



Ciencias 3
Química

Tercer grado

José Antonio Chamizo Guerrero

**TERRA
ESFINGE**

Dirección general: Gabriel Torres Messina
Dirección editorial: Rosa María Núñez Ochoa
Coordinación Editorial Ciencias: Gabriel Calderón López
Edición: Verónica María López Pérez
Corrección: Nadia Liliana Ortega Martínez y Dionné Valentina Santos García
Diseño de portada: Krystel Galván
Diseño de interiores: Juana Carlos Micete y Jesús A. Díaz de León Castañeda
Diagramación: Juana Carlos Micete
Asistente de iconografía: Guadalupe Sánchez Cervantes
Ilustración: Grupo Pictograma, Digital Stuff y Miguel Macías Sierra
Ilustraciones de entrada de bloque: Dimage Creativos
Fotografía: Shutterstock y Archivo Esfinge

Química Ciencias 3. Serie Terra

Derechos reservados:

© 2014, José Antonio Chamizo Guerrero

© 2014, Editorial Esfinge, S. de R. L. de C.V.

Átomo 24

Colonia Parque Industrial Naucalpan

Naucalpan de Juárez, Estado de México

C.P. 53489

ISBN: 978-607-10-0597-7 Edición revisada

La presentación, disposición y demás características de esta obra son propiedad de Editorial Esfinge, S. de R.L. de C.V. Queda prohibida la reproducción o transmisión total o parcial, mediante cualquier sistema o método electrónico o mecánico de recuperación y almacenamiento de información, sin la autorización escrita de la editorial.

Primera edición: 2014

Novena reimpresión: 2019

Impreso en México

Printed in Mexico

Presentación para el alumno

Este nuevo curso te ofrecerá posibilidades de aprender como se transforman las sustancias. Tanto el curso como el libro están estructurados para que, al final de cada uno de los primeros cuatro bloques, recuperes muchos de los conceptos que aprendiste a lo largo del mismo, en la sección "Proyectos". Así podrás integrar equipos de trabajo para responder preguntas específicas y compartir sus resultados con el resto de los compañeros. Además, en el bloque 5 "Química y tecnología", podrás investigar y proponer soluciones a diversos problemas, pues está integrado sólo por proyectos.

Al finalizar el estudio de este libro habrás integrado tus conocimientos de química, pero, lo mejor es que con un propósito.

Antes de empezar con el estudio, es importante recordar o hacerte notar tres condiciones adecuadas para sacarle mejor provecho:

La primera tiene que ver con el lenguaje. La química, como las demás ciencias y muchas otras actividades, tiene un lenguaje especial. Para iniciarte en el entendimiento de la química debes conocer el significado de sus conceptos más importantes. Por ello, cuando te enfrentes a una palabra cuyo significado desconozcas, búscala en diccionarios o enciclopedias hasta que puedas enunciarla con tus propias palabras. El conocimiento de un concepto "básico" de química puede resultar muy importante para que puedas seguir aprendiendo. Como alguna vez reflexionó Ernest Rutherford, uno de los grandes físicos del siglo xx, y ganador del Premio Nobel de Química, "Nunca digas: lo intenté una vez y no resultó".

La segunda se refiere a la manera de estudiar. Algunas veces, al leer tus materiales de estudio mientras descansas, lo haces recostado y te quedas dormido. El estudio es algo activo y es recomendable que el tipo de lectura que exige se realice en el escritorio o mesa de trabajo: se requiere una atención permanente que no es tan fácil mantener, por ello no es propio estudiar acostado.

Para estudiar es conveniente:

- Tener un lugar fijo. Es poco productivo estudiar en diferentes lugares, aunque a veces no haya otra opción.
- Dedicar un tiempo definido. Del tiempo y la regularidad que dediques al estudio, dependerán los resultados del aprendizaje.
- Evitar las interrupciones. Estudiar oyendo la radio o la televisión generalmente confunde y distrae.
- Una sola lectura no será, como regla, suficiente para captar la totalidad del contenido de una lección, de modo que es aconsejable leer el material de estudio más de una vez.

Cuando lo hagas por segunda ocasión asegúrate de reflexionar sobre el contenido y hazlo intentando contestarte algunas preguntas que no comprendiste en la primera lectura.

Durante el aprendizaje, en el cerebro se procesa nueva información y es importante trabajar con estrategias adecuadas. Por ejemplo:

- Manejo y organización del material. Copiar, subrayar, repasar, agrupar, identificar títulos y cuadros.
- Integración del material. Resumir, construir tablas, hacer diagramas o cuadros.
- Procesamiento de la información. Usar la imaginación, crear analogías y modelos, relacionar la nueva información con la vieja.

La tercera, y que parece contradictoria a la anterior, pero que si lo piensas detenidamente no lo es, tiene que ver con el hecho de que las ciencias naturales no se aprenden a base de repetir listas y fórmulas, sino de visitas organizadas a sus mundos. El mundo de la química tiene que ver con el análisis de las sustancias (los venenos, los contaminantes, las drogas), y con la preparación de nuevos materiales (algunos curan, otros se estiran, son transparentes o conducen la electricidad), por mencionar sólo algunos ejemplos. Sumergirse en esta realidad, con imaginación, enfrentando las dudas y disfrutando la experimentación, será mucho mejor que contemplarlos a distancia. Bienvenidos al mundo de la química.

El autor

Presentación para el profesor

Como nunca antes, las autoridades educativas de nuestro país han impulsado la formación de maestros, pero aún falta mucho por hacer. Esto porque los profesores nos encontramos ante una crisis de identidad. Teníamos la exclusividad del saber y hoy la hemos perdido, o la estamos perdiendo ante la explosión de más y mejor información que hay en libros, videos, museos, computadoras e internet... ante una demanda que cambia y que requiere que nuestros estilos también lo hagan. Muchos profesores nos sentimos abrumados.

Es responsabilidad de las instituciones promover que la docencia de las ciencias en general sea mejor de lo que es, que se encuentre a la altura de los tiempos que vivimos, de los retos que enfrentamos. Pero no sólo de ellas, ¿en qué medida los profesores de química en México están inconformes con su formación? ¿Lo están? ¿Lo está usted, profesor?

Esta preguntas tienen que ver con algunas de las particularidades de este libro, del curso y de las nuevas características del trabajo docente que consisten, más que en transmitir conocimientos, en facilitar las condiciones para aprender.

- En el libro cada tema inicia con una conversación entre alumnos de edad semejante a los suyos. A pesar de ser ficticias, dichas conversaciones recogen muchas de las ideas previas reportadas en documentos de investigación educativa sobre asuntos relacionados con la química. Evidentemente hay "errores conceptuales" y de lo que se trata al principio es de evidenciarlos y al final, cuando se pueda, de corregirlos. Para ello se les solicita repetir la actividad, cuando sus alumnos tengan más y mejores conocimientos sobre el asunto en particular; lo cual servirá para que reflexionen sobre la misma. Es conveniente llevar a cabo esta segunda revisión en equipos de trabajo.
- Al inicio de las secciones hay una actividad experimental llamada "Predigo-Observo-Explico", la cual busca propiciar habilidades en esa dirección. Idealmente usted sería el encargado de realizar dicha actividad, pues es una manera de centrar la atención de los alumnos en el tema a tratar; sin embargo, si no puede hacerlo, se recomienda que algunos alumnos lo presenten públicamente. Lo ideal es que las predicciones, observaciones y explicaciones se hagan de manera individual y es conveniente realizar su posterior revisión en equipos de trabajo.
- Al final de cada tema hay un apartado llamado "Revisión del bloque" en el que se pide la investigación de asuntos relacionados con la vida cotidiana de los alumnos, al igual que discutir temas particularmente complejos y sintetizar lo aprendido.
- Cada tema termina con una autoevaluación de los alumnos. Su cumplimiento permitirá a ellos, y a usted, reconocer lo aprendido y reflexionar sobre ello.
- Se pide al final de cada bloque y en el bloque 5 que los alumnos realicen investigaciones y que compartan sus resultados públicamente. Será usted quien organice las investigaciones, los equipos de trabajo y la presentación de resultados.

José Antonio Chamizo

Contenido

PRESENTACIÓN PARA EL ALUMNO	3
PRESENTACIÓN PARA EL PROFESOR	5
CONOCE TU LIBRO	8

BLOQUE I. LAS CARACTERÍSTICAS DE LOS MATERIALES..... 10

1 La ciencia y la tecnología en el mundo actual.....	12
Relación de la química y la tecnología con el ser humano, la salud y el ambiente.....	13
2 Identificación de las propiedades físicas de los materiales	21
Propiedades cualitativas.....	24
Propiedades extensivas.....	24
Propiedades intensivas.....	26
3 Experimentación con mezclas	36
Mezclas homogéneas y heterogéneas.....	37
Métodos de separación de mezclas con base en las propiedades físicas de sus componentes.....	43
4 ¿Cómo saber si la muestra de una mezcla está más contaminada que otra?.....	50
Toma de decisiones relacionada con: contaminación de una mezcla.....	50
Toma de decisiones relacionada con: concentración y efectos.....	54
5 Primera revolución de la química	58
Aportaciones de Lavoisier: la Ley de conservación de la masa.....	59
Proyectos: ahora tú explora, experimenta y actúa. Integración y aplicación	66
Proyecto 1. ¿Cómo funciona una salinera y cuál es su impacto en el ambiente?.....	67
Proyecto 2. ¿Qué podemos hacer para recuperar y reutilizar el agua del ambiente?.....	73
Revisión del bloque	78

BLOQUE II. LAS PROPIEDADES DE LOS MATERIALES Y SU CLASIFICACIÓN QUÍMICA ... 80

1 Clasificación de los materiales	82
Mezclas y sustancias puras: compuestos y elementos.....	83
2 Estructura de los materiales.....	90
Modelo atómico de Bohr.....	94
Enlace químico.....	96
3 ¿Cuál es la importancia de rechazar, reducir, reusar y reciclar los metales?.....	101
Propiedades de los metales.....	101
Toma de decisiones relacionada con: rechazo, reducción, reúso y reciclado de metales.....	103
4 Segunda revolución de la química	108
El orden en la diversidad de las sustancias: aportaciones del trabajo de Cannizzaro y Mendeleiev.....	109
5 Tabla periódica: organización y regularidades de los elementos químicos	117
Regularidades en la tabla periódica de los elementos químicos representativos.....	118
Carácter metálico, valencia, número y masa atómica.....	122
Importancia de los elementos químicos para los seres vivos.....	123
6 Enlace químico	128
Modelos de enlace: covalente e iónico.....	130
Relación entre las propiedades de las sustancias con el modelo de enlace: covalente e iónico.....	132
Proyectos: ahora tú explora, experimenta y actúa. Integración y aplicación	138
Proyecto 1. ¿Cuáles elementos químicos son importantes para el buen funcionamiento de nuestro cuerpo?.....	138
Proyecto 2. ¿Cuáles son las implicaciones en la salud o el ambiente de algunos metales pesados?.....	144
Revisión del bloque	146

BLOQUE III. LA TRANSFORMACIÓN DE LOS MATERIALES: LA REACCIÓN QUÍMICA 148

1 Identificación de cambios químicos y el lenguaje de la química	150
Manifestaciones y representación de reacciones químicas (ecuación química).....	151
2 ¿Qué me conviene comer?.....	164
Toma de decisiones relacionada con: los alimentos y su aporte calórico.....	168
3 Tercera revolución de la química	171
Tras la pista de la estructura de los materiales aportaciones de Lewis y Pauling.....	172
Uso de la tabla de electronegatividad.....	177
4 Comparación y representación de escalas de medida	181
Escalas y representación.....	183
Unidad de medida: mol.....	184
Proyectos: ahora tú explora, experimenta y actúa. Integración y aplicación	189
Proyecto 1. ¿Cómo elaborar jabones?.....	189
Proyecto 2. ¿De dónde obtiene la energía el cuerpo humano?.....	194
Revisión del bloque	198

BLOQUE IV. LA FORMACIÓN DE NUEVOS MATERIALES..... 200

1 Importancia de los ácidos y las bases en la vida cotidiana y en la industria.....	202
Propiedades y representación de ácidos y bases.....	204
2 ¿Por qué evitar el consumo frecuente de los "alimentos ácidos"?.....	213
Toma de decisiones relacionadas con: importancia de una dieta correcta.....	216

3 Importancia de las reacciones de óxido y de reducción.....	219
Características y representaciones de las reacciones redox.....	220
Número de oxidación.....	224
Proyectos: ahora tú explora, experimenta y actúa. Integración y aplicación	231
Proyecto 1. ¿Cómo evitar la corrosión?.....	231
Proyecto 2. ¿Cuál es el impacto de los combustibles y posibles alternativas de solución?.....	235
Revisión del bloque	240

BLOQUE V. QUÍMICA Y TECNOLOGÍA..... 242

Proyectos: ahora tú explora, experimenta y actúa. Integración y aplicación	244
Proyecto 1. ¿Cómo se sintetiza un material elástico?.....	246
Proyecto 2. ¿Qué aportaciones a la química se han generado en México?.....	250
Introducciones de los proyectos 3 al 7.....	255
APÉNDICES	259
1. Modelos y modelaje	
2. ¿Cómo medir?	
3. ¿Cómo resolver problemas?	
4. Cómo nombrar a las sustancias?	
5. Lo que hay que saber para tomar decisiones	
6. ¿Cómo argumentar?	
BIBLIOGRAFÍA	269
CRÉDITOS ICONOGRÁFICOS.....	271

Conoce tu libro

Estructura general

A continuación te presentamos las partes principales que integran tu libro:



Presentación del alumno y del profesor

Contenido

Los temas que estudiarás están distribuidos en cinco bloques:

Bloques (5)

Número del bloque

Competencias que se favorecen

Aprendizajes esperados



Revisión

Proyectos

Revisión del bloque

Bibliografía

Secciones

Los bloques están divididos en temas con la finalidad de que sigas paso a paso tu libro. A continuación te presentamos las secciones que lo componen.



Entrada de tema
Conversación entre cuatro jóvenes de tu edad que discuten a lo largo de todo el texto diferentes aspectos de química. Muchas de las preguntas que ellos se hacen se contestan en el libro.

En esta sección estudiaremos:

- Mezclas y sustancias puras; compuestos sencillos.

En esta sección estudiaremos

La encontrarás como una descripción introductoria del tema que estudiarás.

Analiza la conversación

- De qué manera puedes obtener agua pura?
- ¿Es suficiente mencionar que el agua está purificada?
- ¿Qué tipo de mezcla es el agua que toman nuestros compañeros?
- ¿Qué tipo de mezcla es el agua que toman nuestros compañeros?

Analiza la conversación

Se identifican por ser preguntas motivadoras y detonadoras de conocimientos previos.

Predigo-Observo-Explico

Aunque podrás realizar tu solo la mayoría de estas actividades experimentales, es conveniente que lo hagas con tus compañeros y tu profesor, de manera que todos compartan sus resultados.

Actividades

Se han diseñado para ser llevadas a cabo en modalidad individual, por parejas o en equipo para practicar el tema de estudio investigando, respondiendo preguntas o resolviendo problemas.

Actividades experimentales

Son prácticas de laboratorio en equipos para aplicar los conocimientos adquiridos hasta ese momento.

1 Clasificación de los materiales

Número y título de tema

¿Qué rica es el agua pura?
Pero fíjate que yo nunca he probado el agua pura.
¿Cómo no? Si te acabas de tomar un vaso de agua pura, ¿cómo estará contaminada?
Claro que no tomaría agua consumida pero no es agua pura.
¿Qué quieres decir? Esta agua no sabe a sal ni a azúcar, ni a ninguna otra cosa que no sea agua.
Además, es agua purificada mira el logotipo del garrafón.
Tienes razón, esta agua es en realidad una mezcla, contiene sales disueltas.
¿Y en relación a que no es agua pura? ¿Es decir, MUY?
¡Por fin! No es lo mismo agua pura, mezclada, es decir agua H₂O, que agua purificada, que está libre de cosas que nos pueden hacer daño.
¿Qué otras sustancias puras hay además del agua desulfada?
El aire puro de la montaña!
¡Incluso el bicarbonato que usamos para cocinar!
¡Pero qué tal el otro! A mí me pasó lo mismo una vez con otro agua.
¡Recuerda siempre mi consejo!
¡No! No es un medicamento que puede pasar, pero las sales disueltas en el agua son necesarias para nuestra organismo.
Entonces, ¿por qué será mejor tomar agua pura que agua purificada?
Entonces, ¿por qué será mejor tomar agua pura que agua purificada?
¡Pero qué tal el otro! A mí me pasó lo mismo una vez con otro agua.
¡Recuerda siempre mi consejo!

Predigo-Observo-Explico

ALÓTROPOS DEL AZUFRE
Con mis compañeros y mi profesor.

Analiza la conversación

• ¿De qué manera puedes obtener agua pura?

• ¿Es suficiente mencionar que el agua está purificada?

• ¿Qué tipo de mezcla es el agua que toman nuestros compañeros?

• ¿Qué tipo de mezcla es el agua que toman nuestros compañeros?

• ¿Qué tipo de mezcla es el agua que toman nuestros compañeros?

• ¿Qué tipo de mezcla es el agua que toman nuestros compañeros?

• ¿Qué tipo de mezcla es el agua que toman nuestros compañeros?

• ¿Qué tipo de mezcla es el agua que toman nuestros compañeros?

• ¿Qué tipo de mezcla es el agua que toman nuestros compañeros?

• ¿Qué tipo de mezcla es el agua que toman nuestros compañeros?

• ¿Qué tipo de mezcla es el agua que toman nuestros compañeros?

• ¿Qué tipo de mezcla es el agua que toman nuestros compañeros?

• ¿Qué tipo de mezcla es el agua que toman nuestros compañeros?

• ¿Qué tipo de mezcla es el agua que toman nuestros compañeros?

• ¿Qué tipo de mezcla es el agua que toman nuestros compañeros?

• ¿Qué tipo de mezcla es el agua que toman nuestros compañeros?

• ¿Qué tipo de mezcla es el agua que toman nuestros compañeros?

• ¿Qué tipo de mezcla es el agua que toman nuestros compañeros?

• ¿Qué tipo de mezcla es el agua que toman nuestros compañeros?

• ¿Qué tipo de mezcla es el agua que toman nuestros compañeros?

• ¿Qué tipo de mezcla es el agua que toman nuestros compañeros?

• ¿Qué tipo de mezcla es el agua que toman nuestros compañeros?

• ¿Qué tipo de mezcla es el agua que toman nuestros compañeros?

• ¿Qué tipo de mezcla es el agua que toman nuestros compañeros?

Hacia tu proyecto

Algunos metales conocidos como pesados tienen aplicaciones en la industria y en la agricultura, por ejemplo el plomo que sirve para elaborar equipos protectores de radiación, pero para el humano es un contaminante de considerabilidad.

Apéndice 2

¿Cómo medir?

Medir es comparar en la comunidad científica se utiliza el metro como el sistema internacional de Unidades. Durante la Revolución Francesa, hace poco más de dos siglos, surgió la necesidad de tener sistemas de medición comunes.

Apéndice 2

¿Cómo medir?

Anticácido	Principio activo	Anticácido	Principio activo
Tabletas en sobres con efervescentes	Carbonato de calcio, CaCO ₃	Tabletas efervescentes	Bicarbonato de sodio, NaHCO ₃
Tabletas blancas	Hidróxido de magnesio, Mg(OH) ₂	Sobres de pastas efervescentes	Bicarbonato de sodio, NaHCO ₃

INDIVIDUAL

Investiga:
Busca en una farmacia al menos cuatro diferentes antácidos en forma de pastillas y obtén el folleto sobre el precio de determinación con el principio activo que hay en cada pastilla.

- Investiga si el antácido tiene otras sustancias además del principio activo.
- En la vida cotidiana una tableta en la que incluye otros componentes como el azúcar, el saborizante, el colorante, el emulsionante, etc.
- ¿Cuál es la diferencia de precio entre el antácido más caro y el más barato?
- ¿A qué se debe la diferencia de precio entre el antácido más caro y el más barato?
- Evalúa la efectividad de los antácidos.

EQUIPO

Actividad

Objetivo:
Determinar la acidez de algunos alimentos.

Conexiones

Se trata de una sección en la que se relaciona el tema de estudio con alguna otra asignatura que hayas estudiado. Remite a repasar algún contenido que puede ser de utilidad para que comprendas mejor lo que se está explicando.

Hacia tu proyecto

Algunos metales conocidos como pesados tienen aplicaciones en la industria y en la agricultura, por ejemplo el plomo que sirve para elaborar equipos protectores de radiación, pero para el humano es un contaminante de considerabilidad.

Apéndice 2

¿Cómo medir?

Medir es comparar en la comunidad científica se utiliza el metro como el sistema internacional de Unidades. Durante la Revolución Francesa, hace poco más de dos siglos, surgió la necesidad de tener sistemas de medición comunes.

Apéndice 2

¿Cómo medir?

Anticácido	Principio activo	Anticácido	Principio activo
Tabletas en sobres con efervescentes	Carbonato de calcio, CaCO ₃	Tabletas efervescentes	Bicarbonato de sodio, NaHCO ₃
Tabletas blancas	Hidróxido de magnesio, Mg(OH) ₂	Sobres de pastas efervescentes	Bicarbonato de sodio, NaHCO ₃

INDIVIDUAL

Investiga:
Busca en una farmacia al menos cuatro diferentes antácidos en forma de pastillas y obtén el folleto sobre el precio de determinación con el principio activo que hay en cada pastilla.

- Investiga si el antácido tiene otras sustancias además del principio activo.
- En la vida cotidiana una tableta en la que incluye otros componentes como el azúcar, el saborizante, el colorante, el emulsionante, etc.
- ¿Cuál es la diferencia de precio entre el antácido más caro y el más barato?
- ¿A qué se debe la diferencia de precio entre el antácido más caro y el más barato?
- Evalúa la efectividad de los antácidos.

EQUIPO

Actividad

Objetivo:
Determinar la acidez de algunos alimentos.

Conexiones

Se trata de una sección en la que se relaciona el tema de estudio con alguna otra asignatura que hayas estudiado. Remite a repasar algún contenido que puede ser de utilidad para que comprendas mejor lo que se está explicando.

Hacia tu proyecto

Algunos metales conocidos como pesados tienen aplicaciones en la industria y en la agricultura, por ejemplo el plomo que sirve para elaborar equipos protectores de radiación, pero para el humano es un contaminante de considerabilidad.

Apéndice 2

¿Cómo medir?

Medir es comparar en la comunidad científica se utiliza el metro como el sistema internacional de Unidades. Durante la Revolución Francesa, hace poco más de dos siglos, surgió la necesidad de tener sistemas de medición comunes.

Apéndice 2

¿Cómo medir?

Anticácido	Principio activo	Anticácido	Principio activo
Tabletas en sobres con efervescentes	Carbonato de calcio, CaCO ₃	Tabletas efervescentes	Bicarbonato de sodio, NaHCO ₃
Tabletas blancas	Hidróxido de magnesio, Mg(OH) ₂	Sobres de pastas efervescentes	Bicarbonato de sodio, NaHCO ₃

INDIVIDUAL

Investiga:
Busca en una farmacia al menos cuatro diferentes antácidos en forma de pastillas y obtén el folleto sobre el precio de determinación con el principio activo que hay en cada pastilla.

- Investiga si el antácido tiene otras sustancias además del principio activo.
- En la vida cotidiana una tableta en la que incluye otros componentes como el azúcar, el saborizante, el colorante, el emulsionante, etc.
- ¿Cuál es la diferencia de precio entre el antácido más caro y el más barato?
- ¿A qué se debe la diferencia de precio entre el antácido más caro y el más barato?
- Evalúa la efectividad de los antácidos.

EQUIPO

Actividad

Objetivo:
Determinar la acidez de algunos alimentos.

Conexiones

Se trata de una sección en la que se relaciona el tema de estudio con alguna otra asignatura que hayas estudiado. Remite a repasar algún contenido que puede ser de utilidad para que comprendas mejor lo que se está explicando.

Hacia tu proyecto
En este apartado se proporciona alguna información que puede ser de utilidad para el desarrollo del proyecto de fin de bloque.

Recursos didácticos de apoyo:

Son elementos que no forman parte de la estructura central del libro, pero que sirven para profundizar en los conceptos que estás estudiando, relacionarte con otras áreas del conocimiento, explorar recursos electrónicos y multimedia o presentarte lecturas interesantes.

Glosario

La ubicarás porque se trata de una definición de palabras o términos desconocidos.

Para saber más
Datos curiosos, interesantes o sugerencias de libros que complementan el tema de estudio.

Glosario

La ubicarás porque se trata de una definición de palabras o términos desconocidos.

Para saber más
Datos curiosos, interesantes o sugerencias de libros que complementan el tema de estudio.

PARA SABER MÁS

¿No es lo mismo escribir Ca²⁺ que Ca⁺⁺? Aunque para la química, significa dos cosas distintas, el primer caso indica la carga del catión (el número de electrones) en un compuesto, el segundo es para decir que el calcio está como dos, por ejemplo en una disolución acuosa, que mismo se aplica para cualquier otro elemento que sea un metal con número de oxidación +2. En la reacción el zinc pasa de un número de oxidación de 0 a +2, lo que indica que se oxidó. Por su lado, el cobre pasa de un número de oxidación de +2 a cero (0), cuando se reduce.

Antes de la reacción:	Después de la reacción:
N _o del magnesio = 0	N _o del magnesio = -2 (El Mg se oxidó)
N _o del oxígeno = 0	N _o del oxígeno = -2 (El O se redujo)
Total = 0	Total = -2 - 2 = -4

2. En la siguiente reacción, que estudiaste en la sección anterior:

$$\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$$

El Zn y el Cu, como elementos, tienen números de oxidación igual a cero, pero al estar en el sulfato de zinc, el número de oxidación del Zn es +2 y el del cobre es cero. En la reacción el zinc pasa de un número de oxidación de 0 a +2, lo que indica que se oxidó. Por su lado, el cobre pasa de un número de oxidación de +2 a cero (0), cuando se reduce.

Para reflexionar...

Reflexiona sobre la energía de activación y la energía de enlace.

Conexiones...
En el curso de Ciencias 2, Maque y estudiaste la energía cinética y con ella la energía potencial. En este curso de Ciencias 2, estudiaste la energía de activación y la energía de enlace. Estas dos energías se relacionan con la energía cinética y potencial de las moléculas. En este curso de Ciencias 2, estudiaste la energía de activación y la energía de enlace. Estas dos energías se relacionan con la energía cinética y potencial de las moléculas.

Conexiones...

En el curso de Ciencias 2, Maque y estudiaste la energía cinética y con ella la energía potencial. En este curso de Ciencias 2, estudiaste la energía de activación y la energía de enlace. Estas dos energías se relacionan con la energía cinética y potencial de las moléculas. En este curso de Ciencias 2, estudiaste la energía de activación y la energía de enlace. Estas dos energías se relacionan con la energía cinética y potencial de las moléculas.

Conexiones...

En el curso de Ciencias 2, Maque y estudiaste la energía cinética y con ella la energía potencial. En este curso de Ciencias 2, estudiaste la energía de activación y la energía de enlace. Estas dos energías se relacionan con la energía cinética y potencial de las moléculas. En este curso de Ciencias 2, estudiaste la energía de activación y la energía de enlace. Estas dos energías se relacionan con la energía cinética y potencial de las moléculas.



Las características de los materiales

En este bloque desarrollarás habilidades propias del pensamiento científico y el acercamiento a los procesos de construcción de conocimientos de la ciencia, lo que ya iniciaste en cursos anteriores. En particular, interesa que conozcas la relación entre la química y la tecnología, con el ser humano y el ambiente, qué características tiene el conocimiento científico, qué actividades se desarrollan en la construcción de este conocimiento y que reconozcas la manera en que los medios de comunicación y la tradición oral influyen en la construcción de opiniones negativas sobre la química.



Competencias que se favorecen:

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

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 científicos.

1 La ciencia y la tecnología en el mundo actual



En esta sección estudiaremos:

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

Analiza la conversación

- ¿Qué piensas? ¿El agua es una sustancia química?
- ¿Tú estás formado por sustancias químicas?
- ¿Cuál es la diferencia entre sustancias químicas naturales y las artificiales?
- ¿Los refrescos contienen sustancias químicas naturales o artificiales?
- ¿Las dos son formas de materia?
- ¿Por qué pensaría Berenice que los refrescos contienen sustancias químicas y el agua no?
- ¿Cómo podrías ayudar a las amigas a explicar las diferencias entre "materia" y "sustancia", entre natural y sintético?
- ¿Por qué dice Berenice que las "sustancias químicas" hacen daño?
- ¿Habrá sustancias que se fabriquen en los laboratorios que sean como las "naturales"? ¿Cuáles?

Predigo-Observo-Explico

LA QUÍMICA ES... LA REACCIÓN QUÍMICA

Con mis compañeros y mi profesor.

Objetivo:

Observar una reacción química sencilla.

Investigación previa:

Investiga lo siguiente:

- ¿Qué es la química?
- ¿Qué es una sustancia química?
- ¿Qué significa cuando una persona dice que algo tiene "químicos"?

Precauciones:

Hay que tener cuidado con el manejo del ácido sulfúrico, se recomienda que quien lo agregue sea el profesor. Además, es deseable que trabajen en un lugar con buena ventilación.

Materiales:

- Azúcar
- Ácido sulfúrico concentrado
- Un recipiente con agua
- Dos vasos de vidrio del mismo tamaño
- Una cuchara

Para mayor referencia observa la figura 1.1.

Procedimiento:

1. Agrega a cada vaso azúcar hasta una tercera parte de su capacidad total.

Reconoce y comparte con tu profesor cuál es la relación entre la conversación de nuestras amigas y esta actividad Predigo-Observo-Explico (POE).

Predicción:

- Indica: ¿qué crees que pasará con el azúcar al agregarle agua? ¿Y al agregarle el ácido sulfúrico?
- Justifica la predicción.

Observación:

- Realiza el experimento.
- Observa qué sucede, elabora dibujos de ello y acompaña cada dibujo con una descripción de lo que ocurre.

Explicación:

- Explica con tus palabras qué sucede y compáralo con tu predicción.

Comparte tu resultado con el resto de tus compañeros y con tu profesor.



Figura 1.1 Material que se utiliza en esta experiencia.

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

En la figura 1.2, en la siguiente página, se reproduce un fragmento de un libro de texto chino de secundaria. Y no es que la química esté en chino, o que sea tan difícil de comprender como podría ser para nosotros aprender el idioma chino, sino que en esa página se dice mucho de lo que aquí aprenderás.

Glosario

Química. Es el estudio de la materia, la energía y el cambio. En la práctica se dedica a elaborar materiales básicos y determinar sus características.



Figura 1.2 Página de un libro de texto de química de secundaria de China.

PARA SABER más

En la figura 1.2 notarás que hay algunas letras mayúsculas unidas a otras, mediante líneas sencillas o dobles. Las letras son símbolos de elementos químicos y las líneas indican que esos elementos están unidos, mediante enlaces químicos que estudiarás en el bloque 3.



Figura 1.3 La química interviene en la mayor parte de las actividades humanas, por ejemplo en los oficios.

Para reflexionar...

- Responde en tu cuaderno.
- ¿Para qué sirve la química?
 - ¿Por qué se dice que la química interviene en los oficios de la figura 1.3?

Vayamos por partes. En principio, y como te habrás dado cuenta, la química también se estudia en China. Así es, la química, tal como hoy la conocemos, es resultado de una multitud de herencias que, concretadas en oficios, influyeron en la vida cotidiana de todas las culturas. No deja de resultar sorprendente que prácticas tan diferentes como la del herrero —y la metalurgia—, el curandero —y la farmacia—, el alfarero —y la cerámica— o el panadero —y la biotecnología— hayan podido estar reunidas y terminar por fundirse en un campo común: la química, donde se estudia, se practica y se transmite cómo transformar la materia (muchas veces en un lenguaje confuso a través de la tradición oral, lo que

en ocasiones provocó desconfianza hacia aquellos que la practicaban). En esta larga secuencia los chinos inventaron, entre otras cosas, el papel y la pólvora, además de que aún hoy en día millones de personas cuidan de su salud ingiriendo productos descubiertos y experimentados por las mujeres y los hombres chinos desde hace siglos.

La influencia de la química en las sociedades modernas es tan grande que difícilmente habrá algún aspecto en el que sus productos, la alimentación, la salud o el transporte de mercancías y personas no haya cambiado gracias a las aportaciones de la química (figura 1.3); sin embargo, el desconocimiento o la falta de información hacen que a menudo se confunda que, por ejemplo, un alimento que contenga “químicos” sea perjudicial (como a veces dicen algunos comunicadores de radio o televisión).

En las páginas siguientes veremos algunos ejemplos de cómo la química ha contribuido a resolver algunos problemas, pero también cómo las malas decisiones acerca de sus productos pueden acarrear perjuicios a la humanidad.



INDIVIDUAL

Solicita a cinco personas de tu comunidad que te indiquen cinco materiales que ellos consideren sintéticos y otros cinco naturales. También pídeles que te digan cómo hacen esa clasificación. Comenta tu lista y lo que te han dicho con tus compañeros y con tu profesor.

Al principio de la página del libro chino están los símbolos H—H que son la representación de la molécula más pequeña y sencilla que existe en todo el universo: el hidrógeno.

Este gas se usa principalmente en la producción de amoníaco, del que actualmente se producen más de 100 millones de toneladas al año en todo el mundo. El amoníaco es el principal reactivo para la obtención de fertilizantes artificiales (figura 1.4), los cuales se utilizan para abonar la tierra en la producción de granos, frutas y verduras.

Otra agrupación de símbolos que habrás reconocido corresponde al O=C=O, que es la forma como representamos en química la molécula del dióxido de carbono o CO₂. Éste es uno de los principales productos de la combustión y su acumulación en la atmósfera produce el llamado efecto invernadero. Hoy la mayoría de la energía que se utiliza en todo el mundo proviene de la quema de combustibles, y uno de los principales problemas que enfrentan las sociedades humanas es la producción de este gas.

El efecto invernadero da lugar al calentamiento del planeta (figura 1.5 en la siguiente página), el cual traerá significativas consecuencias. Desde hace años los gobiernos de muchos países, preocupados por este asunto, firmaron el Protocolo de Kyoto (nombre de la ciudad japonesa donde se realizó la ceremonia, en 1997) (figura 1.6 en la siguiente página), en el que se comprometían a reducir sus emisiones de CO₂.

Sin embargo, el gobierno del principal productor mundial del bióxido de carbono, Estados Unidos, contra prácticamente toda la comunidad internacional y una gran parte de la comunidad científica, no firmó el acuerdo. He aquí un ejemplo de cómo los productos químicos no son buenos ni malos; lo son las decisiones que toman las personas sobre qué hacer con esos productos. Muchas de las futuras sequías e inundaciones que ocurran en la Tierra se deberán a esta errónea decisión.

Volviendo a la página del libro chino, después de la fórmula O=C=O, habrás encontrado la fórmula desarrollada del etileno H₂—C=C—H₂, que es una de las principales sustancias utilizadas en la fabricación artificial de plásticos. En la figura 1.7 en la siguiente página presentamos los derivados del etileno. Los plásticos son macromoléculas (es decir, moléculas enormes) que —con la acción de la temperatura y la presión— fluyen y pueden ser moldeados, extruidos o laminados.

Después contrasta la fórmula que se refiere a la sustancia CH₄, conocida como metano. El primero de una familia de compuestos conocidos como hidrocarburos: componentes principales de la mezcla llamada petróleo. Los hidrocarburos pueden ser desde el más sencillo, el metano, hasta largas y enredadas cadenas formadas por cientos de átomos de carbono. En la tabla 1.1, en la siguiente página, presentamos algunos de estos hidrocarburos.



TIC



Para que amplíes tus conocimientos respecto a las ideas que se han generado acerca del papel de la química en la sociedad, te invitamos a leer una serie de artículos que se presentan en la revista Educación Química, editada en la Facultad de Química de la Universidad Nacional Autónoma de México (UNAM). Al acceder a esta dirección, dirígete a donde dice “ver PDF”, se descargarán varios artículos dentro del mismo documento, te recomendamos leer alguno o algunos de éstos; el primero: “Reflexiones en defensa de la química”; el tercero: “Buen equilibrio y reciclaje para recuperar la buena fama”; el quinto: “Por qué no es popular la clase de química” y el sexto: “Quimifobia e ignorancia”. http://www.educacionquimica.info/articulos.php?id_articulo=69 (Consultado: 18 de octubre de 2016).

Glosario

Molécula. Agregado mínimo de átomos representativo de un compuesto. Es la unidad fundamental de la química.

Reactivo. Nombre que se le da a cualquier sustancia que se va a transformar o a sufrir un cambio químico.

Mezcla. Material que combina diversas sustancias sin que éstas pierdan sus propiedades; puede ser homogéneo (no se distinguen sus componentes) o heterogéneo (se identifican sus componentes).

Átomo. Parte mínima representativa de un elemento que conserva las propiedades de éste.

Figura 1.4 La producción masiva de fertilizantes incrementó la disponibilidad de alimentos para la creciente población humana.

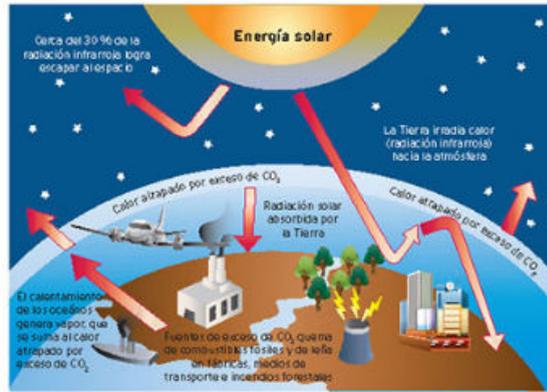


Figura 1.5 El efecto invernadero, que generan el CO₂ y otros gases, atrapa el calor proveniente del Sol e incrementa la temperatura del planeta entero.



Figura 1.6 Representante de México firma el Protocolo de Kyoto.

Glosario

Temperatura de ebullición. Es la temperatura a la que hierve una sustancia, y varía de acuerdo con la presión atmosférica a la que esté sometida, en ocasiones esto depende de la altitud a la cual se esté haciendo la medición, pero no es determinante. Al nivel del mar, donde la presión atmosférica es de una atmósfera, una muestra de agua hierve a 100 °C; en la ciudad de México, que está a 2 200 metros sobre el nivel del mar, la presión atmosférica es de 0.7697 atmósferas, y esa misma muestra de agua hierve a unos 94 °C, pero es posible modificar esa temperatura si introducimos el agua en una olla de presión (120-130 °C) o si usamos una bomba de vacío (20 °C).

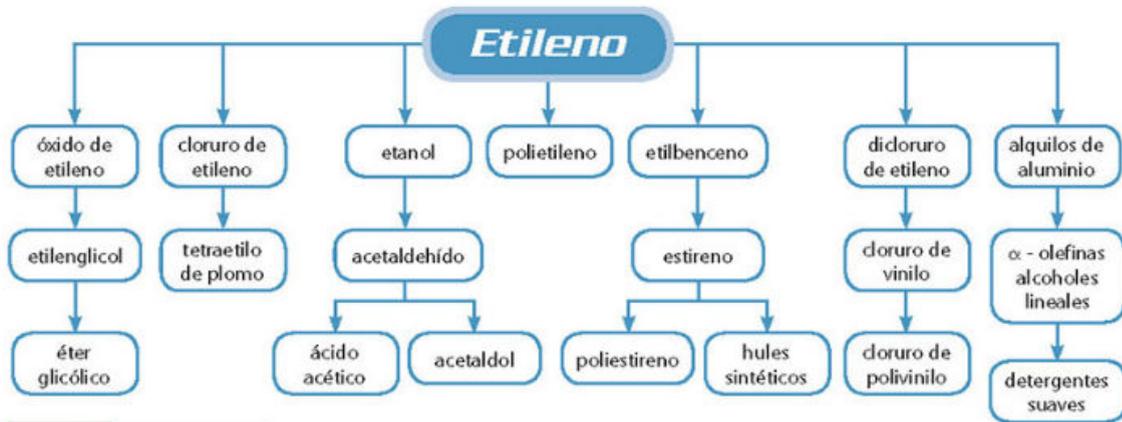


Figura 1.7 Derivados del etileno del que se obtienen plásticos.

Tabla 1.1 Nombres comunes de algunos hidrocarburos

Nombre común	Intervalo de temperatura de ebullición (°C)	Número de átomos de carbono	Uso
Gas natural	Menor de 20	C ₁ a C ₄	Combustible para el hogar
Éter de petróleo	20 a 80	C ₅ a C ₇	Disolvente
Gasolina	35 a 220	C ₅ a C ₁₂	Combustible para autos
Keroseno	200 a 315	C ₁₂ a C ₁₆	Combustible para aviones
Aceite ligero	250 a 375	C ₁₅ a C ₁₈	Diesel
Aceite lubricante	Mayor que 350	C ₁₆ a C ₂₀	Lubricante
Parafina	Sólido que funde a 50	C ₂₀ a C ₃₀	Velas
Asfalto	Sólido viscoso	Mayores de C ₃₀	Pavimento
Residuo	Sólido	Mayores de C ₄₀	Combustible

El metano es un gas en las condiciones normales de presión y temperatura de la superficie terrestre. Este gas es un combustible, es decir, se puede quemar (y los productos de su combustión son el CO₂ y el agua). En nuestro país, Petróleos Mexicanos (Pemex) es la compañía paraestatal que extrae, purifica y distribuye el metano y, en general, los hidrocarburos (la figura 1.8 muestra una plataforma de extracción). Recuerda la gran importancia de Pemex como la principal industria química del país, que nos provee de gas, gasolina y una gran cantidad de materiales para la fabricación de muchos productos cotidianos (como los plásticos).



Figura 1.8 Plataforma petrolera de Pemex en Campeche.



INDIVIDUAL

Observa ambas figuras y determina cuáles son las diferencias entre ellas. Trata de identificar cuál es su origen (madera, vidrio, plástico) y establece un porcentaje aproximado de los materiales que los componen. ¿Tendrá algo que ver esto con que se ha nombrado a ésta como la "Era del plástico"? Coméntalo con tus compañeros y lleguen a un acuerdo.



Por último, en la misma página del libro chino encontraste diferentes formas en las que se representa la misma sustancia y/o molécula: CH₃-CH₂OH, CH₃CH₂OH y C₂H₅OH, representan el etanol. Éste es el que contienen las bebidas alcohólicas y es uno de entre los miles de alcoholes que existen y que los químicos pueden sintetizar.

Cuando el etanol entra en el organismo humano, pone en marcha, de manera especial, a uno de los órganos más importantes del cuerpo: el hígado.

Es en este órgano donde se metaboliza el alcohol. Investigaciones recientes han demostrado que conforme más rápido se metabolice el alcohol en el hígado, menos daños se producen en el organismo. La velocidad promedio a la que el hígado sano, de una persona de 75 kg, metaboliza el etanol es de aproximadamente 30 ml cada 75 minutos; sin embargo, esto depende de las condiciones físicas y anímicas de cada persona. Cuando se incrementa la cantidad de etanol en la sangre, éste llega al cerebro y puede ocasionar trastornos en el comportamiento.

La química interviene en un gran número de procesos: en la elaboración, mejoramiento del aspecto y la conservación de los alimentos gracias a la aplicación de aditivos (antioxidantes, colorantes, saborizantes, conservadores, entre otros) (figura 1.9 en la siguiente página).

Conexiones...

En tu curso de Ciencias 1 estudiaste que el metabolismo es el conjunto de transformaciones químicas por las que los alimentos se degradan, absorben y transforman en productos complejos, o en otros más simples con liberación de energía.



Figura 1.9 Los aditivos alimentarios se añaden a los alimentos para cambiar sus propiedades pero también para facilitar su manejo y conservación.

en la elaboración de productos para la higiene y cuidado personal como dentífricos, perfumes, tintes, esmaltes, lociones, cremas, jabones o protectores solares que mantienen la salud de nuestra piel (figura 1.10), en la fabricación de detergentes y limpiadores de alta eficacia que sean a la vez biodegradables (que se descompongan con rapidez en el ambiente sin causar daños), en el ámbito de la salud, además de la producción de toda clase de fármacos (figura 1.11), en la elaboración de toda clase de insumos hospitalarios.



Figura 1.10 La elaboración de productos para el cuidado del cuerpo y el cabello constituye una de las industrias más lucrativas.



Figura 1.11 La industria farmacéutica trabaja muy de cerca con la medicina para sintetizar productos que mejoren la calidad de vida de los pacientes.

TIC

Aprende más sobre la química y las actitudes relacionadas con ella en <http://revistas.pedagogica.edu.co/index.php/TED/article/viewFile/996/1009> (Consultado: 18 de octubre de 2016).



EQUIPOS

En equipos, elaboren una encuesta para aplicarla a la gente que conozcan: familiares, vendedores del mercado, el chofer del transporte, el que vende tamales, sus vecinos. Se trata de que les formulen algunas preguntas como las que les sugerimos a continuación, ustedes planteen otras si lo consideran conveniente.

- ¿En qué horarios suele ver televisión?
- ¿Qué programas de televisión acostumbra ver?
- ¿Escucha algún programa de radio? ¿Cuál?
- ¿Lee el periódico? ¿Cuál?
- ¿Qué noticias le llaman más la atención?
- ¿Qué le viene a la mente cuando escucha la palabra "sustancia química"?
- ¿Usted cree que la química tiene alguna relación con su vida? ¿Cuál?
- ¿Para qué cree que sirve la química?
- ¿Para qué cree que sirve la tecnología?
- ¿Qué relación cree que tiene la tecnología con su vida?

Una vez que hayan hecho su cuestionario y lo hayan aplicado cada quien a cinco personas, por lo menos, extraigan la información más relevante y discutan en equipo cuál es la influencia de los medios de comunicación en el concepto que tiene la gente respecto a la química. Comenten el impacto que las personas consideran que tiene la química en su vida.

Al terminar, compartan en grupo sus respuestas y conclusiones derivadas de su discusión en equipo. Elaboren una conclusión general respecto a la influencia que tienen los medios de comunicación en la percepción de las personas respecto a la química y la tecnología.

La química no es ni buena ni mala, los medios influyen en la percepción que cada quien tiene de ella. La realidad es que aunque muchas de las aplicaciones de la química suponen grandes beneficios, también pueden generar grandes riesgos; por ejemplo, es una gran ayuda contar con autotransportes, pero el empleo de gasolina, que es un derivado



Figura 1.12 Ideograma chino que representa la "química".

del petróleo produce contaminación; el uso de los aditivos alimentarios permite que la comida no se dañe en el tiempo que lo haría normalmente, pero cada vez consumimos menos alimentos naturales, y esto puede ser fuente de enfermedades, etcétera.

Si bien la química puede mejorar nuestra calidad de vida, los conocimientos mal aplicados de esta ciencia generan daños que pueden conducir, por ejemplo, a la pérdida de grandes zonas verdes y extinción de algunas especies de seres vivos por la sobreexplotación de ciertos recursos o por la aplicación de algún insecticida como el DDT que aunque combatía al mosquito del paludismo, por acumularse en tejidos grasos, acabó con un gran número de aves y peces.

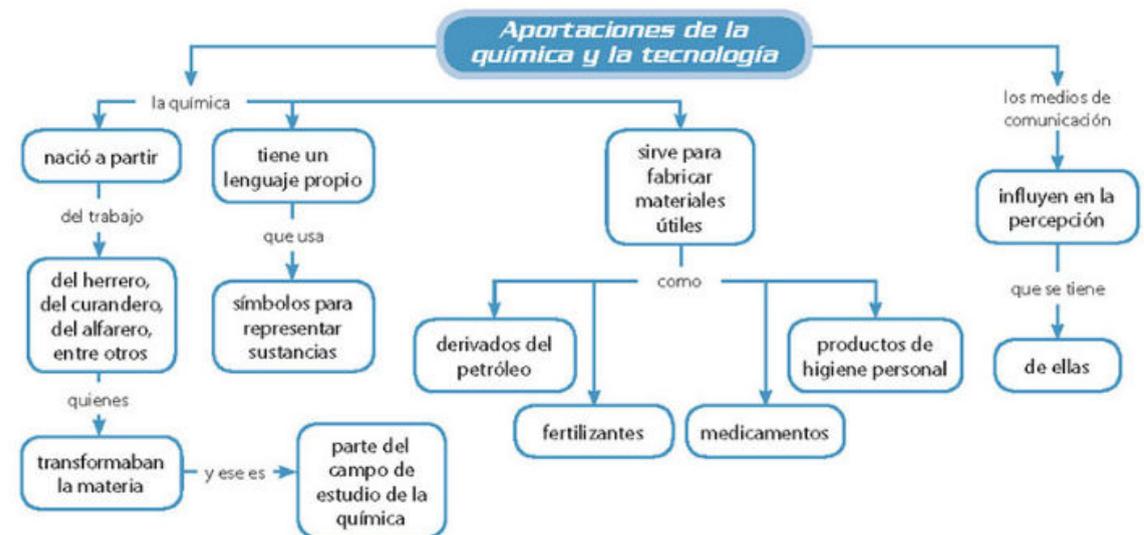
Por otro lado, no necesariamente todas las cosas producidas por la química (sintéticas) son malas por sí mismas, basta pensar en una vacuna o en los materiales para elaborar prótesis de hueso o válvulas cardíacas; sin estos adelantos es probable que la calidad de vida de muchas personas no sería la misma. También considera que no necesariamente todo lo natural es bueno; piensa en las toxinas de las bacterias, como las que producen el botulismo o el tétanos que son de los venenos más potentes que existen. Entonces ¿cuál es el papel de la química en estos casos?

