de especies, al tiempo que muchos animales marinos se quedan sin alimento.

Revisa

Efectos tóxicos

Entre los variados efectos tóxicos que puede ocasionar un derrame de petróleo, se encuentran la reducción de la capacidad de las aves que quedan impregnadas de petróleo para aislarse del agua, con el riesgo de morir de hipotermia; daño de los organismos por envenenamiento, sea por absorción o por contacto; daño por exposición a los componentes tóxicos del petróleo solubles en agua. Los mamíferos pueden sufrir taponamiento de vías respiratorias o daños en el tracto respiratorio por efecto de los contaminantes. La ingesta de otros animales contaminados propicia un envenenamiento progresivo. Los efectos subletales sobre los animales marinos pueden abarcar deformaciones, pérdida de fertilidad, reducción del nivel de eclosión de huevos, alteraciones en su comportamiento y gran cantidad de efectos derivados de la toxicidad del vertido. Los mejillones y otros moluscos que se adhieren a rocas u objetos pierden su capacidad de adhesión y caen al fondo, perdiendo su capacidad de alimentarse.

Duración del impacto en ecosistemas

Los impactos del crudo tienen un efecto de décadas. Un año después del derrame del *Prestige*, la degradación del hidrocarburo fue muy baja, propiciando la contaminación de las costas. Después de 10 años del derrame del *Exxon Valdez*, se demostró que, los peces y mejillones que se distribuían cerca de este derrame todavía estaban expuestos a hidrocarburos residuales en el ambiente. Otro estudio realizado 17 años después detectó contaminación residual proveniente del mismo incidente.

El petróleo y la salud humana

El petróleo o sus componentes pueden entrar en contacto con el cuerpo humano a través de tres rutas: la absorción por la piel; la ingestión de comida y bebida y la inhalación a través de la respiración. Los habitantes de las áreas de actividad petrolera se enfrentan con una potencial exposición a cualquiera de las tres rutas. La exposición al petróleo no está limitada al área cercana a la contaminación. Cuando el petróleo contamina el medio ambiente, los componentes más pesados tienden a depositarse en los sedimentos, desde donde pueden contaminar repetidamente las fuentes de agua o ser consumidos por organismos que pueden entrar en la cadena alimenticia del hombre. Componentes del petróleo más ligeros pueden evaporarse en cuestión de horas y ser depositados a gran distancia de su lugar de producción a través del aire o del agua.

Adaptado de:

http://www.greenpeace.org/mexico/Global/mexico/report/2012/1/impactos_ambientales_petroleo.pdf
(Consulta: 20 de mayo de 2013).

Formula preguntas

Comienza planteándote algunas preguntas como:

- ¿Cuáles son las fuentes de energía clásicas y cuáles las alternativas?
- ¿Por qué tienen esta denominación?
- ¿Cuáles son los recursos naturales limpios?
- ¿Con qué frecuencia y en qué países se utilizan estas fuentes de energía?
- ¿Está relacionado el uso de estas fuentes de energía con el desarrollo económico de cada país?

Diseña el proyecto

Diseña un proyecto adecuado para contestar las preguntas formuladas. Se propone la realización de una revisión bibliográfica sobre las fuentes de energía alternativas al petróleo. Pueden dividirse en equipos, investigarlas a profundidad y plantear un proyecto para comercializarlas; tendrían que señalarse los costos, ventajas y desventajas de usarlas, así como los beneficios de esas fuentes de energía respecto del petróleo.

Comunica el proyecto

Ahora hay que buscar maneras idóneas para comunicar los resultados del proyecto, pues hay que recordar la importancia de informar a la comunidad lo aprendido.

Se sugiere la organización de una feria en la que por equipos monten puestos para comercializar las fuentes de energía. Cada uno tratará de vender una de ellas con base en las ventajas económicas, ambientales y de salud que aporta a la humanidad.

Para la evaluación, cada alumno deberá entregar un reporte donde califique su participación y logros en el proyecto, exponga las dificultades que se presentaron durante el desarrollo del proyecto, los aspectos positivos y negativos de la experiencia. Deberá añadir una conclusión sobre la factibilidad de utilizar fuentes de energías renovables en la comunidad.

¿Cómo evitar la corrosión?



Fig. 4.64 Los factores que participan en el proceso de corrosión son la estructura de la pieza que se oxida, el ambiente y el agua.

Páginas de consulta

Consulta este sitio para analizar distintas energías alternativas utilizadas actualmente.

<http://www.textoscientificos.com/energias>

Cuando estos objetos están en contacto con sales metálicas o sulfuros, la severidad se incrementa considerablemente.

Existe un tipo de corrosión muy común denominada *corrosión galvánica*. Ésta se presenta cuando un par de átomos de óxido-reducción se unen en presencia de un electrolito. Por ejemplo, en una pila. Cuando ésta se queda durante mucho tiempo sin utilizar dentro de un juguete, es posible ver que el **ánodo** se cubre completamente de un sólido blanco.

En la actualidad, el mundo intenta contrarrestar los daños y las pérdidas económicas causadas por la corrosión, cuyo efecto abarca edificios completos, estructuras navales, aeropuertos, escuelas y casas.

Formula preguntas

Comienza planteándote algunas preguntas como:

- ¿Cuáles son las causas principales de corrosión en tu comunidad?
- ¿Qué materiales están afectados por ella?
- ¿Qué reacciones químicas podrían estarse produciendo durante la corrosión de esos materiales?
- ¿Hay alguna manera de revertir este proceso? ¿Cómo lo explicarías químicamente?
- ¿Qué métodos existen para evitar la corrosión? ¿Sirven esos métodos para impedir la corrosión de materiales en tu comunidad?
- ¿Cómo demostrarías la eficiencia de un método para evitar la corrosión?

Diseña el proyecto

Para contestar las preguntas formuladas, debes diseñar un proyecto adecuado. Se sugiere investigar los diferentes métodos existentes para evitar la corrosión y escoger alguno para hacer una demostración de su eficiencia. Se aconseja que escojas materiales disponibles en tu comunidad para hacer el estudio y la exposición. En ésta deberás explicar las reacciones químicas producidas en la corrosión de esos materiales, las maneras (si es que las hay) de revertir el proceso y, por último, elegir algún método para evitarla y demostrar que funciona adecuadamente.

También puedes llevar a cabo experimentos rápidos y llamativos que dejen en claro el fenómeno de la corrosión y la manera en la que es posible evitarla con el método seleccionado.

Comunica el proyecto

Deberán buscarse maneras para comunicar los resultados del proyecto, pues es fundamental informar a la comunidad sobre lo aprendido.

Se sugiere la preparación de un folleto sobre algún método escogido para prevenir la corrosión. Se pretende que sea llamativo, por lo que se recomienda incluir fotos o imágenes de su funcionamiento y con una lista de sus ventajas, incluyendo las reacciones químicas relacionadas con el fenómeno de la corrosión.

A manera de evaluación, se deberá mencionar en un reporte si se lograron o no los objetivos planteados para el proyecto, cómo lo llevó a cabo y las dificultades a las que cada alumno se enfrentó en cuanto a la búsqueda de información. Se deberá agregar una conclusión sobre el impacto económico de la corrosión y los aportes de la química para evitarla.



Glosario

ánodo. Electrodo con carga positiva.

Es momento de que demuestres lo que has aprendido durante este bloque realizando la siguiente evaluación. Escribe en tu cuaderno las respuestas y muéstralas a tu profesor para que mediante este instrumento evalúe tus logros y desempeño en este bloque.

1. Una reacción de neutralización se produce entre:

- A) Un ácido y una sal
- B) Una sal y agua
- C) Un ácido y una base
- D) Sal y una base

2. Cuando una hormiga te muerde, la inflamación y la irritación se debe a que este tipo de insectos inyecta ácido láctico. ¿Qué puede utilizarse para aliviar los síntomas y neutralizar la sustancia?

- A) Disolución de vinagre
- B) Jugo de limón
- C) Disolución de bicarbonato de sodio
- D) Agua con azúcar

3. Los indicadores ácido-base son aquellos que permiten:

- A) Determinar la concentración de ácido en una solución
- B) Determinar la concentración de base en una solución
- C) Calcular un valor aproximado de pH para una solución
- D) Observar los cambios de color en una solución ácida

4. Los dientes tienen una capa de esmalte que los protege de cualquier daño. El esmalte está compuesto por hidroxiapatita, que es insoluble en agua pero soluble en medios ácidos. ¿Por qué cuando consumes refresco de cola se percibe la sensación de dientes ásperos?

- A) El refresco de cola se deposita en los dientes
- B) El refresco de cola es suficientemente ácido para solubilizar el esmalte de los dientes y exponer el interior de los dientes a la intemperie
- C) La hidroxiapatita es un cristal que se rompe en presencia del refresco de cola
- D) El refresco de cola es muy básico, por eso se siente aspereza en los dientes

5. Según Arrhenius, las sustancias ácidas son aquellas que:

- A) Ceden iones OH⁻
- B) Aceptan iones OH⁻ H⁺
- C) Ceden iones H⁺
- D) Aceptan iones H⁺

6. ¿Cuál de las siguientes moléculas puede fungir como antiácido?

- A) H₂O
- B) AlCl₃
- C) Al(OH)₃
- D) HCl

7. Relaciona las columnas con su descripción correcta.

Redox	Cambio químico mediante el cual los átomos de una sustancia ganan electrones y disminuye el número de oxidación.
Reducción	Cambio químico durante el cual los átomos de una sustancia pierden electrones y aumenta el número de oxidación.
Oxidación	Tipo de reacción por el cual un átomo se reduce y otro átomo se oxida.
Ácidos	Sustancias que en solución libera el ión OH ⁻ llamado hidroxilo.
Bases	Sustancias que en solución libera el ión H ⁺ .

8. La respiración celular es el proceso por el cual...

- A) Las células adquieren la capacidad de sustituir la función de otras células
- B) Las células metabolizan los nutrientes mediante reacciones de oxidación
- C) Las células pueden vivir en ambientes anaerobios
- D) Las células se dividen

9. La fotosíntesis es un proceso que depende de luz y de agua. ¿Bajo qué condiciones ambientales puede vivir mejor una planta?

- A) Temperatura 25 °C. Ambiente húmedo. Día soleado.
- B) Temperatura 35 °C. Ambiente húmedo. Día soleado.
- C) Temperatura 25 °C. Ambiente seco. Día soleado.
- D) Temperatura 35 °C. Ambiente seco. Día soleado.

10. ¿Qué tipo de recurso es el petróleo?

- A) Natural y renovable
- B) Natural y no renovable
- C) Sintético y renovable
- D) Sintético y no renovable

11. El número de oxidación de un elemento en su forma pura es...

- A) Cero
- B) El mismo que el de la tabla periódica
- C) Más cuatro
- D) No está determinado

Revisa

Acidez y cambio climático

Un estudio del Observatorio Terrestre Lamont-Doherty de la Universidad de Columbia, de la Universidad de Bristol, ha evaluado en detalle una serie de cambios climáticos en la historia del planeta y ha descubierto que las tasas actuales de acidez de los océanos no tienen comparación en toda la historia de la Tierra. Según se desprende del estudio, hoy en día los océanos absorben, aproximadamente, una cuarta parte del CO_2 liberado a la atmósfera, reduciendo el pH de su superficie.

Al aumentar el CO_2 de la atmósfera, también lo hace la velocidad a la que éste se disuelve en el agua de mar, bajando cada vez más el pH de la superficie; un proceso conocido como *acidificación de los océanos*. Los experimentos de laboratorio sugieren que si el pH sigue bajando, podremos comenzar a ver sus efectos sobre los organismos marinos, tales como un crecimiento más lento, menos crías, pérdida de masa muscular, enanismo, reducción de la actividad, y la disolución de sus conchas de carbonato, con consecuencias para todo el ecosistema marino.

Adaptado de: <http://www.lavanguardia.com/medio-ambiente/20120301/54262443735/el-cambio-ph-océanos-puede-acabar-vida-marina-este-siglo.html>
(Consulta: 25 de mayo de 2013).

1. ¿Cuál de las siguientes reacciones representa la formación de ácido a partir de CO_2 y agua?

- A) $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$
- B) $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$
- C) $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl}$
- D) $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$

2. La acidificación de los océanos se debe a:

- A) Al aumento en las emisiones de CO_2
- B) A que al haber más CO_2 en la atmósfera se disuelve más rápido en el agua de mar
- C) A que el CO_2 se disuelve mejor en agua salada
- D) A la liberación de ácidos industriales en el mar

3. Los efectos de la acidez del océano sobre los organismos marinos incluyen:

- A) Incapacidad de nadar
- B) Infertilidad y baja tasa de reproducción
- C) Disminución de niveles de CO_2 en sangre
- D) Alteraciones conductuales

Para cerrar el bloque, reflexiona sobre tu desempeño y los aprendizajes que lograste. Contesta las siguientes preguntas.

Me evaluó

¿Qué conocimientos nuevos adquirí al estudiar este bloque?	
¿Cómo puedo aplicar los conocimientos adquiridos en mi vida cotidiana?	
¿Qué tengo que hacer para mejorar e incrementar lo que aprendí al estudiar este bloque?	

Parte de un equipo

Ahora evalúa tu trabajo en equipo. Marca con una X la opción que consideres más adecuada para describir tu trabajo en equipo.

	Siempre	Algunas veces	Nunca
Logré integrarme a un equipo sin imponer mis ideas sobre las de otros			
Fui capaz de proponer ideas que fueron útiles e importantes para el equipo			
Respeté el trabajo de los demás y logré que el mío fuera valorado			
Logré acuerdos con los miembros de mi equipo mediante un diálogo respetuoso con ellos			

Mis logros

Ahora evalúa tu aprendizaje. Marca con una X el nivel de conocimiento que adquiriste de cada uno de los aprendizajes esperados que se mencionan.

	Mucho	Poco	Nada
Identifico la formación de sustancias en reacciones ácido-base sencillas			
Explico las propiedades de los ácidos y las bases de acuerdo con el modelo de Arrhenius			
Identifico las propiedades de las sustancias que neutralizan la acidez estomacal			
Relaciono el número de oxidación de algunos elementos con su ubicación en la tabla periódica			



Química y tecnología

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, y la relación del costo con el impacto ambiental.

Proyectos: ahora tú explora, experimenta y actúa

Integración y aplicación

En este último bloque realizarás proyectos en los que intervienen todos los conocimientos adquiridos a lo largo del curso. Los proyectos están orientados a temas relacionados con la vida cotidiana, y puede dárseles el enfoque que consideres adecuado según tus intereses y aprovechando al máximo tu creatividad. Recuerda que durante la fase de investigación de cada proyecto no basta con revisar una fuente. Intenta consultar libros, revistas, artículos digitales y sitios de internet confiables, entre otros, para que la información recabada esté lo más completa posible. El proyecto se sustenta en una investigación sólida. En los proyectos se incluyen también lecturas relacionadas, que te permitirán familiarizarte con los distintos temas.

Los proyectos de este bloque se podrán realizar individualmente o en equipo, según lo consideres más apropiado su profesor. Asimismo, algunos permitirán un acercamiento a la vida de los científicos de diversas áreas, que trabajan en colaboración con otros colegas para el desarrollo de sus investigaciones. Al término de cada bloque deberán comunicar de manera clara los resultados, pues en muchos casos serán presentados a miembros de tu comunidad para que los conocimientos generados puedan ser compartidos y divulgados, de manera que todos se beneficien del trabajo realizado.

¿Cómo se sintetiza un material elástico?

Toma una liga y estírala; después observa lo siguiente:

- ¿Qué tanto puedes estirla?
- ¿Qué características físicas tiene el material del que está hecha la liga?
- ¿Podrías suponer de qué está hecha la liga a simple vista?
- ¿A qué otro tipo de material se parece el material del que está hecha la liga?
- ¿Qué otros materiales que conoces tienen las mismas propiedades que la liga?

Las ligas, así como otros productos que seguramente conoces, como el nylon de las medias o el plástico del que están hechas las pelotas, son materiales que se caracterizan por su elasticidad.

La elasticidad es la propiedad de ciertos materiales de sufrir deformaciones al someterlos a la acción de una fuerza (tal como la que se usa para estirar una liga); esta deformación es reversible cuando la fuerza se elimina, lo que significa que el material regresa a su forma original. Esta propiedad permite diferenciar a los materiales elásticos de otros materiales que son químicamente parecidos como los plásticos.

Tanto los plásticos como los materiales elásticos o elastómeros son *polímeros*. Un polímero es un tipo de macromolécula que se forma por la unión de moléculas más pequeñas conocidas como *monómeros*, las cuales se unen en largas cadenas en las que se repite cada monómero una y otra vez. Algunos ejemplos de polímeros son el almidón, la seda y el ADN.

Revisa

Historia del hule

Cinco siglos han transcurrido desde que se encontraron los primeros indicios de la existencia de este producto nativo del Nuevo Mundo. En 1495, Michele de Cuneo menciona por primera vez el hule natural. Se sabe que acompañó a Cristóbal Colón en su segundo viaje, y en uno de sus escritos menciona que en La Española "existían árboles que cuando se les cortaba daban leche de la cual los indios hacían una especie de cera".

En 1521, Hernán Cortés vio en México cómo los aztecas usaban la goma de los árboles para impermeabilizar sus utensilios y para hacer pelotas de juego. Los colonizadores españoles también la utilizaron como impermeabilizante. Sin embargo, en Europa, durante los siguientes 300 años, sólo se empleó en la fabricación de pelotas y otras curiosidades.

No fue sino hasta 1819 cuando el inventor inglés Thomas Hancock desarrolló el proceso con solventes, con lo que se inició la manufactura de artículos de hule en Inglaterra. Estos objetos incluían impermeables y botas de hule, todos ellos de baja calidad porque se hacían pegajosos en verano y quebradizos en invierno. En 1839, Charles Goodyear descubrió accidentalmente que calentando el hule natural con azufre se podía obtener un sólido duro que no se fundía. Hancock, de manera independiente, llegó al mismo resultado y lo llamó "vulcanización". No obstante, fue Goodyear el que depositó la primera patente sobre la vulcanización del hule natural con azufre (Patente U. S. 3 633, junio 15, 1844).

En 1876, Henry Wickham, que se dedicaba a plantar cafetales, extrajo de contrabando 70 000 nueces de *Hevea brasiliensis*, de Brasil (que hasta la fecha tiene el monopolio de la producción mundial de hule natural). Éstas fueron germinadas en los jardines Kew de Londres. Después se enviaron y se plantaron en Ceilán, Malasia y Singapur. Para 1900 los árboles cubrían más de 1 600 hectáreas de esas tierras.

En 1888, el veterinario John Boy Dunlop inventó los neumáticos para bicicletas con el hule natural. Al extenderse esta idea y aplicarse en la fabricación de llantas de autos se inició una nueva era en la industria hulera, y se realizaron numerosos esfuerzos por obtener este material en el laboratorio.

El hule natural se compone principalmente de moléculas de isopreno que forman un polímero de alto peso molecular, mientras que el hule sintético o elastómero se produce de manera comercial polimerizando mono-olefinas como el isobutileno y diolefinas como el butadieno y el isopreno. También se pueden obtener elastómeros por la copolimerización de olefinas con diolefinas como en el caso del estireno-butadieno (SBR).

Adaptado de: http://bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen1/ciencia2/39/html/sec_17.html
(Consulta: 23 de enero de 2017).



Comenten sobre la importancia del hule en la vida diaria y las propiedades elásticas que presentan debido a su estructura. ¿Qué actividades no podrían hacer sin ellos? ¿Qué implicaciones ambientales tiene el uso de diferentes elastómeros?

El proceso por el cual se unen monómeros para formar un polímero se conoce como polimerización y puede ser de dos tipos:

a) *Polimerización por adición*. En este tipo de polimerización, el monómero que forma las cadenas del polímero tiene el mismo número de átomos tanto fuera como dentro del polímero. Un ejemplo de este tipo de reacción es la formación de PVC, policloruro de vinilo, el cual se utiliza para la fabricación de un sinfín de productos como mangueras y juguetes. El monómero que forma el PVC es el cloruro de vinil y en el PVC cada monómero conserva el mismo número de átomos que se observan en el cloruro de vinil.

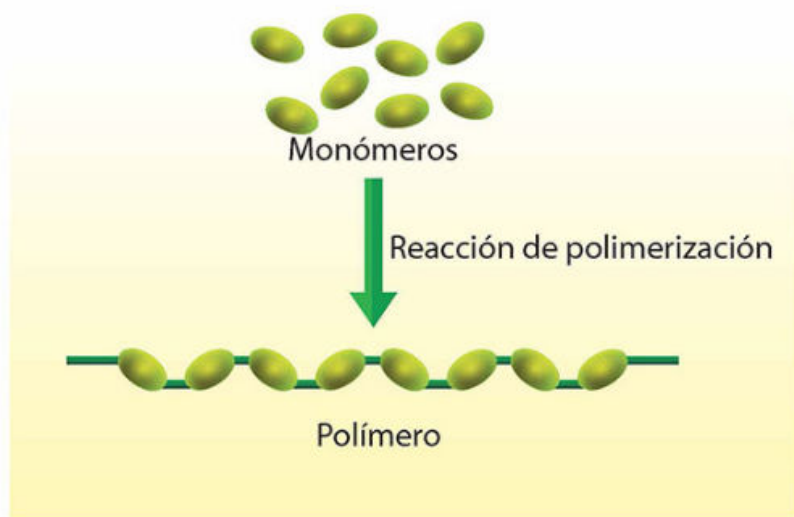


Fig. 5.1 Los polímeros son cadenas largas de repetición de sustancias más simples, los monómeros.

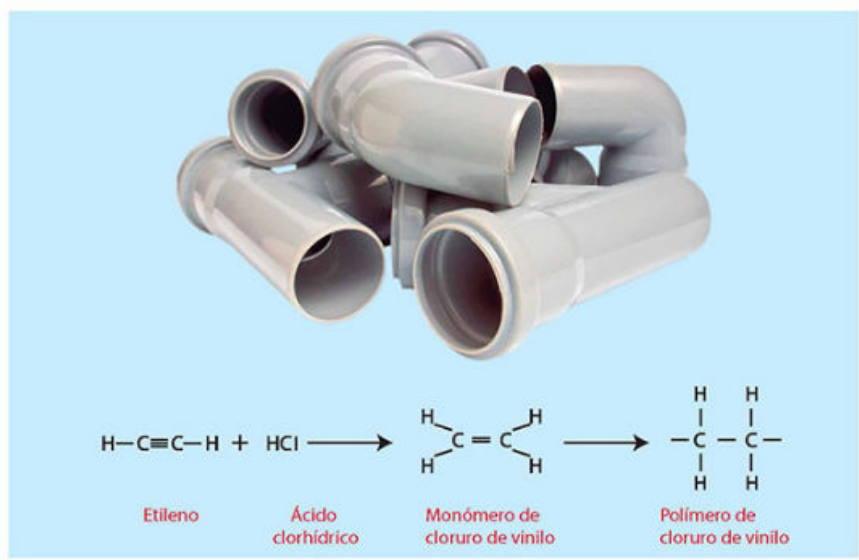


Fig. 5.2 El cloruro de polivinilo (PVC) es un material muy utilizado para la fabricación de tubos. En la figura se muestra su reacción de polimerización.

b) *Polímeros por condensación*. En este tipo de polimerización, se pierden pequeñas moléculas como agua o CO_2 durante el proceso de polimerización. De este modo, los monómeros polimerizados no tienen el mismo número de átomos que el monómero sin polimerizar. Un ejemplo es la formación de almidón a partir de glucosa; durante la polimerización de la glucosa se pierde una molécula de agua a medida que se añaden unidades de glucosa a la cadena de almidón.



Fig. 5.3 Los polímeros son cadenas largas de repetición de sustancias más simples, los monómeros.

Los materiales elásticos se conocen desde la antigüedad, uno de los ejemplos de materiales elásticos más conocidos es el caucho. Se trata de un polímero de isopreno, producido de manera natural por algunas variedades de plantas. El caucho se extrae de la savia de plantas como el ficus y el diente de león común.

También existen polímeros artificiales, los cuales se obtienen por procesos donde la polimerización se controla artificialmente; en estos procesos se controlan la temperatura y la cantidad de monómero que se añade a la reacción, así como la presión y otros parámetros de reacción necesarios para la formación del polímero.

Formula preguntas

Comienza planteándote algunas preguntas como:

- ¿Qué tipo de polímeros se pueden fabricar en un laboratorio?
- ¿Qué materiales necesito para fabricar un elastómero?
- ¿Qué condiciones de reacción se necesitan para su realización?
- ¿Dónde puedo conseguir los materiales necesarios?

Diseña el proyecto

Para contestar las preguntas formuladas, es necesario diseñar un proyecto adecuado. Aquí te proponemos que escojas un elastómero simple y que investigues todas los tipos de reacciones que existen para sintetizarlo.

Junta los materiales necesarios y pon manos a la obra para realizar la síntesis de un material elástico. Escógelos tomando en cuenta los costos de los materiales, así como el beneficio que podrías obtener de la síntesis del mismo. ¿Sería posible comercializarlo? ¿Qué utilidad tendría hacerlo?

Considera también la manera en la que vas a eliminar los desechos que se produzcan de la síntesis. ¿Es seguro trabajar con los materiales que escogiste? ¿La eliminación de desechos es simple? ¿La síntesis generará contaminación?

Comunica el proyecto

Ahora busca maneras para comunicar los resultados de tu proyecto. Recuerda la importancia de informar a la comunidad lo que aprendiste.

Sugerimos fabricar un producto comercializable para darle sustentabilidad al proyecto. No dudes en apoyarte en tu maestro para la realización de este proyecto.

¿Qué aportaciones a la química se han generado en México?



Fig. 5.4 Mina de plata en Guanajuato.