Lo importante es tener conciencia de cuáles son los mayores beneficios para la comunidad y los ecosistemas en contra de los beneficios individuales o de unos cuantos.

Para terminar esta sección, te presentamos un ideograma chino en la figura 1.12, asociado a la palabra química y que también quiere decir "estudio del cambio".

Revisión

El siguiente esquema muestra los principales conceptos de la sección. Revisalo, comparte tus dudas con las de tus compañeros y expónlas a su profesor, ya que lo utilizarás al final del bloque.



PARA SABER más

Te recomendamos leer este libro que ampliará tu visión de la química y sus aplicaciones: *Cómo acercarse a la química* escrito por José Antonio Chamizo y publicado por Editorial Esfinge. Búscalo en la biblioteca.

1. Sobre el significado de los conceptos

- 1.1 Con tus palabras, explica lo que entiendes por los siguientes conceptos: química, molécula, extraer, purificar, combustible, artificial, natural, cambio, materia, reacción, lubricante, energía, tóxico.
- 1.2 Busca su significado en un diccionario y/o enciclopedia, o en internet, o en el *Diccionario de la Real Academia de la Lengua Española*: <http://www.rae.es/>.

2. Para pensar

- 2.1 ¿Cuál es la diferencia entre natural y sintético?
- 2.2 ¿Qué opinas respecto a la idea de que no todo lo natural es bueno ni todo lo artificial es malo?

3. Ejercicios

- 3.1 Después de lo que se presentó en este subtema y el resumen esquemático con el que finaliza, analiza con tus compañeros lo que se dice en la conversación de la página 12. Con lo que ya aprendieron, constrúyanla de nuevo, en equipos de trabajo, incorporando las modificaciones que consideren adecuadas.
- 3.2 Generalmente se asocia la palabra "químico" con algo peligroso o "malo", mientras que la palabra "natural" parece sinónimo de bueno o adecuado. Hace algunos años se publicó un artículo sobre las "mentiras" de la química:
- La química sólo es física aplicada.
 - La repetición mecánica es suficiente para aprender química.
 - La química no es más elaborada que la cocina.
 - La química es de poca ayuda para comprender la vida.
 - Los productos químicos no son naturales.
 - La química es responsable de contaminación y muerte.
 - Los químicos son hacedores de bombas.

Busquen información sobre todo lo anterior y sostengan un debate en torno a lo que es y lo que no es la química, bajo la guía de su profesor y al final elaboren conclusiones grupales.

3.3 Contesta en tu cuaderno las siguientes preguntas en relación con el POE de la página 13.

- ¿Hay algún cambio en el color del azúcar cuando se le agrega el ácido sulfúrico? ¿Cuál?
- En el caso descrito, ¿el azúcar deja de ser azúcar?
- ¿Se presenta algún cambio de volumen?, si es así ¿de qué material se trata?
- ¿Se presenta algún cambio de temperatura? Si es así, ¿por qué ocurre?
- ¿Notaste alguna diferencia entre el comportamiento del azúcar con ácido sulfúrico y con agua? Si es así descríbelo.
- ¿Será posible recuperar el azúcar que se empleó en los experimentos? Justifica tu respuesta.

3.4 Trabajando en equipos pequeños compartan sus POE originales entre ustedes y en su cuaderno contesten las preguntas: ¿qué cambiaría de mis predicciones y las explicaciones que di? De lo que he aprendido, ¿qué me permitió hacer esas modificaciones? Entre todos elaboren un cartel en el que expliquen los cambios a sus POE, por qué los hicieron y compártanlos con el resto del grupo.

4. Autoevaluación

A continuación se enlistan los aprendizajes esperados de este tema. En tu cuaderno, evalúa en qué medida consideras que obtuviste los aprendizajes esperados (bien, regular, poco o nada) y después anota lo que crees que debes repasar para comprender mejor el tema y qué consideras que debes consultar con tu profesor.

- Identifico las aportaciones del conocimiento químico y tecnológico en la satisfacción de necesidades básicas, en la salud y el ambiente.
- Analizo la influencia de los medios de comunicación y las actitudes de las personas hacia la química y la tecnología.

2 Identificación de las propiedades físicas de los materiales



En esta sección estudiaremos:

- Propiedades cualitativas.
- Propiedades extensivas.
- Propiedades intensivas.

➔ Analiza la conversación

- Los olores, ¿son materiales?
- ¿De qué depende que podamos percibir la materia a través de nuestros sentidos?
- ¿Cuántos tipos de olores hay?
- ¿El sudor huele?
- ¿Qué huele mejor, las rosas o los jazmines? ¿Por qué?
- ¿Se puede medir un olor, un sabor o una textura? ¿Y un color? ¿De qué manera?
- ¿Pueden medirse las sensaciones de las que habla Alex?
- ¿Habrá diferencias entre el olor de un perfume al ponértelo y 15 minutos después? ¿Por qué?

→ Predigo-Observo-Explico

DENSIDAD

Con mis compañeros y mi profesor.

Objetivo:

Observar algunas propiedades de la materia.

Investigación previa:

En libros o internet investiga lo siguiente:

- ¿Cuáles son las propiedades físicas de la sal?
- ¿Cuáles son algunas de las propiedades físicas del agua?

Necesitas:

- Un vaso alto de vidrio
- Un limón que quepa fácilmente en el vaso
- Sal
- Agua

Procedimiento:

1. Llena con agua hasta $3/4$ partes del volumen del vaso.
2. Introduce el limón entero al vaso con agua.

Predicción:

- Si agregas sal al agua del vaso, ¿qué sucederá con el limón?
- Justifica la predicción.

Reconoce y comparte con tu profesor cuál es la relación entre la conversación de nuestros amigos y este POE.

Observación:

- Realiza el experimento, toma como referencia la figura 1.13.
- Observa qué sucede, elabora dibujos de ello y acompaña cada dibujo con una descripción de lo que ocurre.

Explicación:

- Explica con tus palabras lo que sucede y compáralo con tu predicción.

Comparte tu resultado con el resto de tus compañeros y con tu profesor.



Figura 1.13 Experimento.

Una propiedad de la materia es una característica que puede observarse. El tamaño o el volumen, por ejemplo, nos ofrecen una primera indicación de la materia mediante la cual podemos describirla. La materia ocupa un espacio, es posible determinar su masa, y tiene estas propiedades que la hacen diferente de la luz, que no las posee.

Un tipo particular de materia, como puede ser el aire, o el agua, también recibe el nombre de material cuando se utiliza para algo especial, por ejemplo, cuando el agua es un ingrediente o parte de una mezcla. A lo largo de este libro usaremos ambos términos como sinónimos, salvo cuando específicamente se indique o se reconozca la utilidad del material.

Un pedazo de cobre de un centímetro ocupa un volumen menor que uno de cinco centímetros, y estos dos, a su vez, un volumen menor que un pedazo de diez centímetros; asimismo, el más pequeño tiene una masa menor que el más grande. Lo mismo sucede con los tornillos de hierro que con los montones de azúcar de la figura 1.14.



Figura 1.14 El volumen es una propiedad de la materia.



INDIVIDUAL

Resuelve en tu cuaderno.

1. Un cubo de 2 m de lado tiene una masa de 100 kg. ¿Cuál es la masa de otro cubo, de 3 m de lado, hecho del mismo material?
2. A diario se tiran más de tres mil toneladas de basura en el valle de Chalco. Suponiendo que tienes ladrillos de 1 kg de masa y de $30 \times 10 \times 5$ cm de tamaño, ¿a cuántos ladrillos corresponde la basura de Chalco? Colocándolos uno detrás de otro, ¿qué longitud ocuparían?

Al terminar, comparte tu trabajo con algún compañero y revisen si llegaron a los mismos resultados. En caso contrario, consulten con su profesor para determinar si cometieron algún error y corríjanlo.

No importa la cantidad de azúcar que se tenga, si se calienta en una sartén, toda se funde por igual y se obtiene caramelo; cuanto más azúcar haya, se obtiene más caramelo y por consiguiente, el producto ocupará un mayor volumen y tendrá más masa. De la misma manera, los tornillos de hierro, por ser de ese material, son duros por igual (recuerda que la dureza es la propiedad que tiene un material de rayar a otro). No importa si es el tornillo más pequeño o el más grande, todos rayan un gis (porque el gis es menos duro que el hierro) y todos son rayados por el diamante (el diamante es el material más duro que existe, ningún otro puede rayarlo); la dureza de un material no depende de la cantidad de éste que se tenga (figura 1.15).

Además de la dureza, existen otras propiedades de la materia que definiremos más adelante; es importante mencionar, en primer término, la masa (o cantidad de materia), que fácilmente puedes identificar cuando tomas dos esferas o pelotas de dimensiones iguales, pero hechas de diferente material (por ejemplo, la plastilina y el plástico). Sin que uses algún aparato, inmediatamente puedes notar que la de plastilina es más difícil de aventar que la de plástico (sobre todo, si está hueca); esto es porque ambos objetos tienen diferente masa. El volumen también es otra propiedad de la materia, esto es evidente cuando tienes dos muestras de objetos con la misma masa, pero de diferente material; por ejemplo, 100 gramos de algodón y 100 gramos de sal de cocina. Incluso si está empaquetado, el algodón ocupa más espacio que la sal. Los estados de agregación de la materia también se relacionan con las propiedades de la materia; éstos dependen de la temperatura: no es lo mismo referirse a un hielo que al agua líquida o al vapor de agua. Lo anterior se explica porque, aun cuando se trata del mismo compuesto, sus propiedades físicas son distintas: mientras es posible que tomes un hielo con tu mano, no es posible que hagas lo mismo con el agua líquida o el vapor. Otro ejemplo: puedes beber fácilmente un vaso lleno de agua líquida, pero no es posible que lo hagas con vapor o hielo.

Cabe mencionar que algunos materiales que parecen sólidos no lo son, ya que con el paso del tiempo fluyen. Una barra de mantequilla, o un pedazo de vidrio, terminan derramándose, una vez que han sido suficientemente calentados. A la propiedad de los líquidos de resistirse a fluir se le conoce como viscosidad.



Figura 1.15 El hielo tiene una dureza de 1.5 mohs, es decir que puede ser rayado por un objeto de yeso de 2 mohs de dureza y es capaz de rayar una piedra de talco, cuya dureza es de 1 moh. Tiene un volumen determinado, que en este caso no puede medirse por desplazamiento de agua, ya que flota en ella, pero sí es posible hacerlo por su geometría cúbica. Tiene una masa particular que puede medirse en una balanza y expresarse en gramos. Al calentarse cambia su estado de agregación de sólido a líquido (se funde).

Glosario

Mohs. Es una escala que clasifica a los materiales por su dureza, considerando al diamante como el más duro, y al talco como el menos. Fue inventada por el geólogo alemán Friedrich Mohs en 1825.

Figura 1.16 Una propiedad intensiva es el punto de fusión, es decir, la temperatura a la cual un sólido cambia a líquido. Un cubo de hielo o un iceberg se funden a los 0°C al nivel del mar, sin importar su tamaño. Tanto el iceberg como el cubo de hielo flotan en agua, porque su densidad es la misma. También un objeto de yeso rayará al iceberg como raya al cubo de hielo, porque su dureza es la misma.



Propiedades cualitativas

El color, por ejemplo, es una propiedad a partir de la cual podemos clasificar los materiales como rojos (la sangre), verdes (las hojas de los árboles), azules (la tinta) o incoloros (el aire cuando no está contaminado). Sin embargo, en principio (es decir, como una primera aproximación) el color de los materiales no depende de la cantidad que tengamos

de los mismos; además no es posible determinar si tenemos un color más intenso que otro con una escala numérica como lo haríamos con la temperatura; para los casos en que no es posible medir las propiedades, se dice que se trata de propiedades cualitativas, mientras que cuando sí se pueden medir, se habla de propiedades cuantitativas. A estas últimas se les clasifica considerando si dependen o no de la cantidad de materia, con base en esto pueden ser intensivas o extensivas:

- **Propiedades extensivas.** Dependen de la cantidad de materia (como el volumen, peso, número de partículas).
- **Propiedades intensivas.** No dependen de la cantidad de materia (dureza, temperatura de fusión, de ebullición, **densidad**, entre otras), figura 1.16.

Conexiones...

En tu curso de Ciencias 2, con énfasis en física, en el bloque 3 estudiaste las propiedades de la materia, así como los cambios de estado debidos al cambio de temperatura. Si no lo recuerdas, te recomendamos repasar este tema para que comprendas mejor lo que estudiaremos en adelante.

Glosario

Densidad. Es la relación entre la cantidad de materia o masa de una sustancia con respecto al volumen que ocupa.

PARA SABER más

Como recordarás, la materia se presenta en tres estados o formas de agregación: *sólido*, *líquido* y *gaseoso*. Dadas las condiciones existentes en la superficie terrestre, sólo algunas sustancias pueden hallarse de modo natural en los tres estados, tal es el caso del agua. La mayoría de sustancias se presentan en un estado concreto. Así, la inmensa mayoría de los metales o las sustancias que constituyen los minerales se encuentran en estado sólido y el oxígeno o el CO_2 en estado gaseoso.



INDIVIDUAL

Comenta con tus compañeros y obtengan una conclusión:

- La temperatura de un material, ¿depende de su tamaño?, ¿y la densidad de un material de qué depende? ¿Por qué?

Propiedades extensivas

Ya mencionamos que la cantidad de materia que tiene un objeto es su masa. Esta propiedad es diferente del peso, aunque generalmente en el lenguaje coloquial ambos conceptos se emplean como sinónimos, esto es incorrecto.

Como aprendiste en tu curso de Ciencias 2, con énfasis en física, el peso es la fuerza de atracción gravitacional sobre una determinada masa. Como ésta depende de la masa misma del planeta, el peso de los objetos varía según el astro en el que se encuentren.

La fuerza de atracción gravitacional de la Luna es la sexta parte que la de la Tierra. Por ello, los astronautas pesan ahí una sexta parte de lo que pesan en la Tierra.

Los químicos prefieren usar la masa invariable de un objeto (ya que también hay reacciones químicas en el espacio), en lugar de su peso variable.

La unidad de masa es el kilogramo. Una tonelada tiene mil kilogramos, un kilogramo tiene mil gramos y un gramo tiene mil miligramos.

Todos los objetos materiales, ya sean sólidos, líquidos o gases (como el aire), incluso los más pequeños (una hormiga, un virus, una brizna de polvo, un átomo), tienen masa, y ésta siempre se puede medir. La masa es una propiedad extensiva y se mide compa-

rándola con masas conocidas; para ello se emplea una balanza, de las cuales hay muchos tipos (figura 1.17).

El volumen es una propiedad extensiva que se define como la cantidad de espacio que ocupa un objeto material. La unidad de volumen es el metro cúbico (m^3).



Figura 1.17 La masa se mide empleando balanzas. Éstos son algunos modelos.



INDIVIDUAL

Contesta en tu cuaderno y compara con las respuestas de tus compañeros:

- ¿Cuál es la diferencia entre masa y peso?

Un metro cúbico tiene mil decímetros cúbicos (un decímetro cúbico es igual a un litro) y un decímetro cúbico es igual a mil centímetros cúbicos.

El volumen de un objeto regular se determina empleando la fórmula matemática adecuada para ese objeto. El volumen de los objetos irregulares se mide por desplazamiento de agua. El procedimiento es el siguiente: en primer lugar, es importante que te asegures de que el objeto a medir no es soluble en agua; después, mide una cantidad determinada de líquido, usando una probeta (figura 1.18 a), por ejemplo, o una taza medidora (como las de cocina). Posteriormente, sumerge por completo el objeto, y determina nuevamente el volumen total (figura 1.18 b). Resta al volumen final de agua, el inicial y el resultado corresponde al volumen del objeto en cuestión. Este procedimiento se relaciona con el principio de Arquímedes, que estudiaste en tu curso de Ciencias 2.

En general, cuando se habla de sólidos se emplea como unidad el metro cúbico (o sus submúltiplos). Sin embargo, si se hace referencia a líquidos o gases se emplea como unidad el litro (o sus múltiplos y submúltiplos). El volumen de los líquidos o gases se mide por el recipiente que los contiene. Por ejemplo, cuando se compra un litro de leche se mide empleando un recipiente (que puede ser de cartón plastificado y metalizado, plástico o metal, por ejemplo) con capacidad de un litro. Un litro (abreviado como L o l) es equivalente a 1 dm^3 a $1\,000 \text{ cm}^3$ o a 0.001 m^3 .

En los laboratorios se utilizan diversos recipientes para medir el volumen de los líquidos. Los volúmenes fijos o constantes se miden con pipetas y matraces volumétricos, los cuales se llenan de líquido hasta la marca correspondiente. Si el volumen que se desea medir no es constante, se usan probetas, buretas o matraces. En casa puedes medir el volumen con vasos, tazas, cucharas (las empleadas para el café tienen una capacidad aproximada de 5 ml) o goteros (hay aproximadamente 20 gotas en 1 ml).

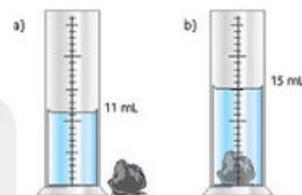


Figura 1.18 Procedimiento para medir el volumen de un sólido irregular, en este caso, una piedra pequeña. Al restar a los 15 ml finales, los 11 ml iniciales, resulta que la piedrecilla tiene un volumen de 4 ml (o 4 cm^3).

TIC



Para que aprendas más sobre la medición de volúmenes de objetos irregulares, te invitamos a revisar esta página en la que encontrarás una actividad experimental que puedes llevar a cabo en tu casa: http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/propiedades/volumen.htm (Consultado: 18 de octubre de 2016).

Propiedades intensivas

Temperatura

Es una propiedad intensiva, porque no depende de la cantidad de materia. La unidad de temperatura en el Sistema Internacional de Unidades (SI) es el kelvin, aunque en el laboratorio escolar se emplean los grados Celsius.

El **calor** y la temperatura no son lo mismo. El calor es una propiedad extensiva. Por ejemplo, si en uno de los quemadores de una estufa se coloca un recipiente con cierta cantidad de agua y en otro quemador un recipiente idéntico, pero con el doble de agua y ambos se calientan por un par de minutos, se les habrá aplicado la misma cantidad de calor, pero la temperatura entre uno y otro no será la misma, pues la cantidad de agua en cada recipiente es diferente.

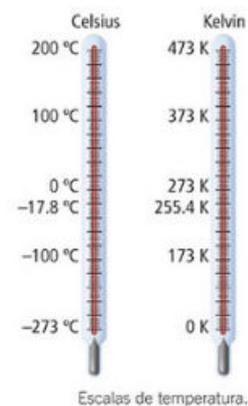
Un termómetro, que es el instrumento más usual para medir esta propiedad de la materia, indicará la misma temperatura en un vaso de agua hirviendo, que en una olla de agua hirviendo. De igual manera, la temperatura del hielo cuando se funde es la misma, independientemente de si se tiene un cubo de hielo o un iceberg. Por ser una propiedad intensiva, la temperatura no nos indica la cantidad de materia presente durante la medición.

Para medir la temperatura hay diferentes escalas. La más usual es la Celsius (de Anders Celsius, su creador) o centígrada. La escala de temperatura preferida por la comunidad científica y aceptada en el Sistema Internacional de Unidades es la escala Kelvin (nombrada así en honor de Lord Kelvin, su creador). Esta escala no toma como referencia la ebullición o congelación del agua. El número cero se asocia con la temperatura más baja posible, es decir, aquella en que una sustancia no tiene absolutamente nada de energía cinética. Como la energía no puede ser negativa, esta escala no tiene números negativos. Ambas escalas se ilustran en la figura 1.19.

Estados de agregación de la materia y temperatura

La materia se presenta en tres estados de agregación: sólida, líquida y gaseosa. En tu curso de Ciencias 2 estudiaste que el **modelo** que mejor explica lo anterior es el cinético-molecular. En general, las características cualitativas de los sólidos, los líquidos y los gases son:

- Los sólidos tienen forma propia y volumen fijo. Los polvos y granos sólidos adquieren la forma del recipiente que los contiene, aunque ellos mismos tienen forma propia.
- Los sólidos son **incompresibles** y no fluyen.
- Los líquidos, en grandes cantidades, tienen la forma del recipiente en el que están contenidos (es decir, no tienen forma propia) y volumen fijo.
- Los líquidos, en cantidades pequeñas, son esféricos (figura 1.20).
- Los líquidos son prácticamente incompresibles.
- Algunos líquidos se pueden mezclar entre sí; es decir, un líquido se **difunde** dentro del otro.
- Los gases no tienen forma ni volumen fijo.



Escalas de temperatura.

Figura 1.19 Escalas Celsius y Kelvin.

Glosario

Calor. Forma de energía térmica en tránsito que por sí misma se transmite, de los cuerpos que están a mayor temperatura, a los que están a menor temperatura. Se mide en joules.

Modelo. Representación que se construye contextualizando cierta porción del mundo, con un objetivo específico. Puede ser mental o material.

Incompresible. Que no se puede comprimir o hacer que su volumen sea menor.

Difundir. Espardir, extender, mezclar.



Figura 1.20 Las gotas de rocío muestran cómo los líquidos adquieren forma esférica, al encontrarse en pequeñas cantidades.

- Los gases se expanden uniformemente. Pueden llenar cualquier recipiente, no importa qué tan grande sea.
- Los gases se difunden rápidamente uno en otro.
- Los gases ejercen presión sobre las paredes del recipiente que los contiene. La presión crece con la temperatura si el gas está encerrado en un recipiente rígido (figura 1.21).
- En general, la densidad de los gases es menor que la de los líquidos y ésta, a su vez, es menor que la de los sólidos.



Figura 1.21 El silbido de una tetera es una manifestación de la presión de vapor que se produce en su interior.



Figura 1.22 Al ganar o perder calor, una sustancia sube o baja de temperatura, pero en los cambios de estado la temperatura permanece constante.

Estas propiedades nos sirven para hacer una clasificación de materiales; sin embargo, éstos pueden presentarse en estado líquido, sólido o gaseoso, de acuerdo con la temperatura a la que se encuentran. Cuando la temperatura cambia lo suficiente, el estado de agregación se modifica, como se muestra en la figura 1.22. De esta forma, al calentar agua, por ejemplo, ésta se empieza a evaporar. Si seguimos calentando, el líquido se sigue evaporando. Los cambios de estado van acompañados de absorción o liberación de calor.

Cuando se transfiere calor a un material, siempre y cuando éste no reaccione con el aire (por ejemplo, que se queme, como veremos posteriormente, figura 1.23), cambia su temperatura o hay un cambio de estado.

La temperatura (o punto) de fusión es aquella en la que un sólido se convierte en líquido. Por ejemplo, en el caso del agua esto ocurre a 0 °C al nivel del mar. La temperatura de fusión de un material es la misma que su temperatura de solidificación o punto de congelación; en este caso es el cambio opuesto: de líquido a sólido.

La temperatura (o punto) de ebullición es el punto en el que un líquido pasa a estado gaseoso; en el caso del agua, es a 100 °C al nivel del mar. El punto de fusión es el mismo que el punto de condensación de una sustancia, sólo que en este caso se trata del paso de gas a líquido. Hay que recordar que estos cambios son físicos, porque la materia permanece inalterada. En la tabla 1.2 de la siguiente página se presentan los puntos de ebullición y fusión de algunas sustancias.



Figura 1.23 Todos estos objetos sólidos están hechos de madera. Ahora bien, como todos sabemos, al calentar la madera, ésta no se vuelve líquida, sino se quema. El mismo fenómeno ocurre en algunos materiales que no se derretan al calentarse.

Tabla 1.2 Puntos de ebullición y fusión de algunos materiales

Material	Temperatura de fusión, °C	Temperatura de ebullición, °C
Nitrógeno	-210	-196
Cloruro de sodio	801	1 465
Agua	0	100
Hierro	1 535	2 750
Carbón (grafito)	3 500	4 830
Cobre	1 083	2 595
Oxígeno	-218	-183
Estaño	232	2 602
Plomo	328	1 750
Aluminio	660	2 060
Mercurio	-39	357
Alcohol	-114	87

Más información en: http://www.educamix.com/educacion/3_eso_materiales/b_ii/3eso_bloque_ii.htm#apartado_2 (Consultado: 18 de octubre de 2016).



INDIVIDUAL

Responde en tu cuaderno y al terminar comenta con algún compañero tus respuestas.

- ¿Cuál es la diferencia entre calor y temperatura?
- Si se dejan dos esferas de plomo, una de 20 g y otra de 1 kg en un refrigerador, después de dos días, ¿cuál tendrá mayor temperatura?
- Si se calienta agua hasta 100 °C ésta empieza a hervir, pero su temperatura no cambia a pesar de seguir calentándola. ¿Por qué ocurre esto?

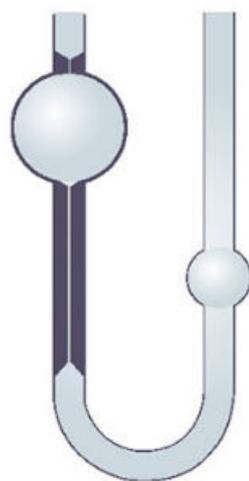


Figura 1.24 Viscosímetro de Ostwald, funciona midiendo el tiempo que tarda en vaciarse el bulbo de la rama izquierda.

Viscosidad

Es una magnitud que representa la "resistencia a fluir" de un fluido. Cuanto más espeso es un fluido, más viscoso es y viceversa, cuanto menos espeso es un fluido, menos viscoso es ¿se te ocurre algún material que sea más viscoso que el agua? La palabra viscosidad proviene del vocablo latino *viscum*, que significa literalmente "espeso como una liga". Si un material es muy viscoso, fluye muy lentamente, es posible disminuir esto aumentando la temperatura, por eso es recomendable calentar la miel para que salga con más facilidad de su recipiente.

El conocimiento de la viscosidad se aplica en la formulación de aceites para motor, pues éstos deben mantenerse con su viscosidad ideal aun a altas temperaturas para cumplir con su función: evitar el desgaste.

Para medir la viscosidad se emplea un aparato llamado viscosímetro. Uno de los más sencillos se muestra en la figura 1.24, conocido como viscosímetro de Ostwald.

Densidad

Se ha mencionado que las propiedades intensivas son aquellas que no dependen de la cantidad de materia, podríamos añadir también que son aquellas que están determinadas por la naturaleza del material de que se trate; por ejemplo, la madera flota, las piedras en general se hunden (salvo la piedra pómez). Esta característica de los materiales que pueden flotar está relacionada en buena medida con una propiedad llamada densidad.

La densidad (ρ) de una sustancia es igual a su masa (m) entre el volumen (V) que ocupa.

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

La densidad se puede expresar en estas unidades:

$$\frac{\text{g}}{\text{ml}}, \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}, \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$$

Si se conoce la densidad de un material y su volumen o su masa, se puede calcular su masa o su volumen de acuerdo con las siguientes ecuaciones:

$$m = (\rho)(V)$$

Y por lo tanto:

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

La densidad de un material no depende de la cantidad de éste: siempre es la misma, de ahí que sea una propiedad intensiva. Por ejemplo, la densidad de un arete de platino puro es exactamente la misma que la de una charola de platino de igual pureza (en ambos casos y de acuerdo con la tabla 1.3 es de 21.4 g/ml).

Tabla 1.3 Densidad de algunos materiales homogéneos

Material	Densidad (gramos / mililitro)
Hidrógeno (gas)	0.09*
Dióxido de carbono (gas)	1.96*
Gasolina	0.67
Madera (roble)	0.85
Hielo	0.92
Agua	1.00
Glicerina	1.27
Acero	7.80
Mercurio	13.60
Platino	21.40

* Medida a 0 °C y una atmósfera de presión.
Más información en: Timberlake, K.C y Timberlake W. *Química*. 2a. ed. México, Pearson Prentice Hall, 2008, p. 47.

La densidad de un material también puede medirse por comparación con la de otro (generalmente el agua para sólidos y líquidos, y aire para los gases). En este caso hablamos de una densidad relativa.

Una manera de reconocer la densidad relativa de dos sustancias (que no sean sólidas) consiste en ponerlas una encima de la otra. La más densa ocupará la posición inferior. El hecho de que el aceite flote en el agua significa que su densidad es menor, mientras que una canica de vidrio que caiga al fondo de un vaso con agua indica que la densidad del agua es menor que la del vidrio.



EQUIPO

Actividad experimental

Objetivos:

- Medir la densidad de sustancias líquidas y sólidas.
- Cuantificar propiedades intensivas a partir de la medición de propiedades extensivas.

Investigación previa:

- Si en general los sólidos tienen mayor densidad que los líquidos y éstos, mayor que la de los gases, ¿por qué el agua no cumple con esta situación?
- ¿Por qué la densidad varía con la temperatura?
- ¿A qué se le llama densidad relativa?

Materiales:

- Una balanza
- Una probeta graduada de 25 ml
- Una pipeta volumétrica de 20 ml
- Un matraz Erlenmeyer de 125 ml
- Un vaso de precipitados de 30 ml y otro de 100 ml
- Un termómetro
- Etanol o glicerina
- Agua destilada

Procedimiento:

Primera parte. Densidad del agua

- Midan la masa de un matraz Erlenmeyer de 250 ml (asegúrense de que el matraz esté limpio y seco).

- Tomen 20 ml de agua destilada con la pipeta volumétrica, traten de que sea lo más exacto posible y colóquenlos en el matraz.
- Midan la masa del matraz con el agua y determinen la masa del agua.
- Repitan cuatro veces la medición de la masa del agua sin desechar la del matraz.
- Calculen la densidad del agua.
- Midan la temperatura del agua e indiquenla cuando reporten la densidad que calcularon.
- Anoten en su cuaderno sus resultados.

Segunda parte. Densidad de un líquido desconocido. En este experimento se utilizará un líquido proporcionado por su profesor.

- Midan la masa de un vaso de precipitados de 30 ml (limpio y seco).
- Midan 20 ml del líquido con una pipeta volumétrica y colóquenlo en el vaso.
- Midan la masa del vaso con el líquido y determinen la masa del líquido.
- Repitan cuatro veces la medición de la masa y calculen la densidad del líquido.
- Coloquen el líquido desconocido en un recipiente (que indicará el profesor) para desecharlo de la forma adecuada (no tires sustancias en la tarja).
- Anoten en su cuaderno sus resultados.

Tercera parte. Densidad de un sólido. Para este experimento necesitan 10 monedas de igual denominación.

- Viertan 15 ml de agua en una probeta de 25 ml.
- Midan la masa de una moneda.
- Con cuidado coloquen la moneda dentro de la probeta con agua.
- Vuelvan a medir el volumen del agua, ahora con la moneda sumergida.
- Calculen el volumen de la moneda.
- Calculen la densidad de la moneda.
- Repitan los pasos anteriores usando el resto de las monedas, gradualmente.
- Anoten en su cuaderno sus resultados.

Análisis de resultados:

Anoten en su cuaderno lo que observaron en cada uno de los pasos. Respondan las siguientes preguntas, si no saben las respuestas investiguenlas.

- ¿El resultado de la densidad del agua les dio aproximado a 1 g/ml? ¿Por qué?
- ¿La sustancia desconocida tenía una densidad mayor o menor que la del agua?
- ¿Cuál es la densidad de una moneda? ¿Y la de todas las monedas? Justifica tu resultado.
- ¿Cuáles serían otros dos métodos para determinar la densidad de una sustancia?
- ¿Cuáles son las densidades de las siguientes sustancias: aluminio, hierro, mercurio, agua, hielo, oro, etanol, glicerina, aire, helio? Ordénelas de forma decreciente.

Conclusiones:

¿Qué aprendieron en este experimento? Describanlo con un breve párrafo.



INDIVIDUAL

Haz estos cálculos en tu cuaderno y si tienes alguna duda, consúltala con tu profesor.

- ¿Cuánta masa tendría un depósito de gasolina de 48 litros?
- ¿Qué pesa más, 6 l de agua o 9 l de gasolina?

Cuando termines, comparte tus resultados con algún compañero y verifiquen que tienen lo mismo; en caso contrario, consulten con su profesor. Si hay algún error, corríjanlo.

Solubilidad

Una disolución es una mezcla formada por un soluto y un solvente, el primero es el material que se disuelve y generalmente está en menor cantidad que el solvente o disolvente, que es el medio en el que se hace la disolución.

Se define como la máxima cantidad de soluto que es posible disolver en una cantidad de disolvente a una determinada temperatura. Se puede expresar como gramos de soluto por cada 100 cm³ de disolvente a cierta temperatura. Por ejemplo, la solubilidad de la sal en agua a 60° es de 32.4 g/cm³. La solubilidad de una sustancia en otra depende de las propiedades de ambos, soluto y solvente, de la temperatura a la cual se está llevando a cabo la disolución y de la presión a la cual se trabaja (por lo general es a presión constante, por lo que normalmente no se indica).

Una gran parte de las disoluciones son en base acuosa, por ello se considera al agua como el "disolvente universal".

Para reflexionar...

Responde en tu cuaderno.

- ¿Qué pasará si soltamos un cubito de acero dentro de un recipiente con un litro de mercurio?

Hacia tu proyecto

El agua de mar es una disolución al 35% de diversas sales entre las que predomina el cloruro de sodio. Su densidad es mayor que la del agua pura y constituye un 97% de toda el agua presente en la Tierra. Si apenas un 3% es agua dulce ¿sería posible aprovechar mejor el agua de los océanos de tal manera que ambos componentes, sal y agua, tuvieran alguna utilidad?

El mundo que nos rodea es un lugar en el que encontramos gran variedad de mezclas. Nuestros alimentos, el aire que respiramos, el agua que bebemos, el suelo que pisamos, aun la misma ropa que vestimos y nuestra propia sangre son mezclas, las cuales pueden ser homogéneas o heterogéneas.

En las mezclas homogéneas se reúnen dos o más materiales que presentan una apariencia uniforme. Un ejemplo de una mezcla homogénea es un vaso con agua. Aparentemente sólo hay agua, pero seguramente también hay aire, sales y otros compuestos disueltos en ella. A la máxima cantidad de soluto (en este caso, aire y/o sales) que puede disolverse completamente en una determinada cantidad de disolvente (agua) a una temperatura específica se le conoce como solubilidad. La tabla 1.4 presenta la solubilidad de algunos materiales en agua.

Tabla 1.4 Solubilidad de algunos materiales en agua a 20 °C

Compuesto	Gramos del material que se disuelven en 100 gramos de agua	Compuesto	Gramos del material que se disuelven en 100 gramos de agua
Dióxido de carbono (g)	0.0019	Benceno (l)	Casi insoluble
Nitrógeno (g)	0.0043	Cloroformo (l)	Muy soluble
Oxígeno (g)	11.28	Etanol (l)	36
Dióxido de azufre (g)	53.1	Cloruro de sodio (s)	Insoluble
Amoniaco (g)	72.1	Cloruro de plata (s)	Muy soluble
Cloruro de hidrógeno (g)	Casi soluble	Agua (l)	0.0019

(g) = gas a 1 atmósfera de presión (que es la presión ejercida a nivel del mar), (l) = líquido, (s) = sólido
 Más información en: http://www.deciencias.net/ambito/archivpdf/unidades2008/UD6.Quimica_casera2009-alumno%28rev%29.pdf página 8
 (Consultado: 18 de octubre de 2016).

Para reflexionar...

Piensa y contesta en tu cuaderno:

- ¿Cuál es la diferencia entre soluto y disolvente?

Cuando la cantidad de soluto que se encuentra en la disolución es muy pequeña, es más conveniente utilizar como medida de concentración las partes por millón (ppm) que explicaremos más adelante, por lo pronto te diremos que esta unidad de concentración expresa qué tanto soluto hay en un millón de partes de disolución.

Limitaciones de los sentidos para identificar algunas propiedades de los materiales

Nuestros sentidos nos brindan información del mundo que nos rodea; nos permiten hacer clasificaciones y establecer diferencias. La información que nos proporcionan es subjetiva; es decir, no es igual para todos, lo que significa que no todos percibimos igual las cosas. Por ejemplo, un alimento con picante le parecerá más irritante a una persona que no acostumbra comer chile que a otra que lo hace con frecuencia; o bien, el color



TIC

Para complementar la información que has estudiado en este tema, y en general el resto de tu curso de Química, te recomendamos leer el libro *Una ojeada a la materia* de Guillermo Aguilar Sahagún del Fondo de Cultura Económica. Puedes encontrarlo en línea en <http://bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen1/ciencia2/03/htrn/ojeada.htm> (Consultado: 18 de octubre de 2016).

de una camisa puede parecerle a alguien más brillante que a otra persona. Pero también hay factores como el clima o la intensidad de los estímulos que influyen en la manera en que percibimos las cosas: una pared puede verse más o menos blanca dependiendo de si el día está nublado o no; la explosión de un petardo parece más intensa si estamos junto a quien lo encendió que si lo escuchamos a dos calles de distancia. Las capacidades de nuestros sentidos seguramente nos permitirán hacer una operación como medir un metro de alambre, sólo necesitarías una escala, por ejemplo una cinta de sastre, con la cual "a ojo" podrías medir un metro. Sin embargo, la situación cambiaría si te piden exactamente 0.0011 metros de alambre. Con ello te estarían pidiendo medir exactamente 1.1 milímetros de alambre. Sin una escala más precisa y un instrumento que te permitiera medir adecuadamente, es muy difícil que pudieras hacer esa estimación.

Nuestros sentidos están en seria desventaja si se comparan con los de otras especies. Es bien sabido el papel que tienen los perros en la búsqueda de víctimas en siniestros y en la detección de explosivos y narcóticos, pues su olfato es muy superior al de los seres humanos. Otro tanto ocurre con los insectos; por ejemplo, una polilla macho puede detectar la presencia de una compañera suya a varios kilómetros de distancia, captando un tipo de moléculas muy especiales —feromonas— que emiten las hembras de su especie. A pesar de estas limitaciones, las sociedades humanas a lo largo de la historia han aumentado el potencial de sus sentidos a través de instrumentos, de tal suerte que nunca antes podría tener mejor sentido la frase "*citius, altius, fortius*" (más rápido, más alto, más fuerte) que en el momento actual (figura 1.25).



Figura 1.25 Distintos aparatos que han sido diseñados para aumentar la capacidad de percepción, más allá de los límites de nuestros sentidos: a) microscopio, b) colorímetro y c) detector de gas.

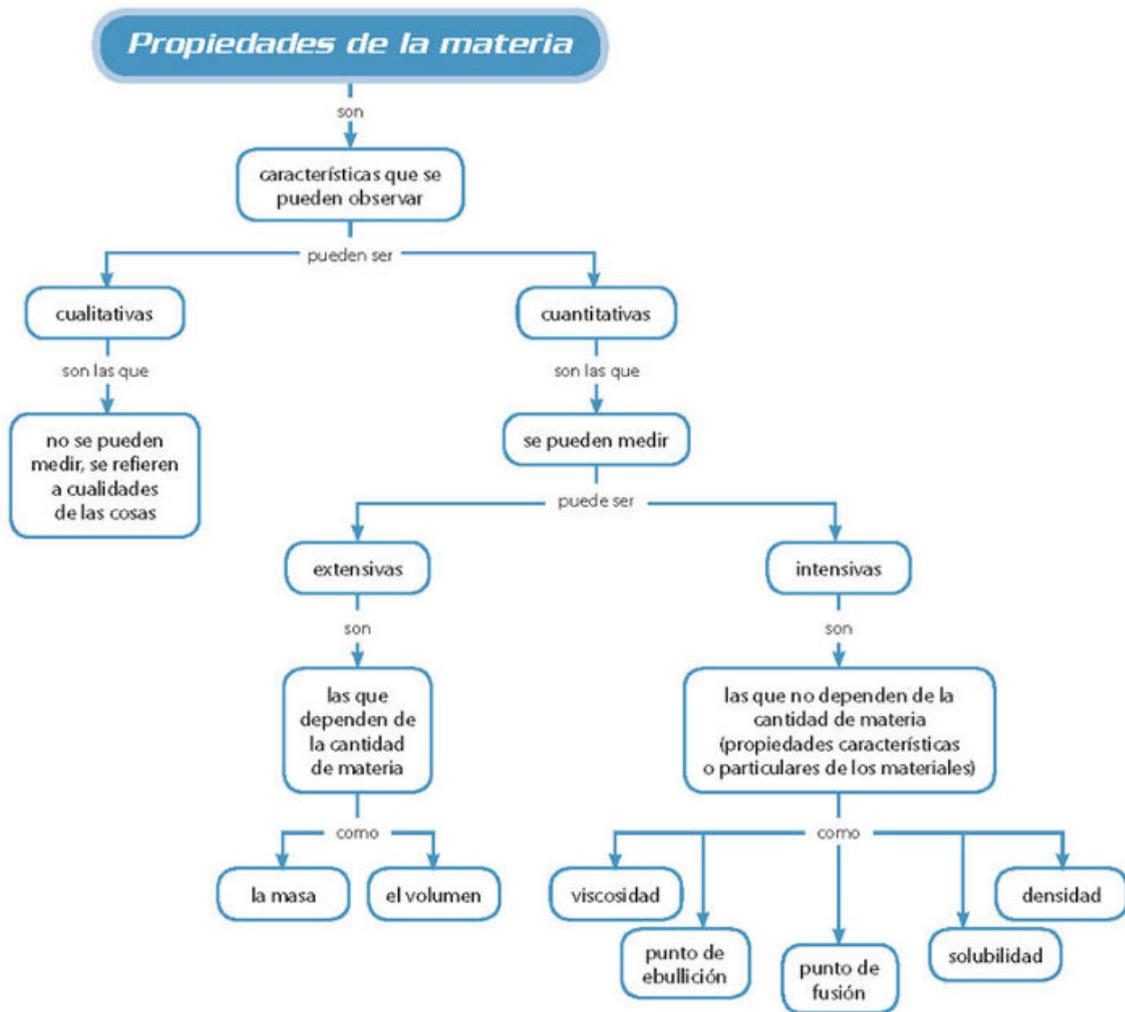


INDIVIDUAL

Responde estas preguntas en tu cuaderno, después comenta tus respuestas con algún compañero.

- El color de un material ¿depende de su tamaño? ¿Por qué?
- ¿Cómo se miden los colores?
- ¿Cuáles son las dificultades de medir propiedades cualitativas, por ejemplo, el olor, el color o el sabor?
- Un átomo de oro, ¿será dorado?
- Un anillo de oro que pesa 2 g tiene aproximadamente 6×10^{21} átomos de oro. ¿Cuál es la masa de un solo átomo de oro?

Revisa el siguiente resumen gráfico que contiene los principales conceptos estudiados en este tema. Si tienes alguna duda, consúltala con tu profesor, pues es fundamental que lo comprendas.



1. Sobre el significado de los conceptos

1.1 Con tus palabras, explica lo que entiendes por los siguientes conceptos: sólido, líquido, gas, estado de agregación, masa, material, punto de fusión, punto de ebullición, densidad, color, calor, temperatura, viscosidad, propiedad intensiva, propiedad extensiva, presión, difusión, incompresible, volumen, modelo.

1.2 Busca su significado en un diccionario y/o enciclopedia, o en internet, o en el *Diccionario de la Real Academia de la Lengua Española*: <http://www.rae.es/>.

2. Para pensar

- 2.1 ¿Cuál es la diferencia entre volumen y masa?
- 2.2 El olor ¿es una propiedad intensiva?
- 2.3 ¿Los desodorantes son materiales? ¿De qué depende que un material huelga?
- 2.4 ¿De qué manera podrías medir la masa de las alas de una mosca?
- 2.5 ¿Cuál es la diferencia entre densidad y viscosidad?
- 2.6 ¿Cuál es la diferencia entre densidad y concentración?

3. Ejercicios

- 3.1 Después de lo que se presentó en este subtema, revisa el resumen esquemático con el que finaliza y analiza con tus compañeros lo que se dice en la conversación de la página 21. Con lo que ya aprendieron, constrúyanla de nuevo, en equipos de trabajo, incorporando las modificaciones que consideren adecuadas.
- 3.2 Aproximadamente dos terceras partes de tu masa son de agua. ¿Cuántos litros son?
- 3.3 A una probeta con 50 ml de agua se le agrega una piedra pequeña (cuya masa es de 10 g) que cae hasta el fondo. Si el nivel del agua asciende a 57 ml, ¿cuál es el volumen de la piedra en cm³? Y ¿cuál es su densidad?
- 3.4 Trabajando en equipos pequeños compartan sus POE originales entre ustedes y en su cuaderno contesten las preguntas: ¿Qué cambiaría de mis predicciones y las explicaciones que di? De lo que he aprendido, ¿qué me permitió hacer esas modificaciones? Entre todos elaboren un cartel en el que expliquen los cambios a sus POE, por qué los hicieron y compártanlos con el resto del grupo.

4. Autoevaluación

A continuación se enlistan los aprendizajes esperados de este tema. En tu cuaderno, evalúa en qué medida consideras que obtuviste los aprendizajes esperados (bien, regular, poco o nada) y después anota lo que crees que debes repasar para comprender mejor el tema y qué consideras que debes consultar con tu profesor.

- Clasifico diferentes materiales con base en su estado de agregación e identifico su relación con las condiciones físicas del medio.
- Identifico las propiedades extensivas (masa y volumen) e intensivas (temperatura de fusión y de ebullición, viscosidad, densidad, solubilidad) de algunos materiales.
- Explico la importancia de los instrumentos de medición y observación como herramientas que amplían la capacidad de percepción de nuestros sentidos.

3 Experimentación con mezclas



➔ Analiza la conversación

- ¿Puedes ayudar a Alex a reconocer una mezcla?
- ¿Siempre es posible identificar una mezcla homogénea de una heterogénea? ¿Qué criterios podrías establecer para ello?
- ¿Cómo podrías saber si la tinta es una mezcla o un compuesto?
- ¿Qué características debería tener la tinta si fuera una mezcla homogénea?
- ¿Existen otras formas de clasificar los materiales?

En esta sección estudiaremos:

- Mezclas homogéneas y heterogéneas.
- Métodos de separación de mezclas con base en las propiedades físicas de sus componentes.

➔ Predigo-Observo-Explico

MEZCLAS HOMOGÉNEAS

Con mis compañeros y mi profesor.

Objetivo:

Experimentar con mezclas homogéneas.

Investigación previa:

Busca en libros o en internet lo siguiente:

- ¿Qué es volumen?
- ¿Si se juntan los volúmenes de dos líquidos, éstos se suman?

Materiales:

- Un tubo de ensayo con tapón
- Agua
- Alcohol etílico

Procedimiento:

1. Llena con agua la mitad del tubo de ensayo.
2. Agrega lentamente el alcohol hasta que esté completamente lleno.
3. Tapa el tubo de ensayo

Predicción:

- ¿Qué pasará con la mezcla si se agita? ¿Aumentará su volumen, permanecerá igual o disminuirá?
- Justifica la predicción.

Observación:

- Invierte y agita varias veces el tubo; cuida que no salga nada del líquido (figura 1.26).
- Coloca el tubo en su posición original y observa si hay algún cambio en el volumen.
- Anota tus observaciones incluyendo dibujos.

Explicación:

- Explica, con tus palabras, qué sucede y compáralo con tu predicción.

Comparte tu resultado con el resto de tus compañeros y tu profesor.



Figura 1.26 Experimento.

Reconoce y comparte con tu profesor cuál es la relación entre la conversación de nuestros amigos y este POE.

Mezclas homogéneas y heterogéneas

La mayoría de las sustancias de la naturaleza no son sustancias puras sino mezclas o combinaciones de sustancias. Existen mezclas sólidas, líquidas y gaseosas; por ejemplo: el aire, que contiene principalmente nitrógeno en un 78% y oxígeno en un 21% aproximado. Una mezcla es la combinación física de dos o más sustancias que retienen sus propiedades originales.

Si los observamos con una lupa o un microscopio óptico (del que se encuentra generalmente en los laboratorios de las escuelas, los materiales básicos pueden aparecer

TIC

Para que tengas más información respecto a las mezclas, te recomendamos consultar esta página: <http://portalacademico.cch.unam.mx/alumno/quimica1/unidad1/mezclas/mezclas/heterogeneas> (Consultado: 19 de octubre de 2016).



Figura 1.27 Materiales homogéneos.



uniformes —iguales en cualquier punto que se les vea— (conocidos como materiales homogéneos, figura 1.27), o bien, no uniformes —diferentes en cualquier punto— (se establece entonces que son heterogéneos, figura 1.28).

Un caso especial de mezclas: las disoluciones

En el tema anterior definimos que las disoluciones son mezclas homogéneas en las cuales las partículas disueltas tienen un tamaño muy pequeño. El componente presente en exceso se denomina disolvente.