México ha dado aportaciones muy importantes a la química desde la antigüedad. Los aztecas aprovecharon durante años un producto conocido como *tequesquite*, el cual es una sustancia alcalina que se formaba por un proceso de cristalización en la superficie de lagos salinos como el lago de Texcoco durante épocas de sequía. El tequesquite era muy utilizado por nuestros ancestros para fabricar detergentes.

Asimismo, los antiguos pobladores del México prehispánico también explotaban diversos metales como el oro y la plata, los cuales usaban para fabricar joyería y monedas.



Fig. 5.5 Premio Nobel de Química, Mario Molina (izq.), representación de la capa de ozono (der.).

Durante la época colonial se desarrolló un proceso químico muy utilizado para la extracción de oro y plata, la amalgamación, desarrollada por Bartolomé de Medina en el año de 1555. La amalgamación se basa en la capacidad del mercurio de mezclarse con metales como el oro y la plata. En la época colonial se mezclaban grandes cantidades de plata con mercurio, las cuales se colocaban en patios durante uno o dos meses; posteriormente se fundía la plata y se obtenía plata más pura ya que las impurezas se quedaban mezcladas con el mercurio, el cual se reutilizaba.

ozono. Forma alotrópica del oxígeno que forma una capa que filtra la radiación UV emitida por el Sol.

En años posteriores, grandes maestros de la química, como Leopoldo Río de la Loza, estudiaron las propiedades de sustancias químicas presentes en diversas plantas y vegetales mexicanos.

En 1957, Luis Ernesto Miramontes Cárdenas creó la base para las pastillas anti-conceptivas, y en 1974, el investigador Mario Molina se convirtió en uno de los descubridores del agujero en la capa de **ozono**, lo que le valió el Premio Nobel de Química en 1995, el cual compartió junto con Paul Crutzen y Frank Sherwood Rowland por sus trabajos sobre clorofluorocarbonos.

Formula preguntas

Comienza planteándote algunas preguntas como:

- ¿Qué aplicaciones de la química hechas por investigadores mexicanos se siguen utilizando en la actualidad?
- ¿Cómo fue que los investigadores lograron esos descubrimientos?
- ¿Qué importancia tiene conocer dichos descubrimientos y cuál ha sido su impacto en la sociedad actual?

Diseña el proyecto

Ahora diseña un proyecto adecuado para contestar las preguntas que ya te formulaste. Aquí te proponemos que hagas una investigación más profunda sobre algún descubrimiento de los que te hablamos brevemente y que lo comuniques a tu comunidad.

Haz tu revisión bibliográfica en bibliotecas o consultando diversos libros de consulta en internet sobre alguno de los descubrimientos hechos en México en el área de la química. Investiga cuál es la importancia de estos descubrimientos, profundiza más en ellos y posteriormente difúndelos.

Siempre apóyate en tu maestro para la realización del proyecto, él te puede guiar y dar información adicional para que tu trabajo sea un éxito.

Comunicación del proyecto

Ahora busca maneras para comunicar los resultados de tu proyecto. Recalca el papel de los investigadores mexicanos en la química moderna, haz del conocimiento de tu comunidad la importancia de la ciencia en México y el impacto que los investigadores mexicanos han tenido a nivel global.

Para evaluar esta experiencia, cada alumno deberá entregar un reporte donde valore su participación y logros en el proyecto, exponga las dificultades que se presentaron al realizarlo y califique los aspectos positivos y negativos de la actividad. Se deberá añadir una conclusión sobre el desarrollo de la química en este país y su potencial.

¿Cuáles son los beneficios y riesgos del uso de fertilizantes y plaguicidas?

Según la Organización Mundial de la Salud, un plaguicida o pesticida es una sustancia o mezcla de sustancias de carácter orgánico o inorgánico, que está destinada al combate de plagas de diversos orígenes, como insectos, roedores y otras especies de plantas parásitas que interfieran con la producción, elaboración, almacenamiento y comercialización de productos agrícolas y madereros.

Existen un gran número de insecticidas y plaguicidas como los compuestos fluorados, los organofosforados y las sales de cobre, entre otros, cada uno de los cuales está dirigido a combatir alguna plaga en particular.

Los plaguicidas organoclorados constituyen un grupo de sustancias que tienen en común su estructura química, pues presentan cloro en su composición. Algunos ejemplos de organoclorados se muestran a continuación:

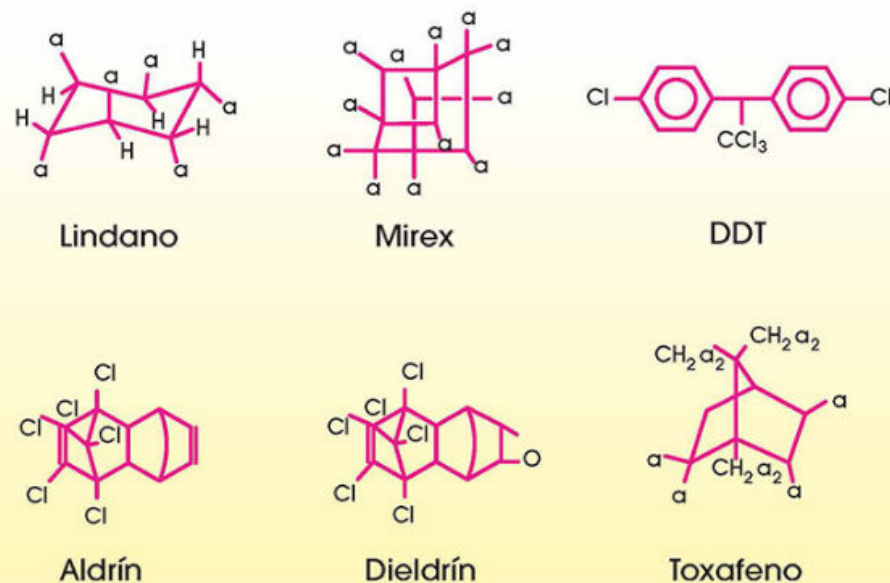


Fig. 5.6 Algunos plaguicidas organoclorados están relacionados con intoxicaciones al ser humano.

Los insecticidas organoclorados se han relacionado con intoxicaciones al ser humano. Generalmente se absorben en el cuerpo después de ser ingeridos en alimentos que fueron tratados con estos plaguicidas. Uno de sus más graves efectos es su acción sobre el sistema nervioso central. A largo plazo también afectan el hígado y se ha demostrado que se pueden acumular en tejido adiposo.

Lo anterior provoca que se almacenen también en animales que son alimentados con productos tratados con estos compuestos. Se ha demostrado su presencia en leche de vaca y en algunos tejidos grasos de puercos o reses.

Páginas de consulta

En este sitio se incluyen diferencias entre fertilizantes orgánicos y sintéticos.

<http://www.eljardin.ws/fertilizantes/ventajas-y-desventajas-de-los-fertilizantes-organicos.html>

En la década de los setenta, un compuesto organoclorado conocido como DDT fue prohibido en varios países. Este producto se utilizaba como insecticida, pues era sumamente efectivo para eliminar plagas de insectos en cultivos; sin embargo, al hacerse más estudios se descubrió que era sumamente tóxico para animales y humanos e incluso una posible causa de cáncer.

Pese a su utilidad y efectividad, muchos de los compuestos organoclorados se han eliminado del mercado por los efectos tóxicos que traen a animales, plantas y sobre todo al hombre.

Algo similar ocurre con algunos fertilizantes. Aunque aportan grandes beneficios a la producción de alimentos y la agricultura, la presencia de nitratos en ellos puede resultar también dañina para el medio ambiente, en especial para los cuerpos acuáticos como ríos y aguas subterráneas.



Fig. 5.7 El uso excesivo de fertilizantes puede ocasionar daños a ríos, lagos y aguas subterráneas.

Revisa

Contaminación por agroquímicos

La contaminación de las aguas subterráneas por los productos y residuos agroquímicos es uno de los problemas más importantes en casi todos los países desarrollados y, cada vez más, en muchos países en desarrollo. La contaminación por fertilizantes se produce cuando éstos se utilizan en mayor cantidad de la que pueden absorber los cultivos, o al eliminarse por acción del agua o del viento de la superficie del suelo antes de que puedan ser absorbidos. Los excesos de nitrógeno y fosfatos pueden infiltrarse en las aguas subterráneas o ser arrastrados a cursos de agua. En los lagos, embalses y estanques, esta sobrecarga de nutrientes provoca una explosión de algas que suprimen otras plantas y animales acuáticos. En las proyecciones de cultivos para el año 2030, se supone un menor crecimiento del uso de fertilizantes nitrogenados que en el pasado. Si se puede mejorar el rendimiento, el incremento en el uso total de fertilizantes entre 1999 y 2030, podría ser reducido en 37%.

Sin embargo, el uso actual en muchos países en desarrollo es muy ineficaz. En China, el mayor consumidor del mundo de fertilizantes nitrogenados, casi la mitad del nitrógeno aplicado se pierde por volatilización y de 5 a 10% más por infiltración.

Insecticidas, herbicidas y fungicidas también se aplican intensamente en muchos países, tanto desarrollados como en desarrollo, lo que provoca la contaminación del agua dulce con compuestos carcinógenos y otros venenos que afectan al ser humano y a muchas formas de vida silvestre. Los plaguicidas también reducen la biodiversidad, ya que destruyen hierbas e insectos y con ellos las especies que sirven de alimento a pájaros y otros animales. El uso de plaguicidas se ha incrementado considerablemente a lo largo de los últimos 35 años, alcanzando tasas de crecimiento de 4 a 5.4% en algunas regiones. En los años noventa se apreció una disminución del uso de insecticidas, tanto en países desarrollados, como Francia, Alemania y el Reino Unido, como países en desarrollo, como la India. En contraste, el uso de herbicidas continuó aumentando en la mayoría de los países.

A medida que aumente la preocupación por la contaminación y la pérdida de biodiversidad, el uso futuro de plaguicidas puede crecer más lentamente que en el pasado. En los países desarrollados, su uso se restringe cada vez más mediante leyes e impuestos. Además, su uso será frenado por la creciente demanda de cultivos orgánicos, producidos sin la adición de productos químicos. Es probable que en el futuro aumente el uso de plaguicidas "inteligentes", variedades de cultivos resistentes y métodos ecológicos de control de plagas.

La agricultura es también una fuente de contaminación del aire. Es la fuente antropogénica dominante de amoníaco. El ganado representa aproximadamente 40% de las emisiones globales, los fertilizantes minerales 16% y la combustión de biomasa y residuos de cultivos 18% aproximadamente.

El amoníaco es un acidificante todavía mayor que el dióxido de azufre y los óxidos de nitrógeno. Es una de las causas principales de la lluvia ácida que daña los árboles, acidifica los suelos, los lagos y los ríos y perjudica la biodiversidad. A medida que otros gases acidificantes como el dióxido de azufre se someten a un control más estricto, el amoníaco puede llegar a ser la causa principal de acidificación. Es probable que las emisiones de amoníaco procedentes de la agricultura sigan aumentando, tanto en los países desarrollados como en los países en desarrollo. Las proyecciones pecuarias suponen un aumento de 60% en las emisiones de amoníaco procedentes de excrementos de animales.

La combustión de biomasa de plantas es otra fuente importante de contaminantes del aire que incluyen dióxido de carbono, óxido nitroso y partículas de humo. Se estima que los seres humanos son responsables de 90% aproximadamente de la combustión de biomasa, principalmente a través de la quema deliberada de vegetación forestal, asociada con la deforestación, y residuos de pastos y cultivos para favorecer el crecimiento de nuevos cultivos y destruir hábitats de insectos dañinos.

Adaptado de: <http://www.fao.org/docrep/004/y3557s/y3557s11.htm>
(Consulta: 5 de mayo de 2013).

Formula preguntas

Comienza planteándote algunas preguntas como:

- ¿Qué tipos de insecticidas y pesticidas se utilizan en la actualidad alrededor del mundo?
- ¿Qué tipo de insecticidas y pesticidas se utilizan en México?
- ¿Cuál es la fórmula química y el efecto de cada insecticida?
- ¿Qué efectos tóxicos se han relacionado con el uso de insecticidas orgánicos?
- ¿Se conocen insecticidas biológicos?
- ¿Qué daños al ambiente genera el uso excesivo de fertilizantes?
- ¿Qué son los fertilizantes orgánicos? ¿Qué ventajas y desventajas tienen frente a otro tipo de fertilizantes?
- ¿Cómo pueden afectar a la biodiversidad los fertilizantes?

Diseña el proyecto

Ahora diseña un proyecto adecuado para contestar las preguntas que ya te formulaste. Te sugerimos que hagan un trabajo en equipo y que investiguen los diferentes fertilizantes e insecticidas que existen, así como sus beneficios y riesgos de uso, así como su composición química ya que de ella depende su efecto. Averigua la manera en la que esta estructura de los compuestos aporta el efecto como fertilizante o plaguicida.

Puedes investigar también fertilizantes e insecticidas que no sean tóxicos para el ser humano o el ambiente, pero que conserven su efectividad. Te sugerimos consultar los trabajos de la Dra. Alejandra Bravo de la Parra del Instituto de Biotecnología de la UNAM, quien durante años ha investigado los efectos de una toxina bacteriana sobre las plagas.

Apóyate en tu maestro si tienes dudas con respecto a la realización de tu proyecto. Recuerda que tu maestro siempre podrá aportarte otras ideas para desarrollar un buen trabajo.

Comunica el proyecto

Comunica tus resultados, averigua qué se puede hacer para evitar las intoxicaciones por pesticidas y comparte estos resultados con tus compañeros y padres de familia. Comunica también las ventajas y desventajas del uso de fertilizantes en la agricultura, los tipos que hay y cuál se adaptaría mejor a tu comunidad. Recuerda destacar la importancia de la prevención de intoxicaciones y otras enfermedades relacionadas con el consumo de pesticidas.

Algunas sugerencias para comunicar tu proyectos son las siguientes:

- Un cuadro mural
- Trípticos informativos
- Exposiciones
- Debates
- Carteles
- Un blog escolar

Para evaluar el proyecto, cada alumno deberá entregar un reporte donde valore su participación y logros, mencione los aspectos positivos y negativos de la experiencia y cómo podría mejorarse. Se deberá añadir una conclusión sobre las ventajas y desventajas del uso de plaguicidas y fertilizantes en la realidad social mexicana.

¿De qué están hechos los cosméticos y cómo se elaboran?

Un cosmético es toda sustancia o mezcla de sustancias destinada a ser aplicada en partes superficiales del cuerpo humano, dientes o mucosas bucales con el fin de limpiarlos, perfumarlos y modificar su aspecto para mantenerlos en buen estado y corregir los olores corporales. El término cosmético incluye a productos como maquillajes, desodorantes, champús y jabones, entre otros.

Los cosméticos se han utilizado desde la antigüedad y su fabricación ha cambiado a lo largo del tiempo para evitar intoxicaciones. Un ejemplo claro de lo anterior son las *geishas*, artistas tradicionales japonesas que se caracterizan por utilizar grandes cantidades de maquillaje para blanquear su cara y enrojecer sus labios. En la antigüedad, el maquillaje que utilizaban estaba compuesto por harina de arroz y un polvo a base de plomo con el que se formaba una pasta fina que usaban para pintarse el rostro. Como ya estudiaste, el plomo es altamente tóxico para el ser humano y, con el paso de los años, este maquillaje se eliminó del mercado, siendo sustituido por otro tipo de maquillajes no tóxicos e igualmente efectivos.



Fig. 5.8 Maquillaje de una geisha.

Los champús que utilizas a diario para lavar tu cabello pertenecen a la categoría de los productos cosméticos y están preparados con algunos de los siguientes elementos básicos:

Tensoactivos. Son los productos que se utilizan para limpiar el cabello, el más utilizado es llamado lauril sulfato de sodio.

Espesantes. Son los que le dan al champú consistencia, siendo el clorato de sodio uno de los más utilizados en la actualidad.

Ácidos. Ya que el cabello tiene un pH de 5.5 o 6, el champú debe tener un pH similar por lo que se regula el pH de estos productos mediante la adición de ácidos derivados de plantas o frutas como el ácido cítrico.

Esencias. Los champús que se utilizan en la actualidad contienen esencias que les confieren su olor característico.

Además de champús, la industria cosmética produce cremas y jabones, entre otras cosas.

Páginas de consulta

Te sugerimos ingresar a las siguientes páginas en las que encontrarás información sobre las normas de salud en México relacionadas con cosméticos.

<http://www.cofepris.gob.mx/MJ/Paginas/NormasPorTema/Productos-de-perfumeria-y-belleza.aspx>

http://www.dof.gob.mx/nota_detalle.php?codigo=5378954&fecha=20/01/2015

<http://www.salud.gob.mx/unidades/cdi/nom/compila1512991.html>

Formula preguntas

Elige un cosmético de tu interés y plantea las siguientes cuestiones:

- ¿Qué materiales necesito para hacer este cosmético?
- ¿Qué tan fácil es producirlo en casa?
- ¿Su producción es sustentable?
- ¿Qué resulta más barato, producir este cosmético en casa o adquirirlo en comercios?
- ¿Podría ser redituable su venta?

Diseña el proyecto

Ahora diseña un proyecto adecuado para contestar las preguntas que ya te formulaste. Te sugerimos que investigues la manera de producir un cosmético casero. Averigua primero los costos de los materiales que necesitas para elaborarlo y trata de diseñar un método de producción sustentable que te permita recibir ganancias de la producción y comercialización de tu producto.

Investiga si no hay toxicidad asociada a los materiales que estás empleando; recuerda que tu producto no debe resultar dañino para nadie. Indaga si alguna de las sustancias que utilizaste para fabricarlo puede producir alergias; es importante que lo menciones a las personas que pudieran estar interesadas en comprar tu producto.

Con ayuda de tu maestro, puedes organizar tu proyecto para que llegue a buen término. Recuerda siempre apoyarte en su experiencia.

Comunica el proyecto

Te sugerimos hacer una feria para vender tu producto; puedes hacer demostraciones sobre las ventajas de utilizar tu producto y hablar de la inocuidad de los materiales que emplees. Informa también a las personas sobre el ahorro que se puede obtener al producir champú o cremas caseras para el cuidado del cabello y la piel.

Revisa

Breve historia del maquillaje

Hoy día puedes encontrar cualquier cantidad de videos explicando que los labiales modernos se preparan con ceras, colores y aceites. Y dependiendo de la marca que compres, el color podría provenir de insectos molidos; específicamente, la cochinilla, de la cual se obtiene el carmín. Sin embargo, a lo largo de la historia, los cosméticos como el lápiz labial, el delineador para ojos y el maquillaje en polvo para el rostro se han hecho con un montón de ingredientes distintos, algunos de los cuales es mejor que no te pongas en la cara.

Por ejemplo, Cleopatra usaba un grueso delineador de ojos para protegerse del sol y algunas enfermedades. Por su parte, la reina Isabel I de Inglaterra empleaba una mezcla de plomo y vinagre para cubrir las cicatrices de la viruela. También en Estados Unidos, a fines del siglo XIX, se vendían unas obleas de arsénico que prometían que si las comías eliminarían pecas, espinillas y otras imperfecciones.

Adaptado de: <http://www.ngenespanol.com/el-mundo/culturas/16/10/24/como-surgio-el-maquillaje-historia-del-maquillaje/>
(Consulta: 23 de enero de 2017).



En plenaria comenten la importancia de la química en la producción de cosméticos. ¿Qué sustancias contienen comúnmente este tipo de productos y cuál es su función en el cuerpo?

¿Cuáles son las propiedades de algunos materiales que utilizaban las culturas mesoamericanas?

Cuando los españoles llegaron a México, una de las primeras cosas que notaron fue el colorido de la ropa que utilizaban los antiguos pobladores del país. Para colorear sus telas, los aztecas utilizaban una serie de colorantes característicos y ampliamente utilizados en toda América, los cuales fueron posteriormente adoptados por los españoles y llevados a todo el mundo. Entre los colorantes más utilizados estaban:

Carotenoides. Los colorantes de origen carotenoide se encuentran en plantas como la zanahoria. Los antiguos aztecas utilizaban el axiote (*Bixa orellana*), el cual tiene un color rojizo; y además de usarse como colorante, se utiliza en la cocina para hacer la muy conocida cochinita pibil.

Flavonoides. En la naturaleza, 50% de los colorantes que existen son flavonoides. Estos compuestos de color amarillo se obtenían a partir de plantas y flores como el cempazúchil, utilizado ampliamente en ofrendas para el Día de Muertos.

Antocianos. Dentro del grupo de los flavonoides están los antocianos, que a diferencia de los primeros, presentan un color púrpura en vez de amarillo. Estos colorantes se obtenían de diferentes especies de tunas y de flores.

Quinonas. Estos colorantes son de color rojo-anaranjado. En la antigüedad se obtenían de un insecto, la grana cochinilla (*Dactylopius coccus*), el cual se sigue utilizando en la actualidad para la obtención de este tipo de colorantes.

Indigoides. En este grupo de colorantes están el índigo y el añil, los cuales se empleaban para teñir la ropa de color azul. Estos colorantes se obtenían de diversas plantas del género *Indigofera* y de un caracol marino de la especie *Hexaplex trunculus*, el cual no se utilizaba de manera común, ya que era difícil extraer el colorante de su caparazón.

Formula preguntas

Comienza planteándote algunas preguntas como:

- ¿Qué estructura química tienen los diferentes tipos de colorantes?
- ¿Es fácil conseguir los materiales de los que se obtienen?
- ¿Cómo podrías obtener estos colorantes en un laboratorio casero?
- ¿Qué tendrías que hacer para teñir ropa con estos colorantes?

Diseña el proyecto

Ahora diseña un proyecto adecuado para contestar las preguntas que ya te formulaste. Te sugerimos que obtengas algún colorante natural para teñir ropa y lo apliques, averiguando el mejor método para la tinción.



Fig. 5.9 En los textiles mesoamericanos, se usaba una gran variedad de colores.

Consulta a tu maestro para que te dé sugerencias sobre cómo desarrollar tu proyecto. También te recomendamos que investigues las propiedades de cada colorante, como su capacidad para ser absorbido por la prenda y su estabilidad al lavado.

Comunica el proyecto

Te proponemos hacer un recetario de colorantes en el que indiques su método de obtención, así como los pasos necesarios para teñir ropa con ellos. Puedes compartir este recetario con tu familia, amigos y comunidad.

Revisa

Colorantes prehispánicos

Desde antiguo en Mesoamérica se utilizaban los tintes de origen natural (animal o vegetal). Ya desde su notable crónica sobre la vida de los pobladores de México durante los primeros años de la Colonia, Fray Bernardino de Sahagún hacía mención del uso de diversos colorantes naturales que se siguen procesando en la actualidad con los mismos recursos técnicos que entonces. Es necesario reafirmar que esos colorantes son de origen prehispánico.

Entre ellos mencionaba la grana cochinilla, un insecto que infesta la planta de nopal, llamado *nocheztli* o "sangre de tunas", con el que se obtenía un rojo vibrante, de gran reconocimiento y calidad que ya para la tercera parte del siglo XVI se exportaba hacia China y Turquía. Amarillos obtenidos de la flor de *xochipalli* y de los tallos de la hierba *zacatlazcali*. El rojo obtenido del *chiotl* o chí y el azul obtenido de la flor *matlalli*.

Otros recursos naturales registrados para los colorantes desde esa época son los tonos azules obtenidos del índigo o el añil; el rojo y el púrpura obtenidos de la secreción del caracol en algunas comunidades de la costa del Pacífico, y los tonos rosados, con la corteza de los árboles palo de Brasil y palo de Campeche, entre varias más. En la actualidad algunas comunidades siguen conservando la tradición de los tintes naturales, no obstante que los hilos sintéticos han invadido el mercado y que se utilizan en muchas otras poblaciones tanto para el bordado como para el tejido.

Cada fibra tiene su color natural: el algodón blanco o marrón; la lana, blanca, café, gris o negra; la seda natural tiene un color cremoso; y el *chichicastle* (planta americana parecida al lino), es pardo. Sin embargo, el textil indígena se nutre de muchos otros colores para confeccionar sus prendas, es por ello que acude a los tintes que cumplen la función de darle uno o varios colores a los hilos, diferentes a sus colores naturales.

El complemento del material tintóreo es el mordente, sustancia que se utiliza para que el colorante se impregne en el interior de la fibra y se fije, ya que permite la fusión molecular de fibra y tinte. El mordente más común desde la época prehispánica es el alumbre, mineral que se encuentra en la naturaleza, pero se usan otros como la sal, el limón, el vinagre y sustancias especiales para determinados tintes. Algunos materiales, como el algodón, en ocasiones son tratados con mordentes antes de ser teñidos para que el color se adhiera más fácilmente a la fibra.

La mayoría de los tintes, naturales o sintéticos, se aplican por inmersión del material a teñir, mientras que el tinte permanece hirviendo en un recipiente. Los especialistas mencionan tres recursos tintóreos de tradición prehispánica como fundamentales en los tintes naturales de México: el añil, la grana y el caracol.

Adaptado de: <http://ivanleyva.blogspot.mx/2011/06/colorantes-prehispanicos.html>
(Consulta: 17 de abril de 2013).

¿Cuál es el uso de la química en diferentes expresiones artísticas?

La tinta es un líquido que contiene uno o varios pigmentos con los cuales se colorean superficies como papel o madera para crear imágenes o textos. El origen de la tinta se remonta a la antigua China, donde fue inventada aproximadamente en el año 450 a.n.e. Originalmente, se hacía con pigmentos vegetales naturales como el negro de humo, el cual se obtenía a partir de la combustión de madera de pino.

Estos pigmentos se mezclaban con agua y goma para posteriormente ser utilizados como tinta. También se utilizaba ampliamente la tinta púrpura de diversos moluscos como pulpos o calamares.