El o los componentes presentes en menor proporción se llaman solutos. Una disolución generalmente la forman dos sustancias puras diferentes, pero pueden ser muchas más.

De acuerdo con su estado de agregación, las disoluciones pueden ser sólidas, líquidas o gaseosas. Como lo muestra la tabla 1.5, hay nueve tipos de disoluciones.



Figura 1.28 En la madera y el granito es posible diferenciar algunos de sus componentes; son, pues, mezclas heterogéneas.

Glosario

Aleación. Es una combinación de dos o más elementos, de los cuales por lo menos uno es metal. El acero es una mezcla de este tipo en la que el hierro se combina con carbono y en ocasiones con algún otro metal. El bronce y el latón también son aleaciones de dos metales: cobre y estaño la primera y cobre y zinc la segunda.

Tabla 1.5 Tipos de disoluciones

Disolvente	Soluto	Ejemplo
Gas	Gas	Aire (oxígeno en otros gases, principalmente nitrógeno)
Gas	Líquido	Aire húmedo (agua en aire)
Gas	Sólido	Humos (partículas de carbón en aire)
Líquido	Gas	Refrescos (dióxido de carbono en agua)
Líquido	Líquido	Vinagre (ácido acético en agua)
Líquido	Sólido	Agua de mar (diferentes sales en agua)
Sólido	Gas	Máscara de gases (gases en carbón)
Sólido	Líquido	Amalgamas (mercurio en plata)*
Sólido	Sólido	Aleaciones (cobre en oro)**

* Amalgamas como ésta usan los dentistas para rellenar cavidades producto de la caries dental.

** El oro de 14 o 18 kilates, comúnmente empleado en joyería, es una aleación con cobre.

Fuente: Chamizo, G., J. A. y R. A. Garriz, *Tú y la Química*, México, Pearson Educación, p. 99 (Serie Awil).

Las disoluciones de líquidos como disolventes y sólidos o líquidos como soluto pueden separarse mediante la técnica conocida como destilación, que describiremos más adelante.

La cantidad de soluto que puede disolverse completamente en una cantidad específica de disolvente es una característica que se conoce como solubilidad, que ya estudiamos en el tema anterior, como una propiedad de la materia. La solubilidad depende de la temperatura y la presión. Así:

- En la mayoría de los sólidos y líquidos que se disuelven en un líquido, al aumentar la temperatura aumenta su solubilidad.
- En la mayoría de los gases, su solubilidad en un líquido decrece con el aumento de la temperatura.
- A mayor presión, mayor solubilidad de los gases en los líquidos.



INDIVIDUAL

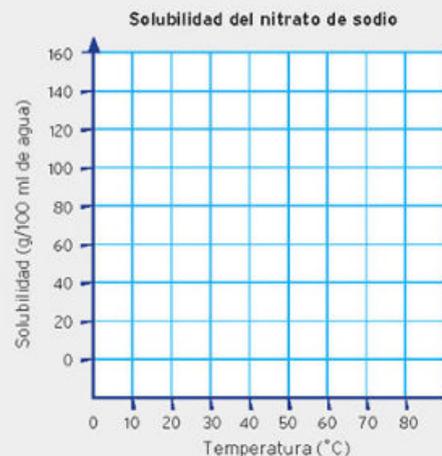
A continuación se presentan datos de solubilidad de dos compuestos en agua, uno es sólido y el otro, gaseoso.

1. En tu curso de Ciencias 2 aprendiste a graficar. Utilizando lo allí aprendido construye una gráfica de solubilidad vs. temperatura para ambos compuestos, basándote en los datos de la tabla 1.6. Copia en tu cuaderno los modelos para elaborar las gráficas.

Tabla 1.6 Solubilidad de dos compuestos en agua

Compuesto	Solubilidad a diferentes temperaturas.							
	Gramos del compuesto que se disuelven en 100 gramos de agua							
Temperatura (°C)	0	10	20	30	40	50	60	70
Nitrato de sodio (s)*	82	80	88	96	105	114	124	135
Cloruro de hidrógeno (g)**						72	63	56

* (s) sólido, ** (g) gas a 1 atmósfera de presión.



2. De acuerdo con las gráficas y los datos proporcionados, determina: ¿cuántos gramos de nitrato de sodio se disuelven a 35 °C? y ¿cuántos de cloruro de hidrógeno a 65 °C?



1/2 taza de café con una cucharadita de azúcar



1 taza de café con dos cucharaditas de azúcar



3 tazas de café con seis cucharaditas de azúcar

Figura 1.29 En este caso, se emplea una medida de concentración en volumen. Como puedes apreciar, todas las tazas tienen idéntica concentración.

Concentración de las disoluciones

Cuando en una disolución acuosa se ha disuelto tanto soluto que no admite la adición de la más mínima cantidad, se dice que la disolución está saturada. Si se le agrega algo más de soluto y éste comienza a acumularse en el fondo del recipiente, se trata de una disolución sobresaturada. Pero si la disolución tiene tan solo una mínima cantidad de soluto y puede admitir mucho más, entonces es una disolución insaturada.

Si revisas las etiquetas de algunos productos encontrarás notas como: "contiene menos del 6% en volumen"; "contiene 15% de pulpa". En los casos anteriores se está refiriendo a la concentración.

La concentración de una disolución es una propiedad intensiva de la materia que se refiere a la masa o al volumen de soluto disuelto en una determinada cantidad de disolvente. Una manera de expresarla es como porcentaje en masa (% m) y porcentaje en volumen (% V, figuras 1.29 y 1.30) y para ello se emplean estas ecuaciones:

$$\% m = \frac{\text{masa del soluto}}{\text{masa del disolvente}} \times 100$$

$$\% V = \frac{\text{volumen del soluto}}{\text{volumen del disolvente}} \times 100$$



Figura 1.30 La concentración de alcohol en las bebidas alcohólicas aparece indicada en la etiqueta como porcentaje en volumen. Seguramente podrás imaginar que, al variar esta concentración, cambian las propiedades de la bebida y sus efectos en el organismo.

Para aplicar las ecuaciones que acabamos de presentar, resolveremos unos ejemplos:

1. ¿Cuál es el % en masa de una disolución de 1 800 g de agua de jamaica, si se le agregaron 120 g de azúcar?

La ecuación es:

$$\% m = \frac{\text{masa del soluto}}{\text{masa del disolvente}} \times 100$$

Sustituimos, la masa del soluto es la masa del azúcar, la masa del disolvente es la del agua de jamaica, por lo tanto:

$$\% m = \frac{120 \text{ g}}{1800 \text{ g}} \times 100$$

El resultado es:

$$\% m = 6.6$$

2. ¿Qué % en volumen de alcohol tiene una botella de cerveza de 875 ml de solución con 8 ml de alcohol?

En este caso la diferencia es que el soluto y el solvente están en volumen, pero se procede igual que en el caso anterior:

$$\% V = \frac{8 \text{ ml}}{875 \text{ ml}} \times 100$$

$$\% V = 0.91$$

Es importante mencionar que por el hecho de añadir un soluto al disolvente, refiriéndonos en específico a las disoluciones acuosas, las propiedades del disolvente (el agua) se modifican; es decir, si el agua pura tiene un punto de ebullición de 100 °C al nivel del mar, una disolución, ya no ebulle a esa temperatura, sino por lo general, a una temperatura mayor, dependiendo de la naturaleza del soluto. También el punto de fusión se modifica: si el del agua pura es a 0 °C al nivel del mar, el de una disolución es generalmente menor (por ejemplo -5 °C), según el soluto que se haya disuelto en el agua.



PAREJAS

Reúnete con un compañero y resuelvan los siguientes problemas.

1. Si se disuelven 20 ml de alcohol en 80 ml de agua, ¿cuál es el porcentaje de alcohol en la disolución?
2. ¿Cuál es el % en masa de una taza de té, si se le agregaron 0.5 g de azúcar a 320 g de agua?
3. ¿Qué volumen de jugo de limón se necesita para preparar una disolución de 2 000 ml al 15%?
4. Si 30 g de azúcar se disuelven en 100 g de agua, ¿cuál es el porcentaje de azúcar en la solución?
5. ¿Cuántos gramos de NaOH se necesitan para preparar 200 g de una solución al 10% de NaOH?

Compartan sus resultados con algún otro equipo y corrijan lo que consideren que debe rectificarse, consulten con su profesor cualquier duda.

Otras mezclas homogéneas. Dispersiones

Cuando las partículas de una mezcla homogénea tienen tamaños relativamente grandes se trata de un **coloide**. En lugar de hablar de disolvente y soluto, se emplean los términos fase dispersora y fase dispersa.

Los gases siempre forman disoluciones, por lo que en lugar de los nueve tipos de disoluciones hay ocho de coloides, mismos que presentamos en la tabla 1.7, en la siguiente página. Algunos ejemplos se ilustran en las figuras 1.31 y 1.32, en la página siguiente.



Figura 1.31 La leche es un coloide en el que la fase dispersora y la dispersa son líquidas.

Glosario

Coloide. Tipo de mezcla en la que las partículas suspendidas tienen un tamaño de 100 a 1 000 nm; es decir, son de mayor tamaño que las que están en una disolución. En este caso al soluto se le llama fase dispersa, mientras que al solvente, fase dispersora. La gelatina y la clara de huevo son algunos ejemplos.



Figura 1.32 Ejemplos de coloides con fase dispersora sólida: a) perlas, en ellas la fase dispersa es sólida, b) malvaiscos con fase dispersa gaseosa y c) queso con fase dispersa líquida.

Para reflexionar...

Piensa y contesta en tu cuaderno:

- Cita ejemplos de tres tipos de emulsiones y de espumas (diferentes a las de la tabla anterior).

Glosario

Acidez. Característica de algunas sustancias que tienen sabor agrio, como el vinagre o el jugo de limón. Su naturaleza es opuesta a la de los álcalis, como la leche de magnesia o el jabón.



Figura 1.33 Prácticamente todo medicamento que en su etiqueta lleva la leyenda "agítase antes de usarse" es una suspensión. Gracias al agitado, éste se homogeneiza temporalmente.

Tabla 1.7 Tipos de coloides

Fase dispersora	Fase dispersa	Nombre y ejemplo
Gas	Líquido	Aerosol líquido: nubes
Gas	Sólido	Aerosol sólido: humo
Líquido	Gas	Espuma: merengue
Líquido	Líquido	Emulsión: mayonesa, leche
Líquido	Sólido	Sol: gelatina
Sólido	Gas	Espuma sólida: malvaisco
Sólido	Líquido	Emulsión sólida: queso
Sólido	Sólido	Sol sólido: perlas

Fuente: Chamizo, G., J. A. y R. A. Garriz, *Tú y la Química, México*, Pearson Educación, p. 100 (Serie Awil).

Cuando el tamaño de las partículas en las mezclas es mayor que las de los coloides, estamos hablando de suspensiones.

En éstas, la fuerza de gravedad domina sobre las interacciones entre las partículas; por tanto, son mezclas homogéneas y fácilmente pueden convertirse en heterogéneas cuando las partículas se depositan en el fondo; es decir, cuando se sedimentan, y se vuelven homogéneas al agitarlas (como ocurre con los medicamentos para la **acidez** y la diarrea, que son precisamente suspensiones, figura 1.33).

Una mezcla que normalmente podríamos llamar una suspensión, se llama emulsión cuando pequeñas partículas de soluto se rodean de una pequeñísima cantidad de solvente, por lo que se forman gotitas que permanecen suspendidas en el soluto, sin presentar el comportamiento normal de las suspensiones.

En la tabla 1.8, en la siguiente página, se comparan algunas de las propiedades de las disoluciones, coloides y suspensiones. Además, se indica que mediante la filtración sólo se pueden separar los componentes de las suspensiones.

Tabla 1.8 Comparación de las propiedades de las disoluciones, coloides y suspensiones

Propiedad	Disolución	Coloide	Suspensión
Tamaño de partícula	Menor a 1 nm	1 - 1 000 nm*	Mayor a 1 000 nm*
Acción de la gravedad	No relevante	Puede sedimentar	Sedimenta
Separación por filtración	No	No	Sí
Reflexión de la luz**	No	Sí	No

* nm quiere decir nanómetro, significa la medida que se obtiene al dividir un milímetro en 1 000 000 de partes.
** El efecto de reflexión de la luz por las partículas de un coloide se conoce como efecto Tyndall (figura 1.34).

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

Las técnicas más comunes para separar mezclas homogéneas son:

Evaporación. Es un método que se utiliza para recoger el soluto, puesto que el disolvente cambia a gas y abandona la mezcla (figura 1.35).

Figura 1.35 Evaporación.

Destilación. Se utiliza para recoger el disolvente, el cual se colecta y condensa, a medida que abandona la mezcla. Para ello se emplea un sistema como el ilustrado en la figura 1.36.

Figura 1.36 Aparato de destilación.

Cristalización. Si se evapora el agua de una disolución, los iones que permanecen se agruparán. Los cationes (iones positivos) atraerán a los aniones (iones negativos), y los iones se colocarán de tal manera que los que tienen carga opuesta se aproximan entre sí (figura 1.37). Lentamente se formará un cúmulo de material, llamado red cristalina. Un ejemplo es que cuando se evapora agua de mar, se forman cristales de sal.

Figura 1.37 Cristalización de una disolución. Observa cómo se agrupan los iones.

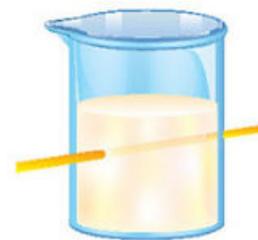


Figura 1.34 Efecto Tyndall. Una de las maneras de reconocer un coloide se basa en su propiedad de reflejar la luz, debido a que el tamaño de las partículas dispersas es suficientemente grande.

Precipitación. Si se mezclan dos disoluciones que contienen iones con carga opuesta y que se atraen fuertemente entre sí, en ocasiones los iones se agrupan de manera inmediata formando **compuestos** iónicos no solubles (figura 1.38). Como esto ocurre muy rápidamente, no da tiempo a que se forme una red ordenada. Por ello, en lugar de **crisales**, puede observarse una suspensión fina a la que se denomina precipitado, mismo que se deposita en el fondo del recipiente.



Figura 1.38 Formación de un precipitado.

Cromatografía. Se utiliza cuando hay muchos solutos o cantidades muy pequeñas de éstos. Cada uno de ellos variará en solubilidad y en la intensidad con que se une al papel o al material en el interior de la columna. El soluto que sea más soluble y que se enlace con menor efectividad viajará más rápido. Así, cada soluto se separa del resto en el proceso. Los solutos pueden identificarse mirando la distancia que viajan. Los aparatos especializados para llevar a cabo este tipo de técnica se conocen como cromatógrafos, la figura 1.39 ilustra uno.



Figura 1.39 Cromatógrafo de gases.

Glosario

Compuesto. Una sustancia que puede hacerse a partir de **elementos** o descomponerse en éstos.

Cristal. Sustancia sólida de forma geométrica definida.

Elemento. Es una sustancia que no se descompone químicamente en otras sustancias y por lo tanto, no puede formarse a partir de sustancias más simples.

Hacia tu proyecto

El procedimiento más simple y barato para destilar agua de mar es el **invernadero destilador**. La disolución de agua salada se calienta en el interior del invernadero por la acción de los rayos solares. El vapor que se forma se condensa en los vidrios y las gotas de agua se recogen en un canal. Un destilador de este tipo funcionó durante 40 años en el norte de Chile (donde se encuentra el desierto más seco del mundo) a finales del siglo pasado, y suministraba 20 m³ (es decir 20 000 litros) de agua dulce por día.

Para separar mezclas heterogéneas se emplean estos métodos:

Decantación. Cuando se tiene una mezcla de dos líquidos de diferente densidad o un líquido y un sólido insoluble en éste, es posible separar la capa superior, una vez que se ha separado, trasvasándola lentamente a otro recipiente (figura 1.40).

Figura 1.40 Decantación.



Las partículas suspendidas se depositan en el fondo

El líquido se trasvasa con cuidado

Filtración. Se separa un sólido de un líquido pasando el último a través de un material poroso que detenga al primero y que constituya el residuo. Las partículas más pequeñas pasan a través del papel formando el filtrado (figura 1.41). En este caso se trata de una filtración simple o por gravedad, pero también se puede hacer al vacío.

Figura 1.41 Filtración.



Círculo de papel de filtro

Doblar el papel y abrir el cono más grande

Magnetización. Si uno de los componentes de la mezcla se puede imantar, el paso de un imán permite separarlo (figura 1.42).



Figura 1.42 Magnetización.

Extracción o decantación por embudo de separación. Dos líquidos insolubles (inmiscibles) pueden separarse si dejamos salir la capa inferior (figura 1.43). Este procedimiento se usa mucho en laboratorios de química orgánica, por lo general la fase acuosa suele ser la más densa y por ello es la que se sitúa en la fase inferior, en cambio, la fase orgánica al ser la menos densa, la encontraremos en la fase superior.



Figura 1.43 Embudo de separación.

Centrifugación. Si se hace girar una suspensión a gran velocidad, las partículas de mayor tamaño se desplazan hacia el exterior. Así, las suspensiones pueden separarse introduciendo unos tubos en una centrífuga (figura 1.44) y haciéndolos girar. El residuo se acumula en el fondo del tubo y el filtrado (líquido) puede ser vertido. Con este método se separan, por ejemplo, los componentes de la sangre para ser analizados por separado.



Figura 1.44 Centrífuga.

La separación de los materiales que conforman una mezcla heterogénea da lugar a varios materiales homogéneos. El aceite, el agua y el hierro después de separarse aparecen homogéneos, mientras que la arena aparecerá como un material heterogéneo, porque algunos de los granos pueden ser de colores diferentes.



EQUIPO

Actividad experimental

Objetivo:

Hacer una cromatografía en papel.

Investigación previa:

- ¿Quién inventó o descubrió la cromatografía?
- ¿Para qué se utiliza esta técnica?

Materiales:

- Filtros de papel que se usan en cafetera o servilletas blancas.
- Plumones de diferentes colores o colorantes para comida.
- Tres vasos transparentes.

Procedimiento:

1. Recorten el papel de tal forma que se pueda obtener una tira de unos 10 cm de largo por 2.5 cm de ancho. Utilizando uno de los plumones (de preferencia verde, naranja, negro, o algún otro color que no sea primario) dibujen un punto en el papel a 1.5 cm del extremo inferior.
2. Coloquen un poco de agua en uno de los vasos transparentes, de tal forma que el nivel de ésta no alcance 1 cm de altura.
3. Coloquen la tira de papel dentro del vaso; verifiquen que el nivel del agua quede por debajo del punto (figura 1.45 en la siguiente página).
4. Dejen por unos minutos que el agua "suba" por el papel y observen la separación de colores del punto pintado (figura 1.46 en la siguiente página).

- Repitan el procedimiento anterior utilizando diferentes colores.
- Midan la distancia que recorrió el colorante desde que el agua lo tocó hasta que dejó de "migrar", así como la distancia que el disolvente recorrió desde que el papel lo tocó hasta que terminaron su cromatografía. Háganlo en todos los casos.

Análisis de resultados:

Respondan en su cuaderno lo siguiente, si no saben la respuesta, investiguénla.

- Cada sustancia viaja a una velocidad diferente sobre el papel (la cual se conoce como factor de retención; R_f , por sus iniciales en inglés). El R_f se calcula de la siguiente manera:

$$R_f = \frac{\text{Distancia que recorre el colorante}}{\text{Distancia que recorre el disolvente}}$$

- ¿Cuál es el R_f para cada color? Calcúlenla.
- ¿Qué otros tipos de cromatografía existen?

Conclusión:

Escriban en su cuaderno lo que aprendieron de este experimento y qué utilidad le encontraron.



Figura 1.45 Dispositivo experimental.



Figura 1.46 "Migración" del punto dibujado, gracias a la acción del solvente.

Para reflexionar...

Piensa y contesta en tu cuaderno:

- ¿Cómo se puede saber si un objeto metálico es de hierro o de aluminio?



PAREJAS

Al juntar sal y pimienta se obtiene una mezcla heterogénea. Una manera de separarlas, diferente a las indicadas en los párrafos anteriores, consiste en disolverla en agua, o usando electricidad estática. Compruébenlas.

La pureza de los materiales

Cuando todas las partículas que componen un material homogéneo son iguales, se dice que éste es puro. Una sustancia pura está compuesta por un solo material y tiene propiedades específicas.

La pureza depende de nuestra posibilidad técnica de identificar impurezas. A lo largo de la historia, los químicos han ido desarrollando técnicas cada día más poderosas para determinar sustancias en cantidades muy pequeñas, las cuales, incorporadas en otra sustancia que se encuentra en mayor cantidad, aparecen como impurezas.

PARA SABER más

La electricidad estática es un fenómeno físico que se debe a la acumulación de cargas eléctricas en un objeto, misma que puede ocasionar una descarga eléctrica en el momento en el que el objeto que acumuló las cargas se pone en contacto con otro (el típico "toque").

Se produce cuando cierto tipo de materiales se frotan entre sí, como cuando caminas por una alfombra; a causa de este frotamiento, se retiran los electrones de la superficie de un material y se colocan en otro material que los acepta. A esta capacidad de electrificación por rozamiento se le conoce como efecto triboeléctrico.

En la práctica no hay sustancias completamente puras, por lo que se habla de porcentaje de pureza. Así, una sustancia con 99.99% de pureza, es más pura que otra con sólo 99.9%, y ésta, a su vez, más pura que una con 99% de pureza. Por ejemplo: en una pieza de cobre de 95% de pureza, por cada 100 gramos de metal se tienen 95 gramos de cobre.



INDIVIDUAL

Renata va de visita a un museo y observa impresionada una máscara zapoteca de oro. Su masa es de 950 g y su pureza del 99%. Ella sabía que algunos lingotes de oro tienen una pureza inferior a la de la máscara. Renata se pregunta: ¿dónde hay más oro; en un lingote de 1 kg y 90% de pureza o en la máscara? ¿Cuál es tu respuesta? Justifícala.

Como la pureza está cambiando constantemente, en este libro definiremos la sustancia pura como un modelo.

Así, una sustancia pura es un material homogéneo básico que no puede separarse en otros componentes (a través de los métodos que los químicos usan comúnmente, como hemos descrito en las páginas 43-45) que puedan a su vez ser recombinados en diversas proporciones.

Por ello, cuando aquí se dice que el cobre es una sustancia pura nos referimos a cobre y únicamente a cobre. Lo mismo sucede con el agua. Aquí se dice que el agua es pura, cuando es agua sin ninguna otra sustancia, por más que esta última se halle en pequeñas cantidades.

Sobre este ejemplo hay que aclarar que existe diferencia entre el agua pura y el agua potable, pues ésta última es bastante impura (tiene sales y gases disueltos para matar a los microbios que habitan en ella y que pueden causarnos enfermedades cuando la ingerimos). De acuerdo con el modelo de sustancia pura, una sustancia es 100% pura si tiene puntos de fusión y ebullición perfectamente bien definidos y constantes.

Cuando una sustancia se funde o se evapora en un intervalo de temperatura, es decir, que sus puntos de fusión y ebullición no son definidos ni constantes, se trata de una mezcla (es decir una sustancia impura, una disolución).

Ejemplos de lo anterior son los plásticos que en lugar de fundir se reblandecen. La disminución del punto de fusión de una sustancia es una indicación de la presencia de impurezas.

Las sustancias puras pueden existir en diferentes estados de agregación, dependiendo de la temperatura y la presión. Típicamente son sólidos cristalinos, líquidos y gases (o vapores).

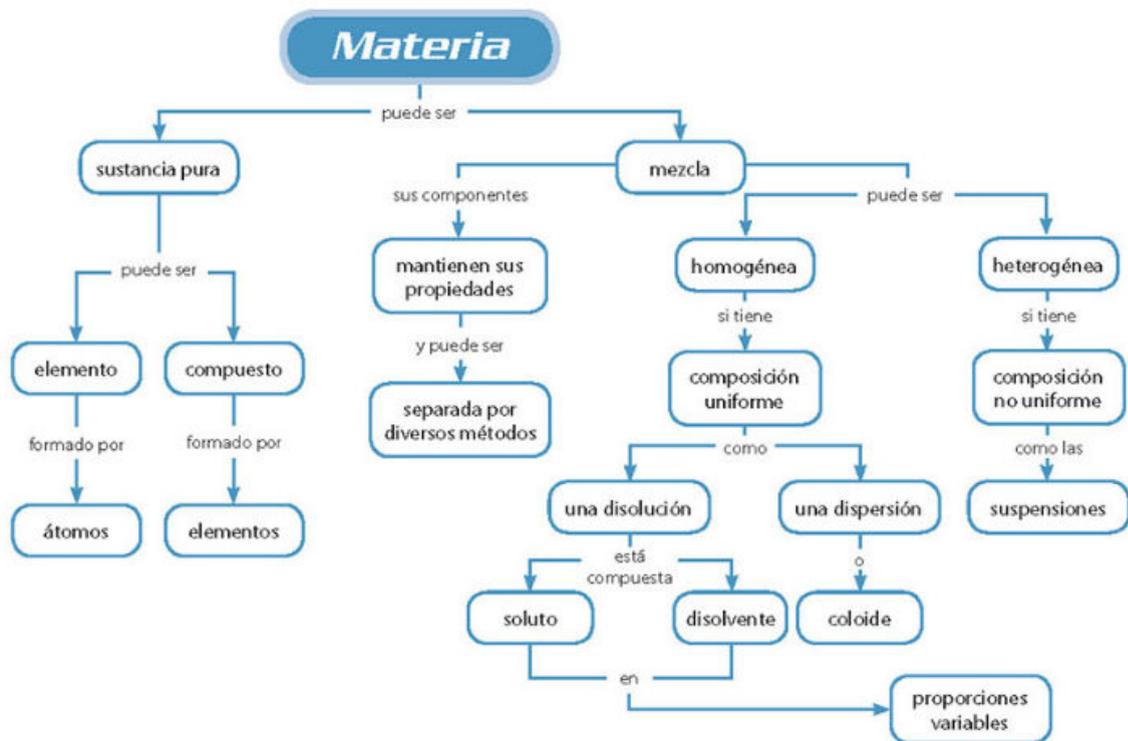
Por ejemplo, el carbón en forma de grafito es un sólido negro y blando (ya sabes la diferencia entre duro y blando) hasta los 3 823 K (para lograr que el grafito funda hay que hacer el experimento sin que se encuentre en contacto con el aire, ya que en caso de ser así el grafito se quemaría) y permanece como un líquido negro hasta los 5 100 K. De acuerdo con nuestro modelo de sustancia pura, a los 3 822 K el grafito sigue siendo un sólido. Si no funde a esta última temperatura quiere decir que es impuro.

TIC

Para que experimentes con mezclas homogéneas y heterogéneas te recomendamos consultar esta dirección: <http://www.eduxunta.gal/centros/iespolitecnicovigo/system/files/TEMA%203%20LA%20MATERIA.pdf> (Consultado: 19 de octubre de 2016).



Revisa el siguiente esquema que presenta los conceptos más importantes del tema que estás terminando de estudiar. Si te surge alguna duda, consúltala con tu profesor. Es importante que lo comprendas bien, porque lo usarás al terminar el bloque.



1. Sobre el significado de los conceptos

1.1 Con tus palabras, explica lo que entiendes por los siguientes conceptos: material, homogéneo, heterogéneo, sustancia, mineral, punto de ebullición, punto de fusión, pureza, decantar, filtrar, mezcla, disolución, suspensión, coloide, concentración, disolvente, soluto, fase dispersa, fase dispersora, cromatografía, filtración, destilación, solubilidad.

1.2 Busca su significado en un diccionario y/o enciclopedia, o en internet, o en el *Diccionario de la Real Academia de la Lengua Española*: <http://www.rae.es/>.

2. Para pensar

2.1Cuál es la diferencia entre:

- Decantar y filtrar
- Un material homogéneo y otro heterogéneo
- Una disolución y una sustancia
- Agua pura y agua purificada
- El punto de ebullición y el punto de fusión

2.2 En qué se diferencia:

- Una amalgama de un humo
- Una emulsión de una espuma
- Una mezcla homogénea de una heterogénea
- Una suspensión de un coloide
- Una disolución de un coloide

3. Ejercicios

3.1 Después de lo que se presentó en este tema, revisa el resumen esquemático con el que finaliza y analiza con tus compañeros lo que se dice en la conversación de la página 36. Con lo que ya aprendieron, constrúyanla de nuevo, en equipos de trabajo, incorporando las modificaciones que consideren adecuadas.

3.2 Una de las maneras de clasificación de la historia ha sido por el uso de los materiales. Así, se habla de la Edad de Piedra, la Edad de Bronce, la Edad del Hierro o la Edad de los Plásticos. Investiga en qué consisten, cuánto duraron y por qué reciben su nombre de acuerdo con el uso de esos materiales.

3.3 Tienes en un vaso transparente una mezcla compuesta por 5 g de oro, 10 ml de gasolina y 10 ml de agua. La densidad de los integrantes es, respectivamente: 19.3, 0.7 y 1.0 g/cm³. ¿Qué tipo de mezcla es? ¿Cómo separarías sus componentes?

3.4 Contesta las siguientes preguntas relacionadas con el POE de la página 37.

- El agua, ¿es una mezcla homogénea o heterogénea?
- El alcohol, ¿es una mezcla homogénea o heterogénea?
- La mezcla de agua con alcohol, ¿es homogénea o heterogénea?
- ¿Hay algún cambio en el volumen final? Si es así, ¿a qué crees que se deba?

3.5 Trabajando en equipos pequeños compartan sus POE originales entre ustedes y en su cuaderno contesten las preguntas: ¿qué cambiaría de mis predicciones y las explicaciones que di? De lo que he aprendido, ¿qué me permitió hacer esas modificaciones? Entre todos elaboren un cartel en el que expliquen los cambios a sus POE, por qué los hicieron y compártanlos con el resto del grupo.

4. Autoevaluación

A continuación se enlistan los aprendizajes esperados de este tema. En tu cuaderno, evalúa en qué medida consideras que obtuviste los aprendizajes esperados (bien, regular, poco o nada) y después anota lo que crees que debes repasar para comprender mejor el tema y qué consideras que debes consultar con tu profesor.

- Identifico los componentes de las mezclas y las clasifico en homogéneas y heterogéneas.
- Identifico la relación entre la variación de la concentración de una mezcla (porcentaje en masa y volumen) y sus propiedades.
- Deduzco métodos de separación de mezclas con base en las propiedades físicas de sus componentes.

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



Toma de decisiones relacionada con: contaminación de una mezcla

La contaminación es una alteración de las condiciones normales de cualquier medio por la presencia de agentes físicos, químicos o biológicos, ajenos al mismo. La contaminación implica el sentido de perjudicar el medio por la injerencia de algo que lo afecta.

Hay contaminantes que fácilmente podemos identificar (en general aquellos que son lo suficientemente grandes o notables para que los podamos percibir con nuestros sentidos; por ejemplo, una cucharada de tierra en un vaso con agua o un alimento podrido y que huele mal), pero también hay otros que se encuentran en cantidades tan pequeñas que no podemos hacerlo fácilmente.

PARA SABER más

Como sabes, en la naturaleza el agua no se encuentra pura, sino que es una mezcla homogénea que contiene sales disueltas. El agua que consumimos se conoce como potable; en nuestro país es usada hasta para arrastrar los desechos en las cocinas y baños, lo que provoca que las aguas residuales contengan una gran cantidad de sustancias que van desde detergentes y solventes hasta materia orgánica, que son vertidas a los cuerpos receptores sin ningún tratamiento previo.

Los contaminantes del agua se dividen en químicos, físicos y biológicos. Los primeros, a su vez, se dividen en inorgánicos (metales pesados y sales, entre otros) y orgánicos (fertilizantes, productos de la descomposición de alimentos, etcétera). Los físicos, por su parte, afectan el aspecto del agua, como maleza, basura y plásticos, mientras que los biológicos son virus, bacterias y parásitos.

No es lo mismo que en un cuerpo de agua haya un gramo de contaminante que diez toneladas; sin embargo, los efectos de éstos no necesariamente están ligados con la cantidad de la sustancia extraña, sino también con su naturaleza.

Aunque los contaminantes son sustancias ajenas al medio en cuestión, no todos son igual de dañinos. Lo anterior depende del agente: no es lo mismo que un lago esté contaminado con tierra y hojas de plantas a que lo esté con bacterias y parásitos o bien con detergentes, basura o sustancias químicas que provienen de pilas desechadas. Cada contaminante tiene distinto grado de toxicidad, la cual se define como la capacidad de un agente de causar daño a un ser vivo al hacer contacto con él, al contrario de lo que sucedería con una sustancia inocua, que no produce ningún tipo de daño.

Todas las sustancias son tóxicas: el agua, el azúcar, la sal, el cianuro. Se han reportado casos fatales de envenenamiento porque accidentalmente se ha sustituido sal por azúcar en alimentos para bebés. Lo que convierte a una sustancia en veneno, y a otra no, es la cantidad, y ésta determina la toxicidad.

Las mezclas de sustancias tóxicas serán perjudiciales en la medida de la cantidad de sustancias nocivas presentes en la misma.

La dosis es el veneno

Así, inclusive la más fundamental de las sustancias para la vida, el agua, en grandes cantidades es tóxica. Se han reportado casos de corredores que después de un intenso y agotador ejercicio han ingerido tanta agua que han caído inconscientes, en lo que se conoce como "intoxicación acuosa".

Para conocer la toxicidad de una sustancia es necesario sacrificar algún animal. En los laboratorios por lo general se experimenta con ratas criadas especialmente para investigación. Una manera generalizada para conocer la toxicidad de cualquier producto es la que se conoce como Dosis Letal Media (o promedio) (LD_{50} , por sus siglas en inglés). El LD_{50} indica la masa de una sustancia que mata a la mitad de las ratas a las que se les ha dado a probar, una semana después de que la ingirieron. Sus unidades son mg de producto/ kg de rata, es decir, mg/kg (figura 1.47).

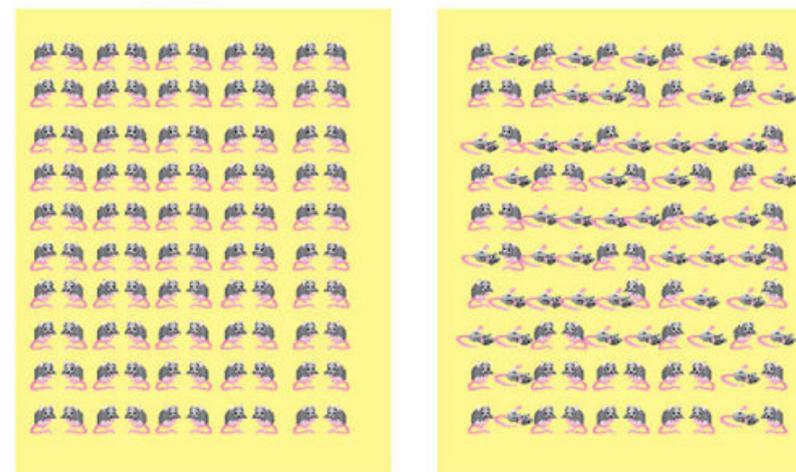


Figura 1.47 LD_{50} de la nicotina. Cuando se les da 230 mg de nicotina a 100 ratas, mueren la mitad de ellas.

En la tabla 1.9, en la página siguiente, se indica la LD_{50} para varias sustancias, de donde se puede ver que cuanto menor es el valor de LD_{50} , más tóxica es una sustancia, ya que se necesita menor cantidad de ella para producir la muerte.

Tabla 1.9 Dosis letales de algunas sustancias

Sustancia	LD ₅₀ oral en ratas por kg de masa
Ácido acético (que en forma de disolución acuosa se conoce como vinagre)	3 310 mg
Acetona	7 400 mg
Cadmio	225 mg
Cafeína (en el café, el chocolate)	130 mg
Cloroformo	908 mg
Alcohol etílico	7 060 mg
Iodo	14 000 mg
Nicotina (en los cigarrillos)	230 mg
Cloruro de sodio (la sal que sazona la comida)	3 750 mg
Cianuro de sodio	15 mg
Aspirina	1 500 mg

Fuente: *The Merck Index* online <http://www.rsc.org/merck-index/> (Consultado: 18 de octubre de 2016).

La información de la tabla anterior nos indica, por ejemplo, que el cianuro de sodio es 100 veces más tóxico que la aspirina; ya que se necesitan 15 mg del primero y 1 500 mg del segundo para matar el 50% de las ratas. La sustancia más tóxica que se conoce, esto es, el veneno más poderoso, no es producto de una síntesis de laboratorio, sino que es una toxina producida por una pequeña bacteria (diminuta, como todas) la *Clostridium botulinum*. Este organismo vive en latas de comida empacadas sin aire (es decir, en condiciones anaerobias), cuando el alimento no ha sido correctamente esterilizado. La botulina, como se llama el veneno, es tan poderosa que un gramo puede matar a 500 millones de personas; sin embargo esta sustancia tiene muchas aplicaciones médicas y cosméticas. Como lo mencionamos en el primer tema de este bloque, no todo lo natural necesariamente es bueno.

Una de las limitaciones del LD₅₀ es que no todas las especies animales reaccionan igual ante las sustancias químicas (naturales o artificiales). La otra tiene que ver con la forma de administrarlos. Por ejemplo, la LD₅₀ de la nicotina ingerida en forma oral es 230 mg, mientras que inyectada es de únicamente 0,3 mg.

Concentración en partes por millón

Además de expresar la concentración en porcentaje (como lo estudiamos en el tema anterior), la concentración se expresa en partes por millón y partes por billón, que como su nombre lo indica, equivalen a una parte en un millón de partes o una parte en un billón de partes. En el siguiente experimento diluirás una sustancia hasta llegar a una parte por millón y con ello comprenderás este concepto de concentración para que te quede claro por qué se emplea esta unidad como medida para sustancias tóxicas y contaminantes.



EQUIPO

Actividad experimental

Objetivo:

Preparar una dilución en partes por millón.

Investigación previa:

- ¿Qué se entiende por concentración de una disolución?
- ¿De qué maneras se puede expresar la concentración de una disolución?

Materiales:

- Siete recipientes transparentes para colocar agua (por ejemplo, vasos pequeños, o si puedes hacerlo en un laboratorio, usa tubos de ensayo)
- Dos goteros
- Agua de jamaica concentrada
- Agua "simple"
- Cinta adhesiva resistente y una pluma para rotular los frascos

Procedimiento:

Se numeran los recipientes del 1 al 7. En el #1 se colocan 10 gotas de agua de jamaica. De este vaso se toma una gota y se coloca en el vaso #2. A éste se le agregan nueve gotas de agua sola (cuidado, los goteros no se deben mezclar). La solución #2 se agita y se toma una gota para colocarla en el vaso #3 y agregarle nueve gotas de agua simple. Este procedimiento se repite hasta llegar al vaso #7. Guíense con la figura 1.48.

Cada vez que se toma una gota de la disolución del agua de jamaica y se mezcla con nueve gotas de agua, lo que se está haciendo es diluir su concentración 1 a 10. Al pasar una gota del segundo recipiente al tercero y agregarle otras nueve gotas de agua se diluye otra vez 1 a 10; sin embargo, con respecto a la disolución original es de 1 a 100 (es decir, si tuviéramos 100 gotas de disolución sólo una sería del agua de jamaica original). Así, al llegar al último recipiente se tiene una concentración de uno en un millón (una parte por millón).

Análisis de resultados:

- ¿Hay agua de jamaica en el recipiente #3? ¿Cómo lo saben?
- ¿De qué dependerá el color que tenga cada una de las disoluciones anteriores?
- Si en lugar de agua de jamaica se hubiera utilizado una sustancia ligeramente tóxica, ¿las disoluciones serían todas tóxicas?

Conclusiones:

Escriban un párrafo en el que expliquen hasta qué concentración la presencia de una sustancia tóxica puede contaminar una muestra de agua.

Eliminación de residuos:

Se pueden verter en la tarja sin problema, son inocuos.



Figura 1.48 Procedimiento experimental. Observa cuidadosamente la intensidad del color en cada recipiente.

Toma de decisiones relacionada con: concentración y efectos

En el experimento anterior, al llegar al séptimo vaso, la concentración ya es de uno en un millón: 1/1 000 000 es decir, de partes por millón (ppm). Para que te des una mejor idea de lo que significa esta expresión, imagina que un milímetro es una parte por millón de un kilómetro.

Es posible convertir una concentración en porcentaje a partes por millón, para ello se emplea la siguiente fórmula:

$$\text{concentración en ppm} = \frac{\text{concentración en porcentaje}}{100} (1\ 000\ 000)$$

O bien, simplificando:

$$\text{ppm} = (\%) (10\ 000)$$

Y para convertir de concentración en porcentaje a ppm:

$$\text{concentración en ppm} = \frac{\text{concentración en \%}}{10\ 000}$$

Recuerda que en notación científica 10 000 es igual a 1×10^4 , así que quizá prefieras emplear esta expresión al sustituir en las fórmulas anteriores.

Ejemplo:

La concentración límite de ozono, según la escala Imeca (Índice Metropolitano de la Calidad del Aire) es de 0.60 ppm ¿a qué concentración porcentual equivale?

Sustituyendo en la fórmula correspondiente tenemos que:

$$\text{concentración en ppm} = \frac{\text{concentración en \%}}{10\ 000}$$

$$\% = \frac{0.60}{10\ 000} = 0.00006\% \text{ o } 6 \times 10^{-5}\%$$

Como la concentración en porcentaje es un valor muy pequeño, es por eso que se prefiere expresar este tipo de concentraciones en partes por millón.



INDIVIDUAL

- Además del ozono, los contaminantes del aire son el dióxido de nitrógeno, el dióxido de azufre y el monóxido de carbono. Investiga cuáles son los valores en ppm en tu ciudad y convierte esos resultados a concentración en porcentaje.
- Investiga la composición del aire incluyendo el vapor de agua, bióxido de carbono y otros gases además del nitrógeno y oxígeno. Convierte esos porcentajes a ppm.

Glosario

Ozono. Alótropo del oxígeno es decir que es una forma como el oxígeno se presenta en la naturaleza, en este caso con tres átomos de oxígeno unidos. El que respiramos es diatómico.



TIC

Para que tengas más información respecto a la calidad del aire en escala Imeca, consulta la siguiente página, anota la información que te parezca más relevante y coméntala con tus compañeros: <http://www.aire.cdmx.gob.mx/default.php>. (Consultado: 19 de octubre de 2016).



INDIVIDUAL

Con todo lo anterior, y la ayuda de tu profesor, investiga lo siguiente:

- ¿Cuáles son los principales contaminantes de la atmósfera?
- ¿Qué efectos tiene para la salud un aumento en la concentración de los contaminantes que todos los días respiran los habitantes de la Ciudad de México, una de las ciudades más contaminadas del mundo?
- ¿Qué puedes hacer tú para disminuir esa contaminación?

Discute con tus compañeros lo que investigaste y elaboren una conclusión.

Lee el siguiente texto y contesta lo que se pide.

La película Erin Brockovich, una mujer audaz, dirigida por Steven Soderbergh en el año 2000 y basada en hechos reales, narra el caso de contaminación por cromo hexavalente de aguas subterráneas empleadas para el consumo humano en la ciudad de Hinkley ubicada al sur del estado de California, Estados Unidos.

Erin Brockovich, empleada del bufete de Ed Masry que carecía de formación legal previa jugó un papel determinante en el citado caso pues impulsó el proceso legal que acabaría ganándole a la Pacific Gas and Electric Company (PG&E), compañía responsable de la contaminación.

La planta de Hinkley de dicha compañía es una estación de compresión y bombeo para el transporte de gas natural por el conducto que lo transporta desde Texas a la bahía de San Francisco. Entre 1952 y 1966, la compañía empleó cromo hexavalente diluido en agua para evitar la corrosión de los pistones de las torres de refrigeración, por sus propiedades antioxidantes y su alta solubilidad.

Además del daño causado a los empleados de la planta, por este metal, los residuos de este proceso se almacenaron en contenedores incorrectamente impermeabilizados que al filtrarse, contaminaron los acuíferos en un área aproximada de dos kilómetros cuadrados alrededor de la planta.

Dicho metal se absorbe por vía respiratoria, digestiva y cutánea. Los empleados de la planta y los habitantes de Hinkley presentaban síntomas de intoxicación crónica: erupciones, síntomas respiratorios como asma, cáncer de pulmón y tumores en el sistema digestivo.

En 1987, durante lo que la compañía denominó como chequeo rutinario, se descubrió la fuga del tóxico. Para ese entonces ya era conocido el potencial carcinogénico del cromo hexavalente por vía respiratoria, aunque se creía que su toxicidad era más baja por vía oral.

Según la Environmental Protection Agency (EPA), organismo estadounidense encargado del cuidado del ambiente (equivalente a la Semarnat de México), el nivel máximo permitido del metal en agua de consumo humano es de 0.1 ppm, en Hinkley el nivel llegaba a 0.58 ppm. Cuando esto se reportó a las autoridades correspondientes, se ordenó una limpieza en las zonas contaminadas a principios de la década de los noventa y para lograr cierta impunidad, la compañía que contaminó la zona intentó comprar previos aledaños.

Como algunos habitantes se negaron a vender, se ofreció una cantidad tan elevada por la adquisición de los terrenos (muy superior a su precio en el mercado), que se levantaron sospechas que condujeron a determinar que la compañía intentaba eliminar pruebas que apuntaban a que la presencia del cromo hexavalente podría ser responsable de la alta incidencia de patologías en los residentes de la zona.

Al final, unas 650 personas participaron en la demanda contra PG&E. En 1996 se logró la indemnización millonaria de los demandantes por responsabilidad civil por daños, gastos médicos y trauma psicológico: 333 millones de dólares, un récord en la historia de los Estados Unidos.

Fuente: Menéndez-Navarro, Alfredo, "La reivindicación del saber lego en la defensa de la salud pública: Erin Brockovich", en *Revista de Medicina y Cine*, núm. 2, 17 de abril de 2012, disponible en <http://revistamedicinacine.usal.es/index.php/es/vol7/num2/645> (Consultado: 19 de octubre de 2016), extracto y adaptación.

- ¿Consideras que esta historia es creíble? ¿Por qué?
- De acuerdo con el caso citado, ¿era posible evitar la contaminación por cromo hexavalente? Justifica tu respuesta.
- ¿Crees que el nivel de contaminación encontrado en el agua de Hinkley realmente era significativo? ¿Por qué?
- ¿Es posible que una sustancia tóxica en concentraciones muy bajas pueda causar daños como los descritos en el texto?
- ¿Será éste el único caso de contaminación por sustancias tóxicas?
- ¿Cómo podría "limpiarse" o descontaminarse la zona sin causar más daño al ecosistema y las personas?
- Si tú fueras el juez del caso ¿a quién le darías la razón?
- ¿En México existirá algún caso similar?

Para responder las preguntas planteadas deberás investigar en diversas fuentes, de tal manera que tengas elementos suficientes para dar tu veredicto y elaborar conclusiones. Para tal efecto te recomendamos algunas páginas de internet, tú investiga en otras fuentes.

- <http://www.madrimasd.org/blogs/remtavares/2015/12/09/132418>
- http://www.profepa.gob.mx/innovaportal/file/1392/1/nom-147-semamat_ssa-1-2004.pdf
- http://www.wicesi.edu.co/blogs_estudiantes/pmlacs2012/files/2012/03/Parcial-I-PML.pdf (Consultado: 19 de octubre de 2016).

Elabora un ensayo en el que además de responder las preguntas anteriores, incluyas una conclusión en relación con el papel que todos tenemos en la preservación del medio ambiente y la salud de las personas.

Ahora que hemos analizado un caso real, lee con cuidado el apéndice 5 de la página 266. Con esa información y con lo que has investigado, copia en tu cuaderno la siguiente tabla relacionada con el riesgo de estar en contacto con metales pesados, como el cromo hexavalente y complétala haciendo la tercera columna tan ancha como lo necesites.

Daño (Efecto adverso para la salud o el ambiente por la presencia de metales pesados)	Desde... hasta	
Peligro (Agente o causa potencial de daño)	Sustancia	
	Fenómeno	
Vulnerabilidad (Susceptibilidad de sufrir daño, considerando además la capacidad de recuperarse del mismo)	Causa	
	Empieza por...	
Riesgo (Posibilidad de daño)	Multiplica el peligro por la vulnerabilidad	

Una vez que identificaste el riesgo estar en contacto con metales pesados, indica qué hacer para disminuirlo, es decir, cómo reduces tu vulnerabilidad como resultado de una decisión. Completa en tu cuaderno la siguiente frase: Para disminuir el riesgo hay que...

Comparte tu decisión con tus compañeros y discutan el porqué de ello.

Revisión

1. Para pensar

Contesta las siguientes preguntas. Justifica tu respuesta.

- 1.1 ¿Cuál es la diferencia entre tóxico y venenoso?
- 1.2 ¿Cuál es la diferencia entre dosis y veneno?
- 1.3 ¿Por qué la dosis es el veneno?
- 1.4 ¿Qué cantidad de nicotina puede ingerir una rata sin que le afecte?
- 1.5 ¿Qué cantidad de cloroformo mata al 50% de las ratas que lo ingieren?