La fabricación de tinta permitió uno de los inventos más importantes para el mundo moderno: la imprenta.



Fig. 5.10 Las tintas utilizadas en expresiones artísticas son producto del desarrollo químico.

En años anteriores a 1450, los libros eran escritos a mano por monjes y frailes y eran copiados uno por uno, siendo cada uno un ejemplar único y diferente. Las tintas que se utilizaban eran de colores negro, rojo y azul ya que eran los únicos disponibles.

En 1450 Johannes Gutenberg modificó una prensa con la que se hacía vino para fabricar la primera imprenta en el mundo. A partir de ahí este invento se fue modificando para la producción de libros y periódicos.

Formula preguntas

Comienza planteándote algunas preguntas como:

- ¿Cuáles son los componentes de la tinta que se usa para la fabricación de bolígrafos?
- ¿Qué ingredientes son necesarios para fabricar tinta casera?
- ¿Cómo puedes hacer una tinta invisible?
- ¿Qué expresiones artísticas utilizan diferentes tipos de tinta?

Diseña el proyecto

Ésta es la fase más importante del proyecto; recurre a tu maestro para que te solucione cualquier duda con respecto al diseño de tu proyecto.

Para contestar las preguntas formuladas, debes diseñar un proyecto adecuado. Te sugerimos determinar los componentes de la tinta utilizando una cromatografía; investiga cómo puedes hacer esto y cómo puedes saber cuáles son los componentes de la tinta con este método.

Además, puedes fabricar diferentes tipos de tinta caseros, busca los materiales que necesitas para hacerlo y los procedimientos más usuales.

Comunica el proyecto

Te sugerimos hacer diferentes trabajos artísticos en los que utilices las tintas que fabricaste, organiza una exposición en la que muestres tu trabajo y hables de los componentes de la tinta y de las ventajas de utilizar cada tipo de tinta.

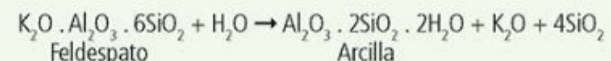
A manera de evaluación, se deberá mencionar en un reporte si se lograron o no los objetivos planteados y las dificultades en cuanto a la búsqueda de información. Se deberá agregar una conclusión sobre las aportaciones de la química al arte.

Revisa

La química en la restauración

Una de las intervenciones que tiene la química dentro de la restauración y conservación de los monumentos consiste en determinar la naturaleza y propiedades de los materiales utilizados, así como conocer las especies producidas en los procesos de deterioro, lo que se logra a través de múltiples técnicas como la difracción de rayos X.

Por ejemplo, la presencia de arcillas en piedras que no las contienen en origen es indicativa de deterioro por hidrólisis a largo plazo, ya que los **feldespatos** son transformados en arcillas mediante la reacción conocida como "caolinización", la cual se presenta a continuación:



Muchas esculturas metálicas requieren acciones de restauración o mantenimiento, sobre todo cuando se encuentran al aire libre. Para proponer las medidas de limpieza de las mismas, debe conocerse su composición, ya que no se limpia igual el acero que el bronce, además de que el tipo de suciedad presente también orienta a las sustancias limpiadoras.

La química también interviene en la determinación de contaminantes presentes en el aire, suelo y agua. Esta información es fundamental para elegir la sustancia protectora a aplicar y así conservar los monumentos adecuadamente.

Es muy importante estudiar la respuesta de los materiales de los edificios ante las acciones que se proponen para su restauración. Una de las que reviste gran relevancia es la consolidación, intervención que tiene como finalidad devolver a los materiales la cohesión, firmeza y solidez que han perdido; esto se logra mediante la aplicación de sustancias denominadas *consolidantes*, mismas que deben ser compatibles con los materiales en cuanto a su composición y fluidez. Dado lo oneroso de esta acción, así como el riesgo de que no sea exitosa, generalmente se llevan a cabo estudios en laboratorio antes de que la consolidación se realice sobre el monumento.

Adaptado de: <http://www.actauniversitaria.ugto.mx/index.php/acta/article/viewFile/43/30>

(Consulta: 23 de enero de 2017).



En plenaria, comenten la importancia de la química en la restauración del arte. ¿Creen que sea importante conocer de química para desempeñarse como artista plástico?

Glosario

feldespatos. Conjunto de minerales de silicio que son los más abundantes en la corteza terrestre.

¿Puedo dejar de utilizar los derivados del petróleo y sustituirlos por otros compuestos?

Los biocombustibles son un tipo de combustible cuyo uso ha aumentado en la actualidad para mitigar los daños causados por el uso de derivados del petróleo como energéticos. Estos combustibles son de origen biológico y se obtienen de manera renovable a partir de restos de desechos orgánicos. Existen diferentes tipos de biocombustibles entre los que se encuentran el biodiésel y el bioetanol.

Biodiésel

El biodiésel es un tipo de biocombustible que se fabrica a partir de diferentes tipos de grasas, ya sean de origen animal o vegetal, las cuales son sometidas a procesos químicos para poder ser utilizadas como combustible. El biodiésel generalmente se mezcla con diésel obtenido a partir de petróleo para hacer funcionar motores, sin embargo, también puede usarse puro. El biodiésel tiene grandes ventajas sobre todo para el medio ambiente, pues su combustión reduce la emisión de CO₂ hasta en 90% en comparación con la quema de diésel derivado del petróleo.



Fig. 5.12 Planta de biodiésel. La implementación de energías alternas a las derivadas del petróleo y de bajo nivel de contaminación ya está en desarrollo.

Bioetanol

El bioetanol es un compuesto químico que se obtiene a partir de la fermentación de diversos azúcares, los cuales generalmente son derivados de plantas ricas en azúcar como el maíz.

Utilizar bioetanol como combustible es benéfico para el medio ambiente, ya que los gases que se emiten durante su producción son reabsorbidos por las plantas que se necesitan para producirlo, por lo que no se emiten gases contaminantes al medio ambiente.



Fig. 5.11 Los biocombustibles han surgido como alternativa energética al uso de combustibles fósiles.

Formulas preguntas

Comienza planteándote algunas preguntas como:

- ¿Cómo se fabrican los diferentes tipos de biocombustibles?
- ¿Qué procesos químicos se emplean para la fabricación de este tipo de combustibles?
- ¿Cuáles son las diferencias químicas entre un biocombustible y los combustibles derivados de petróleo?
- ¿Cuál es su impacto al medio ambiente?

Diseña el proyecto

Ahora diseña un proyecto adecuado para contestar las preguntas que ya te formulaste. Te sugerimos hacer una extensa revisión bibliográfica sobre la fabricación de biocombustibles, sobre su impacto al medio ambiente y las ventajas de su uso. Investiga también cómo se producen y si los métodos de elaboración son benéficos para el medio ambiente.

Comunica el proyecto

Te sugerimos organizar una feria del medio ambiente en la que expongas los distintos métodos que existen para la fabricación de biocombustibles, hablando de todo lo que investigaste y haciendo consciente a la población sobre las ventajas de sustituir los derivados del petróleo para proteger el medio ambiente.

Tabla Periódica

Periodo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	1.008 1 H 1.00794 Hidrógeno	6.94 3 Li 6.941 Litio	6.94 3 Li 6.941 Litio	9.0122 4 Be 9.01218 Berilio	19.9085 19 K 39.0983 Potasio	39.0983 19 K 39.0983 Potasio	39.0983 19 K 39.0983 Potasio	39.0983 19 K 39.0983 Potasio	39.0983 19 K 39.0983 Potasio	39.0983 19 K 39.0983 Potasio	39.0983 19 K 39.0983 Potasio	39.0983 19 K 39.0983 Potasio	39.0983 19 K 39.0983 Potasio	39.0983 19 K 39.0983 Potasio	39.0983 19 K 39.0983 Potasio	39.0983 19 K 39.0983 Potasio	39.0983 19 K 39.0983 Potasio	39.0983 19 K 39.0983 Potasio	39.0983 19 K 39.0983 Potasio

Nomenclatura química de los compuestos inorgánicos

El contenido de este anexo se relaciona con:

- Las fórmulas químicas (B2, p. 84)
- Modelos de enlace: covalente e iónico (B2, p. 106)
- Manifestaciones y representación de reacciones químicas (B3, p. 121)
- Propiedades y representación de ácidos y bases (B4, p. 164)

Este apartado te permitirá nombrar los compuestos inorgánicos que aparecen en este libro. Los compuestos inorgánicos se pueden clasificar en cuatro grupos con reglas específicas de nomenclatura, los cuales son:

- Compuestos iónicos
- Compuestos moleculares
- Ácidos y bases
- Hidratos

Compuestos iónicos

Los compuestos iónicos están formados por un anión con carga negativa y un catión con carga positiva. Los compuestos iónicos se denominan binarios cuando están formados por dos elementos. Para nombrar un compuesto binario se nombra primero el anión no metálico seguido del sufijo "uro" y después el catión metálico.

Por ejemplo, nombremos el siguiente compuesto binario: NaCl.

El elemento no metálico en este compuesto es el cloro, por lo tanto, lo nombramos primero seguido del sufijo *-uro*, por lo que quedaría con el nombre de cloruro. Posteriormente nombramos el compuesto metálico, que en este caso es el sodio. El nombre del compuesto es, por consiguiente, cloruro de sodio.

Existen algunos elementos metálicos que pueden formar más de un tipo de catión, por ejemplo, el hierro. El ión con el estado de oxidación más bajo utiliza el sufijo *-oso*, mientras que el del estado de oxidación más alto utiliza el sufijo *-ico*. Así, los iones del hierro se nombrarían:

Fe²⁺ Ión ferroso
Fe³⁺ Ión férrico

Un compuesto iónico formado por estos iones se llamaría:

FeCl₂ Cloruro ferroso
FeCl₃ Cloruro férrico

La siguiente tabla muestra la manera de nombrar algunos de los iones más comunes.

Catión	Nombre	Anión	Nombre
Li ⁺	Ión Litio	F ⁻	Ión Fluoruro
Na ⁺	Ión Sodio	Cl ⁻	Ión Cloruro
K ⁺	Ión Potasio	Br ⁻	Ión Bromuro
NH ₄ ⁺	Ión Amonio	I ⁻	Ión Ioduro
Ag ⁺	Ión Plata	OH ⁻	Ión Hidróxido
Mg ²⁺	Ión Magnesio	CN ⁻	Ión Cianuro
Ca ²⁺	Ión Calcio	ClO ⁻	Ión Hipoclorito
Ba ²⁺	Ión Bario	ClO ²⁻	Ión Clorito
Cd ²⁺	Ión Cadmio	ClO ₃ ⁻	Ión Clorato
Zn ²⁺	Ión Zinc	ClO ₄ ⁻	Ión Perclorato
Cu ²⁺	Ión Cobre (II) o Ión Cúprico	CH ₃ COO ⁻	Ión Acetato
Hg ₂ ²⁺	Ión Mercurio (I) o Ión Mercurioso	MnO ₄ ⁻	Ión Permanganato
Hg ²⁺	Ión Mercurio (II) o Ión Mercúrico	NO ₂ ⁻	Ión Nitrito
Mn ²⁺	Ión Manganeso (II) o Ión Manganoso	NO ₃ ⁻	Ión Nitrato
Co ²⁺	Ión Cobalto (II) o Ión Cobaltoso	SCN ⁻	Ión Tiocianato
Ni ²⁺	Ión Níquel (II) o Ión Níqueloso	O ²⁻	Ión Óxido
Pb ²⁺	Ión Plomo (II) o Ión Plumboso	S ²⁻	Ión Sulfuro
Sn ²⁺	Ión Estaño (II) o Ión Estanoso	HSO ₃ ⁻	Ión Hidrógeno Sulfito o Ión Bisulfito
Fe ²⁺	Ión Hierro (II) o Ión Ferroso	SO ₃ ²⁻	Ión Sulfito
Fe ³⁺	Ión Hierro (III) o Ión Férrico	HSO ₄ ⁻	Ión Hidrógeno de Sulfato o Ión Bisulfato
Al ³⁺	Ión Aluminio	SO ₄ ²⁻	Ión Sulfato
Cr ³⁺	Ión Cromo (III) o Ión Crómico	HCO ₃ ⁻	Ión Hidrógeno de Carbonato o Ión Bicarbonato
		CO ₃ ²⁻	Ión Carbonato
		CrO ₄ ²⁻	Ión Cromato
		Cr ₂ O ₇ ²⁻	Ión Dicromato
		PO ₄ ³⁻	Ión Fosfato
		AsO ₄ ³⁻	Ión Arsenato

Tabla A.1 Cationes y aniones comunes.

Compuestos moleculares

Los compuestos moleculares generalmente están formados por elementos no metálicos. Los compuestos moleculares binarios se nombran de la misma manera que los compuestos iónicos binarios, por ejemplo:

HBr	Bromuro de hidrógeno
SiC	Carburo de silicio

Cuando dos elementos iguales forman compuestos distintos, se utilizan prefijos griegos (*-mono*, *-di*, *-tri*, *-tetra*, *-penta*, *-hexa*, etcétera) para denotar el número de átomos de cada elemento del compuesto; por ejemplo:

CO	Monóxido de carbono
CO ₂	Dióxido de carbono

Hidratos

Los hidratos son un tipo de compuestos inorgánicos que son capaces de unir moléculas de agua. Para nombrarlos, se menciona el número de moléculas de agua que están unidas al compuesto con prefijos griegos, como se ejemplifica:

CuSO ₄ · 5H ₂ O	Sulfato de cobre (II) pentahidratado
---------------------------------------	--------------------------------------

Ácidos y bases

Para nombrar a los ácidos, se utilizan las siguiente reglas:

1. Los aniones cuyo nombre termina en *-uro* forman ácidos cuyo nombre termina en *-hídrico*.

HCl Cloruro de hidrógeno = Ácido clorhídrico

2. Cuando se agregan átomos de oxígeno al ácido que termina en *-ico* el ácido se llamara ácido "*per...ico*", por ejemplo:

HClO₄ Ácido perclórico

3. Cuando un ácido que termina en *-ico* pierde un átomo de oxígeno (en caso de tenerlo), el ácido resultante se llamará ácido *-oso*, por ejemplo:

HNO₃ Ácido nítrico
HNO₂ Ácido nitroso

4. Cuando se quitan dos átomos de oxígeno de un ácido que termina en *-ico*, el ácido se llamará ácido "*hipo...oso*". Por ejemplo:

HBrO₃ Ácido brómico
HBrO Ácido hipobromoso

5. Las bases se nombran utilizando el término hidróxido, seguido por el elemento que forma la base. Por ejemplo:

NaOH Hidróxido de sodio

Unidades del Sistema Internacional y tabla de múltiplos y submúltiplos

El contenido de este anexo se relaciona con:

- Propiedades extensivas de la materia (B1, p. 32)
- Propiedades intensivas de la materia (B1, p. 34)
- Concentración y efectos (B1, p. 52)
- Unidad de medida: el mol (B3, p. 151)

Prefijo	Símbolo	Equivalencia decimal en los prefijos del Sistema Internacional
yotta	Y	1 000 000 000 000 000 000 000 000
zetta	Z	1 000 000 000 000 000 000 000
exa	E	1 000 000 000 000 000 000
peta	P	1 000 000 000 000 000
tera	T	1 000 000 000 000
giga	G	1 000 000 000
mega	M	1 000 000
kilo	k	1 000
hecto	h	100
deca	da	10
UNIDAD		1
deci	d	0.1
centi	c	0.01
mili	m	0.001
micro	μ	0.000 001
nano	n	0.000 000 001
pico	p	0.000 000 000 001
femto	f	0.000 000 000 000 001
atto	a	0.000 000 000 000 000 001
zepto	z	0.000 000 000 000 000 000 001
yocto	y	0.000 000 000 000 000 000 000 001

Unidades básicas del Sistema Internacional

Magnitud	Nombre	Símbolo
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Tiempo	segundo	s
Intensidad de corriente eléctrica	ampere	A
Temperatura termodinámica	kelvin	K
Cantidad de sustancia	mol	mol
Intensidad luminosa	candela	cd

Notación científica

El contenido de este anexo se relaciona con:

Escalas y representación (B3, p. 149)

Dado que los números que se utilizan en química y otras ciencias suelen ser muy grandes o muy pequeños, se expresan de manera común en potencias de 10. Por ejemplo, si queremos expresar el número 11 000 000, se expresa como 1.1×10^7 , lo que significa que es el producto de multiplicar 1.1 por 10 siete veces.

$$1.1 \times 10^7 = 1.1 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10$$

Cuando un número se expresa en notación científica siempre debe tener la siguiente forma: una cifra entre 1 y 10 multiplicada por la potencia de 10 que le corresponde.

Para escribir un número en notación científica, se utilizan las siguientes reglas:

1. Determinamos la cifra entre uno y diez próximo al multiplicador más grande.

1 923 000

2. A continuación colocamos un punto decimal después de la cifra anterior.

1.923000

3. Posteriormente contamos a la derecha el número de elementos que conforman el número.

1.923000
1 2 3 4 5 6

4. Este número será el prefijo que llevará el múltiplo de diez.

1.923000×10^6

5. Finalmente podemos eliminar el número de ceros residuales a la derecha.

1.923×10^6

El caso anterior se utiliza para expresar números muy grandes, sin embargo, la notación científica también puede usarse para expresar números muy pequeños, para esto, se utilizan las siguientes reglas:

1. Determinamos la cifra entre uno y diez próximo al multiplicador más grande.

$$0.0065$$

2. A continuación colocamos un punto decimal después de la cifra encontrada.

$$0.006.5$$

3. Posteriormente contamos a la izquierda el número de elementos que conforman el número.

$$0.006.5$$

1 2 3

4. Este número será el prefijo que llevará el múltiplo de diez con signo negativo.

$$0.006.5 \times 10^{-3}$$

5. Finalmente podemos eliminar el número de ceros residuales a la izquierda.

$$6.5 \times 10^{-3}$$

Advertencias sobre el trabajo en el laboratorio

El contenido de este anexo se relaciona con las secciones Experimenta y algunas secciones Catalizando el conocimiento contenidas en los diferentes bloques (pp. 26, 28, 31, 33, 35, 37, 40, 42, 43, 47, 58, 109, 124, 133, 141, 146, 174, 184, 187, 191).

1. El laboratorio de química es un lugar donde se desarrollan prácticas elegidas por el docente para confirmar y reafirmar los conocimientos teóricos impartidos en el salón de clase.
2. Es importante señalar la necesidad de seguir todos los pasos indicados en cada práctica para obtener los resultados correctos de cada experimento. En todas ellas deberán anotarse las observaciones, los resultados y las conclusiones, de preferencia en una bitácora.
3. En el caso de que el experimento no resultara como está planeado, el alumno deberá investigar, consultar y agotar todas las posibilidades para lograr un desarrollo correcto. Si no se lograra el objetivo de la práctica, debe preguntar al docente, él le explicará en qué ha consistido la falla y la manera de corregirla.
4. De esta forma, se logrará desarrollar una actitud crítica hacia la asignatura, un mejor aprovechamiento de la clase práctica y un apoyo mayor a la clase teórica.

Medidas de seguridad en un laboratorio

1. No deben efectuarse experimentos no autorizados, a menos que estén supervisados por el docente.
2. Cualquier accidente debe ser notificado de inmediato al docente o al auxiliar del laboratorio.
3. Uso indispensable de bata y lentes de seguridad como medida de protección.
4. Los tubos y varillas de vidrio y objetos calientes deben colocarse sobre tela de asbesto y en un lugar no muy accesible de la mesa de trabajo, para evitar quemaduras.
5. Los tubos de ensaye calientes, con líquido o no, deben colocarse en una gradilla de alambre o dentro de un vaso de precipitados.
6. Cuando se calientan sustancias contenidas en un tubo de ensaye, no se debe apuntar la boca del tubo hacia un compañero o hacia sí mismo, ya que pueden presentarse proyecciones del líquido caliente.
7. La dilución de ácidos concentrados debe hacerse de la siguiente manera:
 - Utilizar recipientes de pared delgada
 - Añadir lentamente el ácido al agua resbalándolo por las paredes del recipiente, al mismo tiempo que se agita suavemente

- Nunca añadir agua al ácido, ya que puede formarse vapor con violencia explosiva
 - Si el recipiente en el que se hace la dilución se calentara demasiado, interrumpir de inmediato y continuar la operación en baño de agua o hielo.
8. No se debe probar ninguna sustancia. Si algún reactivo se ingiere por accidente, se notificará de inmediato al docente.
 9. No manejar cristalería u otros objetos con las manos desnudas si no se tiene la certeza de que están fríos.
 10. No se debe oler directamente una sustancia, sino que sus vapores deben abanicarse con la mano hacia la nariz.
 11. No tirar o arrojar sustancias químicas, sobrenadantes del experimento o no, al desagüe. En cada práctica, los alumnos deberán preguntar al profesor qué productos pueden ser desechados de esta forma, para evitar la contaminación de ríos y lagunas.
 12. Cuando en una reacción se desprendan gases tóxicos o se evaporen ácidos, la operación deberá hacerse bajo una campana de extracción.
 13. Los frascos que contengan los reactivos a emplear en la práctica deben mantenerse tapados mientras no se usen.
 14. No trasladar varios objetos de vidrio al mismo tiempo.
 15. No ingerir alimentos ni fumar dentro del laboratorio.
 16. Se deberá mantener una adecuada disciplina durante la estancia en el laboratorio.
 17. Estar atento a las instrucciones del docente.
 18. Limpiar la mesa de trabajo y la tarja al finalizar la práctica.

Sustancias que deben usarse con precaución

Todas las sustancias empleadas en las operaciones y reacciones en el laboratorio de química son potencialmente peligrosas, por lo que, para evitar accidentes, deberá trabajarse con cautela y normar el comportamiento en el laboratorio dadas las exigencias de seguridad.

Numerosas sustancias orgánicas e inorgánicas son corrosivas o se absorben fácilmente por la piel, produciendo intoxicaciones o dermatitis, por lo que se ha de evitar su contacto directo; si esto ocurriera, deberá lavarse inmediatamente con abundante agua la parte afectada.

Recomendaciones para el manejo de algunas sustancias específicas

Ácido fluorhídrico (HF)

Causa quemaduras de acción retardada en la piel, en contacto con las uñas causa fuertes dolores, y sólo si se atiende a tiempo se puede evitar la destrucción de los tejidos, incluso el óseo.

Ácido nítrico (HNO₃)

Este ácido daña permanentemente los ojos en unos cuantos segundos y es sumamente corrosivo en contacto con la piel, produciendo quemaduras, mancha las manos de amarillo por acción sobre las proteínas.

Ácido sulfúrico (H₂SO₄), ácido fosfórico (H₃PO₄), ácido clorhídrico (HCl)

Las soluciones concentradas de estos ácidos lesionan rápidamente la piel y los tejidos internos. Estas lesiones tardan en sanar y pueden dejar cicatrices. Los accidentes más frecuentes se producen por salpicaduras y quemaduras al succionar una pipeta.

¿Qué hacer en caso de accidente?

En caso de accidente en el laboratorio, hay que comunicarlo inmediatamente al docente o al encargado del laboratorio.

Salpicaduras por ácidos y álcalis

Lavarse inmediatamente y con abundante agua la parte afectada. Si la quemadura fuera en los ojos, después de lavado, acudir al servicio médico. Si la salpicadura fuera extensa, llevar al lesionado al chorro de la regadera inmediatamente y acudir después al servicio médico.

Quemaduras por objetos, líquidos o vapores calientes

Aplicar pomada para quemaduras o pasta dental en la parte afectada. En caso necesario, proteger la piel con gasa y acudir al servicio médico.

El almacenamiento de las sustancias químicas

El almacenamiento adecuado y compatible para sustancias químicas se garantiza si son colocados conforme a sus especificaciones y su contenido, atendiendo a su peligrosidad y reactividad.

Adaptado de: http://www.itnl.edu.mx/contenido/deptos/basicas/reglamentos/normas_seguridad.pdf
(Consulta: 15 de marzo de 2013).

El contenido de esta lectura se relaciona con los temas *La relación de la química y la tecnología con el ser humano, la salud y el ambiente* (B1, p.16) y *La química y el medio ambiente* (B1, p. 18).

¿Cuál es el enfoque de la química para el siglo XXI? Revisa la siguiente lectura para conocer más al respecto.

Química sostenible

La química está presente en todo lo que nos rodea y que nos facilita la vida. Muchos de los compuestos y materiales que intervienen en nuestra vida han sido preparados a través de procesos químicos industriales, aunque durante décadas se diseñaron sin tener en cuenta su repercusión en el entorno. Debemos asumir el reto de que estos productos puedan ser preparados a través de procesos no contaminantes. El término *Green Chemistry* (química sostenible), nacido en 1998, alude al esfuerzo de los químicos para desarrollar procesos y productos que prevengan la contaminación y que sean seguros para los seres humanos y el medio ambiente.

La química está presente en cada una de nuestras actividades diarias y en todos y cada uno de los objetos que nos rodean. De modo cotidiano, la química está en contacto con cada uno de nosotros, es una ciencia que nos ayuda a alimentarnos, a vestirnos, a desplazarnos, a sanar enfermedades, a alojarnos e incluso nos entretiene (los CD, las cintas de música o vídeo están fabricadas con productos químicos). La química participa de un modo directo e inevitable en cada una de las etapas de obtención de un determinado producto o material, desde su diseño inicial hasta su adquisición por el consumidor. La química es una ciencia relativamente reciente que, de un modo estructurado, comenzó en Europa hace 200 años y que atrajo a gente como Avogadro, Lavoisier, Faraday y Liebig. Desde entonces se ha convertido en una ciencia que abarca desde el mundo microscópico de los átomos y moléculas hasta el mundo macroscópico de los materiales.