2. De resolución de ejercicios y problemas (investigando y experimentando)

- 2.1 ¿Cuál es la relación que hay para expresar la concentración entre ppm y %? ¿Cuál es más conveniente de usar?
- 2.2 Si 1 ppm = 0.0001%, calcula cuál es la concentración en porcentaje (%) de una solución de cromato de potasio que contiene 3 ppm de esa sal.
- 2.3 Se tienen 500 ppm de una sustancia ¿cuál es su concentración en % en volumen?

3. Autoevaluación

A continuación se enlistan los aprendizajes esperados de este tema. En tu cuaderno, evalúa en qué medida consideras que obtuviste los aprendizajes esperados (bien, regular, poco o nada) y después anota lo que crees que debes repasar para comprender mejor el tema y qué consideras que debes consultar con tu profesor.

- Identifico que los componentes de una mezcla pueden ser contaminantes aunque no sean perceptibles a simple vista.
- Identifico la funcionalidad de expresar la concentración de una mezcla en unidades de porcentaje (%) o en partes por millón (ppm).
- Identifico que las diferentes concentraciones de un contaminante, en una mezcla, tienen distintos efectos en la salud y en el ambiente, a fin de tomar decisiones informadas.

5 Primera revolución de la química

Renata, ya ni la amuelas, tampoco te enteraste de la diferencia entre cambio físico y químico.

Desde luego, cambio físico es el que vas a tener después de que te cortes esas greñas "químicamente puras".

¡Ay, no sean infantiles, ya estamos en la secundaria! La respuesta es muy fácil.

Por ejemplo, cuando rompes una regla de madera, te quedan dos pedazos y, aunque sean más pequeños siguen siendo de madera; esto es un cambio físico.

Por otro lado, si quemas uno de estos pedazos, ocurre un cambio químico porque la madera se convierte en humo y cenizas. Ya no es madera.

Y si le doy un golpe a Berenice en el brazo, ¿el moretón que le va a salir es un cambio físico o químico?

Sigo sin entender; si por ejemplo hiervo un huevo, se pone duro y sigue siendo huevo. ¿Será un cambio físico o químico?

Lo que sea, seguro que le va a doler.

No sé. Vamos a preguntarle al maestro la próxima clase.

¡Hasta que dices algo inteligente!

Analiza la conversación

- ¿Qué opinas de la respuesta de Renata?
- ¿Puedes mencionar algunos ejemplos de **cambio químico**?
- ¿Qué otros ejemplos podrías dar de **cambios físicos**?
- ¿Desaparece la masa de la madera cuando se quema?
- ¿Los metales se pueden quemar?
- ¿Cómo explicas el cambio que le ocurre a un huevo cuando se cuece?
- ¿El humo tendrá masa? ¿De qué manera podrías averiguarlo?

En esta sección estudiaremos:

- Aportaciones de Lavoisier: la Ley de conservación de la masa.

Glosario

Cambio físico. Aquel en el que no hay un cambio de sustancia.

Cambio químico. Aquel en el que hay un cambio de sustancia.

Predigo-Observo-Explico

FUEGO SIN CERILLOS

Con mis compañeros y mi profesor.

Objetivo:

Observar la combustión de un material sin punto de ignición.

Investigación previa:

Investiga en libros o internet lo siguiente:

- ¿De qué factores depende una combustión?
- ¿Qué es un punto de ignición?
- ¿Qué es el permanganato de potasio?
- ¿Qué es la glicerina?

Precauciones:

Trabaja en un lugar ventilado y lejos de materiales inflamables. Para manipular el material después del experimento, espera a que se enfríe, para evitar quemaduras.

Materiales:

- Dos platos o recipientes iguales de vidrio o de cerámica
- Algodón
- Glicerina (se consigue en una farmacia)
- Permanganato de potasio (se consigue en una farmacia)

Procedimiento:

1. Coloca un pedazo de algodón en un plato.

2. Agrega en ambos platos un poco de permanganato de potasio. En el plato que tiene algodón, deberás verter encima de éste el permanganato (figura 1.49).

Predicción:

- ¿Qué pasará en ambos platos si se agrega glicerina?
- Justifica la predicción.

Observación:

- Agrega varias gotas de glicerina en ambos platos.
- Observa qué sucede, elabora dibujos de ello y acompaña cada dibujo con una descripción de lo que ocurre.

Explicación:

- Explica con tus palabras qué sucede y compáralo con tu predicción.

Comparte tu resultado con el resto de tus compañeros y con tu profesor.

Figura 1.49 Experimento.



Reconoce y comparte con tu profesor cuál es la relación entre la conversación de nuestros amigos y este POE.

Aportaciones de Lavoisier: la Ley de conservación de la masa

En el siglo xvii en la comunidad científica se consideraba que el aire era una sustancia pura, uno de los cuatro elementos de Aristóteles (384 a.n.e.-322 a.n.e). Sin embargo, en esa época se realizaron diversos experimentos que no podían explicarse asumiendo que el aire era una sustancia pura.

El inglés Robert Boyle (1627-1691) repitió experimentos realizados en Francia (y aun antes por los árabes): calentó estaño (un metal bien conocido en la época y empleado en

la actualidad para soldar) en un recipiente de vidrio cerrado para encontrar que la masa de la sustancia resultante, llamada en aquel tiempo "cal" y que se refería a un material diferente de lo que hoy conocemos como cal, tenía mayor masa que el estaño original. Para explicar este proceso, Boyle indicó que algunas partículas de fuego se intercalaban entre las del estaño.

Otra explicación para el mismo proceso provino del químico alemán Georg Stahl (1660–1734). El modelo que propuso llamado modelo del flogisto (de la palabra griega *phlox* = flama), que indicaba que en toda sustancia que se quema hay flogisto y "cal". Cuanto más flogisto había, más fácilmente se quemaba el material. La "cal" que resultaba de quemar el metal tenía un aspecto terroso y ninguna de las características del metal del que provenía (brillo, maleabilidad). Una manera de representar lo anterior es:



Aquellos materiales que al quemarse dejaban menos "cal" tenían más flogisto, por ello algunos como el carbón fueron muchas veces identificados como el mismo flogisto. Así se podía interpretar la obtención de metales al quemar una "cal" en presencia de carbón (rico en flogisto).



En la tabla 1.10 se comparan las predicciones hechas por el modelo del flogisto y los resultados experimentales obtenidos.

Tabla 1.10 Comparación entre predicciones y resultados experimentales, de acuerdo con el modelo del flogisto

	Predicción de acuerdo con el modelo del flogisto	Resultado experimental	Interpretación que apoya o rechaza el modelo del flogisto
Proceso 1	Se formará un polvo (la cal)	Se forma un polvo	Apoya el modelo
	La masa del producto disminuirá	La masa del producto aumenta	Rechaza al modelo
Proceso 2	Se formará un metal	Se obtiene un metal	Apoya el modelo
	La masa del producto debe aumentar	La masa del producto disminuye	Rechaza al modelo

Glosario

Producto. La sustancia que resulta de una reacción química.

Hacia el año 1750 era claro que la única manera de hacer coincidir los resultados experimentales con el modelo del flogisto era que éste tuviera peso negativo (por ello, cuando se eliminaba del metal, el peso de la cal resultante aumentaba o cuando se adicionaba a la cal el peso resultante disminuía). Por extraño que hoy nos parezca, la idea de suponer que una sustancia tenga peso negativo en aquella época no era tan audaz. Se sabía de la existencia de otras especies "incorpóreas" como el calor, la electricidad o el magnetismo. Así, lo que había que hacer era pesar lo más cuidadosamente que se pudiera, tanto los metales que se quemaban como las "cales" que interactuaban con el flogisto proveniente del carbón.

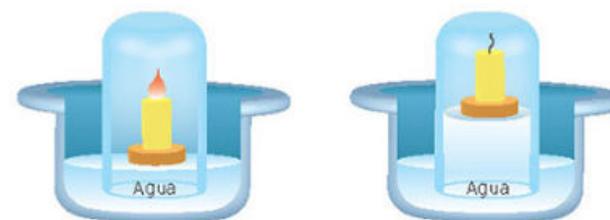


Figura 1.50 En la figura, puedes ver que en el sistema el agua aísla del aire exterior al aire del recipiente, junto con la vela.

Como en todos estos procesos se estaba en presencia de aire (por ejemplo, se sabía muy bien que sin aire no se podía sostener la llama de una vela), había también que estudiar la composición del aire, es decir, si era una sustancia pura o una mezcla (figura 1.50).

A partir de entonces, los químicos empezaron a trabajar más cuidadosamente con el aire y a obtener las masas en sus experimentos con mayor precisión y exactitud (figura 1.51). Así se hicieron descubrimientos importantes:

- En 1756, Joseph Black (1728-1799) descubre el aire fijado (lo que hoy conocemos como dióxido de carbono, el producto de quemar carbón).
- En 1766, Henry Cavendish (1731-1810) descubre el hidrógeno, un gas de muy baja densidad y que por ello se confundió con el mismo flogisto. Como se quemaba muy fácilmente fue llamado aire inflamable.
- En 1772, Daniel Rutherford (1749-1819) descubre el aire flogistado (aire saturado de flogisto, por lo que no permite la combustión), lo que hoy conocemos como nitrógeno.
- En 1771 y 1774, Carl W. Scheele (1742-1786) y Joseph Priestley (1733-1804) descubren de manera independiente el aire deflogistado (que al no tener flogisto lo "buscaba" afanosamente) y que hoy sabemos es el oxígeno (figura 1.52).

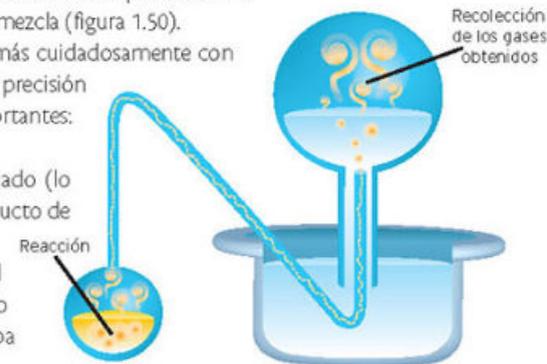


Figura 1.51 Para el avance en el conocimiento del aire debieron diseñarse múltiples maneras de atrapar los gases que se producían en una diversidad de reacciones.

De los descubrimientos anteriores quedó claro que el aire no era un elemento, como suponían los antiguos griegos, sino una mezcla de gases (la palabra gas en griego quiere decir "caos") algunos de los cuales se podían quemar fácilmente (como el aire inflamable), otros impedían la combustión (como el aire flogistado) y otros la favorecían (como el aire deflogistado).

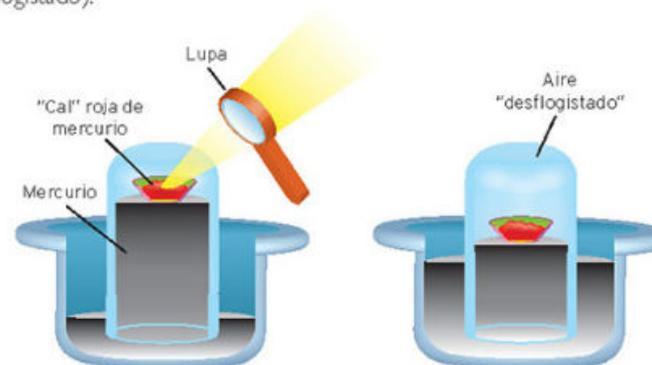


Figura 1.52 Mediante este diseño, Priestley produjo lo que llamó "aire deflogistado", a partir de cal roja de mercurio (después conocida como óxido de mercurio). Lo que aparece como agua era en realidad mercurio, que permitía un mucho mejor aislamiento del medio interno.



Figura 1.53 Retrato de Antoine-Laurent de Lavoisier, célebre químico francés.

El químico francés Antoine-Laurent de Lavoisier (1743-1794) (figura 1.53) repitió el experimento de Priestley y encontró que el aire deflogistado era uno de los componentes de la mezcla de gases, que ya para entonces la comunidad científica coincidía en que se trataba de aire. Le cambió el nombre y lo llamó oxígeno. Su explicación del proceso 2 fue completamente diferente a la propuesta por el modelo del flogisto, como se indica a continuación (donde el metal es mercurio) y el símbolo Δ significa calor (o calentamiento):



Descubrió que los metales se combinaban con el oxígeno para producir un polvo (la "cal") que al disolverse en agua era alcalino. Más aún, utilizando las mejores balanzas que se podían tener en aquella época y sellando muy cuidadosamente todos los aparatos (para que no escapara ningún gas), encontró que el incremento de masa de un metal, cuando se calienta en aire (al formar la "cal"), correspondía a la masa del oxígeno perdido en el aire.

Así su explicación del proceso 1 (la combustión de un metal) fue también completamente diferente a la propuesta por el modelo del flogisto, como se indica a continuación:



El modelo de la combustión de Lavoisier indicaba que lo que la producía era una reacción con oxígeno, en la cual siempre había una ganancia de masa (como se reconoce en los resultados experimentales de la tabla 1). Por lo mismo, cuando se calentaba la "cal" (que para Lavoisier era un óxido metálico) se obtenía el metal (cuya masa era menor que la del óxido original) y oxígeno. Para Lavoisier no existía el flogisto y una vez que su modelo de combustión explicaba completamente los resultados experimentales, fue aceptado poco a poco por la totalidad de los químicos de la época.

Gracias a sus descubrimientos, Lavoisier explicó que la reacción de formación de agua (figura 1.54), era el resultado de la interacción entre el hidrógeno (que para muchos era el mismo flogisto) y el oxígeno:

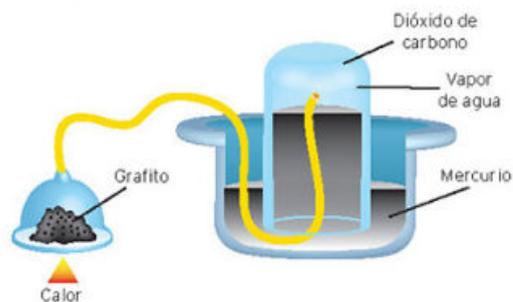


Figura 1.54 Esquema del experimento de Lavoisier para la síntesis del agua.

Hidrógeno + Oxígeno → Agua

Como resultado de sus cuidadosos experimentos, al obtener las masas con precisión y exactitud en sistemas aislados y bien sellados, estableció la Ley de conservación de la materia que indica "la materia no se crea ni se destruye, sólo se transforma".

La importancia de las aportaciones del trabajo de Lavoisier

Lavoisier hizo otra importantísima aportación a la química. En su libro *Tratado elemental de química*, publicado en 1789, indicó una primera lista de 35 elementos y además estableció las bases de la moderna nomenclatura química. Allí dice:

"La imposibilidad de separar la nomenclatura de la ciencia, y ésta de aquella, depende de que toda ciencia... se compone necesariamente de tres cosas: de la serie de los hechos que la constituyen; de las ideas que los representan; y de las ideas que los expresan. La palabra debe excitar la idea, y ésta pintar el hecho, pues son tres impresiones de un mismo sello; y como las palabras son las que conservan y transmiten las ideas, resulta que no se puede perfeccionar el lenguaje sin perfeccionar la ciencia, ni ésta sin el lenguaje, y que por muy ciertos que sean los hechos y exactas las ideas que originen, no transmitirán más que impresiones falsas, si no tenemos términos propios con qué expresarlos."

Como habrás notado, a lo largo del recorrido histórico que hicimos desde las investigaciones de Robert Boyle hasta las de Lavoisier, el conocimiento científico siempre está evolucionando y cambiando, no es posible considerar que un descubrimiento es el final del camino, por eso se plantean teorías que se aceptan en tanto no haya otra que explique mejor lo que éstas explicaban o que se demuestre alguna inconsistencia o contradicción entre los nuevos hallazgos y el conocimiento que preveía hasta el momento.

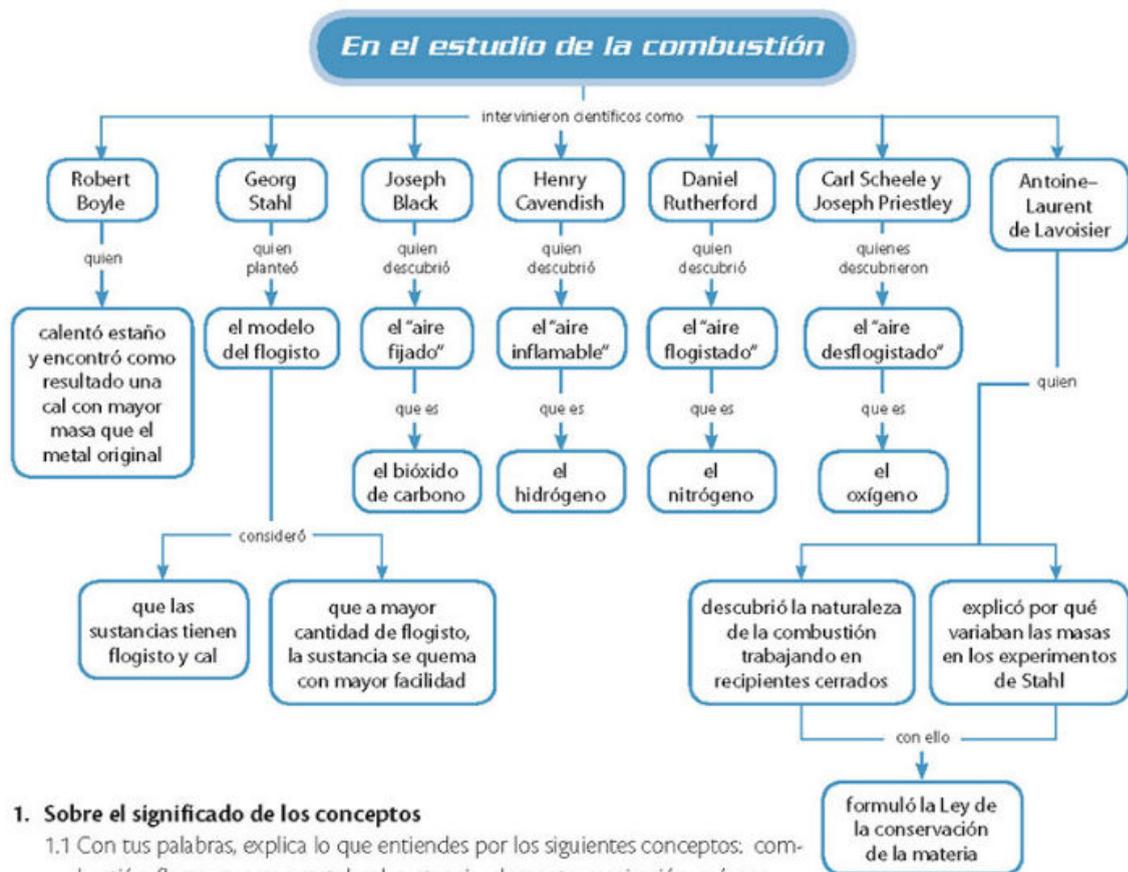
Por otro lado, es importante que sepas que los planteamientos de Lavoisier no fueron producto de su trabajo individual, sino que, como lo mencionamos, es el producto del trabajo de otras personas que contribuyeron en la construcción de la ciencia.

Además, los descubrimientos dependen del contexto histórico y social en el que se hacen, en aquellos tiempos no existían las herramientas con las que hoy contamos, estamos hablando de dos a tres siglos de diferencia, por ello, lo que hoy se sabe se considera tentativo, mientras no surjan teorías nuevas. No sabemos qué se descubrirá ni siquiera dentro de 10 años. Por eso los modelos cambian a través del tiempo conforme el conocimiento avanza y éste, no termina, de ahí que se diga que la ciencia es inacabada.

Conexiones...

En tu curso de Historia I en el bloque 1 estudiaste el contexto histórico de los siglos XVI al XVIII, compara la situación en la que vivían los científicos que mencionamos en este tema con la situación actual. ¿Crees que si en la actualidad se hubiera planteado la existencia del flogisto, hubiera prevalecido el mismo tiempo que transcurrió entre que Robert Boyle lo planteó y Antoine Lavoisier lo descartó? Justifica tu respuesta.

En este organizador gráfico presentamos los conceptos más importantes del tema que acabamos de estudiar. Revísalo y si tienes alguna duda, consúltala con tu profesor. Te será útil al final del bloque.



1. Sobre el significado de los conceptos

- 1.1 Con tus palabras, explica lo que entiendes por los siguientes conceptos: combustión, flama, quemar, metal, cal, sustancia, elemento, respiración, oxígeno.
- 1.2 Busca su significado en un diccionario y/o enciclopedia, o en internet, o en el *Diccionario de la Real Academia de la Lengua Española*: <http://www.rae.es/>.

2. Para pensar

- ¿Cómo explicaban los antiguos griegos la combustión?
- ¿Cómo explicaba Boyle el aumento de peso al quemar un metal?
- ¿Por qué se tuvo que proponer que el flogisto tenía peso negativo?
- ¿Cómo explicaba el modelo del flogisto la combustión de los metales?
- ¿Cómo explicaba el modelo de Lavoisier la combustión de los metales?

3. Ejercicios

- 3.1 Después de lo que se presentó en este tema, revisa el resumen esquemático con el que finaliza y analiza con tus compañeros lo que se dice en la conversa-

ción de la página 58. Con lo que ya aprendieron, construyanla de nuevo, en equipos de trabajo, incorporando las modificaciones que consideren adecuadas.

- 3.2 Investiguen en equipo sobre la época de Lavoisier (vestimenta, comida, enfermedades, diversiones, política) y preparen una representación teatral que considere la Ley de la conservación de la masa.
- 3.3 Explica los siguientes fenómenos empleando el modelo del flogisto y el de Lavoisier.
 - a. Cuando se quema carbón queda muy poco residuo.
 - b. Cuando se quema una vela en un recipiente cerrado la flama se extingue antes de que se acabe el aire.
 - c. La combustión es mucho más rápida en presencia de oxígeno (o aire desflogistado) que en el aire normal.
 - d. Al cabo de un determinado tiempo, un ratón se ahoga en un recipiente cerrado que contiene aire.

- 3.4 Lavoisier fue condenado a la guillotina durante la Revolución Francesa por incumplimientos fiscales. En medio de grandes controversias durante su ejecución se dijo: "Sólo un instante para cortar esa cabeza. Puede que 100 años no basten para darnos otra igual." Cuando murió, en 1794, su última exhalación de aire contenía dióxido de carbono, agua, oxígeno y nitrógeno. El nitrógeno gaseoso es muy poco reactivo, por lo que es posible que aún queden algunas moléculas dispersas de las que exhaló Lavoisier hace más de 200 años.

¿Cuántas veces tienes que respirar para que una de esas moléculas provenientes de la última exhalación de Lavoisier entre en tus pulmones? A continuación se dan algunos datos:

- La masa total de nitrógeno en la atmósfera es aproximadamente de 4×10^{18} kg.
- El volumen "normal" de una inhalación es de 400 ml, de los cuales el 78% es nitrógeno, es decir aproximadamente 310 ml.
- Supongamos que la última exhalación de Lavoisier contenía 400 ml de nitrógeno.
- 28 gramos de nitrógeno ocupan 22.4 l y contienen 6.02×10^{23} moléculas de nitrógeno. El nitrógeno permanece en la atmósfera sin combinarse por aproximadamente 107 años (¿cómo se puede descomponer el nitrógeno?).

- 3.5 Contesta las siguientes preguntas sobre el POE de la página 59.

- ¿Hay diferencia entre las reacciones que ocurrieron en ambos platos? ¿Cuáles?
- ¿Para qué sirve el algodón?
- El fuego ¿tiene masa? Analiza con tus compañeros y tu profesor cómo podría saberse.

- 3.6 Trabajando en equipos pequeños compartan sus POE originales entre ustedes y en su cuaderno contesten las preguntas:

- ¿Qué cambiaría de mis predicciones y las explicaciones que di?
- De lo que he aprendido, ¿qué me permitió hacer esas modificaciones?

Entre todos elaboren un cartel en el que expliquen los cambios a sus POE, por qué hicieron esos cambios y compártanlos con el resto del grupo.

4. Autoevaluación

A continuación se enlistan los aprendizajes esperados de este tema. En tu cuaderno, evalúa en qué medida consideras que obtuviste los aprendizajes esperados (bien, regular, poco o nada) y después anota lo que crees que debes repasar para comprender mejor el tema y qué consideras que debes consultar con tu profesor.

- Argumento 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.
- Identifico el carácter tentativo del conocimiento científico y las limitaciones producidas por el contexto cultural en el cual se desarrolla.

Aprendizajes esperados

- A partir de situaciones problemáticas plantea premisas, supuestos y alternativas de solución, considerando las propiedades de los materiales o la conservación de la masa.
- Identifica, mediante la experimentación, algunos de los fundamentos básicos que se utilizan en la investigación científica escolar.
- Argumenta y comunica las implicaciones sociales que tienen los resultados de la investigación científica.
- Evalúa los aciertos y debilidades de los procesos investigativos al utilizar el conocimiento y la evidencia científicos.

Hemos llegado a la última parte de este primer bloque en el que desarrollarán un proyecto con el que aplicarán lo que aprendieron hasta este momento. Es recomendable diseñar y desarrollar un proyecto con base en sus intereses, aunque les damos algunas sugerencias para que amplíen los alcances de los mismos o diseñen algo diferente. De aquí en adelante, al final de cada bloque, deberán desarrollar un proyecto; el bloque 5 es únicamente de proyectos. Para desarrollar el trabajo por proyectos les sugerimos seguir una metodología, que está compuesta por etapas. Pueden modificarla de acuerdo con sus necesidades.

- ➡ **Inicio.** En esta sección se presenta un texto (reconoce la química) que desarrolla algunos aspectos del tema del proyecto, para despertar su curiosidad y orientarlos en su investigación.
- ➡ **Organización.** Ésta es la etapa de planeación del proyecto. En ella, además de reconocer el problema de investigación, deberán organizarse como equipo diseñando cómo desean llevar a cabo el proyecto. Les sugerimos elaborar una tabla de tiempos o cronograma para distribuir las actividades que desarrollarán de tal manera que les alcance el tiempo del que disponen.
- ➡ **Proceso.** En este momento se lleva a cabo el desarrollo como tal del proyecto. Deberán determinar los objetivos, plantear hipótesis, hacer una consulta bibliográfica, llevar a cabo el diseño y ejecución de un prototipo, encuesta o producto que quieran presentar, analizar sus resultados y verificar si se cumplió o no su hipótesis. En esta etapa les sugeriremos una actividad experimental, en algunos casos, ustedes deberán proponer otras actividades experimentales. Igualmente les sugerimos algunas fuentes de investigación, pero ustedes determinarán cuáles son de utilidad de acuerdo con el proyecto que desarrollarán.
- ➡ **Comunicación.** Ésta es la etapa en la que deberán presentar los resultados de su proyecto, lo cual dependerá de lo que decidan en conjunto como equipo. Puede ser un cartel, un periódico mural, trípticos, una presentación de Power-Point, un podcast de radio, un noticiero, una exposición, etcétera. Lo importante es dar a conocer el producto de su trabajo a toda la comunidad escolar.
- ➡ **Evaluación.** Éste es el momento de valorar sus logros, determinar sus aciertos y las oportunidades de mejorar. En esta etapa deberán autoevaluarse y evaluar a sus compañeros.

Todo proyecto deberá partir de sus inquietudes e intereses, y podrán optar por alguna de las preguntas sugeridas en esta última parte del bloque, tomar éstas como base y orientarlas, o bien plantear otras que permitan cumplir con los aprendizajes esperados.

También es indispensable planear conjuntamente el proyecto a lo largo del bloque, a fin de poderlo desarrollar y comunicar durante las dos últimas semanas de cada bimestre.

Con el trabajo por proyectos, se sugieren algunas preguntas para orientar la selección del tema e integrar lo aprendido mediante el desarrollo de actividades experimentales que les permitan describir, explicar y predecir algunos fenómenos de su entorno relacionados con el movimiento, las ondas y la fuerza, así como su aplicación y aprovechamiento en productos técnicos. Para ello se presenta además un breve resumen de la química involucrada en cada uno de los siguientes temas.

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

Inicio RECONOCE LA QUÍMICA

El agua es un recurso natural que, dentro de ciertos límites, se renueva constantemente. El ciclo del agua (figura 1.55) incluye una serie de mecanismos que permiten la eliminación de sustancias nocivas. El resultado de la destilación natural (evaporación y condensación) es la lluvia, agua potable con tan solo trazas de impurezas no volátiles y algunos gases del aire disueltos (claro, en algunos lugares como las ciudades también pueden estar disueltos óxidos de nitrógeno y azufre y originar lluvia ácida).

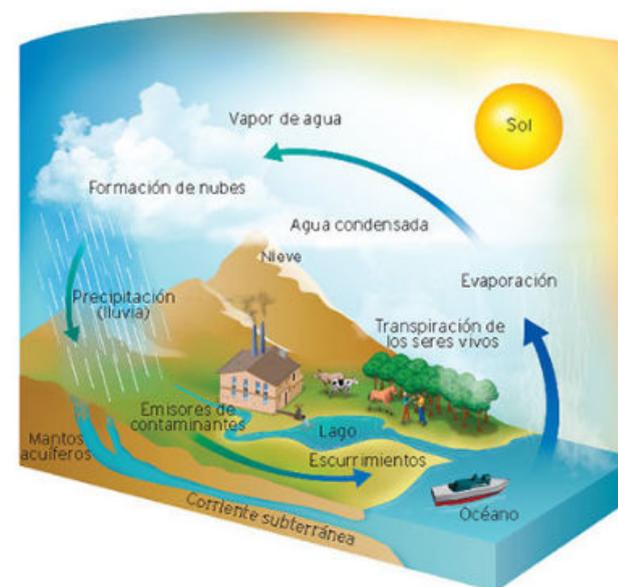


Figura 1.55 Ciclo del agua.



Figura 1.56 Cuando el agua del mar se congela, se desala. La parte visible es una pequeña parte de su volumen total.



Figura 1.57 Las cascadas son fuente de agua dulce.

En los polos, o cerca de ellos, la cristalización del agua salada de mar forma lo que conocemos como icebergs (figura 1.56), hielo que cuando se funde es agua potable. La aireación del agua que fluye por los ríos y se precipita por las cascadas (figura 1.57) permite la separación de sustancias volátiles y de depósitos minerales que se habían disuelto previamente.

El término salinidad se refiere a la cantidad de sal que se halla disuelta en cualquier cuerpo de agua o tierra. En el caso de los mares, la concentración promedio de sales es de un 11% que varía de acuerdo con la temperatura ambiente y con la cantidad de agua que se transporta durante el ciclo del agua. Es evidente que en zonas tropicales la cantidad de agua que se evapora es mayor que en los polos. Si la concentración de sal disuelta en agua es menor al 0.05% se dice que es agua dulce, mientras que si fluctúa alrededor de un 4% se considera salina. Más de 5% ya no se encuentra en la naturaleza excepto en el mar Muerto que tiene un 15% de sales disueltas. En estas condiciones ya se dice que la disolución es una salmuera.

Alrededor de 90% de la producción de sal en nuestro país se hace por evaporación del agua de mar, de tal manera que se llega a un punto en el cual la disolución comienza a cristalizarse. A ésta se le llama sal marina o sal solar. Otro método se lleva a cabo al alto vacío y se hace en refinerías dando un producto con más de 99% de pureza. La sal también se puede obtener de pozos subterráneos de donde se envía el agua salada a vasos evaporadores para que cristalice.

Las principales salineras de México son:

- Guerrero Negro, en Baja California Sur.
- Ciudad Obregón, en Sonora.
- Navojoa, en Sonora.
- Los Mochis, en Sinaloa.
- En la costa de Jalisco.
- En la costa de Colima.
- Petatlán, en Guerrero.
- Salina Cruz, en Oaxaca.

- En la costa de Yucatán.
- Cuenca Salina del Istmo, en Veracruz.
- Salinas, en San Luis Potosí.
- Matamoros, Tamaulipas.
- García, Nuevo León.
- Sierra Mojada, Coahuila.

La sal de mesa es uno de los productos químicos más utilizado en la industria. Anualmente se producen poco más de 200 millones de toneladas; la mitad se origina en Estados Unidos, China y Alemania. México produce poco más de ocho millones de toneladas, lo que implica que a cada uno de sus habitantes le tocan, aproximadamente, unos ¡80 kg por año!

Una buena parte de la producción de sal se dirige cada año a la denominada industria cloro-álcali en la obtención de cloro, sosa, sodio e hidrógeno. El resto, a la industria de los polímeros, el papel, los textiles y los colorantes en la preparación de Na_2CO_3 . Sólo un poco más de 3% se dedica al consumo humano directo como sal de mesa, para condimentar los alimentos o preservarlos.

Sin embargo, este uso, tan común hoy, ha originado muchas guerras a lo largo de la historia, como la que ocurrió entre aztecas y tlaxcaltecas antes de la llegada de los españoles. Su importancia se nota en la palabra salario, ya que en la antigüedad se pagaba con sal y no con dinero. La sal, como todas las sustancias, tiene un efecto tóxico y dificulta la captación de agua por las raíces, lo que limita el desarrollo de la vegetación. Por lo anterior las zonas cercanas a las salineras son áridas, particularmente si las aguas saladas se desechan en la tierra firme.

Organización

Antes de planear el proyecto es importante que determinen algunas preguntas que dirigirán sus objetivos, así como quiénes llevarán a cabo qué actividades y los tiempos que tienen para hacerlas.

Les sugerimos que elaboren en su cuaderno una tabla como la siguiente, añadan cuantos renglones requieran para incluir más preguntas y una columna en la que las respondan:

Pregunta inicial:

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

¿Cuál es el objetivo de nuestro proyecto?

¿Qué sabemos del tema y qué queremos saber?

¿Qué temas están relacionados con esta pregunta?

¿Qué debemos investigar para desarrollar nuestro proyecto?

¿Requerimos hacer algún tipo de experimento para responder la pregunta? En tal caso, ¿qué necesitamos para hacerlo?

¿Qué beneficios tendremos con este proyecto?

¿Qué queremos enseñarle a la comunidad escolar?

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

Para organizarse con los tiempos y los responsables de cada actividad les recomendamos elaborar en su cuaderno una tabla como la siguiente, agreguen tantas filas como requieran, según las actividades que llevarán a cabo, por ejemplo; investigación bibliográfica, actividad experimental, entrevistas, elaboración de un tríptico, etcétera.

Actividad	Responsable	Fechas de entrega						

Proceso

En esta etapa se desarrollará propiamente el proyecto. De acuerdo con el tema de investigación puede que lleven a cabo una actividad experimental o investigación documental. En este caso les sugerimos algunas preguntas para guiar su investigación:

1. ¿Qué es el agua salobre?
2. ¿Qué es una salinera?
3. Brevemente explica cómo funciona una salinera.
4. Investiga cuáles son los tres países de mayor producción de sal.
5. Investiga cuáles son los impactos ambientales que provocan las salinas.
6. ¿Cómo se puede evitar este deterioro?

Para llevar a cabo su investigación documental les sugerimos que revisen la siguiente página de internet y bibliografía. Ustedes investiguen en otras fuentes y tomen nota de lo más relevante. Procuren procesar la información que adquirieron de tal manera que redacten con sus palabras los textos finales.

Para organizar la búsqueda de información les sugerimos elaborar en su cuaderno una tabla como la siguiente. Añadan tantas filas como requieran, pues hay muchas fuentes de consulta: revistas, televisión, videos, libros, periódicos, etcétera.

- <http://pulsoslp.com.mx/2014/02/17/tiene-mexico-la-salinera-mas-grande-del-mundo/> (Consultado: 19 de octubre de 2016).

Fuente de consulta	¿Quién la consultará?	¿Dónde la consultará?	¿Qué información obtuvo (resumida)?

Comunicación

En esta etapa presentarán sus resultados. Hay muchos medios: un periódico mural, carteles, un programa de radio, una revista, etcétera. Recuerden que en esta ocasión se trata de resaltar los impactos de las salineras en el ambiente.

Evaluación

En esta etapa es importante que califiquen tanto su trabajo personal (autoevaluación) como el de sus compañeros (coevaluación).

Autoevaluación

Para su autoevaluación les proponemos que de manera individual, en su cuaderno, de la manera más honesta posible, determinen qué tanto se cumplió cada aspecto de la siguiente tabla (ustedes pueden elaborar la suya) y califiquen su desempeño con el puntaje correspondiente. Su profesor deberá tener esa calificación para promediarla con la suya. De nueva cuenta, tengan presente esta tabla para evaluar los proyectos de los demás bloques,

	Excelente (5 puntos)	Regular (3 puntos)	Nulo (1 punto)
Interés en el proyecto	Estuve interesado en participar en las actividades que diseñamos y puse de mi parte para que todo funcionara.	Me interesó participar en algunas actividades, pero me distraje con facilidad con otras cosas o compañeros.	No me interesó participar en el proyecto. Me dediqué a hacer otras tareas o platicar.
Cumplimiento de las actividades que me asignaron	Cumplí con las actividades que me comprometí a hacer y en los tiempos señalados.	Cumplí con algunas actividades o entregué mis colaboraciones con retraso.	No cumplí con las actividades que me comprometí o no lo hice a tiempo.
Colaboración con el equipo en las etapas del proyecto	Colaboré con mis compañeros y ayudé a quienes iban atrasados, para terminar a tiempo. No entorpecí la secuencia de actividades.	Colaboré con mi equipo pero hice sólo lo que me tocó. Ni entorpecí, ni beneficié la secuencia de actividades.	No colaboré con mi equipo, y por mis actitudes atrasé la secuencia de actividades.

Elabora un párrafo en el que expliques con detalle qué aspectos consideras que necesitas mejorar en tu desempeño, así como tus aciertos y errores.

Coevaluación

En esta etapa cada quien evaluará a los demás compañeros de su equipo. Se trata de dar una retroalimentación positiva, en su cuaderno escriban una tabla como la que les sugerimos a continuación y úsela en los demás proyectos del curso:

Aspecto	Calificación
Tuvo una actitud colaborativa en el proyecto	
Estuvo atento a lo que se iba a hacer	
Aportó ideas creativas	
Permitió el desarrollo del proyecto	
Apoyó a los demás	
Respetó las ideas de los demás, aunque no estuviera de acuerdo con ellas	
Colaboró con el material que se requirió comprar	
Cumplió con lo que se comprometió a hacer	
Tuvo capacidad de acción e iniciativa	

Registro de aprendizaje para evaluación general del proyecto

A continuación les presentamos algunos aspectos que su profesor tomará en cuenta para evaluar su proyecto.

Aspectos	Criterios	Muy bien 5	Bien 4	Suficiente 3	Insuficiente 2
Temática	La elección y el enfoque del tema	Hay un tema claro y bien enfocado a los aprendizajes esperados.	El tema que presenta es claro aunque no está exactamente enfocado a los aprendizajes esperados.	El tema es algo claro pero no está exactamente enfocado a los aprendizajes esperados.	El tema no es claro ni está enfocado en los aprendizajes esperados.
Planeación	Organización y desarrollo	El alumno presenta el tema de forma organizada, con secuencia lógica y ordenada entre las partes que conforman su trabajo.	El alumno presenta el tema de forma organizada, con cierta secuencia lógica y ordenada entre cada una de las partes.	El alumno presenta su trabajo en forma un poco desorganizada. Hay poca secuencia lógica y ordenada.	No hay organización ni secuencia lógica en el trabajo del alumno.
Materiales de apoyo	Selección y creatividad	Los materiales fueron bien seleccionados y creativamente adaptados y presentados.	Los materiales fueron bien adecuados, se ve que se hizo un esfuerzo por adaptarlos.	Se utilizaron materiales bien seleccionados.	Los materiales no fueron apropiados y no se ve intento de adaptarlos.

Avances del proyecto	Fuentes	Maneja información confiable y actualizada. Investiga en varias fuentes de consulta confiables.	Maneja información confiable y actualizada. Investiga en una o dos fuentes de consulta confiables.	Maneja información poco confiable e investiga en una o dos fuentes de consulta poco confiables.	Maneja información sin investigar la confiabilidad de sus fuentes.
	Contenido	Se percibe un dominio completo del tema y excelente entendimiento del mismo.	Se percibe un buen entendimiento del tema.	Se percibe entendimiento de algunos aspectos del tema.	Se percibe un mal entendimiento del tema.
	Gramática, ortografía y presentación	El trabajo está bien redactado y presenta un mínimo o nulos errores ortográficos. La presentación es adecuada.	El trabajo presenta algunos errores de redacción y ortografía. La presentación es adecuada, pero puede mejorar.	El trabajo presenta al menos cinco errores de ortografía y varios errores de redacción. Es difícil entender lo que quiso decir el autor del texto. La presentación no es adecuada.	El trabajo presenta severos errores de ortografía y redacción, no se entiende el texto. La presentación es inadecuada.
Presentación oral	Dicción, tono de voz	El alumno habla con buena dicción, voz bien modulada, se expresa con fluidez y naturalidad, tiene un vocabulario adecuado.	El alumno habla con algunos problemas de dicción y tiene algunas fallas para modular la voz. Se expresa con algunas dificultades. Su vocabulario es un poco limitado.	El alumno tiene problemas para pronunciar bien las palabras y modular la voz y su discurso fluye con dificultad. Su vocabulario es limitado.	El alumno no modula la voz, tiene dicción inadecuada, se traba al hablar y tiene un vocabulario limitado.

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

Inicio RECONOCE LA QUÍMICA

Ante la creciente demanda de agua potable para consumo humano y otras actividades, se han creado métodos de purificación y potabilización de agua para reutilizarla.

La primera forma, o tratamiento primario, consiste en permitir el asentamiento de partículas suspendidas y su posterior filtrado a través de grava y arena, donde quedan detenidas las partículas sólidas. Sin embargo, este procedimiento no es suficiente para eliminar materiales disueltos o microorganismos patógenos.

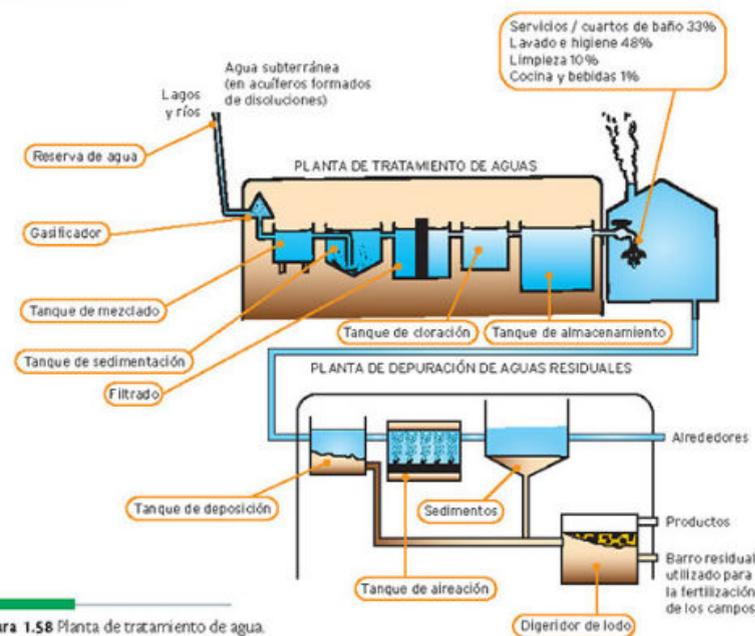


Figura 1.58 Planta de tratamiento de agua.

El tratamiento con agentes oxidantes, como el ozono o el cloro (contenido en el conocido hipoclorito de sodio), aniquila bacterias, protozoarios y algunos virus presentes en el líquido. El tratamiento secundario se basa en la antigua forma de reciclamiento de agua a través de fosas sépticas, y actúa sólo sobre el material que no se asienta o que no retienen los filtros.

El agua contaminada se introduce en estanques que absorben grandes cantidades de oxígeno del aire (figura 1.58). Además, en ellos se introducen bacterias y protozoarios que ingieren y transforman materia orgánica soluble en compuestos que pueden sedimentarse y después filtrarse.

Los tratamientos primarios o secundarios no eliminan sales de iones metálicos disueltos (algunos de ellos pueden ser venenosos, dependiendo de su concentración). Estas sustancias se extraen mediante los métodos que constituyen el tratamiento terciario. Éste consiste en el filtrado a través de gránulos de carbón activado, el cual absorbe la mayor parte de compuestos que provocan malos olores.

La purificación doméstica del agua es una buena opción para todas aquellas personas que desean incrementar la calidad del agua de distribución colectiva. Además, permite reducir la carga de agua embotellada y evitar los residuos de envases. Cada método de purificación es adecuado en un contexto.

En este sentido, los filtros de carbón activado (figura 1.59) son la opción para eliminar los problemas de mal sabor relacionados con el cloro cuando el agua no es especialmente dura y tiene un bajo contenido en sales minerales disueltas.



Figura 1.59 Carbón activado.

Organización

Antes de planear el proyecto es importante determinar las preguntas que dirigirán los objetivos de su proyecto, la organización de los responsables para desarrollar cada actividad y los tiempos de entrega.

Elaboren en su cuaderno una tabla como la que ya usaron en el proyecto anterior, modifíquela según sus necesidades y agreguen una columna para responder las preguntas.

Para organizarse con los tiempos y los responsables de cada actividad les recomendamos elaborar en su cuaderno una tabla como la que también ya usaron en el proyecto anterior añadiéndole cuantas filas necesiten.

Proceso

En este momento desarrollaremos el proyecto como tal; puede ser que decidan seguir una actividad experimental. A continuación les sugerimos una para inspirarlos a continuar investigando o bien, motivarlos para diseñar otra.

Título de la investigación: purificación de agua.

Objetivo: diseñar un método para reutilizar agua.

Fundamento teórico: investiguen lo siguiente:

- De los métodos de separación de mezclas ¿cuáles serán los más adecuados para purificar agua?
- ¿Qué materiales se emplean en la fabricación de filtros industriales y caseros?
- ¿Qué métodos adicionales a los de separación de mezclas se llevan a cabo en la purificación de agua?
- En algunas empresas purificadoras de agua dicen que se hacen hasta ocho tratamientos al agua, ¿cuáles son y en qué consisten?

Material:

- Un embudo
- Papel filtro
- Carbón activado
- Tinta negra o colorantes para comida
- Jugo de pepinillos o de col agria o de otro vegetal con un olor intenso
- Varios tubos de ensayo, o frascos de vidrio transparentes

Desarrollo:

1. Doblen el papel filtro y colóquenlo en el embudo.
2. Agreguen una cucharada de carbón activado en el embudo.
3. Agreguen una gota de tinta o de los colorantes para comida en 100 ml de agua.

4. Filtrén la mitad de la disolución a través del carbón activado. Compáren el color de la disolución filtrada con el de la disolución original.
5. Repitan el mismo experimento con el jugo de pepinillos y compáren ahora el olor de ambas disoluciones.

Resultados y análisis de resultados:

- Anoten en su cuaderno sus observaciones y descripciones de las mismas.
- Investiguen de qué manera el carbón activado elimina el color y el olor de las disoluciones acuosas. ¿Cuál es la diferencia entre absorción y adsorción?
- México es un país en el que cada día hay menos disponibilidad de agua. No somos los únicos. En otros países se está trabajando en este problema (por ejemplo, en Chile se cazan nubes, o en Canadá se utilizan mingitorios sin agua). Investigen qué se está haciendo en nuestro país. Resuelvan las siguientes situaciones problemáticas, para ello es necesario que investiguen la información que desconozcan, apliquen los aprendizajes que han adquirido y muy importante, justifiquen sus respuestas.

Situación problemática 1

En un restaurante, el dueño desea tratar el agua de desecho de la cocina ¿cómo le ayudarían a resolver el problema? Elaboren un diagrama donde indiquen cada paso y método de separación que se emplearían.

Situación problemática 2

Se ha anunciado que no habrá agua durante una semana en su colonia porque se arreglarán las fugas de la tubería. Y sólo cuentan con 250 litros de agua para toda la semana, con ella se tendrán que bañar, lavar trastos, el patio, la ropa y preparar la comida.

- a. Describan cómo distribuirían el agua para no dejar de hacer ninguna de las actividades que se mencionaron antes.
- b. Supongamos que en el cuarto día sólo cuentan con el agua que resultó del lavado de trastes y del trapeado, y lograron recuperar el agua de lavado de ropa. Describan los procedimientos o métodos que aplicarían para eliminar la mayor cantidad de residuos de la comida, tierra y de sólidos disueltos en el agua para poder reutilizarla con cierto grado de confianza.
- c. Con los resultados obtenidos en las dos problemáticas discutan y presenten ante el grupo sus observaciones.

Conclusiones:

Anoten lo que aprendieron de esta experiencia así como lo que consideran que debería cambiarse del procedimiento que siguieron.

Ustedes pueden proponer otras actividades ya sean experimentales o bibliográficas, de tal manera que amplíen los alcances de su investigación. Puede ser que les interese reutilizar el agua de la lavadora o cómo se puede aprovechar el agua de lluvia.

Para llevar a cabo su investigación documental les sugerimos que revisen las siguientes páginas de internet y bibliografía, ustedes investiguen en otras fuentes y tomen nota de

lo más relevante. Procuren procesar la información que adquirieron, de tal manera que redacten con sus palabras los textos finales.

- <http://www.cna.gob.mx/>
- <http://www.uv.es/~bertomeu/>
- <http://www.terra.org/categorias/articulos/los-filtros-domesticos-de-carbon-activo>
- http://portalacademico.cch.unam.mx/materiales/prof/matdidac/paquedic/paquete_evaluacion_quim1.pdf
(Consultado: 19 de octubre de 2016).

Para organizar la búsqueda de información les sugerimos elaborar en su cuaderno una tabla como la que usaron en el proyecto anterior. Consúltenla y añadan tantas filas como requieran.

Comunicación

En esta etapa presentarán sus resultados. Recuerden que hay que resaltar los métodos para reutilizar y aprovechar el agua y todo su trabajo debe ser en torno a este objetivo.

Evaluación

En esta etapa es importante que califiquen tanto su trabajo personal (autoevaluación) como el de sus compañeros (coevaluación).

Autoevaluación

Para su autoevaluación les proponemos que de manera individual, en su cuaderno, de la manera más honesta posible, determinen qué tanto se cumplió cada aspecto de la tabla que presentamos en el proyecto anterior (ustedes pueden elaborar la suya) y califiquen su desempeño con el puntaje correspondiente. Su profesor deberá tener esa calificación para promediarla con la suya. Elabora un párrafo en el que expliques con detalle qué aspectos consideras que necesitas mejorar en tu desempeño así como tus aciertos y errores.

Coevaluación

En esta etapa cada quien evaluará a los demás compañeros de su equipo. Se trata de dar una retroalimentación positiva, en su cuaderno escriban una tabla como la que les sugerimos en el proyecto anterior.

Registro de aprendizaje para evaluación general del proyecto

Para su heteroevaluación, el profesor podrá considerar el empleo de la tabla que presentamos en el proyecto anterior.

Revisión del bloque

- I. Utilizando entre 10 y 15 de los conceptos que aprendiste en este bloque construye un resumen esquemático como los que aparecen al final de cada sección.
- II. Las siguientes preguntas, problemas y experimentos te permitirán recordar e integrar la química que se presentó en este bloque. Con tus compañeros encuentra las respuestas.

1. Una de las primeras sustancias empleadas como anestésico fue el cloroformo (su fórmula es CHCl_3). Si la densidad del cloroformo es de 1.49 g/ml, ¿cuál es el volumen de 10 g de cloroformo?
2. Se tienen 500 ppm de una sustancia gaseosa. ¿Cuál es su concentración en porcentaje en volumen?
3. Calcula cuál es el porcentaje en masa de una disolución con 5 gramos de azúcar en 45 gramos de agua.
4. La cerveza es básicamente la disolución de un líquido (alcohol etílico o etanol) en agua. Si la concentración de alcohol es de 6% en volumen, ¿cuánto alcohol hay en un litro de cerveza?

- III. Las siguientes preguntas son parecidas a las de diversos exámenes que tendrás que presentar para probar que has entendido la química que se presenta en este bloque. Respóndelas individualmente en hojas de papel separadas.

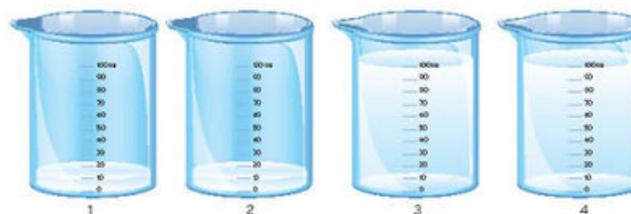
1. El conocimiento científico empieza en las preguntas. ¿Cuál de las siguientes preguntas desencadenarían una investigación en química? Explica por qué lo consideras así.
 - a. ¿Por qué se produce el arco iris?
 - b. ¿Por qué hay que consumir alimentos ricos en proteínas?
 - c. ¿Cómo se mueven los espermatozoides?
 - d. ¿De qué está hecha una liga para que pueda estirarse?

2. Disponemos de un recipiente herméticamente cerrado lleno de aire a temperatura ambiente. La masa del recipiente junto con su contenido es de 50 gramos. Si se eleva la temperatura hasta 200 °C, el recipiente junto con su contenido tendrá una masa:
 - a. de 50 gramos.
 - b. mayor a 50 gramos.
 - c. menor de 150 gramos.
 - d. menor de 150 gramos, ya que se llevó a cabo en el interior una reacción química.

3. A continuación se presentan diversos argumentos falsos sobre la química que aparecen frecuentemente en los medios de comunicación, como los periódicos o la televisión. Indica cuál de los siguientes argumentos sí es correcto, justifica tu respuesta.

- a. Los productos químicos no son naturales.
- b. Algunos productos químicos son venenosos.
- c. La química es responsable de la contaminación.
- d. La química sólo es física aplicada.

4. ¿Cuál de los siguientes vasos con una disolución de cianuro de sodio podría consumir sin peligro una persona de 50 kg de peso si su dosis letal media es de 15 mg/kg de masa?



- a. Vaso 1 (0.5 mg de NaCN en 100 ml de agua).
- b. Vaso 2 (1 mg de NaCN en 100 ml de agua).
- c. Vaso 3 (1 mg de NaCN en 10 ml de agua).
- d. Vaso 4 (5 mg de NaCN en 10 ml de agua)

- IV. A continuación se presenta una tabla de riesgo, como la que usamos anteriormente en la página 57. Cópiala y complétala en tu cuaderno considerando el riesgo que implica fumar. Posteriormente escribe cómo reducirías ese factor de daño potencial; es decir cómo reduces tu vulnerabilidad como resultado de una decisión. Elabora otra en la que evalúes el riesgo de consumir agua con la que riegan las plantas en los parques.

Daño (Efecto adverso para la salud o el ambiente por la presencia de metales pesados)	Desde... hasta	
Peligro (Agente o causa potencial de daño)	Sustancia	
	Fenómeno	
	Causa	
Vulnerabilidad (Susceptibilidad de sufrir daño, considerando además la capacidad de recuperarse del mismo)	Empieza por...	
Riesgo (Posibilidad de daño)	Multiplica el peligro por la vulnerabilidad	Riesgo = $0 \times 5 = 0$ si no se fuma Riesgo = $1 \times 3 = 3$ si se fuma, pero eventualmente, o si se es un fumador pasivo. La vulnerabilidad aumenta si el aire "normal" está constantemente contaminado.

En este bloque continuarás profundizando en el conocimiento de la materia, su clasificación y características, y la forma en que la química estudia algunas de sus propiedades; en particular, de qué manera se aplica la tabla periódica para reconocer algunas características de los elementos. También se busca que seas capaz de identificar qué modelos se han usado para explicar la formación de moléculas.

Competencias que se favorecen:

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

Aprendizajes esperados:

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

1 Clasificación de los materiales



En esta sección estudiaremos:

- Mezclas y sustancias puras: compuestos y elementos.

Analiza la conversación

- ¿De qué manera podrían saber si el agua que toman está contaminada?
- ¿Es suficiente mencionar que el agua está purificada para concluir que es "pura"?
- ¿Qué tipo de mezcla es el agua que toman nuestros amigos?
- ¿Por qué son necesarias las sales para el organismo?
- ¿Por qué se dice que el agua destilada es "pura"?
- ¿Cómo se destila el agua?
- ¿Qué materiales pueden encontrarse "puros"?

Predigo-Observo-Explico

MAYONESA

Con mis compañeros y mi profesor.

Objetivo:

Elaborar una mezcla casera.

Investigación previa:

Investiga en libros o internet lo siguiente:

- ¿Qué tipo de sustancia es la mayonesa?
- ¿Cuáles son las propiedades de la yema del huevo que permite la elaboración de la mayonesa?

Materiales:

- Aceite
- Vinagre
- Yema de huevo
- Un recipiente
- Un vaso de vidrio
- Una cuchara o un tenedor

Procedimiento:

- Agrega al vaso dos cucharadas de aceite y dos de vinagre.
- Agita la combinación con la cuchara y observa qué sucede. Dos sustancias que no se mezclan se llaman inmiscibles, ¿lo son el aceite y el vinagre?

Predicción:

- ¿Qué pasará con el aceite y el vinagre al agregar una yema de huevo?
- Justifica la predicción.

Observación:

- Pon en el recipiente la yema de huevo y agrégale una cucharada de vinagre.
- Mézlalo lentamente, hasta que la yema se ponga viscosa.
- Añade lentamente (gota a gota) el aceite y el vinagre, removiendo la mezcla sin parar. Las gotas de aceite no se deben juntar; hay que moverlas rápidamente para que la yema de huevo las recubra.

Observa qué sucede, elabora dibujos de ello y acompaña cada dibujo con una descripción de lo que ocurre.

Explicación:

- Explica qué sucede y compáralo con tu predicción.
- Comparte tu resultado con el resto de tus compañeros y con tu profesor.



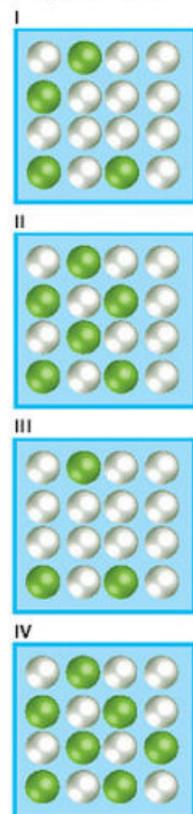
Figura 2.1 Material que se utiliza en esta experiencia.

Reconoce y comparte con tu profesor cuál es la relación entre la conversación de nuestros amigos y este POE.

Mezclas y sustancias puras: compuestos y elementos

¿De qué están hechas las cosas en el Universo?, ¿tendrán algo en común el Sol, la atmósfera, el mar, las piedras, los árboles y mi mano? La respuesta es sí, aunque no es evidente. El mundo que nos rodea es una inmensa y compleja mezcla de sustancias. Como ya vimos en el bloque anterior, las mezclas pueden ser heterogéneas u homogéneas. Un ejemplo de estas últimas son las disoluciones conformadas por uno o varios solutos, y

Figura 2.2 Representación gráfica de distintos tipos de disoluciones.



uno o varios disolventes. Como el o los solutos se disuelven en el o los disolventes, la mezcla es homogénea.

La sal, por ejemplo, es soluble en agua y, al disolverse en ésta, forma una mezcla homogénea; en cambio, es insoluble en aceite, por lo que al estar juntos conforman una mezcla heterogénea. Recordarás además de tu curso de Ciencias 2, con énfasis en física, que la mejor explicación de las propiedades de la materia es la que ofrece el modelo cinético-corpúscular o cinético-molecular, es decir, el que indica que la materia está formada por pequeñas partículas: los átomos y las moléculas.

Las siguientes figuras representan disoluciones de igual volumen (el área de la figura es proporcional al volumen); los círculos llenos corresponden a moléculas del soluto, y los círculos vacíos, a moléculas del disolvente (figura 2.2).

Como podrás observar, la concentración aumenta en el siguiente orden (el símbolo < se usa en matemáticas para denominar "menor que"):

$$I < II < III < IV$$

En la figura 2.3 se muestran representaciones de diferentes disoluciones; ordénalas en tu cuaderno en orden creciente de concentración.

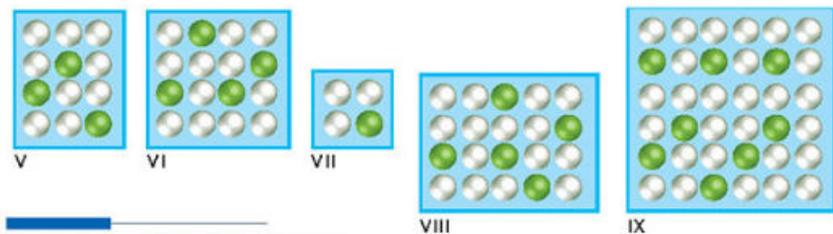


Figura 2.3 Representación gráfica de disoluciones.

Para reflexionar...

Responde en tu cuaderno:
• ¿Qué modelo describe los estados de agregación de la materia y cuáles son sus características?

PARA SABER más

Te recomendamos buscar en la revista *¿Cómo ves?*, número 77, página 26, el artículo de Gertrudis Uruchurtu "El largo viaje de la alquimia a la química".

El abecedario de la química: los símbolos de los elementos

Mucho de lo que aquí se presenta se justificará después. Es como en el caso de las letras y los números, primero debemos conocerlos para después sumar o restar, por ejemplo, o escribir y entender el sentido de las palabras. Los libros en español, de cualquier biblioteca del mundo, están escritos con sólo 27 símbolos: las letras a, b, c, d, e, f, g, h, i, j, k, l, m, n, ñ, o, p, q, r, s, t, u, v, w, x, y, z. Todos los libros de poemas, leyes, chistes, historia, biología, las enciclopedias y los manuales... ¡todo!, con tan pocos elementos. De manera semejante, todo el Universo se constituye con 109 átomos diferentes.

Un elemento se forma por átomos iguales. Por ejemplo, la punta de un lápiz está constituida por grafito, que tiene miles de millones de átomos del elemento carbono, como también lo tiene el diamante, que es brillante y transparente. Aquí las posibilidades de combinación son enormes.

Si con 27 letras es posible escribir todos los libros en español, con los 109 elementos de la materia en todas sus posibles combinaciones se construye el Universo. El empleo de símbolos para representar los elementos es muy antiguo. Durante la Edad Media estos símbolos, que pocos conocían, daban a la alquimia —antecesora de la química actual— una

imagen de misterio y secreto (figura 2.4). Para simbolizarlos, la mayoría de los alquimistas usaba los mismos siete elementos conocidos y usados en la Antigüedad para representar los siete planetas, ya que para aquéllos cada elemento reflejaba una característica del planeta.

Desde principios del siglo XIX, los químicos utilizan letras mayúsculas, seguidas en ocasiones por una minúscula, para simbolizar un átomo o un elemento. Así, la letra H significa un átomo de hidrógeno, o el elemento hidrógeno, mientras que la letra O significa un átomo de oxígeno, o el elemento oxígeno. En la tabla periódica al final de este libro aparecen los nombres y los símbolos de los 109 elementos, y por lo tanto, átomos, que se conocen.

Los resultados de pruebas experimentales han permitido consolidar la idea de que los elementos, que en la gran gama de combinaciones conforman los materiales que hay en nuestro mundo, y aun algunos tipos de materiales antes inexistentes, están constituidos por partículas iguales entre sí. En el siguiente tema retomaremos esta idea.

La materia y los materiales

De acuerdo con el modelo cinético-corpúscular —o molecular—, la materia se presenta como mezclas, ya sean heterogéneas u homogéneas. A partir de diversos procesos físicos, como filtración, magnetización y sublimación, la materia heterogénea puede separarse en sus partes homogéneas, como lo estudiamos en el bloque anterior. La materia homogénea está conformada por disoluciones y sustancias puras, y éstas a su vez pueden ser compuestos y elementos. En una ojeada a la historia de la química encontraremos evidencias de que fue mucho tiempo el que tomó establecer las técnicas experimentales adecuadas para reconocer la pureza de las sustancias, como lo mencionaron los personajes en el diálogo de entrada.

Hablando de la pureza de las sustancias, citamos un ejemplo: el oro forma una mezcla homogénea con otros metales —recuerda que las mezclas homogéneas entre los metales se llaman aleaciones—; cuanto más oro hay en la mezcla homogénea más dinero vale la aleación, lo que en este caso se identifica como oro de 14 quilates, menos puro que el oro de 18 quilates y menos puro a su vez que el oro de 24 quilates, el cual es casi completamente puro (figura 2.5). El Universo está constituido por materia pero sólo cuando ésta se utiliza hablamos de materiales. Las ciencias de los materiales es una parte del campo de estudio de la química.



Figura 2.4 Símbolos de siete metales antiguos.

Conexiones...

En tu curso de Ciencias 2, bloque 3, estudiaste el modelo cinético de partículas, que es el mismo que aquí se menciona como modelo cinético-corpúscular o cinético-molecular. Si no lo recuerdas, te recomendamos



Figura 2.5 Los quilates son una medida de la pureza del oro y otros materiales empleados en joyería.

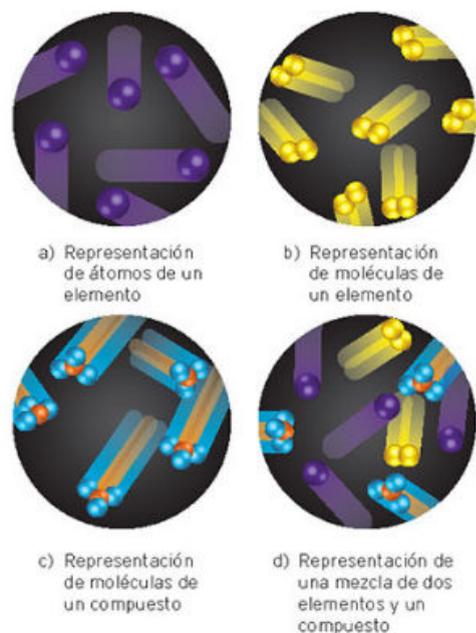


Figura 2.6 Elementos, compuestos y mezclas a escala atómica; a) La mayor parte de los elementos consiste en grandes colecciones de átomos idénticos; b) Algunos elementos existen como moléculas; c) Una molécula de un compuesto consiste en un número característico de átomos de dos o más elementos químicamente unidos; d) Una mezcla contiene unidades individuales de dos o más elementos y/o compuestos que están físicamente entremezclados. Los ejemplos que aquí se muestran son gases, pero elementos, compuestos y mezclas, también pueden ser líquidas o sólidas.

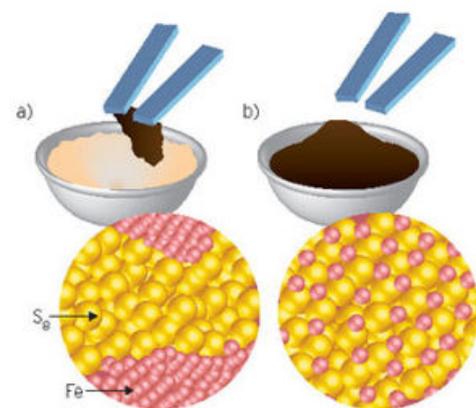


Figura 2.7 Distinción entre mezclas y compuestos; a) Una mezcla de hierro y de azufre puede separarse con un imán, como se observa en la imagen de la izquierda; b) Después de someterla a un calor intenso, el compuesto que se forma, el sulfuro de hierro (II), ya no es magnetizable. Como puedes apreciar a la derecha, en el compuesto no existen átomos separados.

Diferencias entre compuestos y elementos

Los elementos químicos están formados por átomos de una sola clase, por ejemplo un pedazo de hierro, sólo tiene átomos de hierro cuando está puro.

Los *compuestos* están formados por dos o más clases de átomos, por ejemplo, el agua, está formada por oxígeno e hidrógeno; es decir por dos elementos. Éstos forman una *molécula* de agua y llamamos molécula a una agrupación de átomos diferentes que constituyen un compuesto químico. Los elementos químicos son la forma más simple de materia homogénea y los forman átomos (figura 2.6).

Una de sus características más importantes es que sus átomos no pueden separarse en partes más pequeñas empleando métodos químicos. Hay 90 elementos naturales y más de 10 sintéticos. Los elementos se unen por medio de una reacción química, que en este caso se llama *síntesis*, para formar todos los compuestos que conocemos.

Hoy identificamos a un compuesto químico como un material homogéneo, es decir, un material en el que no se pueden distinguir por medios físicos sus componentes, con características propias bien definidas. A diferencia de las mezclas, que se separan por medios físicos, los componentes de los compuestos pueden separarse únicamente mediante reacciones químicas (figura 2.7).

Las reacciones químicas en las que se separa un compuesto químico en uno o más de sus componentes son de *descomposición*. Estos componentes básicos son los elementos químicos.

Los compuestos y los elementos son sustancias, y cuando éstos se mezclan podemos tener suspensiones, coloides o disoluciones, dependiendo del tamaño de las partículas que se encuentren en cada caso, como ya vimos en el bloque anterior.

Por otro lado, los materiales se pueden clasificar con base en su pureza; una sustancia pura es aquella que contiene un solo tipo de átomos o moléculas. Se dice que los elementos y los compuestos son sustancias puras, o simplemente sustancias. Cuando esto no se cumple, se indica qué grado de pureza tiene una sustancia o material, y se hace por lo general con porcentajes. El alcohol de farmacia, por ejemplo, se dice que es de 96, esto significa que tiene 96% de alcohol y 4% de agua o que en 100 ml por cada 96 ml de alcohol hay 4 de agua. En este caso, ya se habla entonces de una mezcla.



EQUIPO

Actividad experimental

ELECTRÓLISIS

Objetivo:

Aprenderán a distinguir entre elemento y compuesto al romper las moléculas de agua en sus componentes: los elementos hidrógeno y oxígeno, mediante un proceso llamado electrólisis.

Investigación previa:

- Contesten primero las siguientes preguntas sin investigar ni consultar con nadie.
 - ¿Qué es un átomo?
 - ¿Qué es una molécula?
 - ¿Qué es un elemento?
 - ¿Qué es un compuesto?
- Investiguen en libros o internet.
 - La definición de electrólisis
 - ¿Para qué sirve la sal de mesa?
 - ¿Por qué la sal de mesa se disuelve en el agua?

Precauciones:

Asegúrense de trabajar en una superficie seca y que no sea metálica. Eviten tocar las terminales de los cables.

Materiales:

- Una pila de 9 voltios
- Dos cables de unos 30 cm con los extremos pelados
- Un recipiente para agua (al menos de 20 cm de lado por 15 de alto)
- Dos vasos de vidrio delgados (por ejemplo, los que se emplean para beber tequila o unos tubos de ensayo)
- Agua y sal

Procedimiento:

- Armen un aparato como el que muestra la figura 2.8.
- Coloquen agua en el recipiente y una o dos cucharadas de sal. Agítenla bien para que se disuelva.
- Asegúrense de que los dos vasos estén llenos de agua; en posición horizontal, sumérenlos totalmente en el recipiente y después levántelos con lentitud a asegurándose de que la boca del vaso siempre esté sumergida.
- Conecten cada uno de los cables en cada polo de la pila (como se ve en la figura) y cerciórense de que el otro extremo esté dentro de cada uno de los vasos.
- ¿Qué sucede?

Análisis de resultados:

- Si observan, ocurre el desplazamiento del agua por gases, ¿de dónde vienen éstos?
- ¿En ambos casos son iguales los gases?
- Para contestar la pregunta anterior, desconecten los cables, acerquen con mucho cuidado a la boca de cada vaso (voltéenlo rápidamente) una pajilla (por ejemplo, de una escoba) recién apagada.
- ¿Notan alguna diferencia?
- ¿Para qué se necesita la pila?

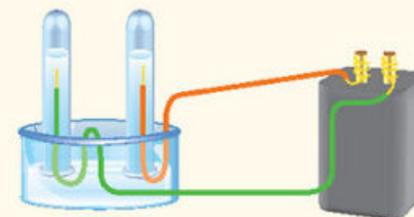
Conclusiones:

- En su cuaderno elaboren una conclusión en la que escriban qué aprendieron de esta experiencia.

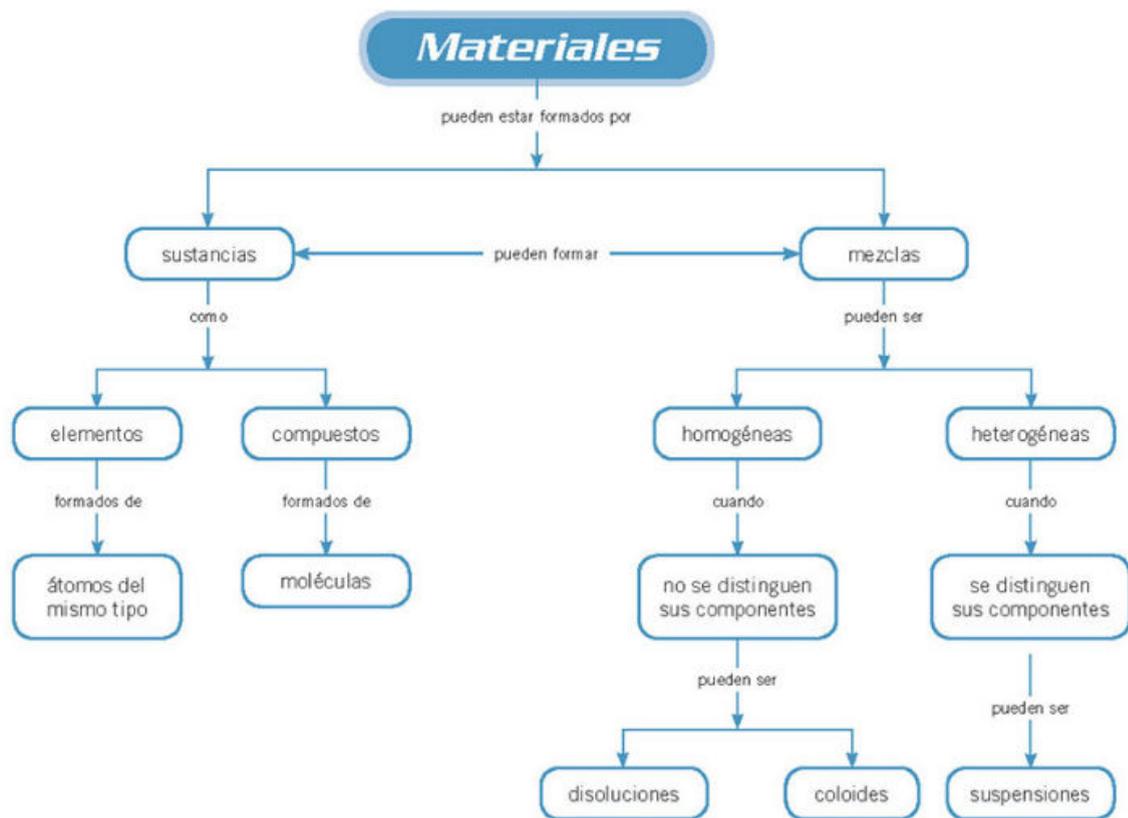
Eliminación de residuos:

El agua sobrante es inocua, pueden guardarla o verterla directamente al drenaje

Figura 2.8 Dispositivo experimental.



A continuación presentamos el resumen esquemático de este tema. Revisalo y si te surge alguna duda, consúltala con tu profesor, pues ya sabes que te será de utilidad para elaborar el tuyo al final del bloque.



1. Sobre el significado de los conceptos

- 1.1 Con tus palabras explica lo que entiendes por los siguientes conceptos: modelo, compuesto, elemento, sustancia pura, síntesis, descomposición, reacción química.
- 1.2 Busca su significado en un diccionario y/o enciclopedia, en internet, o en el *Diccionario de la Real Academia de la Lengua Española*: <http://www.rae.es/>.

2. Para pensar

- 2.1 ¿Cuál es la diferencia entre elemento y compuesto?
- 2.2 ¿Cuál es la diferencia entre compuesto y mezcla?
- 2.3 ¿Cuál es la diferencia entre un átomo y una molécula?

3. Ejercicios

- 3.1 Después de lo que se presentó en este tema, revisa el resumen esquemático anterior y analiza con tus compañeros lo que se dice en la conversación de la página 82. Con lo que ya aprendieron, constrúyanla de nuevo en equipos de trabajo, incorporando las modificaciones que consideren adecuadas.
- 3.2 Trabajando en equipos pequeños compartan entre ustedes sus POE originales y contesten en su cuaderno las preguntas: ¿qué cambiaría de mis predicciones y las explicaciones que di? De lo que he aprendido, ¿qué me permitiría hacer esas modificaciones? Entre todos elaboren un cartel en el que expliquen los cambios a sus POE y por qué los hicieron; compártanlos con el resto del grupo.

4. Autoevaluación

A continuación se enlistan los aprendizajes esperados de este tema. En tu cuaderno evalúa en qué medida consideras que obtuviste los aprendizajes esperados (bien, regular, poco o nada) y después anota lo que crees que debes repasar para comprender mejor el tema y qué consideras que debes consultar con tu profesor.

- Establezco criterios para clasificar materiales cotidianos en mezclas, compuestos y elementos considerando su composición y pureza.
- Represento y diferencio mezclas, compuestos y elementos con base en el modelo corpuscular.

2 Estructura de los materiales



En esta sección estudiaremos:

- Modelo atómico de Bohr.
- Enlace químico.

Analiza la conversación

- ¿Cómo investiga la comunidad científica las características de lo que no puede ver?
- ¿Cómo habrán podido medir el tamaño de los átomos?
- ¿A qué se refiere Berenice cuando dice que la comunidad científica investiga y hace deducciones?
- ¿Es posible partir los átomos?
- ¿Por qué no está de acuerdo Berenice con lo que afirma Carlos acerca de los átomos del agua?
- ¿Cómo te imaginas un modelo de las moléculas del aire?

Predigo-Observo-Explico

CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA

Con mis compañeros y mi profesor.

Objetivo:

Definir conductividad eléctrica e identificar cuales materiales son conductores de electricidad y cuáles son no conductores.

Investigación previa:

Investiga en libros o internet lo siguiente:

- ¿Qué es la conductividad eléctrica?
- ¿Qué características tiene un conductor de la electricidad?
- ¿Cuáles materiales son buenos conductores de la electricidad?
- ¿Cuáles materiales son malos conductores de la electricidad?

Materiales:

- Una pila de 9 voltios
- Un LED (*Light-Emitting-Diode*, diodo emisor de luz, se consigue en las tiendas de electrónica y es muy barato) o un foco pequeño
- Un bolígrafo que ya no sirva
- Cable de cobre delgado (30 cm)
- Un recipiente con agua
- Cinta de aislar
- Clavos, utensilios de aluminio, aceite, un vaso con agua salada, la mina de un lápiz, corcho, un pedazo de plástico, madera.

Procedimiento:

1. Construye el dispositivo ilustrado en la figura 2.9.
2. Para probar que funciona, une las dos terminales; el LED o el foquito deben prenderse.

Reconoce y comparte con tu profesor cuál es la relación entre la conversación de nuestros amigos y este POE.

3. Prueba la conductividad eléctrica colocando ambas terminales en el material que se va a probar, y si conduce la electricidad se prenderá el LED o el foquito.

Predicción:

- ¿Cuáles de los materiales que conseguiste conducirán la corriente eléctrica?
- Justifica la predicción.

Observación:

- Realiza el experimento.
- Observa qué sucede, elabora dibujos de ello y acompaña cada dibujo con una descripción de lo que ocurre.

Explicación:

- Explica qué sucede y compáralo con tu predicción.
- Comparte tu resultado con el resto de tus compañeros y con tu profesor.



Figura 2.9 Dispositivo experimental.

Antes de describir el modelo atómico de Bohr haremos un breve repaso de los modelos que ya estudiaste en tu curso de Ciencias 2, con énfasis en física.

Modelo atómico de John Dalton

¿De qué están hechas las cosas en el Universo?, ¿tendrán algo en común las estrellas, un rosal y un perro?



Figura 2.10 John Dalton.

Hasta donde se sabe, el inicio de la historia que se ha seguido para encontrar una respuesta a esta pregunta ocurrió hace cerca de 2 400 años en la Grecia Antigua. A partir de entonces, y durante varios siglos, se debatieron dos ideas: 1) la de Demócrito (¿470 a.n.e.-370 a.n.e.), quien estaba convencido de que la materia se formaba de partículas pequeñísimas, indivisibles, a las que llamó átomos, y 2) la de Aristóteles (384-322 a.n.e), el filósofo con más prestigio de la época, quien rechazaba la existencia de esas partículas y aseguraba que lo que había en común entre los objetos del Universo eran cuatro elementos: aire, fuego, tierra y agua. La idea que durante 22 siglos contó con más adeptos fue la de Aristóteles, sin embargo, no se olvidó la afirmación de Demócrito.

El profesor inglés de química y matemáticas John Dalton (1766-1844) (figura 2.10), después de realizar importantes investigaciones sobre la solubilidad de los gases en el agua y basándose en los conocimientos resultado del estudio de los compuestos químicos y las proporciones de combinación de los elementos que los forman, encontró que la vieja idea de Demócrito ayudaría a explicar apropiadamente no sólo los resultados de sus experimentos y observaciones, sino la de los químicos que le habían precedido en el estudio de la materia, como Lavoisier. Los átomos de cada elemento tienen características propias y únicas (como su masa), y deben ser indivisibles, aun en la reacción más violenta! A partir de esto propuso su teoría en un libro titulado *Los nuevos sistemas de la filosofía química*.

Modelo atómico de Dalton (1807)

1. Toda la materia está formada por partículas muy pequeñas llamadas átomos (figura 2.11).



2. Cada átomo es una partícula sólida sin espacios vacíos, rodeada por una atmósfera de calor.
3. Los átomos no pueden ser destruidos.
4. Los átomos de elementos iguales son iguales (por ejemplo, tienen la misma masa).
5. Los átomos de diferentes elementos tienen diferente masa.
6. Los átomos pueden unirse para formar partículas mayores llamadas compuestos.

Lo que en tiempos de Demócrito se rechazó con fuerza, durante el siglo XIX se aceptó rápidamente en Inglaterra y otros países, pero pasarían casi cien años hasta que el resto de los químicos apoyara la teoría atómica. A diferencia de las especulaciones griegas, el modelo atómico de Dalton tenía otros fundamentos y evidencia experimental.

Modelo atómico de Thomson

A finales del siglo XIX, que los átomos tuvieran carga eléctrica era algo que ya prácticamente nadie ponía en duda. Los experimentos electroquímicos de Faraday lo habían demostrado en 1834.

El mismo dijo: "Aunque no sepamos nada de lo que es un átomo, no podemos evitar formarnos la idea de una pequeña partícula, y aunque nuestra ignorancia acerca de la electricidad sea similar, ya que somos incapaces de decir si se trata de una materia, de varias, o simplemente un movimiento de la materia común... existe, no obstante, un inmenso número de hechos que nos autorizan a pensar que los átomos de materia están en cierto modo dotados de potencias eléctricas."

Fue en 1897 cuando, al hacer pasar intensas corrientes eléctricas a través de un gas, el inglés Joseph John Thomson (1856-1940) propuso la existencia del electrón, la partícula eléctrica fundamental que se encontraba en los átomos y por medio de la cual entendemos hoy todos los fenómenos eléctricos. El átomo, contrario a lo que significa su nombre, se había dividido. Thomson propuso un modelo atómico (figura 2.12) basado en su descubrimiento del electrón, que servía para explicar no sólo sus experimentos sobre la conducción eléctrica de los gases, sino también algunos resultados de la entonces recién descubierta radiactividad.

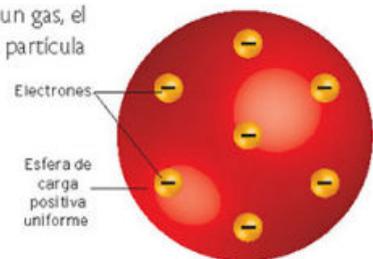


Figura 2.12 Modelo atómico de Thomson.

Modelo atómico de Thomson (1899)

1. Toda la materia está formada por partículas muy pequeñas llamadas átomos.
2. Los átomos están formados a su vez por partículas más pequeñas llamadas electrones, que tienen carga negativa y están insertos en una esfera mayor (de hecho, del tamaño del mismo átomo) de carga positiva.
3. Las cargas positivas y negativas están balanceadas en los átomos.
4. La masa de los electrones es muy pequeña, casi 2 000 veces menor que el más ligero de los átomos: el hidrógeno.
5. La masa de los átomos es mayoritariamente la masa de la esfera positiva.

Modelo atómico de Rutherford

En 1911, el científico neozelandés Ernest Rutherford (1871-1937) propuso un modelo atómico semejante a un sistema planetario en el que el núcleo, con carga positiva ocupa el centro del sistema y los electrones, con carga negativa orbitan alrededor del núcleo. Todo esto lo dedujo a partir de un experimento en el que envió un haz de partículas a partir de una fuente radiactiva hacia una hoja de oro (figura 2.13 de la siguiente página), y descubrió que si el modelo de Thomson fuera cierto, el haz atravesaría la hoja de oro sin ninguna desviación, pero como no resultó así, sino que hubo desviaciones del haz, pensó que había algo que provocaba este comportamiento, y de ahí que imaginó la existencia del núcleo del átomo. Este modelo explicaba muchos fenómenos como el de la dispersión de partículas alfa (núcleos de helio) por los átomos que encontraban a su paso (figura 2.14 de la siguiente página).

Conexiones...

En tu curso de Ciencias 2, bloque 4, estudiaste algunos modelos atómicos. Si no los recuerdas, repásalos para que comprendas

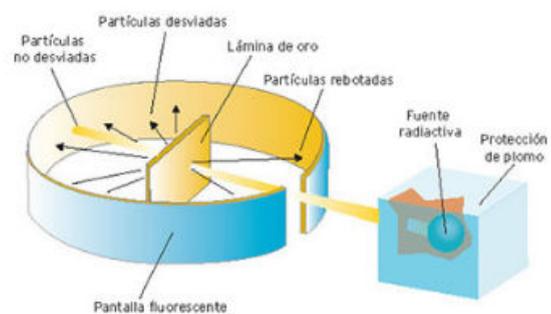


Figura 2.13 Dispositivo experimental de Rutherford.

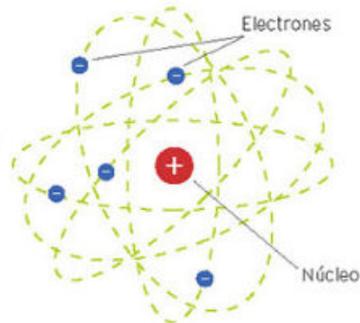


Figura 2.14 Modelo atómico de Rutherford.

Uno de los errores de este modelo fue el que no consideraba que, de acuerdo con las leyes del electromagnetismo, era imposible que los electrones se mantuvieran alejados del núcleo.

Modelo atómico de Rutherford (1911)

1. Existe una región en el centro del átomo donde se concentra toda la carga positiva, y la mayoría de la masa del átomo.
2. A esta región se le llama núcleo.
3. Alrededor del núcleo giran los electrones.

Modelo atómico de Bohr

En 1913 el físico danés Niels Bohr (1885-1962) propuso su modelo atómico, el cual era particularmente útil para explicar la emisión de radiación de los átomos de hidrógeno que tienen un solo electrón. Su modelo fue muy apreciado por los físicos.

Modelo atómico de Bohr (1913)

1. Los átomos están constituidos por un núcleo de carga Ze (donde e es la carga del electrón y Z el número de electrones) con masa A . Alrededor del núcleo giran Z electrones en órbitas circulares de tamaño creciente.
2. Cada órbita tiene una capacidad diferente del número de electrones que puede contener. La capacidad máxima del número de electrones es 2, 8, 18, 32.
3. Las órbitas determinadas por los electrones son estacionarias, es decir, el átomo emite radiación electromagnética únicamente cuando los electrones cambian de una órbita a otra (figura 2.15).
4. Los electrones que se encuentran en la última órbita se conocen como electrones de valencia.

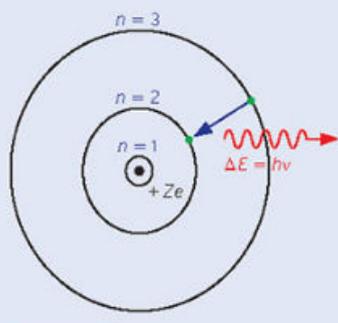


Figura 2.15 Movimiento del electrón de una órbita a otra.

Modelo actual del átomo

EL NÚCLEO

- *Es muy pequeño: menos de 0.1% del volumen total.
- *Muy masivo: contiene 99.9% de la materia, por tanto, es muy denso.

Protones:

Carga de +1 y masa de 1 (unidad de masa atómica).

Neutrones:

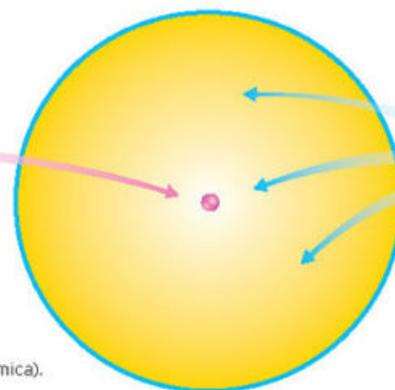
Carga de 0 y masa de 1 (unidad de masa atómica).

Número atómico:

El número atómico de un elemento es el número de protones en los núcleos de los átomos de ese elemento. Todos los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número atómico.

Masa atómica:

La masa de un átomo es la suma de los protones y neutrones en su núcleo.



LOS ELECTRONES

- *Constituyen 99.9% del volumen del átomo.
 - *Prácticamente no tienen masa (aprox. 0.1%), por lo que se trata casi de espacio vacío.
 - *Están cargados negativamente.
- El electrón tiene una masa muy pequeña, alrededor de 1 840 veces menor que la del protón o un neutrón. El electrón está cargado negativamente con una carga de -1 . La carga de un electrón equilibra la carga de un protón.

Figura 2.16 Modelo actual del átomo.

Los modelos más recientes sobre la estructura de los átomos nos indican que éstos, a su vez, están constituidos por partículas más pequeñas —y que por lo mismo se conocen como partículas subatómicas— con características propias (como puedes ver en la figura 2.16).

Primero es preciso distinguir entre el núcleo, localizado en el centro del átomo y formado por partículas positivas (los protones) y partículas neutras (es decir, sin carga eléctrica, los neutrones), y los electrones (con carga negativa), que se mueven alrededor del núcleo. Cómo se mueven o qué dirección toman los electrones en su ir y venir alrededor del núcleo es algo que aún no sabemos. Lo que sí se sabe es que algunos electrones están más cerca del núcleo, y otros, más lejos. A los más alejados los llamamos electrones de valencia, y son los que los átomos utilizan para enlazarse entre sí y formar moléculas. La tabla 2.1 resume las características de las partículas que componen el átomo y su ubicación en éste.

Tabla 2.1 Partículas que conforman el átomo y sus características

Partícula	Masa (uma)	Carga	Ubicación
Protón	1	+	Núcleo
Neutrón	1	Neutra	Núcleo
Electrón	0.0005	-	Alrededor del átomo

La unidad de masa atómica (uma) es una unidad de referencia que se toma como base para expresar las masas de los átomos. La unidad de referencia es el protón cuya masa será 1 uma. Retomando la figura 2.16, dado que la masa atómica (A) es la suma de protones y neutrones del núcleo y el número atómico (Z) es el número de protones (que debe ser igual al número de electrones en un átomo neutro, es decir que no es ion), observa que el número de neutrones debe ser igual al producto de la resta de la masa atómica menos el número atómico, es decir:

$$\text{Número de neutrones} = A - Z$$

PARA SABER más

El número total de protones del átomo de un elemento se conoce como número atómico, y se designa con la letra Z . La mayoría de la masa de un átomo está en el núcleo, y a la cantidad que resulta de la masa de los protones y neutrones se le llama número de masa y se representa con la letra A .

Ejemplo 1: U (Uranio)
 Masa atómica (A) = 238
 Número atómico (Z) = 92
 Número de protones = 92
 Número de neutrones = $A - Z = 238 - 92 = 146$
 Número de electrones = Número de protones = 92

Ejemplo 2: Na (Sodio)
 Masa atómica (A) = 23
 Número atómico (Z) = 11
 Número de protones = 11
 Número de neutrones = $A - Z = 23 - 11 = 12$
 Número de electrones = Número de protones = 11

Una forma de visualizar el tamaño de un átomo es imaginar una cancha de fútbol como referencia, en la que se coloca una pastilla de cualquier medicamento en el centro. La pastilla representa el núcleo, mientras que la cancha de fútbol, de portería a portería, ¡representaría al átomo! Los electrones, mucho más pequeños que la pastilla, se moverían de un lugar a otro dentro de la cancha.

Algunos de ellos, los electrones de valencia, serían los que podrían encontrarse, digamos, en la mancha de penalti, o en la zona de tiro de esquina, es decir, lo más alejados del núcleo. La imagen que nos queda es que ¡los átomos están prácticamente huecos!

Formación de iones

En principio los átomos aislados de un elemento son neutros, es decir, tienen la misma cantidad de electrones que de protones. Cuando la cantidad de protones es mayor que la de electrones, se tiene un átomo con carga eléctrica llamado ion. A un ion positivo (donde hay más protones que electrones) se le llama catión. Cuando la cantidad de electrones es mayor que la de protones se tiene un átomo con carga negativa llamado anión.

Enlace químico

Estructuras de Lewis

Una manera de representar muchos de los átomos y sus iones es la que propuso el químico estadounidense Gilbert Newton Lewis (1875-1943) a principios del siglo pasado. Para ello se coloca el símbolo del elemento rodeado de tantos puntos como electrones de valencia tenga (el número de electrones de valencia se puede consultar en la tabla periódica de la página 119 o 268). Es igual al número de la familia, NF, cuando éstas son 1 o 2, y a NF-10, cuando las familias son de la 13 en adelante. Todos los átomos que tienen un electrón de valencia se representan de acuerdo con la figura 2.17.



Por otro lado, los elementos que tienen seis electrones se representan según la figura 2.18, en la siguiente página. Los átomos pueden tener cualquier número de electrones

de valencia entre uno y ocho. Cuando un átomo tiene ocho electrones en su nivel más externo, lo tiene completo. Cuando los átomos tienen valencia positiva, es que han cedido electrones (+1,+2,+3 y +4) y el número después del signo es el número de electrones que pueden cederle a otro átomo para formar una molécula.



Figura 2.18 Estructuras de Lewis para átomos que tienen seis electrones de valencia.

Cuando los átomos tienen valencia negativa, es que han recibido electrones para completar ocho electrones en su último nivel. Las estructuras de Lewis representan únicamente los electrones de valencia. Éstos son los electrones que el átomo utiliza para unirse a otros átomos y son los electrones de las capas más externas. Los demás electrones del átomo, los de las capas más internas, no se utilizan para formar enlaces (figura 2.19).

Cabe aclarar que las estructuras de Lewis para cada átomo se construyen colocando parejas de electrones alrededor del símbolo: dos puntos arriba, dos puntos abajo y dos puntos a cada lado. Si no tiene ocho electrones entonces se colocan los puntos necesarios formando parejas primero y los sobrantes solos. Por ejemplo, un átomo de cinco electrones se representará con una pareja de dos puntos y tres puntos solos. Nunca se debe dejar un lado sin puntos.

Ya mencionamos que cuando un átomo pierde o gana electrones se convierte en un ion. En la figura 2.20 se muestran algunos de los cationes y aniones atómicos más comunes. Los iones han sido representados con ocho puntos, ya que han recibido electrones de otros átomos para completar ocho electrones, que es su forma más estable. El número arriba a la derecha es la cantidad de electrones que han recibido. Por ejemplo, si tiene -3 quiere decir que recibió tres electrones y por lo tanto tiene tres cargas negativas adicionales a sus electrones.

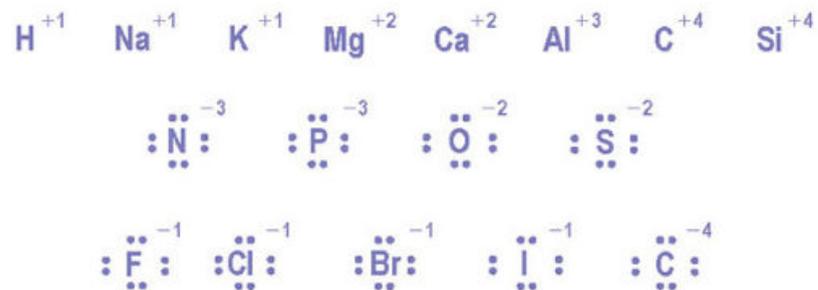


Figura 2.19 Electrones internos y electrones de valencia.

Figura 2.20 Estructuras de Lewis para cationes y aniones atómicos comunes.

Las moléculas, que como ya se dijo son agregados de más de un átomo, también pueden ser iones. Aquí las moléculas iónicas se encierran entre paréntesis y se coloca la carga neta en la parte superior derecha (que no es otra cosa más que la diferencia entre el número de electrones y protones en la molécula). Las líneas que se encuentran entre los símbolos de los elementos indican un enlace formado por dos electrones (que en el tema seis de este bloque identificaremos como covalente). Si hay dos líneas quiere decir que hay

Figura 2.17 Estructuras de Lewis para los átomos que tienen un electrón de valencia.

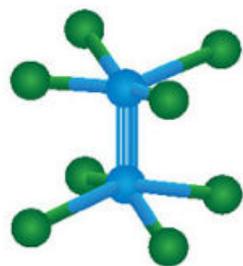


Figura 2.21 Enlace Re-Re (Renio-Renio) cuádruple.

cuatro electrones entre los núcleos respectivos, a lo cual llamamos enlace doble; si hay tres líneas, seis electrones, que es un enlace triple.

Ejemplos.



En la actualidad hay enlaces entre átomos metálicos cuádruples, en los que los núcleos atómicos comparten ocho electrones (figura 2.21).