La química es una ciencia central que crea sus propios objetivos. Algunos materiales como los plásticos, que han cambiado el rostro del mundo en el siglo XX y lo seguirán cambiando en el siglo XXI, no existían antes de que un químico los preparara por primera vez.

La repercusión de la química en la vida cotidiana del ciudadano europeo es muy grande. Como señalamos antes, mirando a nuestro alrededor nos damos cuenta de que muchos de los compuestos y materiales que intervienen en nuestra vida han sido preparados a través de procesos industriales en los que interviene la química. Durante décadas estos procesos se han realizado sin tener en cuenta su repercusión en el medio ambiente, siendo en muchos casos muy contaminantes. Casi todas las reacciones químicas necesitan un catalizador que aumente su velocidad de reacción para hacerla rentable, pero en general los catalizadores químicos son tóxicos, y una vez concluida la reacción hay que someterlos a diversos tratamientos para evitar la contaminación que producen al ser eliminados. Por otro lado, las reacciones químicas requieren generalmente el empleo de altas temperaturas y esto supone un gasto de energía que no favorece al medio ambiente y que dificulta la sostenibilidad global de tales procesos. Estos datos nos sugieren que es vital cambiar nuestra filosofía de trabajo, pues los beneficios de la química no pueden alcanzarse a expensas del medio ambiente.

Ahora tenemos que asumir el desafío de que estos productos que hacen nuestra vida más cómoda puedan ser preparados a través de procedimientos no contaminantes, siguiendo los principios de la química sostenible.

Los 12 principios de la química sostenible son:

- 1) Es mejor prevenir la formación de residuos que limpiarlos una vez formados. (Prevención).
- 2) Los métodos sintéticos deben diseñarse para maximizar la incorporación en el producto final de todos los materiales usados en el proceso. (Economía atómica).
- 3) Siempre que sea posible, deben diseñarse metodologías sintéticas que usen y generen sustancias que no sean tóxicas para la salud y el medio ambiente. (Métodos de síntesis menos peligrosos).
- 4) Los productos químicos deben diseñarse para mantener la eficacia de su función, pero reduciendo la toxicidad. (Diseño de productos más seguros).
- 5) El uso de sustancias auxiliares (por ejemplo, disolventes, agentes de separación, etcétera) debería ser innecesario en la medida de lo posible e inocuo cuando sea necesario. (Disolventes y auxiliares más seguros).
- 6) Los requerimientos energéticos deben ser tenidos en cuenta debido a su impacto medioambiental y económico, y deben ser minimizados. Los métodos sintéticos deben realizarse a temperatura ambiente cuando sea posible. (Eficacia energética).
- 7) Las materias primas deben ser renovables cuando sea posible técnica y económicamente. (Uso de materias primas renovables).
- 8) Debe evitarse el uso y generación de derivados (grupos bloqueantes, protección-desprotección, modificación temporal de las condiciones fisicoquímicas) cuando sea posible. (Reducir el uso de derivados).
- 9) Los reactivos catalíticos (tan selectivos como sea posible) son mejores que los reactivos estequiométricos. (Catálisis).
- 10) Los productos químicos deben diseñarse de manera que su función no persista en el medio ambiente y degradarse a productos inocuos. (Diseño para la degradación).
- 11) Es necesario desarrollar metodologías analíticas para permitir el análisis a tiempo real, monitorización interna y control previo a la formación de sustancias peligrosas. (Análisis en tiempo real).
- 12) Deben escogerse las sustancias y la forma de una sustancia utilizada en un proceso químico de manera que se minimice el potencial de accidentes químicos, incluyendo escapes, explosiones e incendios. (Síntesis químicas más seguras).

Tomado de: <http://www.mapfre.com/fundacion/html/revistas/seguridad/n110/docs/Archivo%20PDF%20%28703%20Kb%29.pdf>
(Consulta: 30 de mayo de 2013).

El contenido de esta lectura se relaciona con los temas *Relación entre las propiedades de las sustancias con el modelo de enlace: covalente e iónico* (B2, p. 107); *La reacción química* (B3, p. 125); *¿Qué alimentos afectan la acidez del estómago?* (B4, p. 183).

Sin duda alguna, la química es una actividad de todos los días. Lee el siguiente texto para corroborar esta aseveración.

Las reacciones de la cocina

La primera reacción química que el hombre aprendió a realizar fue el fuego: "El fuego es una reacción en la que el oxígeno se combina con un material de manera muy rápida, liberando grandes cantidades de energía, esto es combustión", explica Alberto González, instructor de la Escuela de Fuego en el Texas A&M y director de operaciones de Covami, una firma de consultoría en seguridad industrial. Para que exista fuego, se requiere de tres ingredientes y que éstos reaccionen entre sí: oxígeno, un material combustible, calor y una reacción química en cadena; como dice el refrán: "la mujer es fuego, el hombre estopa, viene el diablo y le sopla". Al abrir la perilla de la estufa, el gas sale por el quemador, se mezcla con el oxígeno de la atmósfera, gracias a la flama del piloto o una chispa, se agrega energía a la mezcla en forma de calor, los ingredientes reaccionan entre sí y tenemos fuego. Cuando nuestros ancestros dominaron el fuego, también empezaron a cocinar. Pero si el hombre primitivo comía animales crudos, ¿por qué molestarse en cocinarlos? Porque el calor rompe las fibras de la carne y los vegetales, haciéndolos más fáciles de masticar y digerir. Además, las altas temperaturas matan a los parásitos y microorganismos que producen enfermedades y, por último, los alimentos cocinados saben mucho mejor.

Un ejemplo de esto es el huevo. Tratar de comerlo crudo parece hasta castigo, pero ¿qué tal un huevo frito con salsa y frijolitos? La razón de este delicioso cambio es la desnaturalización de las proteínas. La reacción se llama así porque altera la forma natural de la molécula. Las proteínas, principal componente de los alimentos de origen animal, son largas cadenas de aminoácidos que se enrollan como una bola de estambre. Cuando son sometidas al calor o al combinarse con algún ácido, los enlaces químicos que sujetan estas bolas se rompen y los ovillos se deshacen en largos hilos, y luego estas fibras se agrupan desordenadamente, formando un gel en un proceso llamado coagulación. Nuestro delicioso desayuno es, en términos científicos, un gel de proteínas desnaturalizadas... Para chuparse los dedos, ¿no? La desnaturalización y la coagulación de proteínas son también una parte fundamental del desayuno, pues permiten hacer el queso para unas quesadillas. La leche es un coloide, es decir, una mezcla de sólidos en un líquido (moléculas de grasa y proteínas suspendidas en agua). Cuando la leche se coagula, la caseína se desnaturaliza y forma grumos que por su peso se precipitan al fondo; esto es la *cuajada* con la que se hace el queso. Un desayuno no está completo sin un fresco y dorado jugo de naranja. Para tener un abundante jugo por la mañana, —explica el doctor José Luis Córdova Frunz en su libro *La química y la cocina*— lo mejor es dejar las naranjas toda la noche sumergidas en agua; el secreto que se esconde tras este truco de juguero es el fenómeno de la ósmosis. Se trata del proceso a través del cual dos soluciones divididas por una membrana tratan de igualar su concentración. Por presión osmótica, el agua ingresa a las células de las naranjas en remojo.

Tomado de: http://www.cedicyt.ipn.mx/RevConversus/Documents/Revistas/conversus_92.pdf

(Consulta: 16 de julio de 2013).

Bibliografía consultada

- Angenault, Jacques, *Diccionario enciclopédico de química*, México, CECSA, 1999.
 Chimal, Carlos, *Más allá del átomo*, México, Altea, 2006.
 Churchill, Richard, *Experimentos científicos asombrosos con materiales de uso cotidiano*, México, Diana, 1999.
 Chow, Susana, *Petroquímica y sociedad*, México, FCE, 1998.
 Córdoba Frunz, José, *La química y la cocina*, 3ª edición, México, FCE, 2002.
 De la Selva, Teresa, *De la alquimia a la química*, México, FCE, 1993.
 Enríquez, Marcela, *Experimentos científicos divertidos*, México, Editores Mexicanos Unidos, 1999.
 Fernández, Rafael, *La química en la sociedad*, México, UNAM, 1994.
 Jürgen, Hans, *Experimentos sencillos con sólidos y líquidos*, México, SEP-Oniro, 2006.
 Llórens, Juan, *Comenzando a aprender química*, España, Visor Distribuciones, 1991.
 Mora, Luis Miguel, *Química recreativa*, México, Magisterio, 1999.
 Moore, John, *El mundo de la química, conceptos y aplicaciones*, México, Limusa, 2003.
 Mosqueira, Salvador, *Introducción a la química y el ambiente*, México, Publicaciones Cultural, 2004.
 Trabulse, Elías, *Historia de la ciencia en México*, México, Conacyt, 1984.
 Villarreal, Fidel, *Experimentos de Química 1*, México, Trillas, 2005.

Bibliografía para el profesor

- Asimov, Isaac, *La búsqueda de los elementos*, México, Plaza y Janés Editores, 1987.
 —, *Breve historia de la química*, España, Alianza Editorial, 1980.
 Brown, Theodore, Eugene, LeMay, *Química, la ciencia central*, México, Pearson Educación, 2009.
 Chamizo, José, *Cómo acercarse a la química*, México, Esfinge, 2004.
 Chang, Raymond y Kenneth, Goldsby, *Química*, 11ª edición, México, McGraw-Hill, 2003.
 Driver, Rosalind, *Dando sentido a la ciencia en secundaria*, España, Visor, 1999.
 Enríquez, Marcela, *Experimentos científicos divertidos*, México, Editores Mexicanos Unidos, 1999.
 Kind, Vanessa, *Más allá de las apariencias. Ideas previas de los estudiantes sobre conceptos básicos de química*. España, Santillana, 2004.
 Kotz, John y Paul, Treichel, *Química y reactividad química*, México, Thomson, 2003.
 Llorens, Antonio, *Comenzando a aprender química: Ideas para un diseño curricular*, España, Visor Libros, 1991.
 Mora, Luis Miguel, *Química recreativa*, México, Magisterio, 1999.
 Petrucci, Ralph, Geoffrey, Herring y Jeffrey, Madura, *Química General*, 10ª Edición, México, Pearson, 2009.
 Zumdahl, Steven, *Fundamentos de Química*, México, McGraw-Hill, 2007.

Bibliografía para el alumno

- Alba, Eufrosina, *La química en tus manos*, México, UNAM, 2005.
 Calatayud, María, María, Meseguer y Alicia, González, *Física y Química*, España, Nau Llibres, 2011.
 García, Horacio, *La naturaleza discontinua de la materia*, México, Biblioteca Juvenil Ilustrada, Santillana, 2004.
 —, *El investigador de fuego: Antoine L. Lavoisier*, México, Viajeros del Conocimiento, PANGEA-CNCA, 1991.

- Garriz Andoni y José, Chamizo, *Tú y la química*, México, Pearson, 2001.
 Guerrero Legarreta, Manuel, *El agua*, México, FCE, 2001.
 Hoffman, Roald y Vivian, Torrence, *Química imaginada: reflexiones sobre la ciencia*, México, FCE, 2004.
 Martínez, Ana, *Materiales hechiceros*, México, Santillana, 2004.
 Pellón, Inés, *El hombre que pesó los átomos. Dalton*, España, Nívola, 2003.
 Sosa, Plinio, *Bájate de mi nube electrónica*, México, ADN-CNCA, 1997.
 Strathern, Paul, *El sueño de Mendeleiev: de la alquimia a la química*, España, Siglo Veintiuno Editores, 2000.
 VanCleave, Janice, *Química para niños y jóvenes*, México, Limusa, 1992.