En la figura 2.22 se indican las representaciones de acuerdo con el modelo de Lewis de algunos de los iones moleculares. Observa que en estas representaciones se incluyen puntos y líneas, las líneas indican los enlaces entre los átomos que están representados, y los puntos son los electrones no compartidos, es decir, los que no forman enlaces. Los números arriba de los corchetes (+1, -1 y -2) representan la carga neta o resultante de la suma de las cargas de los átomos individuales, esto significa la capacidad que tiene para formar enlaces con otros elementos. Por ejemplo, el último ion es del SO_4^{2-} , o ion sulfato, que es capaz de combinarse con el hidrógeno para formar el ácido sulfúrico, pero como el hidrógeno sólo tiene una carga positiva, se necesitan dos átomos para neutralizar la carga de -2 del ion sulfato, por lo tanto, la fórmula del ácido sulfúrico es: H_2SO_4 .

Para reflexionar...

Responde en tu cuaderno:
• ¿Qué es un ion poliatómico?

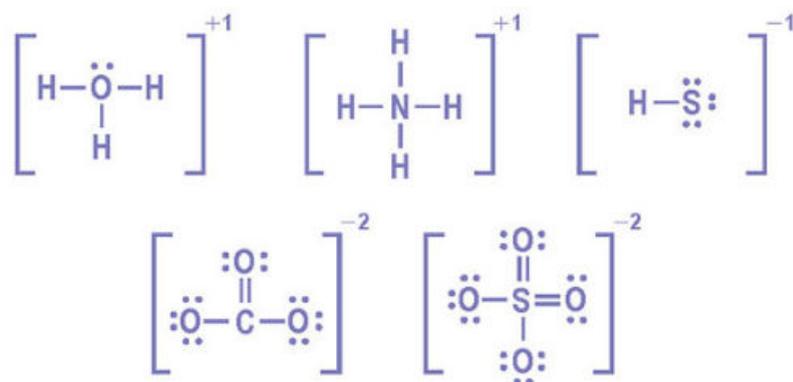


Figura 2.22 Estructuras de Lewis para cationes y aniones moleculares comunes.

Los dos primeros son cationes, es decir, el número total de protones de todos los núcleos es mayor que el de electrones, mientras que las tres últimas son aniones, y en ellas sucede lo contrario. La mayoría de los átomos que conforman los elementos se combinan unos con otros por medio de enlaces químicos. Hasta donde sabemos, sólo hay tres átomos que no se encuentran combinados. He, Ne y Kr. Los demás lo están, y todo lo que conoces es resultado de esa combinación. Aquí hay una diferencia importante con las letras del abecedario: éstas son siempre iguales, es decir, una a es siempre una a, y una m es siempre una m, pero como los átomos tienen varios electrones de valencia pueden combinarse de varias maneras diferentes. Así, además de tener 109 átomos diferentes, que conforman más de 1 300 núcleos, cada uno de ellos puede combinarse de forma distinta, por eso la química es inacabable.

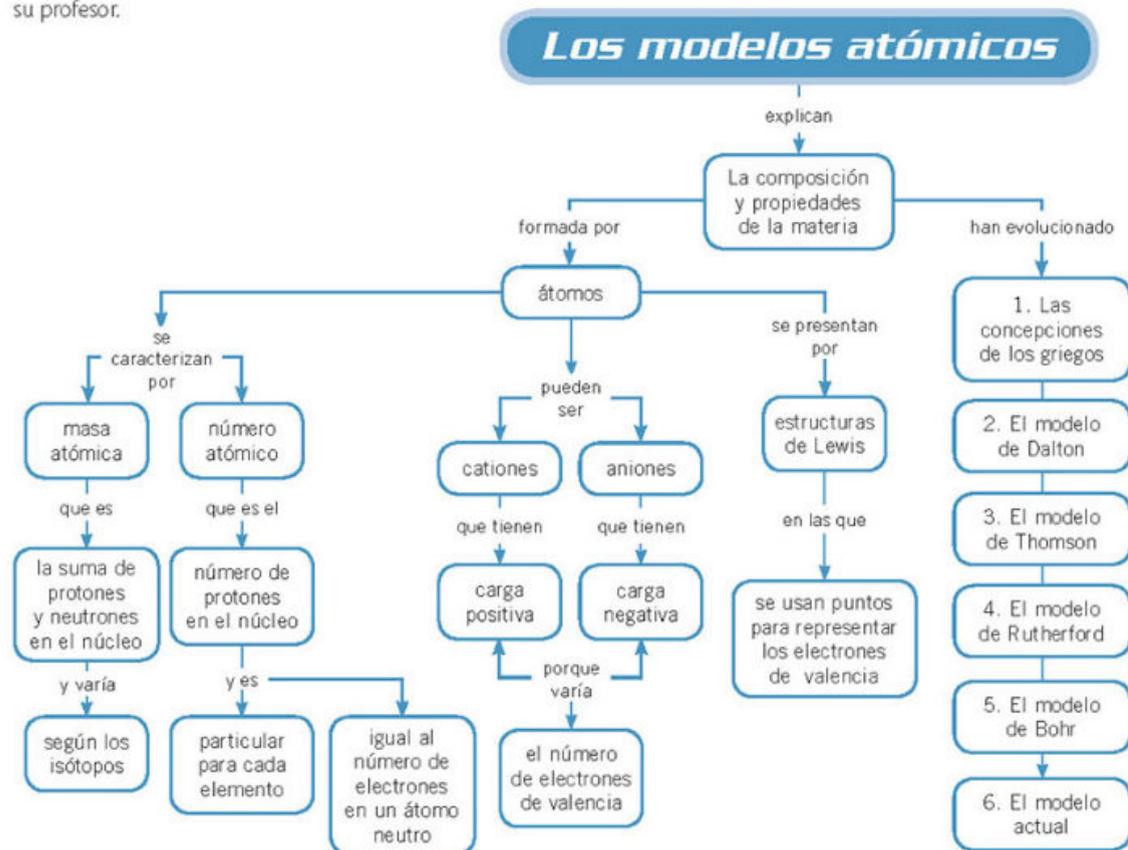
Actualmente conocemos millones de moléculas cuya estructura se puede explicar porque comparten electrones entre los núcleos atómicos. También hay muchos otros compuestos cuya estructura se puede explicar porque están formados por iones de cargas opuestas (cationes y aniones) que se enlazan debido precisamente a la atracción entre cargas diferentes.

TIC

Para que complementes lo que has aprendido de las estructuras de Lewis te recomendamos explorar la siguiente página y anotar en tu cuaderno lo que más te llame la atención: http://www.uam.es/departamentos/ciencias/qorg/docencia_red/qo/l1/lewis.html (Consultado:

Revisión

El siguiente esquema muestra los principales conceptos del tema. Debido a que lo utilizarás al final del bloque, revisalo, comparte tus dudas con tus compañeros y expónlas a su profesor.



1. Sobre el significado de los conceptos

- 1.1 Con tus palabras, explica lo que entiendes por los siguientes conceptos: anión, catión, electrón, ion, núcleo, protón, neutrón, estructura de Lewis, poliatómico.
- 1.2 Busca su significado en un diccionario y/o enciclopedia, en internet, o en el *Diccionario de la Real Academia de la Lengua Española*: <http://www.rae.es/>.

2. Para pensar

- ¿En qué se diferencia un protón de un neutrón?
- ¿En qué se diferencia un electrón de valencia de uno que no lo es?
- ¿En qué se diferencia el número atómico de la masa atómica?
- ¿En qué se diferencia un catión de un anión?
- ¿En qué se diferencia un electrón de un ion?
- ¿En qué se diferencia un átomo de una molécula?
- ¿En qué se diferencia una molécula de un ion?

3. Ejercicios

- 3.1 Después de lo presentado en este tema, revisa el resumen esquemático con el que finaliza, y analiza con tus compañeros lo que se dice en la conversación de la página 90. Con lo que ya aprendieron, constrúyanla de nuevo en equipos de trabajo, incorporando las modificaciones que consideren adecuadas.
- 3.2 Investiga qué es una u.m.a. (unidad de masa atómica) y su equivalencia en gramos.
- 3.3 Escribe la representación de Lewis de las siguientes especies:

- yodo menos uno
- rubidio más uno
- boro
- germanio menos cuatro
- argón
- calcio más dos
- agua
- dióxido de carbono

- 3.4 Utilizando tu tabla periódica copia en tu cuaderno las siguientes tablas y complétalas.
- 3.5 Trabajando en equipos pequeños compartan sus POE originales entre ustedes y

Elemento	Masa atómica	Número atómico	Número de protones	Número de neutrones	Número de electrones	Ion	Masa atómica	Número atómico	Número de protones	Número de neutrones	Número de electrones
He						S ⁻²					
	12					Al ⁺³					
		9					60	47			46
		13		14					35	45	36
	20		10		10	Si ⁺⁴					

contesten en su cuaderno las preguntas: ¿qué cambiaría de mis predicciones y las explicaciones que di? De lo que he aprendido, ¿qué me permitiría hacer esas modificaciones? Entre todos elaboren un cartel en el que expliquen los cambios hechos a sus POE y por qué los hicieron; compártanlos con el resto del grupo.

4. Autoevaluación

A continuación se enlistan los aprendizajes esperados de este tema. En tu cuaderno, evalúa en qué medida consideras que obtuviste los aprendizajes esperados (bien, regular, poco o nada) y después anota lo que crees que debes repasar para comprender mejor el tema y qué consideras que debes consultar con tu profesor.

- Identifico 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.
- Represento el enlace químico mediante los electrones de valencia a partir de la estructura de Lewis.
- Represento mediante la simbología química elementos, moléculas, átomos e iones (aniones y cationes).

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



Propiedades de los metales

Los metales son los materiales más diversos con que cuentan las sociedades humanas. Su uso es legendario, y de hecho con su nombre se han identificado diversas épocas de la historia. Las sociedades que conocieron, extrajeron, manipularon y utilizaron el hierro para fabricar armas y escudos se situaron en superioridad tecnológica respecto de aquellas que no lo hicieron y cuyas armas de cobre eran más frágiles.

Las propiedades de los metales son por completo diferentes cuando están en su estado metálico, es decir, cuando cada átomo del metal está enlazado sólo a otro de metal, que cuando forman óxidos (se combinan con oxígeno).

El modelo del enlace metálico explica el enlace entre metales, los cuales se unen de manera opuesta a como lo hacen los no metales. Los átomos metálicos pueden fácilmente ceder sus electrones. En el enlace metálico, los electrones de la última órbita de cada átomo son cedidos a los demás átomos metálicos. Al perder sus electrones, todos los átomos se convierten en cationes, que se mantienen unidos porque entre ellos se ubican los electrones.

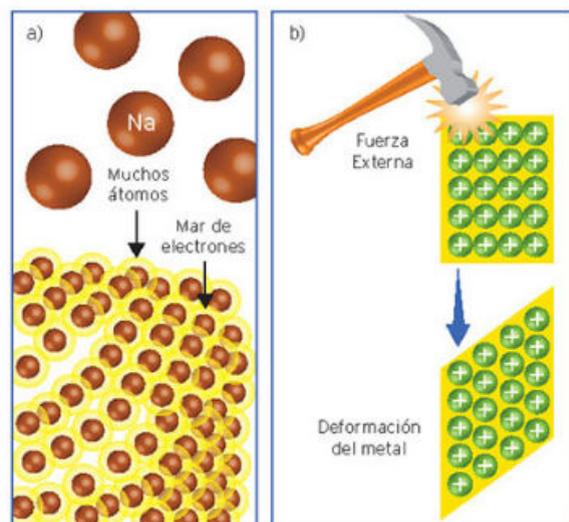


Figura 2.23 a) En el enlace metálico muchos átomos metálicos comparten sus electrones de valencia para formar un mar de electrones deslocalizados que atraen a los iones metálicos y los mantiene juntos. b) Visto a nivel atómico, el enlace metálico provoca que cuando se aplica una fuerza externa se muevan simplemente los iones metálicos deslizándose a través del mar de electrones.

Los electrones de las capas más externas no están en un determinado ion o átomo, sino deslocalizados entre todos los núcleos metálicos positivos. Por esa razón los metales conducen la electricidad y el calor, son maleables y dúctiles. La maleabilidad es la capacidad de los metales para deformarse y formar láminas muy delgadas, como lo hace el oro, cuando están sujetos a compresión, y la ductilidad es la propiedad que tienen los metales para formar hilos cuando están sujetos a estiramiento o tensión. El brillo y la gran capacidad de conducir la electricidad y el calor de los metales residen en esta deslocalización de los electrones (figura 2.23). Dichas propiedades hacen que los metales tengan muchas aplicaciones tecnológicas.

Los metales oxidados (u óxidos de metales) son, a diferencia de los metales, polvos de diferentes colores, quebradizos, no maleables y prácticamente no conducen el calor ni la electricidad.

La formación de los conocidos e indeseados óxidos sobre los metales se debe al contacto de éstos con aire húmedo (oxígeno y agua). Durante mucho tiempo los químicos han investigado cómo evitar la formación de óxido de hierro o herrumbre, pues cuando esto sucede las estructuras que conforman se agujerean y rompen poco a poco (figura 2.24). Esto se ha logrado, básicamente, por medio de tres métodos: con recubrimientos protectores (es decir, la pintura), con protección catódica (como el galvanizado o cromado) o mediante aleaciones. Una de las aleaciones del hierro con mayor resistencia a la oxidación es el conocido acero inoxidable. En el bloque 4 trataremos con más amplitud lo relativo a la oxidación y corrosión de metales.

El acero inoxidable contiene aproximadamente 74% de hierro, 18% de cromo, 8% de níquel y menos de 1% de carbono (éste prácticamente lo acompaña desde su extracción de los yacimientos); también puede contener cobalto. La elaboración de esta aleación se realiza en hornos eléctricos (altos hornos) que funden a cientos de grados Celsius los diferentes metales. El óxido que llega a formarse sobre los utensilios de acero inoxidable es una capa tan delgada y transparente que no le resta brillo, además evita el contacto del metal con el aire y la humedad, por lo que impide que el resto del metal se oxide y con ello cambien sus propiedades.

México es un importante país productor de acero; la mayor planta se encuentra en Lázaro Cárdenas, Michoacán. Otros países productores de acero se señalan en el mapa de la figura 2.25 en la siguiente página. En nuestro país se desarrolló uno de los procesos utilizados mundialmente para la fabricación del hierro esponja, una forma del acero. El cobre es uno de los pocos elementos conocidos desde la Antigüedad. Con él se fabrican desde hace miles de años diversos objetos: monedas, recipientes y armas (figura 2.26 en la siguiente página). Mezclado con el estaño se obtiene el bronce, una aleación más dura y resistente (por lo que las armas de bronce son superiores a las de cobre). Se han encontrado objetos de bronce con más de 5 000 años de Antigüedad.

El vocablo cobre deriva del nombre que en latín recibía la isla de Chipre, de donde los romanos lo obtenían. No se oxida fácilmente y sus variados usos se deben a que es un exce-



Figura 2.24 La oxidación de estructuras metálicas expuestas al aire libre representa uno de los principales gastos de mantenimiento de infraestructura.



Para reflexionar...

- Observa a tu alrededor y anota en tu cuaderno por lo menos 10 objetos que estén hechos de metal. Anota sus características y, si es posible, averigua qué metal contienen y reflexiona si la mayoría están fabricados de un mismo metal. Explica a qué crees que esto se debe.

Figura 2.25 Principales lugares de fabricación de acero en el mundo.



Figura 2.26 Del cobre se aprovechan principalmente su maleabilidad y su capacidad de conducción eléctrica.

lente conductor de la electricidad y el calor. Muchos de los compuestos de cobre tienen un distintivo color verde (como sus óxidos).

El aluminio es uno de los elementos metálicos más comunes y utilizados en el mundo. Prácticamente no hay hogar en el que no se encuentre formando parte de ollas o cucharas, marcos de ventanas, piezas de lámparas o cerraduras. Pero esto es parte de una historia reciente. Durante el siglo XIX, en 1855, era tan raro que en la exposición de las joyas reales en París se colocó una barra de aluminio junto a la corona real.

Menos de 1% de la corteza terrestre contiene aluminio. Es un metal blando y de baja densidad; sin embargo, muchas de sus aleaciones lo hacen duro y resistente. Así, cuando se necesita un metal duro pero ligero, se le utiliza (figura 2.27).

Aunque es un metal que reacciona fácilmente, el óxido que se forma en una superficie produce una delgada película transparente que lo protege de futuras oxidaciones. Los seres humanos no hemos estado expuestos al aluminio sino hasta hace una generación, por lo que muy recientemente se están estudiando sus efectos tóxicos en el organismo.

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

Los objetos metálicos o que contienen metales pueden separarse inicialmente de manera muy simple. Aquellos que contienen hierro pueden magnetizarse de tal manera que cuando se colocan enfrente de un imán, éste los atrae. Así, una primera manera de separar la basura sólida es hacerla pasar a través de un campo magnético, con lo que los objetos de hierro quedan identificados y separados. Los objetos ferrosos son fundidos y de allí, al enfriarse, se obtiene de nuevo hierro sólido.

El reciclado de objetos que contienen acero significa sólo, en Estados Unidos, un ahorro de 50% de la energía necesaria para hacerlos a partir de recursos naturales, energía que en forma de electricidad se usa en 18 millones de hogares.



Figura 2.27 El aluminio se usa por lo general aleado con otros metales. Se emplea en autopartes, en construcción, embalajes, transmisiones eléctricas, recipientes para transportar materiales criogénicos (los que se mantienen a muy bajas temperaturas), utensilios de cocina, etcétera.



PAREJAS

Objetivo:

Conocer algunas propiedades de conducción eléctrica y ionización de los metales como conducción eléctrica y energía de ionización, así como algunos aspectos del mercado de los metales.

La tabla 2.2 proporciona información sobre algunos metales, su conductividad eléctrica (a mayor valor, mejores conductores) y su energía de ionización (que es una manera de saber qué tan fácil se pueden oxidar, en general cuanto menor es este valor, más fácilmente se oxidan). Analicenla, investiguen lo que se les pide y respondan las preguntas.

Tabla 2.2 Datos de algunos metales

Material	Conductividad eléctrica (10^6 ohms $^{-1}$ cm $^{-1}$)	Energía de ionización (kJ/mol)
Aluminio	0.38	578
Cobre	0.60	746
Hierro	0.10	759
Plata	0.63	731

Investiguen lo siguiente:

- Datos de producción en México y en el mundo de los principales metales comerciales como los que se indican en la tabla
- En México, ¿dónde se extraen esos metales?
- ¿Cuál es su producción nacional y mundial?
- ¿Para qué se utilizan?
- ¿Qué es la energía de ionización?
- ¿Qué es la conductividad eléctrica?
- ¿Para qué sirve conocer el dato de la conductividad eléctrica de un metal?
- ¿Qué óxidos forman estos metales?
- ¿Qué otra información puede ser útil para saber la facilidad que tiene un metal para oxidarse?
- La obtención de cada metal genera contaminación, ¿para cuál de esos cuatro metales es mayor ésta?
- De los metales que se usan en tu comunidad, ¿cuáles tienen mayor importancia? ¿Por qué?
- ¿Existen minas en tu comunidad o cerca de ella? ¿Qué metales se extraen?
- ¿Cuáles de estos metales se reciclan?

Elaboren un texto de tres cuartillas con toda la información obtenida. Incluyan sus conclusiones sobre la importancia en su comunidad de los metales investigados.

Hacia tu proyecto

Algunos metales conocidos como pesados tienen aplicaciones en la industria y en la medicina, por ejemplo el plomo que sirve para elaborar equipos protectores para radiación, pero en el cuerpo humano causan daños de considerable intensidad.

Posteriormente, cada objeto metálico no ferroso puede reciclarse de manera diferente. En la figura 2.28, en la siguiente página, se indica el proceso para el aluminio empleado en recipientes de bebidas como los refrescos.

El reciclaje de los materiales en general y de los metales en particular contribuye a reducir la contaminación. Sólo por dar un ejemplo, en el caso del aluminio, al emplear el reciclado, se ahorra hasta un 90% de la energía que se consume para elaborar productos con él y se reduce en un 95% la contaminación del aire, puesto que la extracción de aluminio a partir de la bauxita tiene dos inconvenientes: es un recurso no renovable en cuya extracción se destruyen áreas verdes importantes (como la selva amazónica) y la producción de aluminio es un proceso industrial altamente contaminante, puesto que para una tonelada de metal se producen cinco de residuos minerales que contaminan la tierra y la atmósfera.

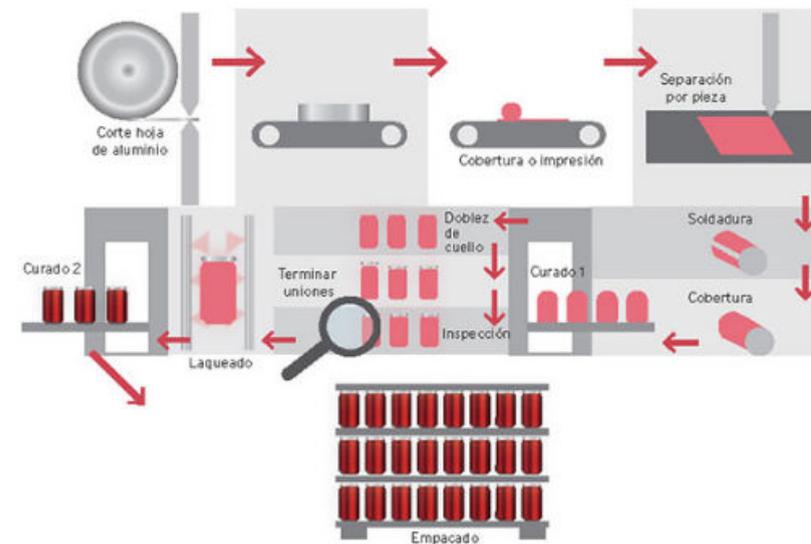


TIC

Si te gusta la historia, la siguiente página será de tu interés, pues presenta 1) un recorrido histórico de la metalurgia en México desde la época prehispánica hasta la actualidad, y 2) presenta la carrera de ingeniería metalúrgica en la Universidad Autónoma Metropolitana. Accede a: <http://www.difusioncultural.uam.mx/otras/metalurgia/metalurgia.html> (Consultado: ...)

Pero el reciclaje no es la única alternativa para procurar el bien de nuestro ambiente. También se puede reducir la cantidad de desechos que generamos: es preferible, en lugar de comprar una lata de 250 ml de refresco, adquirir una botella de 2 litros e ir administrándola. En vez de adquirir alimentos enlatados, buscar su versión en paquete de papel o en último caso, de plástico reciclable. Evitar el uso de papel aluminio y empaques que lo contengan, preferir empaques de otros materiales como vidrio en primer lugar.

Otra opción es reutilizar, esto significa, darle un uso nuevo a los materiales, proveyéndoles así de una vida útil más larga. Por ejemplo, una lata puede ser forrada y empleada como portalápices, o como una maceta. El aluminio pertenece al grupo de los metales no ferrosos, además de las latas de refresco y el papel de envoltura, se emplea para fabricar ollas, marcos de ventana, cortineros, recipientes de medicamentos, rines de llanta, entre otros. Por otro lado, los metales ferrosos, a los cuales pertenece el hierro y acero inoxidable se emplean en varillas, línea blanca, sillas de ruedas, armazones de camas, martillos, latas de aerosol, algunos electrodomésticos, tijeras, esculturas, candados, entre otros.



Conexiones...

En tu curso de Historia 2, bloque 1, estudiaron la situación de las culturas prehispánicas antes de la Conquista. Repásalo para comprender mejor lo que se presenta en la TIC que te

Figura 2.28 Proceso de fabricación de latas de aluminio.

A continuación te presentamos el caso de la escuela en la que estudian Alex, Renata, Berenice y Carlos.

En la cooperativa de la escuela "Cultura y Patria" se venden refrescos y tés helados en lata, botanas en empaque de aluminio y sándwiches, tostadas y otros alimentos preparados envueltos en papel aluminio, algunos de sus suministros (frijoles, atún y verduras) son enlatados, además ofrecen pasteles y flanes hechos en recipientes de aluminio. Al darse cuenta de cuántos residuos metálicos se estaban generando en su escuela, y notar que se tiraban a la basura entre restos de comida, nuestros amigos se preocuparon. También preguntaron a sus primos si en sus escuelas ocurría algo parecido, y se sorprendieron al saber que esa situación no sólo sucedía en sus escuelas, sino que en la lonchería de la colonia y los puestos del mercado de comidas también. Los muchachos se preocuparon porque en su clase de Ciencias 3 habían aprendido del impacto ecológico de la basura mal separada y de las posibilidades que había de evitar mayores daños al ambiente.

Reúnete con dos compañeros y comenten el caso que les relatamos. ¿Qué harían ustedes para solucionar la situación? Les sugerimos que investiguen lo siguiente, para tener más información y tomar decisiones al respecto:

- Además de las 4 R que leyeron ¿existen otras que considerar? ¿Cuáles? Describanlas.
- ¿Qué alternativas de solución son viables, tomando en cuenta la naturaleza de los materiales en cuestión?
- ¿Qué características de los metales podrían dificultar su separación y correcto manejo?
- ¿Qué planes de minimización de residuos se podrían poner en práctica de inmediato?
- ¿Qué implicaría implementar un plan de las 4 (o más) R?
- ¿Cómo podrían informar a la comunidad de la necesidad de cambiar la situación?
- ¿Cómo podrían reciclar y reutilizar los empaques?
- ¿Habría alternativas viables para sustituir esos materiales metálicos? ¿Cuáles?

Una vez que lleven a cabo su investigación, elaboren alguna campaña como si ustedes pertenecieran a la escuela "Cultura y Patria" y preséntenla en su salón de clase o a su comunidad escolar, según las indicaciones de su profesor. Pueden incluir algún tipo de propaganda como carteles, trípticos o pláticas. Cuando terminen su trabajo, respondan la pregunta de inicio de este tema, a manera de conclusión: ¿Cuál es la importancia de reducir, reusar y reciclar los metales? Para ayudarles a encontrar información de utilidad les sugerimos algunas páginas de internet, ustedes deberán investigar en otras fuentes:

- <http://elreciclaje.org/>
- <http://www.greenpeace.org/mexico/es/Actua/Ecotips/Las-tres-r/>
- http://www.bvsde.ops-oms.org/bvsacg/guia/calde/3residuos/d3/062_Reciclaje/Reciclaje.pdf

(Consultados: 21 de octubre de 2016)

Ahora que hemos analizado un caso que podría ser real, lee con cuidado el apéndice 5 de la página 266. Con esa información y con lo que has investigado, copia en tu cuaderno la siguiente tabla relacionada con los riesgos ocasionados por la contaminación por basura de origen metálico sin separar y complétala haciendo la tercera columna tan ancha como lo necesites.

Daño (Efecto adverso para la salud o el ambiente por la presencia de basura de origen metálico)	Desde... hasta	
Peligro (Agente o causa potencial de daño)	Sustancia	
	Fenómeno	
	Causa	
Vulnerabilidad (Susceptibilidad de sufrir daño, considerando además la capacidad de recuperarse del mismo)	Empieza por...	
Riesgo (Posibilidad de daño)	Multiplica el peligro por la vulnerabilidad	

Una vez que identificaste los riesgos relacionados por la presencia de basura de origen metálico, indica qué hacer para disminuirlo, es decir, cómo reduces tu vulnerabilidad como resultado de una decisión. Completa en tu cuaderno la siguiente frase: Para disminuir el riesgo hay que...

Comparte tu decisión con tus compañeros y discutan el porqué de ello.

Revisión

1. Para pensar

Contesta las siguientes preguntas. Justifica tu respuesta.

- 1.1 ¿Cómo evita la pintura la oxidación de los metales?
- 1.2 ¿Qué es una aleación? ¿Qué tipo de mezcla es?
- 1.3 ¿Cómo se forman los óxidos?
- 1.4 ¿Todos los metales se oxidan? ¿Por qué?
- 1.5 ¿Por qué hay que reciclar los objetos que tienen metales?
- 1.6 ¿Cuál es la diferencia entre un metal y un mineral?
- 1.7 Hace muchos años se empleaban tuberías de plomo, ¿por qué ya no se hace?
- 1.8 ¿Cómo se obtienen el aluminio y el cobre a partir de los minerales que los contienen?

2. Autoevaluación

A continuación se enlistan los aprendizajes esperados de este tema. En tu cuaderno evalúa en qué medida consideras que obtuviste los aprendizajes esperados (bien, regular, poco o nada) y después anota lo que crees que debes repasar para comprender mejor el tema y qué consideras que debes consultar con tu profesor.

- Identifico algunas propiedades de los metales (maleabilidad, ductilidad, brillo y conductividad térmica y eléctrica) y las relaciono con diferentes aplicaciones tecnológicas.
- Identifico en mi comunidad aquellos productos elaborados con diferentes metales (cobre, aluminio, plomo, hierro), a fin de tomar decisiones para promover su rechazo, reducción, reúso y reciclado.

4 Segunda revolución de la química



En esta sección estudiaremos:

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

Analiza la conversación

- ¿Cómo logró Mendeleiev predecir qué elementos faltaban?
- ¿De qué manera dedujo sus propiedades?
- ¿Las ciencias predicen? ¿Cómo lo hacen?
- ¿Qué predicciones se pueden hacer en la química?
- ¿Hay una sola tabla periódica?

Predigo-Observo-Explico

CLASIFICANDO LOS ELEMENTOS

Con mis compañeros y mi profesor.

Objetivo:

Observar el comportamiento de algunas sustancias al entrar en contacto.

Investigación previa:

En libros o en internet investiguen lo siguiente:

- ¿Qué es el ácido clorhídrico?
- ¿Qué precauciones requiere su manejo?

Materiales (figura 2.29):

- Cobre
- Zinc
- Hierro
- Azufre
- Yodo
- Carbón
- Ácido clorhídrico
- Seis tubos de ensayo
- Una gradilla
- Una espátula
- Una pipeta de 5 ml o jeringa sin aguja

Procedimiento:

1. Agrega en cada tubo de ensayo una pizca de cada una de las sustancias sólidas. Observa sus características y anótalas.

Predicción:

- Aunque tu experiencia en química es poca, indica: ¿qué pasará en cada recipiente al agregarle el ácido clorhídrico?
- Justifica la predicción.

Observación:

- Agrega en cada tubo con mucha precaución 2 ml del ácido, agita ligeramente los tubos. Procura que el lugar donde trabajas esté bien ventilado.
- Observa qué sucede, elabora en tu cuaderno dibujos de ello y escribe una descripción de lo que ocurre.

Explicación:

- Describe con tus palabras qué sucede y compáralo con tu predicción.
- Comparte tu resultado con el resto de tus compañeros y con tu profesor.



Figura 2.29 Material que se emplea en esta experiencia.

Reconoce y comparte con tu profesor cuál es la relación entre la conversación de nuestros amigos y este POE.

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

Como ya vimos, la primera gran revolución de la química es la relacionada con las investigaciones de Lavoisier, en Francia, y su explicación de la combustión a partir del oxígeno y la conservación de la masa. La segunda revolución química, como la primera, es producto del trabajo de varios científicos en diversos lugares de Europa (como John Dalton, Humphry Davy (1778-1829) y Michael Faraday (1791-1867), en Inglaterra; Jöns Jacob Berzelius (1779-1848), en Suecia; Amedeo Avogadro (1776-1856) y Stanislao Cannizzaro

ELEMENTS			
Hydrogen	1	Strontian	86
Azote	5	Barytes	68
Carbon	5	Iron	56
Oxygen	7	Zinc	56
Phosphorus	9	Copper	56
Sulphur	13	Lead	90
Magnesia	26	Silver	190
Linne	24	Gold	190
Soda	28	Platina	190
Potash	42	Mercury	167

Figura 2.30 Símbolos de los elementos según Dalton.



INDIVIDUAL

- Usando los símbolos de Dalton dibuja en tu cuaderno las siguientes moléculas: agua (H_2O), ácido sulfúrico (H_2SO_4) y óxido férrico (Fe_2O_3). Responde: ¿resultan prácticas



Figura 2.31 J. J. Berzelius.

La masa de los átomos

El químico sueco Jöns Jacob Berzelius (1779-1848) (figura 2.31) fue un gran impulsor de la teoría atómica. Cuando en 1807 fue nombrado profesor de química en el Instituto Médico Carolino, en Estocolmo, su obsesión por la exactitud originó uno de los principales programas de investigación del siglo XIX: la determinación de las masas atómicas. Él escribió:

"Nuevos experimentos me convencieron de que los números de Dalton (sobre las masas de los diferentes átomos) necesitaban esta precisión que era fundamental para la aplicación de su teoría. Percibí entonces que para que se propagase la luz que se había levantado sobre toda la ciencia, había que determinar, con la máxima precisión que pudiese alcanzarse, las masas atómicas de un número de elementos tan grande como fuera posible y, sobre todo, de los más comunes."

Durante la realización de esta empresa, descomponiendo sustancias y aislando nuevos elementos (cerio, selenio, silicio, torio y circonio) tropezó con la limitación de la falta de un sistema propio de símbolos que le permitiera simplificar sus anotaciones. Por ello inventó la nomenclatura química que usamos en la actualidad; la letra inicial mayúscula del nombre latino del elemento, seguido, a veces, por la segunda o tercera letra minúscula (por ejemplo, H para hidrógeno, N para nitrógeno, Na para natrium, es decir, sodio, No para nobelio).

Berzelius determinó, después de muchos años de paciente trabajo, la masa atómica de cada uno de los elementos conocidos en su época (tabla 2.3 en la siguiente página). Al conocer el trabajo del químico británico Humphry Davy (1778-1829) sobre la electrólisis

(1826-1910), en Italia y concluye con la construcción de la tabla periódica por el químico ruso Dimitri Ivánovich Mendeleiev (1834-1907): es una revolución silenciosa en torno a las masas atómicas.

En la página 92 se presentó el modelo de Dalton. Como todo modelo, fue construido para explicar de modo experimental los hechos. Por tanto, Dalton supuso que los átomos tenían una "atmósfera de calor" (hoy sabemos que esto es imposible) para explicar por qué algunas sustancias eran sólidas, y otras, gases.

Según su explicación, los sólidos tenían una atmósfera de calor menor que los gases, lo que sugería que al calentar un sólido se podía convertir en gas. Dalton también propuso una simbología para algunos elementos y sustancias, que se ilustran en la figura 2.30.

de sales fundidas (proceso mediante el cual fue posible separar, por ejemplo, el sodio del cloro, de una muestra de sal de mesa), Berzelius se convenció de que la electricidad era la principal causa de la actividad química. En 1819 consideró los átomos de los diversos elementos como dipolos eléctricos, es decir, elementos con una carga predominantemente positiva o negativa. De los resultados de otros investigadores ingleses sobre la electrólisis del agua (donde al pasar electricidad a través del agua se colecta en la terminal negativa el doble de volumen de hidrógeno que en la terminal positiva, donde se recoge el oxígeno) concluyó que una molécula de agua está formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

Tabla 2.3 Clasificación de elementos, según Berzelius

Elemento	Símbolo utilizado por Berzelius	Masa atómica de acuerdo con el modelo de Dalton (1808)	Masa atómica de acuerdo con el modelo de Berzelius (1826)
Hidrógeno	H	1	1.00
Nitrógeno	N	5	14.05
Oxígeno	O	7	16.00
Azufre	S	13	32.18
Cloro	Cl	Desconocido	35.41
Potasio	K	Desconocido	39.19
Plata	Ag	100	108.1

Más información en: Asimov, Isaac. *La búsqueda de los elementos*. Libro en línea en <http://www.librosmaravillosos.com/labusquedadeloselementos/> (Consultado: 10 de noviembre de 2013).

Modelo atómico de Berzelius (1826)

- Todos los átomos son esféricos.
- Todos los átomos son del mismo tamaño.
- Los átomos diferentes tienen diferente masa.
- Algunos átomos son positivos, y otros, negativos.
- Los átomos se unen en proporciones fijas por medio de una reacción electroquímica.

Un mismo fenómeno, varios modelos

Dalton estaba en desacuerdo con la explicación de Berzelius sobre el enlace a partir de diferentes cargas de los átomos, pero al mismo tiempo no podía explicar por qué los átomos se unen en proporciones fijas (es decir, dos átomos de hidrógeno por cada uno de oxígeno). Más aún, Dalton consideraba que la fórmula de los compuestos debía ser la más simple posible, de ahí que para él, la del agua constaba únicamente de un átomo de hidrógeno y otro de oxígeno. Los modelos atómicos de Dalton y Berzelius, a pesar de que hoy sabemos que tenían varios e importantes errores, ofrecieron a la comunidad científica de su época una nueva y diferente manera de ver la química, contribuyendo en gran medida a su progreso. Por supuesto, la aceptación de uno u otro modelo no fue inmediata. A lo largo del siglo XIX, algunos de los más renombrados químicos consideraron a los átomos una "ficción" conveniente.

TIC

Para que complementes la información que estás estudiando de la tabla periódica dirígete a:

<https://www.uam.es/docencia/elementos/spV21/sinmarcos/elementos/uso.html> Toma notas en tu cuaderno elaborando un breve resumen y pregunta a tu profesor en caso de que tengas alguna duda (Consultado el 21 de octubre de 2016).



EQUIPO

Ya que no podemos ver directamente los átomos, los modelos atómicos de la materia pueden parecer bastante irreales. Para ilustrar algunos de sus aspectos principales, vamos a modelarlos macroscópicamente y materialmente.

Necesitas:

- Una caja de clips o seguros pequeños
- Una caja de rondanas de hule, plástico o metal
- Una balanza

Procedimiento:

1. Los clips son el elemento Gr, y las rondanas, el Rd. Todos los clips son iguales, tal y como suponemos de los átomos de un elemento. Lo mismo sucede con las rondanas, pero los clips son diferentes a las rondanas, como los átomos de elementos distintos son diferentes entre unos y otros. Une un clip con una rondana para representar una molécula del nuevo compuesto sintetizado por ti, el GrRd.
2. Al crear su nuevo compuesto, no cambian las masas individuales de clips y rondanas. Lo mismo sucede con los átomos de verdad, sus masas individuales no varían al enlazarse con otros átomos. Con la balanza, determina la masa total de clips y de rondanas que tengas.
3. Cuenta la cantidad de clips y rondanas que tengas.
4. ¿Qué sucede si "hacen reaccionar" todos los clips con todas las rondanas que tienes? ¿Alcanza para que todo "reaccione"? Seguramente no. Habrán sobrado clips o rondanas. Cada vez que quieras obtener el compuesto GrRd te pasará lo mismo, una vez que en el compuesto la proporción en el número de átomos es de uno a uno. Si "sintetizar" un compuesto con dos rondanas y un clip sería diferente y su fórmula química sería GrR₂. Pero, ¿y la masa?
5. Mide la masa de un clip y la de una rondana, exprésala en proporciones de números enteros (por ejemplo, la masa de dos clips es aproximadamente la misma que la de una rondana), y así podrán calcular qué masa de Gr y qué masa de Rd necesitan para fabricar, por ejemplo, un kilo de GrRd.

Preguntas:

- Utilizando la nomenclatura que inventó Berzelius, den al menos dos nombres posibles para el Gr y otros para el Rd. Con estos nombres indiquen el nombre del Gr.
- ¿Cuántos compuestos podrían obtener con la combinación de tan solo Gr con Rd?



Figura 2.32 Amedeo Avogadro.

La hipótesis de Avogadro

Mientras tanto, en diversos lugares de Europa se repetía una y otra vez el experimento de la electrólisis del agua en la que se obtenían dos volúmenes de hidrógeno por uno de oxígeno. El químico italiano Amedeo Avogadro (1776-1856) (figura 2.32) resolvió la aparente dificultad (con el modelo atómico de Dalton, en el que se predecía que serían uno y uno) al establecer la distinción entre moléculas y átomos e indicar que los átomos de un gas podían combinarse entre sí formando moléculas de dos o más átomos del mismo elemento, como puede ser el caso de las moléculas de hidrógeno (lo cual contradecía el modelo atómico de Berzelius). Al reaccionar con otro gas, las moléculas podrían sepa-

rarse nuevamente en átomos, que después se agruparían formando nuevas moléculas compuestas de átomos diferentes.

Otra aportación importante de este científico (llamada hipótesis de Avogadro, por su entonces condición de ensayo) indicaba que volúmenes iguales de diferentes gases deben contener el mismo número de moléculas. Tantas y tan radicales ideas nuevas no agradaron a Dalton y Berzelius, quienes fueron los primeros en determinar masas atómicas y masas moleculares relativas de los elementos conocidos, cabe mencionar que dichas masas fueron determinadas en relación con el hidrógeno, al que se le dio el valor de uno.

Posteriormente, Stanislao Cannizzaro (figura 2.33), aplicando las ideas de Avogadro logró resolver los problemas de ambos modelos. Plasmó estas ideas en un documento titulado "Esbozo de un curso de filosofía química", presentándose al primer congreso científico de la historia, el de Karlsruhe, en Alemania, convocado por Kekulé (1829-1896), para que los químicos dieran un solo nombre a las sustancias, ya que, por ejemplo, el vinagre recibía más de 19 nombres diferentes. Allí convenció a los participantes de que los modelos de Dalton y Berzelius estaban parcialmente equivocados, y que Avogadro (y sus hipótesis) estaba en lo correcto. También determinó experimentalmente masas atómicas y moleculares comparando la densidad de vapor de varios gases. Entre 1959 y 1960 se acordó una escala unificada basada en el carbono-12. Además, presentó una nueva tabla de masas atómicas calculada a partir de estas ideas, en las que claramente separaba los átomos de las moléculas.



Figura 2.33 Stanislao Cannizzaro.



Figura 2.34 Dmitri Mendeleev.

Aportaciones del trabajo de Mendeleev

La búsqueda del orden

Uno de los asistentes al congreso de Karlsruhe de 1860 fue el químico ruso Dmitri Mendeleev (figura 2.34). Para entonces ya se conocían más de 60 elementos diferentes, con sus respectivas masas atómicas, y se habían identificado ciertas similitudes entre ellos. Por ejemplo, las propiedades de metales como el cobre, la plata y el oro, o del litio, el sodio y el potasio, eran parecidas. Las propiedades de la sal de mesa (el cloruro de sodio, un sólido blanco cristalino, soluble en agua) eran iguales a las del cloruro de litio o del cloruro de potasio; reconociendo estas semejanzas ya se había pensado en buscar una manera de agrupar a los elementos y se había propuesto varias formas de hacerlo, pero todas quedaban muy limitadas.

Casi una década después de oír a Cannizzaro, Mendeleev propuso una tabla periódica (figura 2.35) en la que los elementos conocidos estaban agrupados de acuerdo con sus masas atómicas, y cuando tenían propiedades semejantes se colocaban unos debajo de los otros. La tabla periódica proporcionaba un poderoso instrumento a los químicos, no sólo para ordenar lo ya conocido, sino para predecir los nuevos elementos a descubrir. Al elaborar la tabla periódica, Mendeleev advirtió algunos errores en las masas atómicas de varios elementos.

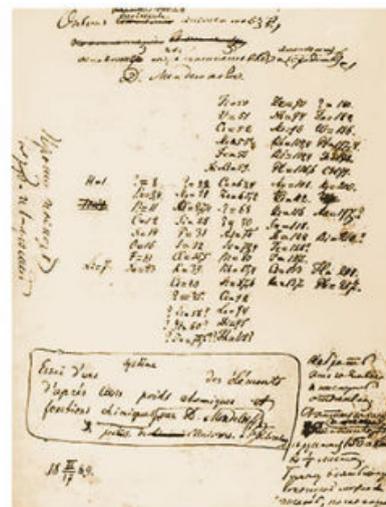


Figura 2.35 Tabla periódica original de Mendeleev exhibida en la Universidad de San Petersburgo.

En el arreglo de los elementos quedaban algunos extraños huecos que explicó indicando que pertenecían a elementos que esperaban ser descubiertos, e inclusive predijo algunas de sus propiedades (como su masa atómica y su punto de fusión).

Mendeleiev explicó así el modo en que realizó las predicciones de las propiedades de elementos desconocidos: si en determinado grupo se encuentran los elementos R_1 , R_2 y R_3 , y si en la serie que contiene uno de estos elementos, por ejemplo R_2 , el elemento Q_2 le precede y el T_2 le sucede, entonces las propiedades de R_2 estarán determinadas por el promedio de aquellas de R_1 , R_3 , Q_2 y T_2 .

A continuación se demuestra lo anterior para la predicción de la masa atómica del elemento desconocido ekaaluminio. Primero hay que identificar qué elementos lo rodean y luego buscar sus masas atómicas actuales en la tabla periódica de la página 119 o 268.

$$R_1 = \text{Al}; R_3 = \text{In}; Q_2 = \text{Zn} \text{ y } T_2 = \text{Ge}$$

Masa atómica del ekaaluminio:

$$\frac{1}{4}(27 + 115 + 65 + 73) = 70$$

El valor es ligeramente diferente a la predicción de Mendeleiev, pues los valores de las masas atómicas empleados son los actuales. Al principio, los químicos europeos no quisieron tomar en serio sus predicciones, pero al poco tiempo, mientras se descubrían nuevos elementos con las propiedades que Mendeleiev predijo, no tuvieron más remedio que aceptar el valor y la importancia de la tabla periódica.



EQUIPO

Reúnete con tus compañeros, y con la información que han estudiado respecto a la historia de la tabla periódica elaboren en su cuaderno una línea de tiempo en la que destaquen no sólo los investigadores involucrados sino también sus aportaciones. Incluyan a Dobereiner, Newlands, Mendeleiev, Meyer, Moseley, Cannizzaro y Avogadro. Si lo requieren, investiguen más en internet para completar su información (revisen las páginas sugeridas en la TIC y otras). Incluyan imágenes, ejemplos y dibujos para enriquecer su trabajo. Después,

La tabla periódica es uno de los mejores ejemplos de la importancia del análisis y la sistematización en las ciencias. A mediados del siglo XIX se conocían decenas de elementos y sólo hasta que Mendeleiev analizó de manera ordenada sus propiedades y sistematizó la información en forma de una tabla, se pudieron realizar las predicciones de la existencia de nuevos elementos. Pero Mendeleiev hizo algo más: publicó en ruso un libro de química con su tabla periódica, mediante cuyas diversas traducciones se convirtió rápidamente en uno de los más leídos en toda Europa. Eso nos indica otra de las importantes características de la ciencia como conocimiento público. En esa época, sin radio, televisión, computadoras ni internet, la mejor manera de comunicar la ciencia y el conocimiento era por medio de libros... bueno, y de asistir a conferencias y congresos como el de Karlsruhe.

Para reflexionar...

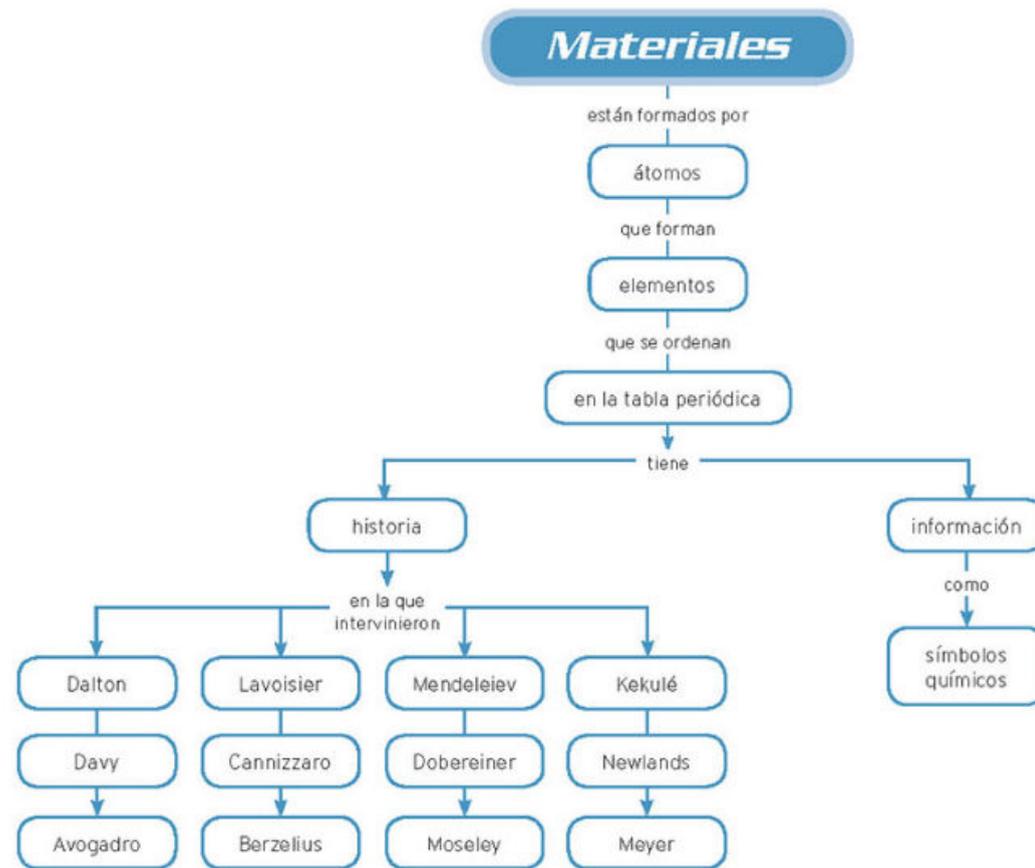
- ¿Cuál será la masa atómica del ekasilicio? Compárala con la del germanio, descubierto en 1885.

PARA SABER más

Isaac Asimov (1920-1992), un bioquímico y prolífico escritor ruso nacionalizado estadounidense escribió libros de divulgación de la ciencia y novelas de ciencia ficción. Uno de sus libros, titulado *La búsqueda de los elementos* describe precisamente la historia del hallazgo de los elementos químicos. Te recomendamos buscarlo en línea o en la biblioteca: <http://www.librosmaravillosos.com/labusquedadeloselementos/> (Consultado el 21 de octubre de 2016).

Revisión

Revisa el siguiente resumen gráfico que contiene los principales conceptos estudiados en este tema. Si tienes alguna duda, consúltala con tu profesor, pues es fundamental que lo comprendas.



1. Sobre el significado de los conceptos

- 1.1 Con tus palabras, explica lo que entiendes por los siguientes conceptos: predicción, masa, periódico, modelo, clasificación, símbolo y congreso.
- 1.2 Busca su significado en un diccionario y/o enciclopedia, en internet, o en el *Diccionario de la Real Academia de la Lengua Española*: <http://www.rae.es/>.

2. Para pensar

- ¿Cómo concebía Dalton en su modelo la estructura de los átomos?
- ¿Cómo explicaba Berzelius el enlace entre los átomos?
- ¿Cuáles eran las dificultades que enfrentaban los modelos de Dalton y Berzelius para explicar la electrólisis del agua?

- ¿En qué se diferencian los modelos atómicos de Dalton y Berzelius?
- ¿Cuáles fueron las aportaciones de Avogadro para resolver las dificultades indicadas en la pregunta anterior?
- ¿Cuál es la diferencia entre un átomo y una molécula?
- ¿Por qué es importante la figura del profesor S. Cannizzaro en la historia de la química?

3. Ejercicios

3.1 Después de lo presentado en este tema, revisa el resumen esquemático con el que finaliza, y analiza con tus compañeros lo que se dice en la conversación de la página 108. En equipos de trabajo, constrúyanla de nuevo con lo que ya aprendieron, incorporando las modificaciones que consideren adecuadas.

3.2 Investiguen en equipo acerca de la época en que se llevó a cabo el Congreso de Karlsruhe (vestimenta, comida, enfermedades, diversiones, política) y preparen una representación teatral del congreso para mostrar las aportaciones de Dalton, Berzelius y Cannizzaro y cómo influyó esto en la construcción del sistema periódico de Mendeleiev.

3.3 Trabajando en equipos pequeños compartan sus POE originales entre ustedes y contesten en su cuaderno las preguntas: ¿qué cambiaría de mis predicciones y las explicaciones que di? De lo que he aprendido, ¿qué me permitiría hacer esas modificaciones? Entre todos elaboren un cartel en el que expliquen los cambios hechos a sus POE y por qué los hicieron; compártanlos con el resto del grupo.

4. Autoevaluación

A continuación se enlistan los aprendizajes esperados de este tema. En tu cuaderno evalúa en qué medida consideras que obtuviste los aprendizajes esperados (bien, regular, poco o nada) y después anota lo que crees que debes repasar para comprender mejor el tema y qué consideras que debes consultar con tu profesor.

- Identifico el análisis y la sistematización de resultados como característicos del trabajo científico realizado por Cannizzaro al establecer la distinción entre masa molecular y masa atómica.
- 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.
- Argumento la importancia y los mecanismos de la comunicación de ideas y productos de la ciencia como una forma de socializar el conocimiento.

5 Tabla periódica: organización y regularidades de los elementos químicos



➔ Analiza la conversación

- ¿Un acordeón es una forma de organizar la información? ¿De qué manera?
- ¿Cómo haces tus acordeones?
- ¿La tabla periódica puede considerarse un acordeón? ¿Por qué?
- ¿Qué información puedes obtener a primera vista de la tabla periódica?
- ¿Cómo ha facilitado la tabla periódica el trabajo de la comunidad científica?

En esta sección estudiaremos:

- Regularidades en la tabla periódica de elementos químicos representativos.
- Importancia de los elementos químicos para los seres vivos.

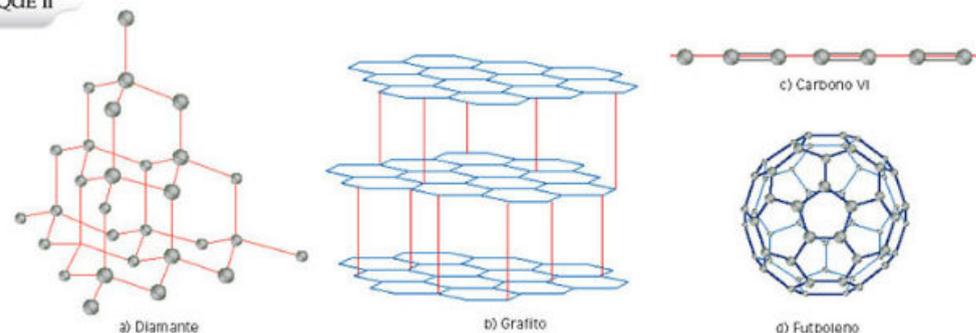


Figura 2.38 Estructuras de los alótropos del carbono.

Glosario

Alotropía. Existencia de un elemento en más de una sustancia (sólida, líquida o gaseosa), o en más de una forma cristalina.

Algunos elementos químicos se presentan en más de una forma física, cada una con diferentes propiedades. Por ejemplo, el carbono tiene al menos cuatro formas diferentes, las cuales se ilustran en la figura 2.38. A estas presentaciones se les conoce como formas alotrópicas o **alótropos**.

Hasta el siglo XIX se pensaba que el grafito y el diamante eran dos sustancias distintas. Fue entonces cuando Humphry Davy tomó uno de los diamantes de su acaudalada esposa y lo quemó. El único producto resultante de la combustión fue CO_2 (el mismo resultado de quemar el grafito). Éste ha sido uno de los experimentos más caros para demostrar la existencia de los alótropos. El oxígeno, el fósforo y el azufre son otros elementos que tienen diferentes formas alotrópicas.

Los grupos o familias en la tabla periódica

En la tabla periódica las familias de elementos se colocan verticalmente. El número atómico (que es el número de protones en el núcleo) aumenta siempre de izquierda a derecha y de arriba abajo. Hay dieciocho familias o grupos que se clasifican en A y B, en forma horizontal los encontramos acomodados de la siguiente forma. Recuerda que la nomenclatura más moderna es la de los grupos 1 al 18, pero en algunas tablas periódicas todavía se estila la clasificación mencionada de los grupos A y B.

Familia	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Grupo	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VI B	VII B	VIII B	VIII B	VIII B	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA

Los periodos

En la tabla periódica las filas horizontales se llaman periodos, y hay siete de ellos. A lo largo de un periodo las propiedades químicas y físicas de sus elementos varían notablemente. De izquierda a derecha se empieza siempre por un metal muy activo (familia 1), y se termina siempre con un gas inerte (familia 18) los elementos más estables de la tabla periódica. Podrás observar que el número atómico va aumentando en cada periodo de uno en uno.

Las propiedades periódicas

La primera gran división de los elementos data de finales del siglo XVIII, por el químico francés A. L. Lavoisier (1743-1794). Clasificó mediante reacciones químicas los elementos en metales y no metales, y representó los no metales con color rojo (aún usual). Así, cuando

los óxidos de los metales reaccionan con agua forman bases, mientras que los óxidos de los no metales forman ácidos al reaccionar con agua.

Como en la tabla periódica se reúne gran cantidad de información, es necesario separar con claridad cuál corresponde a las propiedades atómicas de los átomos aislados y cuál pertenece a cómo se unen los átomos entre sí (por ejemplo, su estado de agregación y densidad). Como ya sabes desde tu curso de Ciencias 2, todos los elementos pueden presentarse como sólidos, líquidos o gases, lo cual depende de la **temperatura** y la presión en la que se encuentren. Que algunos elementos se presenten en la naturaleza como sólidos, líquidos o gases depende de cómo se enlazan entre sí sus átomos.

Los elementos presentan características químicas muy semejantes de un periodo a otro; por ejemplo, el sodio y el potasio exhiben propiedades semejantes: forman sales, sus óxidos son solubles en agua y, como veremos más adelante, estas disoluciones son alcalinas (básicas). Tales propiedades se han denominado propiedades periódicas.

Energía de ionización

Ésta es una de las propiedades periódicas más importantes, es decir, la energía necesaria para quitar un **electrón** a un elemento en estado gaseoso (en el estado gaseoso, todos los elementos se encuentran en las mismas condiciones) de forma que se obtenga un catión (átomo con carga positiva):



Los gases nobles son no metales, miembros de la familia 18 como ya se mencionó, tienen las mayores energías de ionización de todos los elementos del mismo periodo. Por esta razón, prácticamente no reaccionan con otros elementos. Entonces, a mayor energía de ionización, menor facilidad para quitar electrones. Observa cómo varía la energía de ionización conforme se avanza en la tabla periódica, en la figura 2.39.

La energía de ionización es mayor en los no metales que en los metales. Como éstos tienen menores energías de ionización, muchas reacciones químicas pierden sus electrones y forman cationes (+). Por lo que los no metales al tener mayor energía de ionización, no pierden electrones y no forman cationes. En general, la energía de ionización es mayor en los no metales que en los metales. Como éstos tienen menores energías de ionización, en muchas reacciones químicas pierden sus electrones y forman cationes. Los no metales tienen mayor energía de ionización, y regularmente no pierden electrones ni forman cationes. Así, el carácter metálico implica menor energía de ionización y aumenta de arriba abajo y de derecha a izquierda en la tabla periódica. El elemento más metálico es el francio, y el menos metálico, el helio.

Afinidad electrónica

Esta propiedad periódica se refiere a la facilidad de un átomo para capturar electrones de otro. Un átomo grande tiene baja energía de ionización y baja afinidad electrónica; es decir, que es fácil que se deshaga de sus electrones pero es difícil que capte electrones de otro

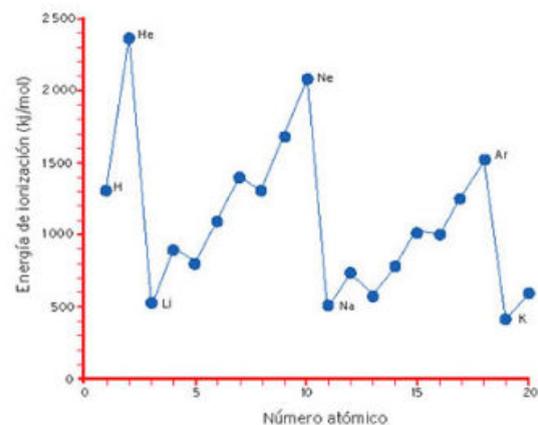


Figura 2.39 Relación entre energía de ionización y número atómico en los primeros 20 elementos.

Glosario

Temperatura. Medida de la intensidad de calor de un cuerpo. Se mide en grados Kelvin.

Ionización. Conversión de un átomo o de una molécula en un ión, por pérdida o ganancia de uno o más electrones.

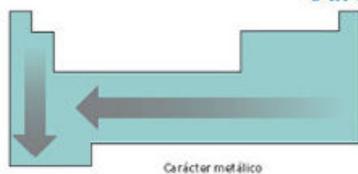
Electrón. La más pequeña de las partículas subatómicas se encuentra alrededor del núcleo y tiene carga negativa.

átomo mientras que un átomo pequeño tiene alta energía de ionización y alta afinidad electrónica, por lo que es difícil que se deshaga de sus electrones pero es muy fácil que capte electrones de otro átomo.

Electronegatividad

Es la relación entre la afinidad electrónica y la energía de ionización de un átomo. Está directamente relacionada con la reactividad de un elemento; es decir, que da información sobre la tendencia de un átomo para formar enlaces. Tanto la energía de ionización como la afinidad electrónica y la electronegatividad tienen las mismas variaciones a lo largo de la tabla periódica. Lo estudiaremos con más detalle en el siguiente bloque.

Carácter metálico, valencia, número y masa atómica



El carácter metálico es otra propiedad periódica y aumenta hacia abajo y la izquierda de la tabla periódica (figura 2.40), por lo tanto, el francio es el elemento más metálico de todos, mientras que el flúor. El hidrógeno constituye una excepción, ya que se localiza a la extrema izquierda de la tabla.

Figura 2.40 Tendencia de variación del carácter metálico de los elementos de la tabla periódica.

Metales

Aproximadamente 75% de los elementos de la tabla periódica son metales y se localizan en todos los grupos excepto en el VII A (17) y en el VIII A (18). La mayoría son sólidos cristalinos, el mercurio, el cesio y el galio son líquidos a temperatura ambiente. Los metales poseen propiedades físicas como el brillo, maleabilidad (que pueden ser moldeados y convertirlos en láminas), dúctiles (pueden estirarse en alambres), presentan elasticidad y conducen electricidad y calor. Forman soluciones sólidas como las aleaciones con otros metales como el bronce (cobre-zinc).

No metales

Los no metales se encuentran en estado libre o formando compuestos son parte de la corteza terrestre, los más abundantes son oxígeno, silicio e hidrógeno. Y los más abundantes en el cuerpo humano también son hidrógeno, oxígeno, carbono y nitrógeno. Se sabe que alrededor de 26 elementos son necesarios para los seres vivos de los cuáles 12 son no metales y 14 metales.

Metaloides

Son compuestos que tienen carácter intermedio entre metal y no metal. Se encuentran entre los grupos 13 al 16 (III A al VI A), son el boro, el silicio, el germano, el arsénico, el antimonio y el telurio.

Valencia

También conocida como número de valencia es una medida de la cantidad de enlaces químicos formados por los átomos de un elemento químico, y como ya vimos, le sirvió

a Mendeleiev para construir su tabla periódica. Los elementos de la misma familia tienen la misma valencia, al aumentar el número atómico en una familia aumenta también el tamaño del átomo llamado radio atómico, los elementos con mayor masa atómica de cada familia tienen más de una valencia aunque comparten una de ella con los elementos más ligeros de la misma familia.

Número atómico

Ya hemos visto que es el número total de protones que tiene el átomo del elemento, es su identidad ya que sus propiedades están dadas por el número de partículas que contiene, y en estado neutro (cuando no forma iones) es igual al número de electrones. En la tabla periódica los elementos están ordenados de acuerdo con sus números atómicos en orden creciente. El elemento que tiene 11 protones es el sodio, y sus características como carácter metálico, y estado sólido se deben a este número de protones que no tiene ningún otro elemento; el cloro tiene 17 protones y por ello es un gas verdoso no metálico, características únicas de él.

Masa atómica

También ya explicamos que es la suma de la cantidad de protones y neutrones de un solo átomo y varía en los isótopos, la unidad que se utiliza es la unidad de masa atómica (uma). Los átomos son tan pequeños que no podemos medir (pesar) la masa de un átomo individualmente. No existe una balanza que pueda medir la masa de un solo átomo. La determinación de la masa atómica ha sido uno de los asuntos que durante muchos años atrajo la atención de la comunidad científica. En la tabla 2.4 se ejemplifica lo anterior respecto de varios elementos desde hace más de 100 años. Observa cómo ha mejorado la exactitud al determinar la masa atómica.

Tabla 2.4 Masas atómicas de algunos elementos

Elemento	1875	1903	1925	1959	1981
H	1	1.008	1.008	1.0080	1.0079
C	12	12.00	12.000	12.011	12.011
Hg	200	200.0	200.61	200.61	200.59

Una de las dificultades para determinarla se debe a que la masa atómica reportada en la mayoría de las tablas periódicas es el promedio ponderado (considerando los porcentajes respectivos) de las masas de los isótopos estables.

Importancia de los elementos químicos para los seres vivos

Si sólo consideramos los átomos o moléculas que forman una sustancia, es imposible averiguar qué propiedades tiene el elemento en su conjunto: el oro es de diferente color según el grosor de la lámina que se tenga. En la tabla 2.5, en la siguiente página, se presentan porcentajes e importancia de los bioelementos.

De entre todos los elementos, el C, H, O, N, P y S son los principales constituyentes de las biomoléculas (moléculas que forman parte de los seres vivos). Otros elementos se

Tabla 2.5 Elementos que forman parte de la materia viva

Elemento	Abundancia en el cuerpo humano	Importancia
C	19.37%	Mediante sus enlaces forma la química orgánica a nivel celular
H	10%	Junto con el oxígeno forma agua
O	65%	El 60% de peso es agua en el cuerpo
N	3.2%	Está en moléculas orgánicas como los aminoácidos que forman las proteínas y los ácidos nucleicos de nuestro ADN
P	0.64%	El fósforo se encuentra en la estructura ósea, está en el ATP que proporciona energía a las células
S	0.2%	Forma parte de los aminoácidos y es fundamental para formar proteínas como la queratina, tejidos conjuntivos

PARA SABER más

Te recomendamos leer el libro *La farmacia humana: cómo producimos sustancias que conservan la salud*, de René Anaya, Editorial Terracota (2009), es parte de la Biblioteca del Aula.

encuentran en proporciones más bajas. Estos átomos se unen entre sí para formar moléculas, ya sean inorgánicas como el agua u orgánicas como los carbohidratos, proteínas, etcétera. A continuación describiremos algunas de las propiedades de estos elementos.

Carbono

El elemento número seis de la tabla periódica. En la naturaleza se presenta como grafito y diamante, entre otras formas. Dos de sus compuestos son causantes del calentamiento global que produce el efecto invernadero: el dióxido de carbono (inorgánico) y el metano (orgánico). Es fundamental en la formación de todos los compuestos orgánicos, forma largas cadenas y macromoléculas (moléculas con una masa molecular grande) gracias a su capacidad de formar hasta cuatro enlaces a la vez.

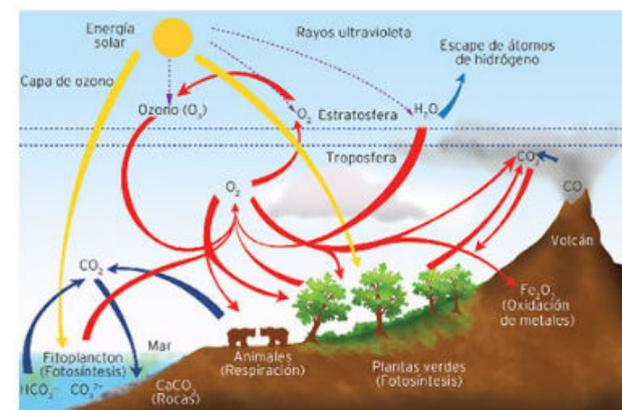
Hidrógeno

Forma parte de un 73.9% de la materia visible del espacio. En la Tierra es muy escaso en forma elemental; sin embargo, es posible obtenerlo industrialmente a partir de hidrocarburos o del agua, que es una de sus fuentes principales. Junto con el carbono forma parte de todas las moléculas orgánicas. En la industria se aplica para refinación de combustibles y en la producción de fertilizantes.

Oxígeno

Constituye parte de la atmósfera en un 21% aproximadamente, se presenta en forma natural como molécula diatómica (O_2) pero también existe otro alótropo suyo, el ozono, que es una molécula triatómica (O_3). En las capas altas de la atmósfera forma una capa que protege a los seres vivos de la radiación ultravioleta del sol, sin embargo en capas bajas, es un contaminante que proviene de la combustión de motores de vehículos. En la naturaleza existe el ciclo del oxígeno que es parte de los ciclos biogeoquímicos (figura 2.41 en la siguiente página). Con el carbono forma dos gases: el bióxido de carbono, que de forma natural se genera en la respiración y es parte importante de la fotosíntesis y el monóxido

Figura 2.41 Ciclo del oxígeno.



de carbono que es un contaminante producido por combustiones mal oxigenadas. Se emplea en la producción del acero y como auxiliar para facilitar la respiración de los enfermos en hospitales.

Nitrógeno

Se encuentra formando parte de la atmósfera en un 78%. Es fundamental para la formación de las proteínas y ácidos nucleicos. Aunque en estado natural es gaseoso, bajo condiciones especiales se licua siendo muy importante para obtener congelaciones instantáneas, pues alcanza temperaturas de hasta $-196\text{ }^\circ\text{C}$, esto le da una amplia variedad de aplicaciones. Se aplica comercialmente para producir amoníaco y fertilizantes. El ciclo del nitrógeno es otro ciclo biogeoquímico fundamental en la naturaleza (figura 2.42).

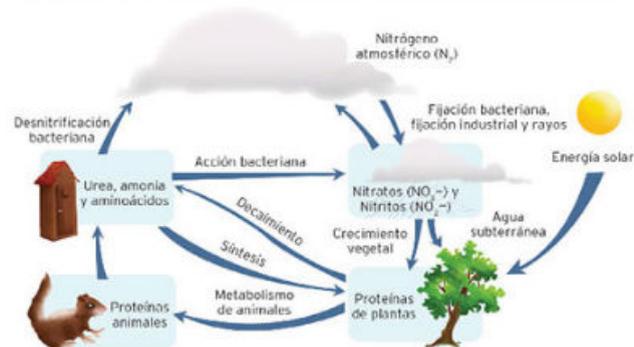


Figura 2.42 Ciclo del nitrógeno.

Fósforo

Se encuentra en la naturaleza combinado en fosfatos inorgánicos y en algunos compuestos orgánicos, pero no es posible encontrarlo puro. Se presenta en dos formas alotrópicas: rojo y blanco, siendo este último muy reactivo y de manera natural emite luz en un fenómeno conocido como fosforescencia. Forma parte esencial de los huesos y de los ácidos nucleicos.

El proceso del fósforo es un ciclo. Se encuentra en la corteza terrestre almacenado en rocas fosfatadas y por la erosión se liberan estos compuestos de fósforo al suelo y al agua, de esta manera es posible que las plantas los absorban con sus raíces y así se incorporan a la materia viva; después pasan a los animales cuando consumen las plantas. Cuando los organismos vivos mueren, se descomponen y liberan nuevamente los compuestos fosfatados al ambiente.

Azufre

Es un elemento que tiene cinco formas alotrópicas, la más común es como sólido amarillo pajizo, llamada rómbrica; las otras se producen por el calentamiento de dicho sólido hasta llegar a su forma líquida negra viscosa (como lo viste en el poe de inicio de tema). Forma parte de proteínas que constituyen estructuras duras como las uñas, el pelo y las pezuñas. Cuando el azufre se quema en el ambiente, cuando está presente en algunos combustibles como las gasolinas, produce un gas que puede convertirse en ácido sulfuroso o ácido sulfúrico, sustancias que junto con los óxidos de nitrógeno forman parte de la lluvia ácida. Los ácidos de azufre son empleados en la industria para producir fertilizantes, pigmentos, pinturas e intervienen en la refinación del petróleo y acero.

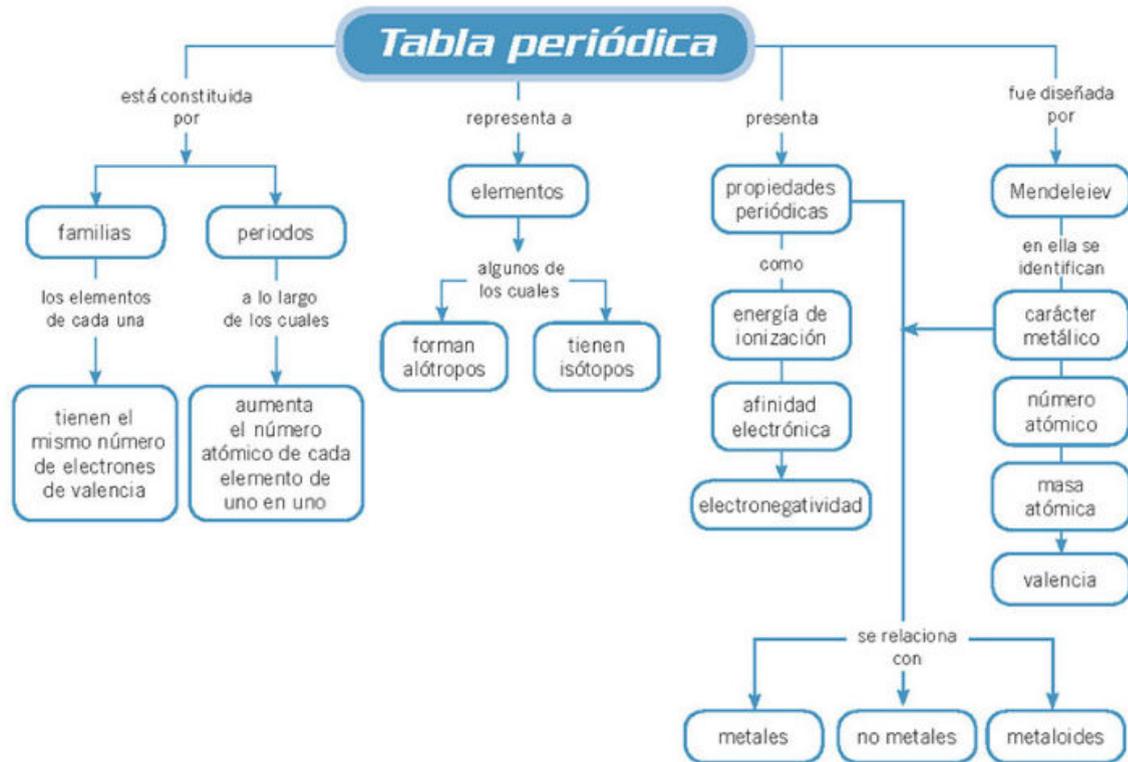
PARA SABER más

El C, H, O, N, S y P son considerados bioelementos primarios, el Mg, Ca, K, Cl y Na son bioelementos secundarios, ya que forman parte de 4% de la materia viva pero no forman tejidos sino que son parte de procesos metabólicos vitales. Otros elementos como el Fe, Cu, Mn, Zn, I, Sn, Se, Mo, Co, Cr, V, Si, B, F son terciarios u oligoelementos que están presentes en trazas (proporciones muy pequeñas, menores a 0.1%), pero tienen mucha importancia en determinados procesos bioquímicos.

Hacia tu proyecto

Este tema te servirá para desarrollar uno de los proyectos que se proponen, ya que los bioelementos son indispensables para el buen funcionamiento del cuerpo humano. Existen otros elementos que son importantes aunque se requieren en menores cantidades que los que mencionamos en este tema.

Revisa el siguiente esquema que presenta los conceptos más importantes del tema que estás terminando de estudiar. Si te surge alguna duda, consúltala con tu profesor. Es importante que lo comprendas bien, porque lo usarás al terminar el bloque.



1. Sobre el significado de los conceptos

1.1 Con tus palabras explica lo que entiendes por los siguientes conceptos: masa atómica, número atómico, alótropo, isótopo, catión, anión, periodo, grupo, valencia y energía de ionización.

1.2 Busca su significado en un diccionario y/o enciclopedia, en internet, o en el *Diccionario de la Real Academia de la Lengua Española*: <http://www.rae.es/>.

2. Para pensar

- ¿Cuál es la diferencia entre un alótropo y un isótopo?
- En la tabla periódica, ¿cuál es la diferencia entre un periodo y una familia?
- ¿Qué comparten entre sí los elementos de una familia?
- ¿Por qué los metales forman más fácilmente cationes que aniones?
- ¿Los alótropos pueden formar iones? ¿Por qué?
- ¿Los isótopos pueden formar iones? ¿Por qué?

3. Ejercicios

3.1 Después de lo presentado en este tema, revisa el resumen esquemático con el que finaliza, y analiza con tus compañeros lo que se dice en la conversación de la página 117. En equipos de trabajo, constrúyanla de nuevo con lo que ya aprendieron, incorporando las modificaciones que consideren adecuadas.

3.2 Investiga

- ¿Cuáles son los 10 elementos más abundantes en la corteza terrestre?
- ¿Qué elementos se encuentran más en México y para qué se usan?

3.3 Contesta las siguientes preguntas relacionadas con el POE de este tema de la página 118:

- ¿Qué sucedió cuando agregaste el azufre fundido al agua fría?
- ¿Qué características diferentes tiene a las que observaste originalmente en el azufre?
- Estíralo, ¿qué sucede?
- Investiga la estructura de la forma plástica del azufre.
- Deja el azufre plástico en un recipiente cerrado por varios días y verifica sus propiedades sistemáticamente, ¿qué observas?

3.4 Trabajando en equipos pequeños compartan sus POE originales entre ustedes y contesten en su cuaderno las preguntas: ¿qué cambiaría de mis predicciones y las explicaciones que di? De lo que he aprendido, ¿qué me permitiría hacer esas modificaciones? Entre todos elaboren un cartel en el que expliquen los cambios hechos a sus POE y por qué los hicieron; compártanlos con el resto del grupo.

4. Autoevaluación

A continuación se enlistan los aprendizajes esperados de este tema. En tu cuaderno evalúa en qué medida consideras que obtuviste los aprendizajes esperados (bien, regular, poco o nada) y después anota lo que crees que debes repasar para comprender mejor el tema y qué consideras que debes consultar con tu profesor.

- Identifico la información de la tabla periódica y analizo sus regularidades y su importancia en la organización de los elementos químicos.
- Identifico que los átomos de los diferentes elementos se caracterizan por el número de protones que los forman.
- Relaciono la abundancia de elementos (C, H, O, N, P, S) con su importancia para los seres vivos.

6 Enlace químico



En esta sección estudiaremos:

- Modelos de enlace covalente e iónico.
- Relación entre las propiedades de las sustancias con el modelo de enlace covalente e iónico.

Analiza la conversación

- ¿Por qué se oxidó la cadena de Alex?
- ¿Por qué según Berenice se puede limpiar con bicarbonato y limón?
- ¿Qué otras sustancias conoces que se puedan nombrar como lo hacen Alex y Berenice?
- ¿Puedes escribir sus fórmulas?
- ¿Cómo podrías ayudarle a Berenice a responder sus preguntas?
- ¿A qué se refiere Berenice cuando dice que de dos elementos o de dos diferentes sustancias se forma una sola?
- ¿De qué manera crees que ocurra esta unión? ¿Ocurre esta unión siempre?
- ¿Qué ejemplos conoces de tal unión?
- ¿Qué sustancias pueden formarse durante el horneado de un pastel?

Predigo-Observo-Explico

SOLUBILIDAD EN AGUA

Con mis compañeros y mi profesor.

Objetivo:

Observar la solubilidad en agua de algunos materiales.

Investigación previa:

Consulta en libros o en internet lo siguiente:

- ¿Por qué algunas sustancias son solubles en ciertos solventes?

Materiales:

- Sal de mesa (cloruro de sodio)
- Un pedazo de metal (grapas, clips)
- Un recipiente con agua
- Dos vasos de vidrio del mismo tamaño
- Un mechero (de alcohol o de gas)
- Agitador o cuchara

Procedimiento:

- Agrega a cada vaso agua hasta la mitad de su capacidad.
- Agrega en uno de ellos una pequeña cantidad de sal y agita la mezcla para disolverla. Repite la acción poco a poco hasta que ya no se pueda disolver más sal (figura 2.43).
- Agrega en el otro recipiente una cantidad equivalente a la de sal, pero de grapas o clips.
- Calienta uno por uno ambos recipientes.

Figura 2.43 Cuando la sal se quede en el fondo y ya no se disuelva por más que mezcles, deja de agregar sal.



Reconoce y comparte con tu profesor cuál es la relación entre la conversación de nuestros amigos y este POE.

Los modelos teóricos son fundamentales para explicar qué ocurre cuando se unen los átomos que tienden a combinarse para formar moléculas, cuando esto sucede hay un intercambio de electrones de valencia (electrones externos de cada átomo), esta unión es muy fuerte y se logra por la ganancia, pérdida o compartición de electrones, recibe el nombre de enlace químico. Antes de explicar los modelos de enlace, es importante revisar algunos conceptos:

Regla del octeto

Determina que los átomos de los elementos forman enlaces, de tal manera que se completen ocho electrones (electrones de valencia). Esto puede llevarse a cabo en alguna de las siguientes formas:

- Un metal pierde de uno a tres electrones para formar un catión con la estructura del siguiente gas noble.
- Un no metal puede ganar de uno a tres electrones para formar un anión con la estructura del siguiente gas noble.
- Los átomos (dos no metales) pueden compartir electrones con otros átomos para formar el número de electrones del siguiente gas noble.

Catión

Átomo con carga eléctrica positiva. Por ejemplo, observemos al metal sodio, que para adquirir una configuración más estable es más fácil que pierda su electrón de valencia y así adquirir la configuración del neón que ganar siete electrones para obtener la del argón.



Al perder ese electrón la carga neta del ion será 1+.

Anión

Átomo con carga eléctrica negativa. En el no metal flúor tenemos una distribución de siete electrones de valencia, por lo que su tendencia es a ganar electrones. Es más fácil que gane un electrón de valencia para adquirir la configuración del neón a que pierda siete electrones para parecerse al helio.



Al aceptar el electrón su carga neta será 1-.

Esta donación y pérdida de electrones explican la formación de compuestos, ya que un átomo puede aceptar o ceder sus electrones de valencia a otro de tal manera que ambos completen su octeto.

Modelos de enlace: covalente e iónico

En la tabla 2.6 se presentan tres modelos de enlace que existen:

Tabla 2.6 Modelos de enlace

Modelo	Sustancias que se unen	Ejemplos
Covalente	No metales con no metales	H ₂ O, O ₂ , CH ₄ , P ₄
Iónico	Metales con no metales	NaCl, CaO, FeF ₃
Metálico	Metales con metales	Aleaciones

En este tema se desarrolla lo concerniente a los dos primeros modelos que permiten explicar muchas de las propiedades de sustancias que conoces bien, pero es claro que por su cercanía en la vida cotidiana conoces también muchas de las propiedades de los metales.

Modelo del enlace covalente

Por lo general sirve para explicar el enlace entre no metales. A diferencia de los metales, en los no metales los electrones son difíciles de quitar (su energía de ionización es grande), por lo que en su enlace los no metales comparten uno o más pares de electrones entre los átomos que se unen. En un enlace covalente se comparten los electrones entre los átomos que están enlazados. Los electrones se comparten por parejas; es decir, dos, cuatro o seis electrones. En general, la mitad de los electrones compartidos proviene originalmente de cada uno de los dos átomos enlazados. El número de electrones que se comparte es aquel que permita que los átomos adquieran el mismo arreglo electrónico que el gas noble más cercano a él en la tabla periódica. A cada pareja de electrones que se comparten entre dos átomos se les representa con una línea, como ya se explicó en los modelos de Lewis (figura 2.44).

Se distinguen tres tipos de covalencia: polar, no polar y coordinada.

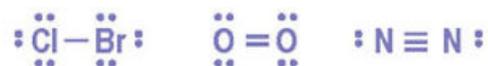


Figura 2.44 Modelo de enlace covalente.

Las propiedades de la mayoría de los compuestos que contienen carbono se pueden explicar por medio del modelo de enlace covalente. El más sencillo de ellos es el metano CH₄, un gas que se encuentra en los pozos petroleros. El carbono tiene cuatro electrones de valencia que se combinan cada uno con el electrón de valencia de cada átomo de hidrógeno. Alrededor del núcleo de carbono quedan entonces cuatro pares de electrones que al tener la misma carga se repelen entre sí, con lo cual adquieren una geometría tetraédrica, es decir, cada enlace covalente está dirigido hacia los vértices de un tetraedro con un ángulo entre ellos de 109.5 grados.

El metano (figura 2.45) es el primero de una serie de compuestos llamados hidrocarburos y que en forma de mezcla conforman lo que identificamos como petróleo. El gas de cocina, la gasolina y el chapopote son ejemplos de hidrocarburos gaseosos, líquidos y sólidos, respectivamente, cuyas propiedades se pueden explicar utilizando el modelo de enlace covalente.

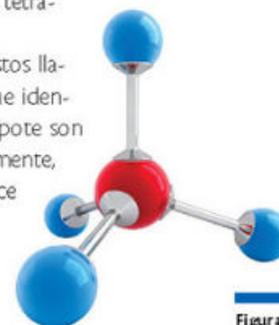


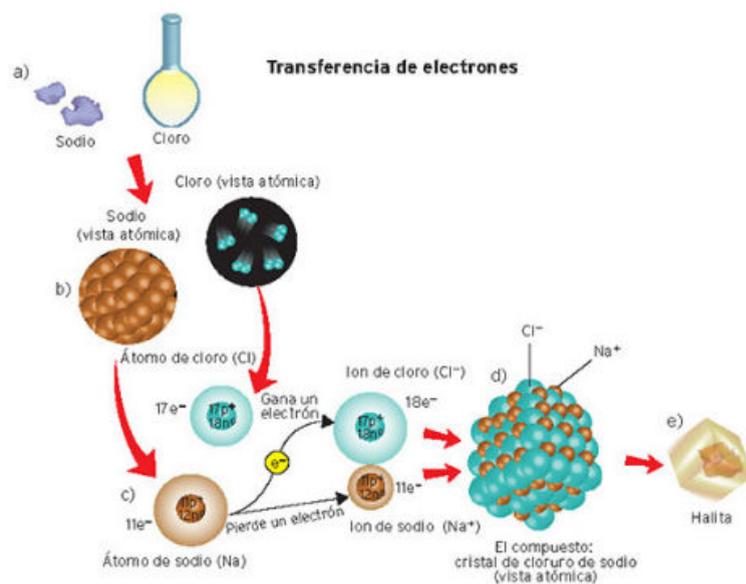
Figura 2.45 Representación de la molécula de metano. El átomo de carbono está en el centro.

Modelo del enlace iónico

Este modelo generalmente se emplea para explicar el enlace entre metales y no metales, y se basa en la transferencia de uno o más electrones de un átomo. La pérdida o ganancia de electrones es un proceso compartido, ya que un elemento dona electrones y el otro los acepta. Los metales, con valores pequeños de energía de ionización, pueden fácilmente perder uno o varios de sus electrones de valencia para formar un catión.

La figura 2.46 explica esquemáticamente cómo ocurre el proceso de formación de enlace iónico. De acuerdo con este modelo, las sustancias que presentan este enlace, al disolverse en agua, podrán conducir la corriente eléctrica y romperse cuando sean golpeadas.

Figura 2.46 Formación de un compuesto iónico. a) Los dos elementos como se ven en el laboratorio; b) Representación de los elementos a escala atómica; c) Un átomo de sodio neutral pierde un electrón para transformarse en el catión sodio (Na^+), y el átomo de cloro gana un electrón para convertirse en el anión cloruro (Cl^-) (observa que cuando un átomo pierde electrones se vuelve más pequeño, mientras que cuando los gana se vuelve más grande); d) Los iones Na^+ y Cl^- se atraen uno al otro y se juntan en un arreglo cristalino tridimensional; e) Este arreglo cúbico se refleja en la estructura cristalina del NaCl , el cual se encuentra naturalmente en la forma del mineral halita, de ahí el nombre de halógenos que tiene el grupo de elementos número 17 (VII A).



Relación entre las propiedades de las sustancias con el modelo de enlace: covalente e iónico

En la tabla 2.7 se presentan las propiedades de los compuestos con enlace covalente e iónico.

Tabla 2.7 Propiedades de los compuestos

Compuestos iónicos	Compuestos covalentes
Sólidos cristalinos (hechos de iones).	Gases, líquidos, o sólidos (hechos de moléculas).
Altos Puntos de Ebullición y Fusión.	Bajos Puntos de Ebullición y Fusión.
Conductores de la Electricidad en estado fundido.	Pobres conductores eléctricos en todas las fases.
Muchos son soluble en agua, pero no en líquido no polar	Muchos son solubles en líquidos no polares pero no en agua

Tomado de: <http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/Chemical/bond2.html> (Consultado: 23 de enero de 2017).

El agua como un compuesto ejemplar

El agua es el líquido más común en la Tierra; sin embargo, sus propiedades son poco comunes. Es un líquido inusual, como lo demuestra en su forma sólida, que es menos denso que en su forma líquida.

Las propiedades físicas más importantes del agua son las que se describen en la tabla 2.8.

Tabla 2.8 Algunas propiedades físicas del agua

Temperatura de solidificación	0 °C = 273 K
Temperatura de ebullición (a la presión de una atmósfera)	100 °C = 373 K
Densidad (a 4 °C = 277 K)	1 g/ml

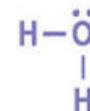
Que la temperatura de ebullición del agua sea tan alta, comparada con la de otros líquidos semejantes, define a este compuesto, en su forma líquida, como la base de la vida en nuestro planeta.

Sabemos que el agua está constituida por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. Ambos átomos son no metales, por lo que el mejor modelo para explicar su enlace es el covalente. Cuando se forman compuestos enlazados en forma covalente se colocan líneas, que representan el enlace, por cada par de electrones compartidos.

Los electrones que no están enlazados deben dibujarse como puntos, en el caso del agua, quedaría como se observa en la figura 2.47.



En la figura anterior se dibujó una de las posibles estructuras de Lewis para el agua, la otra es la representada en la figura 2.48.



En una de ellas, el ángulo $\text{H}-\text{O}-\text{H}$ es de 180°; en la otra, el ángulo $\text{H}-\text{O}-\text{H}$ es de 90°. Las dos estructuras son correctas desde el punto de vista de Lewis; sin embargo, sólo una es la que corresponde a la estructura real de la molécula de agua, como explicaremos en seguida.

Los químicos han logrado conocer con mucha exactitud la forma de esta molécula y de muchas otras, y han establecido un modelo muy sencillo —que complementa el modelo del enlace covalente— el cual permite predecir, en moléculas pequeñas, cuál será su geometría. De acuerdo con éste, todos los pares de electrones de un átomo se repelen entre sí. Por ello, los pares de electrones se colocan lo más separados que pueden en el espacio tridimensional alrededor del núcleo.

En el agua hay cuatro pares de electrones alrededor del átomo de oxígeno, y como ya se analizó, hay dos posibles geometrías:

TIC

Para que repases lo aprendido en este tema, te recomendamos que revises la siguiente página: http://concursocnice.mec.es/cnice2005/93_iniciadon_interactiva_materia/curso_materiales/enlaces/metallco.htm (Consultado: 21 octubre de 2016). Toma notas en tu cuaderno y comenta con tus compañeros lo que más haya

Figura 2.47 Estructuras de Lewis del agua.

Figura 2.48 Otra representación del agua, con estructuras de Lewis.

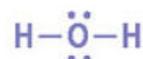


Figura 2.49 Otra representación del agua en dos dimensiones, con estructuras de Lewis.



Figura 2.50 Representación del agua en tres dimensiones, con estructuras de Lewis.

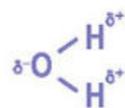


Figura 2.51 Estructura angular del agua mostrando cargas parciales.

En un plano de dos dimensiones:

- Ángulos entre los cuatro pares de electrones: 90° .
- Ángulos $\text{H}-\text{O}-\text{H}$: 180° (figura 2.49).
- En un espacio tridimensional, en este caso, un tetraedro.

- Ángulos entre los cuatro pares: 104° .
- Ángulos $\text{H}-\text{O}-\text{H}$: 104° (figura 2.50).

En un espacio tridimensional, como en el que vivimos, pero diferente del que dibujamos, el ángulo entre los pares de electrones es mayor, por lo tanto, la repulsión entre ellos es menor. La geometría del agua es, entonces, angular. Esta geometría nos permite explicar una de sus propiedades más importantes: la facilidad con que los sólidos y los gases se disuelven en ella. De ahí que al agua se le conozca como el disolvente universal.

En esta molécula covalente el átomo de oxígeno tiene más protones en su núcleo que el de hidrógeno (ocho en un caso contra uno en el otro), por lo que los electrones que comparten están más cerca del oxígeno que del hidrógeno.

Lo anterior se representa como lo muestra la figura 2.51.

La letra griega delta (δ) significa que la carga no se ha desplazado por completo al átomo (lo que querría decir que se tiene un ion, como en el NaCl), sino que parcialmente se ha desplazado. Esto quiere decir que la molécula es polar; o sea, tiene dos polos eléctricos: uno positivo, del lado de los hidrógenos, y el otro, negativo, del lado del oxígeno (donde también están los pares de electrones que no forman enlace).

La polaridad del agua explica que la sal de mesa, NaCl , se disuelve fácilmente en ella, ya que la parte positiva del agua rodea al anión Cl^- , mientras que la parte negativa rodea al catión Na^+ .

La figura 2.52 muestra otra representación tridimensional de la molécula del agua con sus cargas parciales. Se dice que los iones disueltos en agua, rodeados por moléculas de ésta, se encuentran hidratados (figura 2.53). También se emplea el término solvatados,

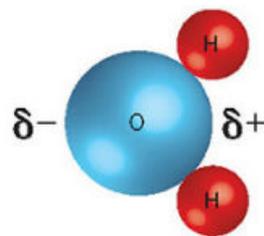


Figura 2.52 Representación tridimensional del agua con modelos de esferas.

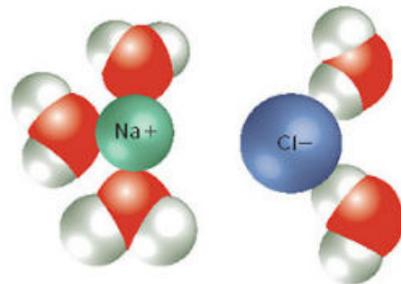


Figura 2.53 Representación del proceso de disolución de la sal de mesa en agua.

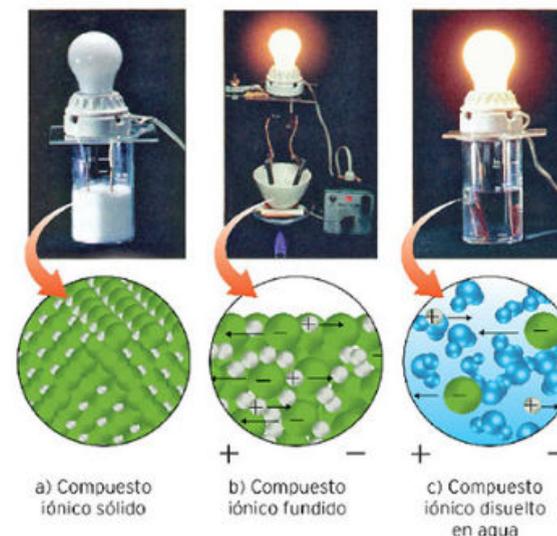


Figura 2.54 Conductión eléctrica y movilidad de iones: a) La corriente no puede fluir en el compuesto iónico sólido porque los iones son inmóviles; b) En el compuesto fundido, los iones móviles fluyen al electrodo con carga opuesta y acarrean corriente; c) En una disolución acuosa del compuesto, los iones solvatados acarrean la corriente.

cuando se hace referencia a cualquier solvente que no es necesariamente agua. La capacidad de hidratación permite a los iones disueltos conducir la corriente eléctrica (figura 2.54).

Las propiedades atípicas del agua —por ejemplo, que en estado sólido sea menos densa que en estado líquido— se explican mediante un modelo de enlace intermolecular que los químicos llamaron “por puente de hidrógeno”. Como cada molécula de agua es polar, dos moléculas de agua se pueden unir entre sí a través de uno de los átomos de hidrógeno de una molécula, como se puede ver en la figura de la estructura del hielo (2.55).

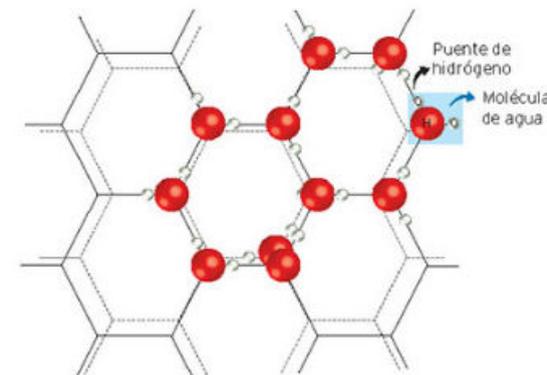


Figura 2.55 Estructura de hielo: resultado de la polaridad de la molécula del agua. En el hielo, las moléculas se colocan de forma ordenada; los átomos de hidrógeno de una molécula están orientados sobre el oxígeno, lo que da lugar a huecos. Por ello el hielo es menos denso que el agua líquida.