Referencias electrónicas**Bloque I. Las características de la materia***La ciencia y la tecnología en el mundo actual*

<http://www.quimicaysociedad.org/>

<http://www.losavancesdelaquimica.com/>

<http://www.cch-naucalpan.unam.mx/jalih/quimi2.html>

Identificación de las propiedades físicas de los materiales

http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/estados/estados1.htm

http://www.quimicaweb.net/grupo_trabajo_fyq3/tema2/index2.htm

<http://www.fullquimica.com/2010/08/materia.html>

<http://www.pce-iberica.es/instrumentos-de-medida/instrumentos-medida.htm>

Experimentación con mezclas

<http://www.icarito.cl/enciclopedia/articulo/segundo-ciclo-basico/ciencias-naturales/la-materia-y-sus-transformaciones/2010/06/62-111-9-las-mezclas.shtml>

<http://www.fullquimica.com/2012/06/mezclas-y-combinaciones.html>

<http://www.jcabello.es/clasificacion/concentracion.html>

<http://quimicalibre.com/metodos-de-separacion-de-mezclas/>

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

<http://www.estudiaraprender.com/2012/08/04/como-saber-si-la-muestra-de-una-mezcla-esta-mas-contaminada-que-otra/>

<http://elprofemarcoa.wordpress.com/2010/09/16/practicas-de-quimica/>

<http://www.revistaciencia.amc.edu.mx/index.php/ediciones-antiores/73.html?task=view>

Primera revolución de la química

<http://www.dcne.ugto.mx/Contenido/revista/numeros/1/A5.pdf>

<http://www.losavancesdelaquimica.com/blog/2012/04/19/historia-de-la-ciencia/19-de-abril-de-2012-lavoisier-y-el-oxigeno>

<http://www.tplaboratorioquimico.com/quimica-general/las-propiedades-de-la-materia/ley-de-conservacion-de-la-masa.html>

Proyectos

http://www.amisac.org.mx/index_archivos/7.htm

<http://www.fao.org/news/story/es/item/53507/icode/>

http://www.fao.org/nr/water/docs/FAO_recycling_society_es.pdf

<http://www.sadm.gob.mx/PortalSadm/jsp/prensa.jsp?id=530>

<http://www.institutodelasal.com/es/sobre-la-sal/aportaciones-de-la-sal>

Bloque II. Las propiedades de los materiales y su clasificación química

Clasificación de los materiales

<http://www.edumedia-sciences.com/es/a659-mezclas-y-substancias-puras>
<https://www.uv.es/quimicajmol/testconceptuales/moduloECM1/index.html>
<http://iesmh.edu.gva.es/ptebat/La%20estructura%20de%20la%20materia.htm>
<http://colegiolibertadores.foroactivo.com/t4-modelo-corporcular-elemental-de-la-materia>

Estructura de los materiales

<http://aprendequimica.blogspot.mx/2012/02/particulas-fundamentales-del-atomo.html>
<http://quimica.laguia2000.com/general/electron-de-valencia>
http://www.educamix.com/educacion/3_eso_materiales/b_iv/conceptos/conceptos_bloque_4_1_03.htm
¿Cuál es la importancia de rechazar, reducir, reusar y reciclar los metales?
<http://www.icarito.cl/2010/09/39-7445-9-metales-no-metales-y-semimetales.shtml/>
<http://quimica.laguia2000.com/propiedades/propiedades-de-los-metales>
http://roble.pntic.mec.es/jprp0006/tecnologia/1eso_recursos/unidad07_los_metales/teoria/recursos/metalespropiedades.swf
<http://www.greenpeace.org/mexico/es/Actua/ECotips/Las-tres-r/>

Segunda revolución de la química

http://www.profesorenlinea.cl/fisica/Masa_atomica_Unidad_masa.html
<http://quimica.laguia2000.com/conceptos-basicos/masa-atomica>
http://cea.quimicae.unam.mx/Estru/tabla/06_Mendeleiev.htm

Tabla periódica: organización y regularidades de los elementos químicos

<http://www.saberespractico.com/estudios/universidad/quimica/propiedades-de-los-elementos-en-la-tabla-periodica/>
<http://www.fullquimica.com/2011/07/tabla-periodica-moderna-actual.html>
<http://www.amschool.edu.sv/paes/science/atomos.htm>
<http://recursos.cnice.mec.es/quimica/ulloa1/tercero/tema5/oa1/index.html>
<http://www.profesorenlinea.cl/Ciencias/Biomoleculas.html>

Enlace químico

<http://www.oei.org.co/fpciencia/art08.htm>
http://www.profesorenlinea.cl/Quimica/Enlace_quimico.html
https://www.mhe.es/bachillerato/fisica_quimica/844816962X/archivos/media/esp/unidad_2/2ani_U.2.swf

Proyectos

<http://www.lenntech.es/tabla-peiodica/presencia-en-cuerpo-humano.htm>
<http://www.iqb.es/cbasicas/fisio/cap03/elemento.htm>
<http://www.fao.org/docrep/006/W0073S/w0073s0c.htm>
http://www.inecc.gob.mx/descargas/sqre/pilas_diag_amb.pdf
<http://www.lenntech.es/metales-pesados.htm>

Bloque III. La transformación de los materiales: La reacción química

Identificación de cambios químicos y el lenguaje de la química

http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/35_las_reacciones_quimicas/curso/lrq_re.html
<http://fisicazone.com/10-ejemplos-de-fenomenos-quimicos/>
<http://reaccionesquimicas.blogspot.es/1251238905/reacciones-quimicas-y-su-importancia-en-el-entorno-biologico-y-socio-economico/>
http://www.profesorenlinea.cl/Quimica/Reacciones_quimicas.htm
<http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/3esofisicaquimica/impresos/quincena9.pdf>
http://www.ecured.cu/index.php/Reacci%C3%B3n_qu%C3%ADmica
<http://www.eis.uva.es/~qgintro/esteq/tutorial-02.html>
<http://neetescuela.com/reacciones-exotermicas-y-endotermicas/>
<http://www.educarchile.cl/Userfiles/P0001%5CFile%5Cr3.pdf>

¿Qué me conviene comer?

<http://www.rena.edu.ve/cuartaEtapa/quimica/Tema18.html>
<http://quimicaparatodos.blogcindario.com/2009/09/00095-los-alimentos-y-las-calorias.html>
<http://www.aula21.net/Nutriweb/lasnecesidenerg.htm>
<http://www.salud.gob.mx/unidades/cdi/documentos/5759b.pdf>

Tercera revolución de la química

<http://www.100ciaquimica.net/biograf/cientif/Lewis.htm>
http://www.visionlearning.com/library/module_viewer.php?mid=55&l=s
<http://www.eis.uva.es/~qgintro/sisper/tutorial-05.html>
<http://neetescuela.com/definicion-de-electronegatividad/h>
<http://www.ecured.cu/index.php/Electronegatividad>
<http://www.montenegroripoll.com/Quimica2/Tema3/lewis.htm>

Comparación y representación de escalas de medida

http://www.fisicahoy.com/la_fisica_hoy/nanotecnologia
http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/EstequiometriaCapituloYTarea_21605.pdf
http://www.visionlearning.com/library/module_viewer.php?mid=53&l=s
http://www.profesorenlinea.cl/Quimica/Mol_Avogadro.html

Proyectos

<http://quimica-explicada.blogspot.mx/2010/07/saponificacion-reaccion-quimica-del.html>
<http://www.textoscientificos.com/jabon/introduccion>
<http://www.aula21.net/Nutriweb/lasnecesidenerg.htm>
<http://www.medicinabc.com/2012/06/la-obtencion-de-energia-partir-de-los.html#axzz2laOoP8YE>

Bloque IV. La formación de nuevos materiales

Importancia de los ácidos y las bases en la vida cotidiana

<http://www.gobiernodecanarias.org/educacion/3/usrn/lenntech/1-cdquimica-tic/CTSA/AcidosYBasesdeLaVidaDiariaB.pdf>
http://www.euroschool.lu/prof.montilla/ficherotemas/integradas3/tema%20_1_%C3%A1cidos_y_bases.pdf
<http://www.educarchile.cl/Userfiles/P0001%5CFile%5CReacciones%20%C3%A1cido-base.pdf>
<http://www.100ciaquimica.net/temas/tema8/punto2.htm>

¿Por qué evitar el consumo frecuente de los “alimentos ácidos”?
<http://www.ncagr.gov/fooddrug/espanol/PHYlosAlimentos.pdf.pdf>
<http://www.nlm.nih.gov/medlineplus/spanish/ency/article/003114.htm>
http://www.uch.edu.pe/portal/zona_escolar/PDF/quimica.pdf
http://www.conevyt.org.mx/cursos/cursos/cnaturales_v2/interface/main/recursos/antologia/cnant_3_16.htm
<http://docencia.udea.edu.co/centecnicaslabquimico/02practic/practica20.htm>
<http://ulsa-quimica2.blogspot.mx/2012/02/la-quimica-de-los-antiacidos.html>
Importancia de las reacciones de óxido y de reducción
<http://www.fullquimica.com/2011/12/reacciones-redox.html>
<http://www.misecundaria.com/Main/OxidacionYReduccion>
http://www.profesorenlinea.cl/Quimica/Oxidacion_numero_de.html
http://ejercicios-fyq.com/Formulacion_Inorganica/14_nmeros_de_oxidacin.html
Proyectos
<http://www.fao.org/docrep/003/v5270s/v5270s08.htm>
<http://www.textoscientificos.com/quimica/corrosion>
<http://www.textoscientificos.com/energias>

Bloque V. Química y tecnología

Proyectos
<http://biblioteca-digital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen2/ciencia3/072/htm/delteque.htm>
<http://www.estudiaraprender.com/2012/06/que-aportaciones-la-quimica-se-han.html>
<http://quimicaenmexico.blogspot.mx/2012/05/que-aportaciones-la-quimica-se-han.html>
http://www.infoagro.com/agricultura_ecologica/ecologia.htm
<http://biblioteca-digital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen3/ciencia3/109/htm/arcillas.html>
<http://www.mexicodesconocido.com.mx/el-ladrillo-en-la-arquitectura-prehispanica.html>
http://www.tivvanakuarcho.net/13_handicrafts/metalurgia.html
<http://www.abciencia.com.ar/quimica/la-quimica-del-arte-la-relacion-entre-la-materia-y-la-inspiracion>
<http://www.textoscientificos.com/energias>
http://news.bbc.co.uk/hi/spanish/specials/por_un_desarrollo_sostenible/newsid_2203000/2203114.stm
<http://www.ecosfera.com/2010/05/tecnologias-energeticas-para-reemplazar-el-petroleo/>

Créditos iconográficos

Shutterstock: pp. 14-21, 24-25, 27-29, 34-37, 39, 41, 46, 49-56, 60-61, 68-72, 74, 77-79, 83, 87-91, 93-94, 98, 102-104, 106, 111, 118-120, 121, 123, 127, 130, 131-132, 135-141, 143-144, 149-151, 154, 156, 162-166, 170-172, 177, 194, 204, 210-211, 219, 222, 224, 226-228;
 Archivo iconográfico Fernández educación, s.a. de c.v./César Arce: pp. , Ácido fosfórico: 123rf p. El alquimista (1680), David Teniers el joven (1610-1690), Óleo sobre lienzo, 40 cm x 31 cm, p. Resonancia Magnética cerebral sin y con contraste. www.scielo.isciii.es, p. Bombardeo químico con gas mostaza <http://eltamiz.com/2007/09/11/el-gas-mostaza/> p. Planta nuclear de Fukushima, Okumamachi, Japón. <http://cryptome.org/eyeball/daiichi-npp2/daiichi-photos2.htm>. p. Retrato de Monsieur y Madame Lavoisier (1788), Jacques-Louis David (1748-1825), Óleo sobre lienzo, 2.86 m x 2.24 m, Museo de Arte Metropolitano, Nueva York, Estados Unidos. p. Laboratorio de Lavoisier (2010), Anton Lefterov, Museo de las Artes y las Medidas, París, Francia. p. Gran Colisionador de Hadrones, Organización Europea de Investigación Nuclear, Ginebra, Suiza. <http://www.20minutos.es/noticia/1681285/0/accelerador-cern/suspende-actividad/2015/> p. Retrato de Joseph John Thomson, Reich-Chemistry. Tangient, <https://reichchemistry.wikispaces.com/Fall.2008.MMA.Rowe.Timeline> p. Retrato de Niels Bohr, <http://eltamiz.com/2007/11/12/cuantica-sin-formulas-el-atomo-de-bohr/> p. Stanislaw Cannizzaro (1905), Journal of Physical Chemistry, 1906. p. Portada de la Revista Mexicana de Ingeniería Química. <http://rmiq.org/> p. Albrecht Kossel (~1910), Colección George Grantham Bain, Estados Unidos. p. Plato del bien comer. Norma Oficial Mexicana NOM-043.SSA2-2005. p. Linus Pauling, Nobel Lectures, <http://www.nobelprize.org/> p. Mario Molina, <http://www.biografiasyvidas.com/biografia/m/molina.htm>

Jesús Miguel Torres Flores
Ciencias 3
 con énfasis en Química
 Exploración del mundo científico

Ciencias 3 con énfasis en Química, perteneciente a la colección *Exploración del mundo científico*, refuerza en los estudiantes de tercer grado de secundaria el razonamiento crítico y analítico, elemento indispensable para la formación científica básica, y favorece el desarrollo de habilidades para representar, interpretar, predecir, explicar y comunicar —con un lenguaje científico— fenómenos y procesos químicos, con la finalidad de que los jóvenes reconozcan la importancia de la ciencia y la tecnología en la vida cotidiana, así como su constante transformación y trascendencia en la sociedad.

La obra ha sido diseñada bajo un modelo constructivista y en pleno apego al enfoque por competencias, las cuales guían el aprendizaje mediante actividades creativas y desafiantes que estimulan el trabajo experimental y la investigación. Asimismo, se promueve el uso de las TIC, el trabajo por proyectos y la evaluación formativa en la potenciación de las competencias científicas.

Por todo lo anterior, **Fernández editores** se enorgullece en presentar **Ciencias 3 con énfasis en Química. Exploración del mundo científico**, útil herramienta que facilitará tanto a alumnos como a profesores el proceso de enseñanza-aprendizaje.

www.fernandezeditores.com.mx
www.social.adiactiva.com.mx



ISBN: 978-607-498-478-1



DISTRIBUCIÓN GRATUITA
 PROHIBIDA SU VENTA