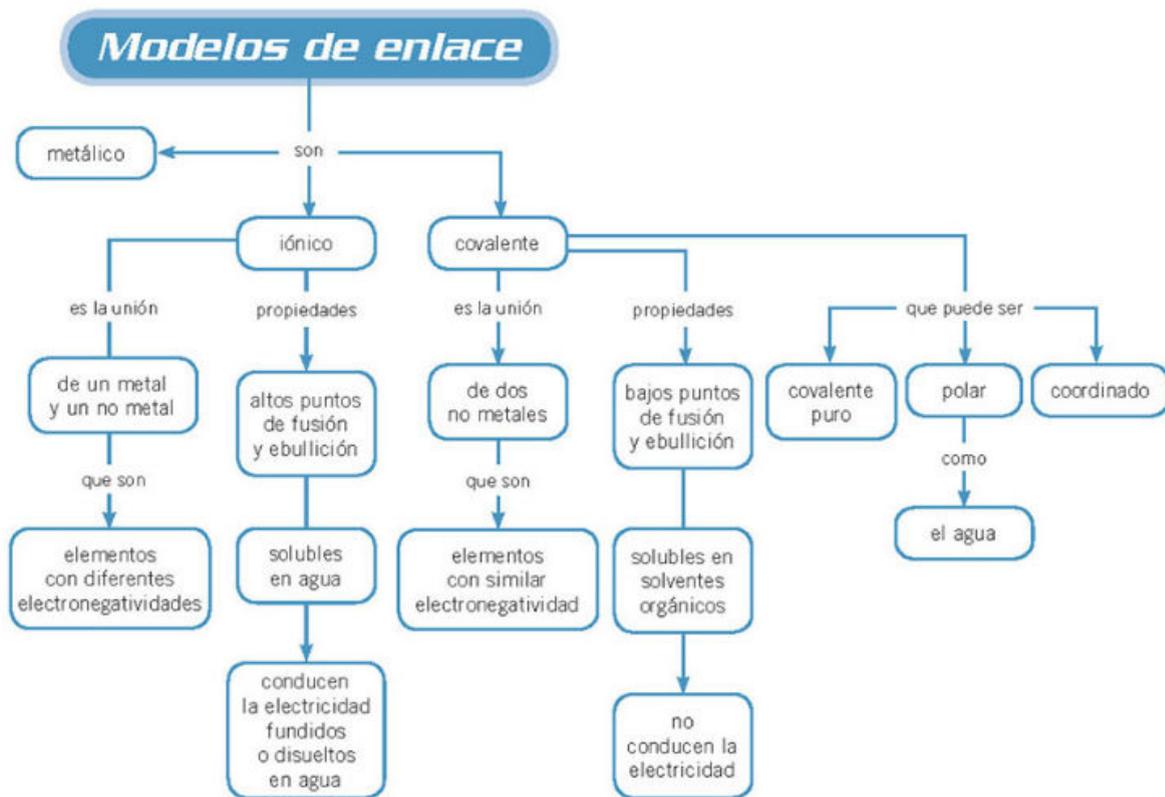
INDIVIDUAL

1. Investiga qué es un enlace por puente de hidrógeno y por qué el agua es una molécula polar. De acuerdo con lo que investigaste y lo que has leído respecto a las características del agua, explica por qué disuelve compuestos iónicos. Comparte tus

PARA SABER más

Te recomendamos leer el libro *El agua*, de Manuel Guerrero, colección La Ciencia para Todos, del Fondo de Cultura Económica.

El siguiente esquema muestra los principales conceptos del tema. Debido a que lo utilizarás al final del bloque, revisalo, comparte tus dudas con tus compañeros y expónlas a su profesor.



1. Sobre el significado de los conceptos

- 1.1 Con tus palabras explica lo que entiendes por los siguientes conceptos: agua, ion, iónico, disolución, covalente, sustancia, enlace, hidratación, solvatación y polaridad.
- 1.2 Busca su significado en un diccionario y/o enciclopedia, en internet, o en el *Diccionario de la Real Academia de la Lengua Española*: <http://www.rae.es/>.

2. Para pensar

- ¿Qué es un modelo?
- ¿Cómo sabes cuál es el mejor modelo?
- ¿Cómo sabes que los átomos están enlazados?
- ¿Cuál es la diferencia entre el modelo de enlace iónico y el covalente?

3. Ejercicios

- 3.1 Después de lo presentado en este tema, revisa el resumen esquemático con el que finaliza, y analiza con tus compañeros lo que se dice en la conversación de la página 128. En equipos de trabajo construyanla de nuevo con lo que ya aprendieron, incorporando las modificaciones que consideren adecuadas.
- 3.2 Expresa de qué manera la geometría de la molécula de agua explica algunas de las propiedades del ciclo del agua.
- 3.3 Trabajando en equipos pequeños compartan sus POE originales entre ustedes y contesten en su cuaderno las preguntas: ¿qué cambiaría de mis predicciones y las explicaciones que di? De lo que he aprendido, ¿qué me permitiría hacer esas modificaciones? Entre todos elaboren un cartel en el que expliquen los cambios hechos a sus POE y por qué los hicieron; compártanlos con el resto del grupo.

4. Autoevaluación

A continuación se enlistan los aprendizajes esperados de este tema. En tu cuaderno evalúa en qué medida consideras que obtuviste los aprendizajes esperados (bien, regular, poco o nada) y después anota lo que crees que debes repasar para comprender mejor el tema y qué consideras que debes consultar con tu profesor.

- Identifico las partículas e interacciones electrostáticas que mantienen unidos a los átomos.
- Explico las características de los enlaces químicos a partir del modelo de compartición (covalente) y de transferencia de electrones (iónico).
- Identifico que las propiedades de los materiales se explican por medio de su estructura (atómica, molecular).

Aprendizajes esperados

- A partir de situaciones problemáticas, plantea preguntas, actividades a desarrollar y recursos necesarios, considerando los contenidos estudiados en el bloque.
- Plantea estrategias con el fin de dar seguimiento a su proyecto, reorientando su plan en caso de ser necesario.
- Argumenta y comunica, por diversos medios, algunas alternativas para evitar los impactos en la salud o el ambiente de algunos contaminantes.
- Explica y evalúa la importancia de los elementos en la salud y el ambiente.

Todo proyecto deberá partir de sus inquietudes e intereses, y podrán optar por alguna de las preguntas sugeridas en esta última parte del bloque, tomar éstas como base y orientarlas, o bien plantear otras que permitan cumplir con los aprendizajes esperados. También es indispensable planear conjuntamente el proyecto en el transcurso del bloque, a fin de poder desarrollarlo y comunicar durante las dos últimas semanas de cada bimestre. Para desarrollar el trabajo por proyectos les sugerimos seguir una metodología, que está compuesta por etapas y que ya describimos en el bloque 1. Pueden modificarla de acuerdo con sus necesidades.

Proyecto 1. ¿Cuáles elementos químicos son importantes para el buen funcionamiento de nuestro cuerpo?

Inicio RECONOCE LA QUÍMICA

El cuerpo humano está constituido por una mezcla de compuestos como proteínas, carbohidratos lípidos y minerales, estos elementos están unidos por enlaces iónicos o covalentes. La mayoría de los compuestos que forman nuestro cuerpo resultan de la combinación de cuatro elementos: C, H, O y N que constituyen el 99% de nuestro cuerpo. Otros siete elementos representan 1%, y otros 13 en porcentajes menores, también resultan indispensables. Los átomos de estos elementos se combinan para formar una enorme cantidad de moléculas diferentes que llevan a cabo un sinnúmero de reacciones químicas, cada segundo de cada minuto de cada hora de nuestra existencia. Algunos de los elementos que se encuentran en pequeñas cantidades son metales pesados, que en dosis letales pueden resultar nocivos para la salud como el mercurio y el plomo.

Metabolismo. Es el conjunto de transformaciones químicas por las que los alimentos se degradan, absorben y transforman en productos complejos mientras liberan energía. Los elementos necesarios para la vida llegan a través de los alimentos y mediante el metabolismo los convertimos en moléculas (o iones) útiles para sostener la vida. Sin su presencia sufrimos diversas enfermedades y, en casos extremos, la muerte.

Los elementos químicos que se encuentran en el organismo se clasifican en:

- Elementos principales: su porcentaje en el cuerpo es mayor a 2%.
- Elementos en trazas: elementos cuyo porcentaje en masa se encuentra entre 0.01 y 2%.
- Elementos en ultratrazas: elementos cuyo porcentaje en masa es menor a 0.01%.

En la tabla 2.9 se presentan los elementos, símbolo, proporción en masa en una persona de 70 kg de masa, forma en la que se encuentran y su función.

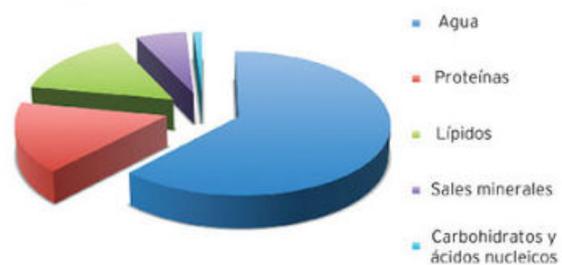
Tabla 2.9 Elementos que conforman a un ser humano

Elemento	Símbolo	Masa en una persona de 70 kg de masa	Se encuentra en forma de	Función
Hidrógeno	H	7 kg	Molécula	Estos elementos son los componentes estructurales y funcionales de todos los seres vivos
Carbono	C	13 kg	Molécula	
Oxígeno	O	45 kg	Molécula	
Nitrógeno	N	2.2 kg	Molécula	
Fósforo	P	760 g	Molécula	Crecimiento de huesos y dientes, componente del ADN y ARN
Azufre	S	140 g	Molécula	Componente de proteínas, necesario en la coagulación
Selenio	Se	15 mg	Molécula	Ayuda en el metabolismo de las grasas y en la acción de la vitamina E
Aluminio	Al	60 mg	Iones	Interviene en algunos procesos enzimáticos y participa en la formación del hueso en la gestación
Boro	B		Iones	Participa en la asimilación de Ca, P y Mg
Calcio	Ca	1.4 kg	Iones	Necesario en huesos y dientes
Cloro	Cl	117 g	Iones	Balance de la sal (NaCl) en los fluidos de los tejidos
Cromo	Cr	0.05 mg	Iones	En el metabolismo de los carbohidratos
Cobalto	Co	1 µg	Iones	Componente de la vitamina B
Cobre	Cu	72 mg	Iones	Participa en reacciones de la química sanguínea
Flúor	F	2.6 g	Iones	En el desarrollo de huesos y dientes

Yodo	I	20 mg	iones	En el funcionamiento de la glándula tiroides
Hierro	Fe	4.2 g	iones	Transporta el oxígeno a la sangre
Magnesio	Mg	23 g	iones	Necesario para huesos, dientes, músculos y nervios
Manganeso	Mn	2.5 mg	iones	En el metabolismo de los carbohidratos y formación de los huesos
Molibdeno	Mo	45 µg	iones	Componente de varias enzimas requeridas en el metabolismo
Níquel	Ni	0.2 mg	iones	Participa en reacciones que requieren Fe y Cu
Potasio	K	140 g	iones	Componente de fluidos corporales, necesario en el impulso nervioso
Silicio	Si	20 mg	iones	En la construcción de diversos tejidos y huesos
Sodio	Na	82 g	iones	Componente de fluidos corporales, necesario en el impulso nervioso
Zinc	Zn	2,3 g	iones	Para el crecimiento y salud en general

Más información en <http://www.bioquimica.dogsleep.net/Teoria/archivos/Unidad10.pdf> (Consultado: 10 de noviembre de 2013).

Figura 2.56 Proporciones de los principales compuestos que forman parte del cuerpo humano: agua 62%, proteínas 16%, lípidos 15%, sales minerales 6%, carbohidratos y ácidos nucleicos 1%.



Los elementos anteriormente citados, como ya lo hemos mencionado, forman parte de sustancias como agua, proteínas, lípidos o grasas, sales minerales, carbohidratos o azúcares y ácidos nucleicos, las proporciones de éstos se muestran en la figura 2.56.

Ya sabes que los elementos que requerimos, los adquirimos de los alimentos que consumimos diariamente (figura 2.57).



Figura 2.57 El plato del bien comer contiene las proporciones recomendadas de cada grupo de alimentos.

Organización

Les sugerimos que elaboren en su cuaderno una tabla como la que ya han hecho en el bloque anterior, añadiéndole cuantos renglones requieran para incluir más preguntas y una columna en la que respondan las preguntas:

- Pregunta inicial: ¿Cuáles elementos químicos son importantes?

Para organizarse con los tiempos y los responsables de cada actividad les recomendamos elaborar en su cuaderno una tabla como la que ya conocen, añadiéndole cuantas filas necesiten.

Proceso

De acuerdo con el tema de investigación puede ser que les llame la atención llevar a cabo una actividad experimental. A continuación les sugerimos una. Recuerden que pueden utilizarla para diseñar otra o con lo que descubran en esta actividad, ampliar los alcances de su investigación.

Título de la investigación: hierro en los alimentos.

Objetivo: identificar la presencia de hierro en un alimento común.

Fundamento teórico: el hierro es un elemento indispensable para la formación de sangre, pues forma parte de una molécula llamada hemoglobina, con la que los glóbulos rojos llevan a cabo el intercambio gaseoso en las células. Investiguen lo siguiente:

1. Qué alimentos son fuente natural de hierro.
2. Qué propiedades físicas y químicas tiene el hierro.
3. Qué otras funciones tiene el hierro en el organismo.

Material:

- 200 g de cereal fortificado con hierro (hojuelas de maíz, por ejemplo)
- Un mortero o piedra
- Si usas la piedra, necesitarás una bolsa de plástico con cierre hermético
- Un vaso de precipitados de 250 ml
- Una olla pequeña u otro vaso de precipitados
- 200 ml de agua de la llave
- Una parrilla de calentamiento o mechero, tripié y tela de asbesto
- Un imán pequeño
- Pinzas para crisol, cuchara de plástico o abatelenguas
- En caso de usar la cuchara o abatelenguas, necesitarás pegamento para manualidades o pistola de silicón.
- Una lupa

Conexiones...

En tu curso de Ciencias 1, bloque 2, estudiaste el plato del bien comer. Si no lo recuerdas,

Desarrollo:

- Unos días antes del experimento peguen el imán a la cuchara o abatelenguas y asegúrense de que no se despegue aunque los mojen. Si no cuentan con pegamento, cuchara o abatelenguas, usen el imán y las pinzas.
- Muelan el cereal, para ello utilicen el mortero o introdúzcanlo en la bolsa de plástico y una vez cerrada, aplástenlo con la piedra.
- Calienten el agua de la llave sin que llegue a hervir.
- Coloquen el cereal molido en el vaso y añadan el agua caliente hasta cubrirlo. Esperen unos minutos y agítelo con el imán. Si no tienen la cuchara o el abatelenguas, muevan con cuidado el vaso en círculos para agitar el contenido. Hagan esta actividad durante, al menos, 20 minutos.
- Saquen el imán, enjuáguelo suavemente introduciéndolo con cuidado en un vaso con agua limpia y con ayuda de la lupa obsérvenlo. ¿Qué notan en su superficie?

Resultados y análisis de resultados:

Anoten en su cuaderno lo que observaron en cada uno de los pasos que ejecutaron, así como el aspecto del imán después de agitar la mezcla.

Respondan las siguientes preguntas. Si no saben las respuestas, investigúenlas.

- ¿Cómo pueden saber si lo que está en el imán es o no hierro?
- ¿Por qué le añaden hierro al cereal?
- ¿Cuál será la función de los jugos gástricos en la digestión del hierro metálico que ingerimos en el cereal?
- ¿Es dañino el consumo de hierro? ¿En qué dosis?
- ¿Qué consecuencias tiene la ausencia de hierro en la dieta?
- ¿El hierro que estaba en el cereal será el mismo con el que se fabrican los tornillos?
- ¿Será posible extraer hierro de otros alimentos como lo hicieron con el cereal? ¿Por qué?
- ¿Qué otros metales se le adicionan a los alimentos?

Conclusiones:

Anoten lo que aprendieron de esta experiencia así como lo que consideran que debería cambiarse del procedimiento que siguieron.

Ustedes pueden proponer otras actividades ya sean experimentales o bibliográficas, de tal manera que amplíen los alcances de su investigación, por ejemplo, determinar otros elementos químicos en los alimentos o investigar el uso de complementos vitamínicos y de minerales para saber si son realmente útiles o necesarios.

Para llevar a cabo su investigación documental les sugerimos que revisen las siguientes páginas de internet y bibliografía, ustedes investiguen en otras fuentes y tomen nota de lo más relevante. Procuren procesar la información que adquirieron de tal manera que redacten con sus palabras los textos finales.

- http://recursostic.educacion.es/ciencias/biosfera/web/alumno/1ESO/planeta_habitado/contenidos3.htm

- Bonfil Olivera, M., "El valor de un ser humano", en *¿Cómo ves?*, núm. 147, febrero de 2011, disponible en www.comoves.unam.mx/numeros/ojodemosca/147
- Córdova J. L., *La química y la cocina*, México, FCE, 2005, (Biblioteca de aula), disponible en <http://bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen2/ciencia3/093/html/laquimic.html> (Consultados: 21 de octubre de 2016).

Para organizar la búsqueda de información les sugerimos elaborar en su cuaderno una tabla como la que ya han aplicado en el bloque 1. Añadan tantas filas como requieran, pues podrían incluir internet, revistas, televisión, videos, libros, *podcasts*, etcétera.

Comunicación

Esta etapa es para presentar sus resultados, quizá decidan elaborar un periódico mural. Para ello requerirán, además de presentar su información bien redactada, concisa e impresa con letra de buen tamaño, de fotografías del experimento, imágenes de alimentos que contienen hierro, papeles de colores, pegamento y tijeras. Recuerden que hay que resaltar la importancia de los elementos químicos para mantener una buena salud y todo su trabajo debe ser en torno a este objetivo.

Evaluación

En esta etapa es importante que califiquen tanto su trabajo personal (autoevaluación) como el de sus compañeros (coevaluación).

Autoevaluación

Para su autoevaluación les proponemos que de forma individual, en su cuaderno, determinen qué tanto se cumplió cada aspecto que sugerimos evaluar, tal como se los indicamos en el bloque anterior.

Recuerden entregar esta evaluación a su profesor.

Elabora un párrafo en el que expliques con detalle qué aspectos consideras que necesitas mejorar en tu desempeño, así como tus aciertos y errores.

Coevaluación

Ya saben que en esta etapa cada quien evaluará a los demás compañeros de su equipo dando una retroalimentación positiva.

Les sugerimos usar la tabla que emplearon en el bloque anterior y que pueden modificar según sus necesidades.

Heteroevaluación

Recuerden que su profesor tomará en cuenta algunos aspectos como los que les enumeramos en la tabla que presentamos en el bloque anterior.

Proyecto 2. ¿Cuáles son las implicaciones en la salud o el ambiente de algunos metales pesados?

Ya saben cómo llevar a cabo un proyecto, por lo que ahora les vamos a dejar que desplieguen su creatividad, y sólo los guiaremos un poco.

Inicio

RECONOCE LA QUÍMICA

El uso intensivo de los metales en nuestra sociedad y la falta de precauciones adecuadas para su desecho hace que las oportunidades de que nos encontremos con ellos sea muy alta. Las personas que viven en zonas industriales o cerca de incineradores pueden estar más expuestas a los mismos y con razón deben de conocer los riesgos que enfrentan.

No hace mucho tiempo a la gasolina se le agregaba tetraetilo de plomo ($\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$) para mejorar su combustión en los motores de los automóviles. Sin embargo, el producto de la combustión, diversas sustancias con plomo eran, en la cantidad emitida, tóxicas y toda la población las respiraba.

Cuando el resultado de diversos estudios médicos y ambientales encontró que la cantidad de plomo en la sangre de niños pequeños era peligrosa se suspendió el uso del tetraetilo de plomo en todo el país.

Se puede decir que toda sustancia es tóxica, desde hace siglos los químicos conocen la frase de uno de los más famosos alquimistas, Paracelso: "la dosis es el veneno". El hierro es fundamental para la vida al formar la hemoglobina de la sangre, sin la cual no podríamos respirar, pero en cantidades mayores a su LD_{50} es tóxico.

Los metales pesados son tóxicos por su capacidad de reaccionar con los grupos sulfhidrilo ($-\text{SH}$) que se encuentran en muchas de las enzimas indispensables en las reacciones metabólicas. Las cientos de enzimas que hay en nuestro cuerpo se encuentran en cantidades muy pequeñas, de manera que también cantidades muy pequeñas de aquello que les impida funcionar adecuadamente es un "veneno".

Las sales de mercurio son tóxicas en grandes cantidades y en caso de ser ingeridas son excretadas intactas por el cuerpo. Sin embargo, los vapores de mercurio (hay que recordar que el mercurio es el único metal líquido) son tóxicos en cantidades pequeñas, causando importantes trastornos en el sistema nervioso. También los compuestos orgánicos de mercurio son tóxicos. El caso más importante de envenenamiento por

Glosario

Vapor. En su sentido común, se refiere a una sustancia gaseosa que es sólida o líquida a temperatura ambiente y a una atmósfera de presión.

mercurio sucedió en Japón hace poco más de medio siglo cuando una fábrica desechó derivados orgánicos de este metal a la bahía de Minimata, los cuales envenenaron a los peces y a los pescadores.

Organización

Determinen qué metales pesados les interesa investigar: plomo, mercurio, bismuto, cadmio, cromo, aluminio, etcétera. Piensen si quieren hacer una investigación bibliográfica o experimental y con base en ello determinen las actividades, los responsables de ellas y los tiempos de ejecución.

Proceso

Pueden hacer algún experimento que les permita detectar alguno de estos metales en alimentos o productos del hogar.

Para llevar a cabo su investigación documental, les sugerimos revisar las siguientes páginas de internet:

- www.insht.es/InshtWeb/Contenidos/Documentacion/TextosOnline/EnciclopediaOIT/tomo2/63.pdf
- <http://genesis.uag.mx/escholarum/vol6/intoxicacion.htm>
- http://www.comoves.unam.mx/assets/revista/35/ojodemosca_35.pdf
- <http://apps.who.int/medicinedocs/en/d/Js5422s/8.2.5.html#Js5422s.8.2.5> (Consultado: 21 de octubre de 2016).

Comunicación

A partir del tipo de actividad que hayan decidido ejecutar, será la manera de presentarla. Quizá en este caso, si es solamente bibliográfica, prefieran elaborar un documental, lo cual puede ser muy interesante si consiguen buenos materiales en video.

Evaluación

No olviden que deben hacer su autoevaluación, coevaluación y heteroevaluación, para ello pueden reproducir las tablas que les presentamos en el proyecto anterior.

Revisión del bloque

- I. Utilizando entre 10 y 15 de los conceptos que aprendiste en este bloque, construye un resumen esquemático como los que aparecen al final de cada tema.
- II. Las siguientes preguntas, problemas y experimentos te permitirán recordar e integrar la química que se presentó en este bloque. Encuentra con tus compañeros las respuestas.

1. Copien y completen en su cuaderno la siguiente tabla.

Molécula	Número total de átomos	Número total de protones	Número total de electrones
H_3O^+			
NH_4^+			
HS^-			
SO_4^{2-}			
HCO_3^-			

2. De los elementos de la tabla de la página.

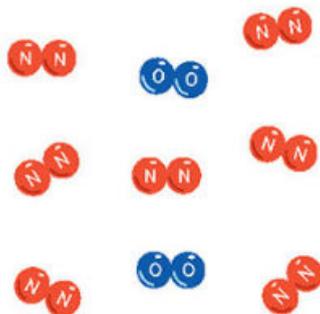
- ¿Cuáles flotan en agua y cuáles no?
- ¿Cuáles formarán más fácilmente cationes?
- ¿Cuáles son los de mayor afinidad electrónica?

3. De qué dependerá que a temperatura ambiente algunos elementos se presenten como gases, otros como líquidos, y otros como sólidos.

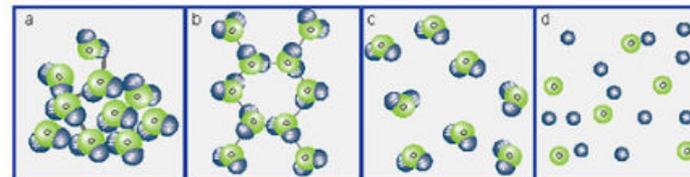
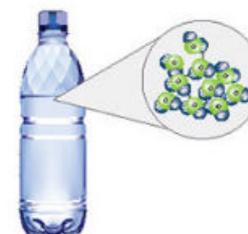
III. Las siguientes preguntas son parecidas a las de diversos exámenes que deberás presentar para probar que has entendido la química presentada en este bloque. Respóndelas individualmente en hojas de papel por separado.

1. En la siguiente figura se representan las moléculas del N_2 y del O_2 , principales constituyentes de la mezcla que conocemos como aire. ¿Qué hay entre ellas?

- a. Más aire
- b. Una sustancia más pequeña llamada éter
- c. Nada
- d. Otras moléculas de aire



2. La primera imagen muestra un acercamiento a una porción de agua líquida en un recipiente cerrado. ¿Cuál será la imagen aumentada después de que el agua se ha evaporado? Selecciona la imagen correspondiente de las cuatro opciones y en tu cuaderno explica por qué la escogiste.



3. De la información de la tabla de la página 119 o 268, ¿cuál será la fórmula de los óxidos del Na, Si, Se?

- a. NaO , SiO_2 , SeO
- b. Na_2O , SiO_2 , SeO_2
- c. NaO , SiO , SeO
- d. Na_2O , SiO_2 , SeO

4. Indica cuál de las siguientes moléculas es lineal.

- a. H_2S
- b. H_2O
- c. PH_3
- d. CO_2

Bajo la guía de tu profesor, revisa tus respuestas y con base en ello, determina qué tanto tienes que repasar el bloque.

IV. A continuación se presenta una tabla de riesgo, como la que usamos en la página 106. Cópiala y complétala en tu cuaderno considerando el riesgo de usar gas para cocinar los alimentos y calentar el agua para bañarnos. Posteriormente escribe cómo reducirías esos factores de daño potencial; es decir cómo reduces tu vulnerabilidad como resultado de una decisión. Elabora otra en la que evalúes los riesgos relacionados con la extracción y refinación del hierro.

Daño (Efecto adverso para la salud o el ambiente, por la presencia de metales pesados)	Desde... hasta	
Peligro (Agente o causa potencial de daño)	Sustancia	
	Fenómeno	
Vulnerabilidad (Susceptibilidad de sufrir daño, considerando además la capacidad de recuperarse del mismo)	Causa	
	Empieza por...	
Riesgo (Posibilidad de daño)	Multiplica el peligro por la vulnerabilidad	<p>Riesgo = $1 \times 0 = 0$ Si las tuberías y el tanque están en perfecto estado y se revisan con la periodicidad necesaria para verificar que no están oxidados.</p> <p>Riesgo = $1 \times 5 = 5$ Si las tuberías y el tanque están razonablemente bien, no se detectan fugas importantes de gas, pero no se han hecho revisiones sistemáticas.</p> <p>Riesgo = $1 \times 10 = 10$ Si las tuberías y/o el tanque tienen fugas reconocidas y se siguen utilizando.</p>



La transformación de los materiales: La reacción química

En este bloque ampliarás tus conocimientos sobre los cambios en la materia, particularmente cuando éstos implican la transformación de unos materiales a otros mediante reacciones químicas. Conocerás de qué manera se representan algunos de estos cambios y diferentes modelos que se han empleado para tratar de entender cómo son los átomos y las moléculas. Finalmente, se presentará el concepto de mol, que sirve para relacionar el mundo macroscópico de los materiales con el microscópico de los átomos y las moléculas.



148

Competencias que se favorecen:

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

Aprendizajes esperados:

- Establece criterios para clasificar materiales cotidianos en mezclas, compuestos y elementos considerando su composición y pureza.
- 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.

149

1 Identificación de cambios químicos y el lenguaje de la química



En esta sección estudiaremos:

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

➔ Analiza la conversación

- ¿Cómo son las hojas de tu cuaderno? ¿Y las hojas de algún cuaderno que hayan conservado tus papás de cuando estudiaban? ¿Qué diferencias notas?
- ¿Qué quiere decir Berenice con "una combustión lenta"? ¿Es posible que una combustión ocurra sin fuego? ¿Por qué?
- ¿Qué le pasa al papel cuando se quema? ¿Por qué las cenizas de un papel son más livianas que el papel antes de quemarse?
- ¿Qué materiales se transforman durante una combustión?
- ¿Lo que les pasa a las varillas será parecido a lo que ocurre en una combustión?

➔ Predigo-Observo-Explico

¿CÓMO SE APAGA EL FUEGO?

Con mis compañeros y mi profesor.

Objetivo:

Observar el comportamiento de una flama.

Investigación previa:

Investiga en libros o internet lo siguiente:

- ¿Qué es la combustión?
- ¿De qué factores depende?

Precauciones:

Trabaja en un lugar despejado lejos de material inflamable.

Materiales:

- Un vaso
- Una vela
- Bicarbonato de sodio (NaHCO_3)
- Vinagre
- Cerillos

Procedimiento:

1. Prende un cerillo.
2. Con el cerillo enciende la vela.
3. Apaga la vela de tres maneras diferentes.
4. En el vaso agrega bicarbonato de sodio (NaHCO_3) y posteriormente vinagre. Se produce una reacción efervescente que libera dióxido de carbono (CO_2).
5. Enciende nuevamente la vela.

Figura 3.1 Material que se utiliza en esta experiencia.

Predicción:

- ¿Qué sucederá al acercar el dióxido de carbono al fuego?
- Justifica la predicción.

Observación:

- El dióxido de carbono (CO_2) es un gas más denso que el aire. Acerca el vaso a la vela encendida, por debajo de la flama.
- Observa qué sucede, elabora dibujos de ello y acompaña cada dibujo con una descripción de lo que ocurre.

Explicación:

- Explica con tus palabras qué sucede y compáralo con tu predicción.
- Comparte tu resultado con el resto de tus compañeros y con tu profesor.
- ¿Qué relación tienen las maneras en que apagaste la flama y lo que observaste acercando el vaso con dióxido de carbono a la flama?



Reconoce y comparte con tu profesor cuál es la relación entre la conversación de nuestros amigos y este POE.

Manifestaciones y representación de reacciones químicas (ecuación química)

Una reacción química es una manifestación del cambio químico, es decir, aquel en el que cambian las sustancias, como lo observaste en el POE: el dióxido de carbono producido por la reacción entre bicarbonato y vinagre no se puede quemar, al acercar el vaso a la flama

creas una atmósfera de este gas alrededor de la flama que impide que llegue el oxígeno del aire y que continúe la combustión de la parafina. La parafina al quemarse también produce CO_2 , sólo que éste sube rápidamente por estar caliente y no crea atmósfera de CO_2 alrededor de la flama por lo que es posible que el oxígeno favorezca la combustión.

Una reacción química indica que unos materiales se convierten en otros como resultado de la interacción de la materia. Puede tratarse de elementos o de compuestos, o de dos o más elementos que se convierten en un compuesto, y viceversa. En el POE, la reacción que ocurrió es la siguiente: $\text{NaHCO}_3 + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ explicado con palabras es lo mismo que decir: el bicarbonato de sodio reaccionó con el ácido acético (del vinagre) para dar como resultado acetato de sodio, bióxido de carbono y agua. Ésta es una reacción de efervescencia; otra reacción de este tipo es la que ocurre con el jugo de limón y el bicarbonato de sodio precisamente en las tabletas efervescentes que se venden para ayudar a la digestión o con algunas vitaminas. A continuación estudiaremos con más detenimiento las reacciones químicas.

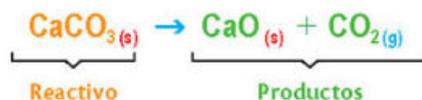
La formación de nuevos materiales

A menudo, durante una reacción química se pueden producir gases (como el bióxido de carbono), emitir luz o calor, o bien presentar cambios en el color, la textura o el aroma. Esto quiere decir que durante una reacción química hay cambios en las propiedades de los materiales que teníamos al inicio, por lo que se convierten en otros materiales. Tenemos algunos ejemplos de reacciones químicas cuando quemamos gas, carbón, leña o petróleo; en la digestión de nuestros alimentos, en la **corrosión** de los metales y en la **efervescencia**.

Las sociedades humanas han utilizado las reacciones químicas (a veces suponiendo que eran actos mágicos o hechizos) para obtener materiales útiles, como recordarás a los alquimistas —precursores de los químicos que trataban de obtener oro y medicinas—. Hoy en día con las reacciones químicas obtenemos metales, pegamentos y muchos productos más. Los materiales que interactúan durante una reacción química pueden ser compuestos o elementos, éstos se representan mediante fórmulas y símbolos, respectivamente y se emplean para explicar lo que ocurre en las reacciones químicas. Así, la forma de representarlas es mediante ecuaciones químicas (como la que presentamos al inicio).

Por ejemplo, cuando el carbonato de calcio (CaCO_3) se calienta a altas temperaturas, se descompone (reacciona) para formar dos compuestos químicos diferentes: óxido de calcio (CaO o cal viva) y dióxido de carbono (CO_2).

La ecuación química que reúne la información sobre la reacción química anterior es:



En la ecuación anterior, los **coeficientes** de todos los compuestos son uno. La flecha indica que el material de la izquierda se convierte en los de la derecha. Para que aprendas cómo se utiliza la simbología que se emplea en la escritura de reacciones químicas, resuelve la siguiente actividad.

Glosario

Corrosión. Oxidación de un metal en condiciones de humedad y salinidad. Este tema lo estudiarás en el siguiente bloque.

Efervescencia. Reacción entre un ácido y un carbonato o bicarbonato que generan desprendimiento de bióxido de carbono.

Coefficiente. Número que indica la cantidad de moléculas, átomos o iones de una especie determinada que participa en una reacción química. Siempre se coloca antes de la fórmula correspondiente. El uno no se escribe.

Hacia tu proyecto

Un tipo de reacción química importante es la saponificación. Investiga para qué se emplea. Esta información será de utilidad para desarrollar uno de los proyectos de fin de bloque.



INDIVIDUAL

Como hemos visto, cuando se representa una reacción química se usan ecuaciones químicas que requieren del empleo de un lenguaje especial; ya desde escribir los compuestos con fórmulas, estamos haciéndolo. Además de las fórmulas químicas, existen otros símbolos que se emplean para dar más detalles de las condiciones en las que se llevan a cabo las reacciones químicas que estamos representando, algunos de ellos se presentan en la tabla 3.1.

Tabla 3.1 Simbología en las reacciones químicas

→	Flecha horizontal: indica transformación de reactivos en productos.
↑	Flecha vertical hacia arriba: indica desprendimiento de un gas o vapor en los productos.
↓	Flecha vertical hacia abajo: indica que uno de los productos se precipita (se deposita al fondo del recipiente).
Δ	Cuando veas este símbolo arriba o debajo de la flecha horizontal quiere decir que debes calentar los reactivos para que se transformen en productos.
Coeficientes (números grandes a la izquierda de las fórmulas de los reactivos y productos).	Indican cuántas moléculas de reactivos se usan en la reacción y cuántas moléculas de productos se obtienen. Cuando el coeficiente es uno, no se escribe.
Subíndices (números pequeños a la derecha de los símbolos de los elementos de cada molécula en la fórmula).	Indican cuántos átomos de cada elemento forman la molécula. Cuando es uno no se escribe.

Copia en tu cuaderno las siguientes ecuaciones químicas y en cada una determina lo que se indica:

- $2\text{Fe}(s) + 3\text{S}(s) \rightarrow \text{Fe}_2\text{S}_3(s)$
- $\text{C}_3\text{H}_8(g) + 5\text{O}_2(g) \rightarrow 3\text{CO}_2(g) + 4\text{H}_2\text{O}(l)$
- $4\text{NH}_3(g) + 3\text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{N}_2(g) + 6\text{H}_2\text{O}(l)$
- $\text{Ca}(\text{CN})_2(s) + 3\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{CaCO}_3(s) + 2\text{NH}_3(g)$
- $\text{LiOH}(s) + \text{CO}_2(g) \rightarrow \text{LiHCO}_3(s)$

- ¿Cuáles son los reactivos?
- ¿Cuáles son los productos?
- ¿Cuáles son los coeficientes de los compuestos o elementos que intervienen en la ecuación?
- ¿Qué subíndices hay? ¿Qué indican?
- ¿Cuál es el estado de agregación de cada compuesto o elemento que interviene en la reacción?
- ¿Qué elementos están presentes en la reacción?, enuméralos.

Una vez que ya hayas analizado las ecuaciones, responde lo siguiente:

- ¿Qué significa el símbolo "+"? ¿Es igual que el que se emplea en matemáticas? ¿Por qué?

Glosario

Precipitado. Sólido producido en una reacción que es insoluble en el medio (agua, por ejemplo) y que se deposita en el fondo del recipiente.

- Investiga cómo se escribe en una ecuación la temperatura y la presión a la cual se está llevando a cabo.
- Investiga qué significa que una reacción es reversible y cómo se indica.

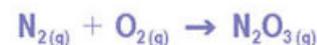
Cuando termines, compara tus respuestas con las de otro compañero, y si hay diferencias, coméntenlas con tu profesor para que determine si hay algún error y de acuerdo con sus indicaciones, compartan en grupo sus conclusiones.

Convencionalmente, en una ecuación química los materiales que se van a transformar se ubican a la izquierda de la flecha, y los que resultan de la transformación se ubican a la derecha. En ésta, y en cualquier otra ecuación química, hay más información. Así se:

- Especifica cuáles son los **reactivos**, es decir, la materia que va a reaccionar.
- Especifica cuáles son los **productos**, es decir, lo que se obtiene de la reacción.
- Indica de qué manera los átomos de los reactivos se acomodaron en los productos.
- Indica el **estado de agregación** (**sólido, líquido o gas**), tanto de los productos como de los reactivos entre paréntesis al lado de cada elemento o compuesto: (s) para sólido, (l) para líquido, (g) para gas y (ac) cuando se trata de una disolución acuosa.

Ahora que ya hemos estudiado la simbología que se emplea para expresar las reacciones químicas por medio de las ecuaciones químicas, nos centraremos en la importancia de que se cumpla con la Ley de la conservación de la materia; es decir, que tanto al inicio como al final de la reacción haya los mismos átomos y que estén en las mismas cantidades. ¿Cómo es esto posible, si se trata de una reacción química? Aunque cambian los compuestos originales al reaccionar químicamente, no es posible que cambie la identidad de los átomos mismos, en realidad sólo se acomodan para formar nuevas sustancias. Como resultado de una reacción química nunca obtendremos del hierro, azufre o del carbono, litio.

Como ejemplo tomemos la siguiente reacción:



Como puedes observar, en el lado izquierdo, tenemos los reactivos: nitrógeno y oxígeno y en el lado derecho está el producto: anhídrido nitroso. Si cuentas los átomos en el lado izquierdo verás que hay dos átomos de nitrógeno y dos átomos de oxígeno (observa los subíndices), es decir cuatro átomos en total. En el lado derecho tenemos dos átomos de nitrógeno y tres átomos de oxígeno, es decir cinco átomos en total. Sabemos que la materia no se crea ni se destruye y debido a esto, debemos tener el mismo número de átomos en los dos lados de la reacción. Para lograrlo usamos los coeficientes. No podemos alterar las fórmulas. Para facilitarte esta explicación, recurriremos a una sencilla tabla para ordenar el número de átomos:

Átomo	Reactivos	Productos	Total
N	2	2	4
O	2	3	5

Hay dos nitrógenos del lado izquierdo y dos del lado derecho pero tenemos dos oxígenos del lado izquierdo y tres del lado derecho, por lo tanto nos falta un oxígeno del lado izquierdo. La solución a este problema es:



¿Por qué? Si colocamos el subíndice del oxígeno en el lado derecho como coeficiente del oxígeno en el lado izquierdo y el subíndice del oxígeno en el lado izquierdo como coeficiente del producto en el lado derecho, tendremos seis átomos de oxígeno de cada lado de la reacción.

Ahora, si contamos los átomos de nitrógeno, veremos que del lado derecho tenemos cuatro y del lado izquierdo, dos. Para igualar el número de átomos de nitrógeno en cada lado escribiremos un dos como coeficiente del nitrógeno del lado izquierdo para no alterar el número de oxígenos y entonces tendremos cuatro átomos de nitrógeno de cada lado.

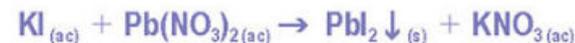
De esta manera, cumplimos con la Ley de la conservación de la materia (que estudiamos en el bloque 1).

Nuevamente hacemos el conteo de átomos con la tabla:

Átomo	Reactivos	Productos	Total
N	4	4	8
O	6	6	12

El procedimiento que acabamos de hacer se llama balanceo de la reacción y el método se conoce como de tanteo o igualación. No es el único método, para reacciones más complejas se emplean otros métodos, pero no los estudiaremos en este curso.

Otro ejemplo. La reacción entre el yoduro de potasio y el nitrato de plomo que dan yoduro de plomo y nitrato de potasio:



En esta ecuación podrás notar varias cosas: que hay un producto sólido y que precipita (por la flecha vertical hacia abajo), que los reactivos y un producto están en fase acuosa y que hay un reactivo que tiene un paréntesis con un subíndice afuera de él.

Para balancear esta reacción se procede igual que en el caso anterior, con la diferencia de que para sumar el total de átomos de nitrógeno y oxígeno en los reactivos hay que multiplicar el subíndice de cada uno por dos, que es el número que está afuera del paréntesis.

Del lado izquierdo hay un átomo de potasio y hay otro átomo de potasio del lado derecho, pero tenemos un átomo de yodo en el lado izquierdo y dos en el derecho; por otro lado, hay un átomo de plomo en ambos lados, dos de nitrógeno en el izquierdo (recuerda el subíndice) y uno del lado derecho, así como seis oxígenos del lado de los reactivos mientras que en los productos hay tres.

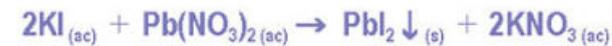
Glosario

Estado de agregación. Se refiere a la manera en que las partículas se "agregan" o acomodan. Es otra forma de referirse a los estados de la materia.

Hacemos el conteo de átomos con la tabla:

Átomo	Reactivos	Productos	Total
K	1	1	2
I	1	2	3
Pb	1	1	2
N	2	1	3
O	6	3	9

¿Cómo balancear? Primero igualamos el yodo, colocando un dos como coeficiente en el yoduro de potasio (KI) de esta manera ya tenemos dos de cada lado. Ahora falta balancear el nitrógeno y el oxígeno (en este tipo de balanceo, los últimos elementos en igualarse son el hidrógeno y el oxígeno); para igualar los dos nitrógenos del lado de los reactivos debemos colocar un dos como coeficiente del nitrato de potasio (KNO_3), que está en los productos. Con ello también balanceamos el oxígeno, pues quedan seis del lado de los productos y teníamos seis del lado de los reactivos:



Completando la tabla con el balanceo queda lo siguiente:

Átomo	Reactivos	Productos	Total
K	2	2	4
I	2	2	4
Pb	1	1	2
N	2	2	4
O	6	6	12

Para reflexionar...

Responde en tu cuaderno lo siguiente. Después comenta tus respuestas con tus compañeros:

- ¿Cuál es la diferencia entre los productos y los reactivos?
- ¿Cuál es la diferencia entre un coeficiente y un subíndice?



PAREJAS

En su cuaderno balanceen las siguientes reacciones y después, con ayuda de su profesor, revisen sus respuestas y aclaren las dudas, si es que llegaron a tener alguna.

1. $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
2. $\text{CaH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$
3. $\text{Hg} + \text{O}_2 \rightarrow \text{HgO}$

De acuerdo con la Ley de la conservación de la materia, el número de átomos que hay en los reactivos tiene que ser igual al que hay en los productos.

Las reacciones químicas pueden ser de cuatro clases: la de *descomposición*, es cuando un compuesto se separa en los elementos que lo originaron, y es de esta forma: $\text{AB} \rightarrow \text{A} + \text{B}$. El ejemplo sería la descomposición del agua (mediante electrólisis) para obtener hidrógeno y oxígeno elementales, también la que se ilustra en la figura 3.2 es de este tipo. La reacción opuesta es la de *síntesis* o *adición*, ilustrada en la figura 3.3, que como su nombre lo indica, dos elementos se unen para formar un compuesto. Estas reacciones se pueden simbolizar como $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{AB}$. Un ejemplo sería la obtención de agua a partir de oxígeno e hidrógeno.

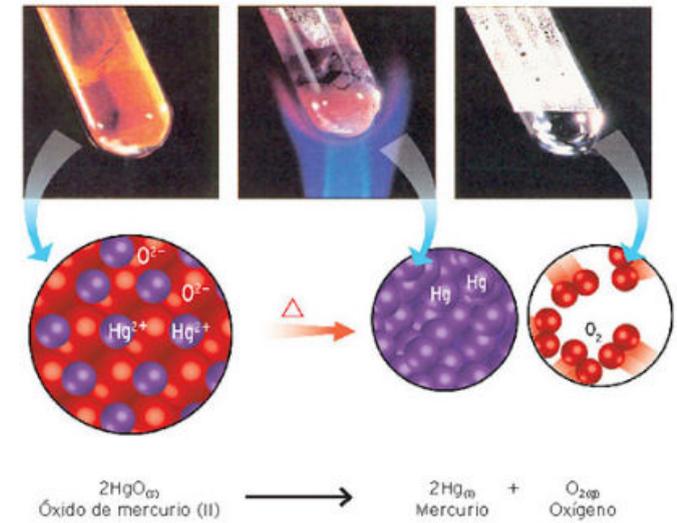


Figura 3.2 Tres formas de ver una reacción de descomposición que forma elementos. Al calentar el sólido óxido de mercurio (II) se separa en mercurio líquido y oxígeno gaseoso. Vista macroscópica, como en el laboratorio (arriba); vista a escala atómica (en medio) y la ecuación de la reacción (abajo).

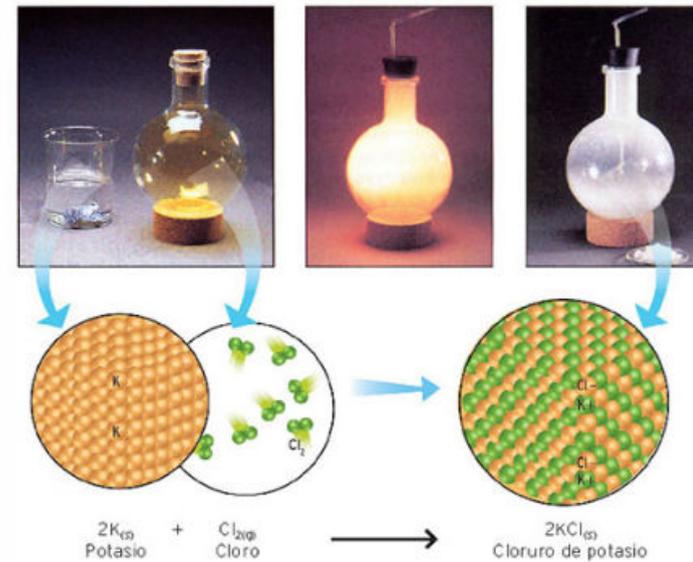


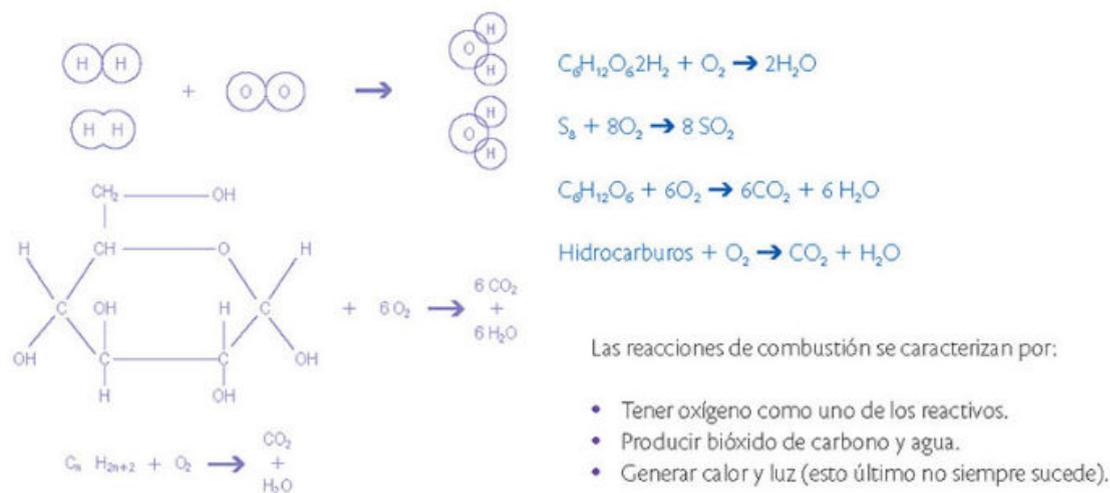
Figura 3.3 Tres formas de ver una reacción de combinación entre elementos: cuando el metal potasio y el no metal cloro reaccionan, forman el compuesto iónico sólido cloruro de potasio. Vista macroscópica, como en el laboratorio (arriba); vista a escala atómica (en medio) y la ecuación de la reacción (abajo).

Un tercer tipo de reacciones son las de *desplazamiento simple*, en donde un elemento al reaccionar con un compuesto, pasa a ocupar el lugar de uno de los elementos que forma parte del compuesto original, esta reacción es de la forma: $\text{AB} + \text{C} \rightarrow \text{AC} + \text{B}$, un ejemplo es la reacción entre el ácido clorhídrico (HCl) y el zinc (Zn) en donde se desprende hidrógeno como gas y se obtiene cloruro de zinc como producto (ZnCl_2); por cierto, esta reacción también es de eferescencia. Las reacciones de precipitación, por último, son de *desplazamiento doble*, y se simbolizan así: $\text{AB} + \text{CD} \rightarrow \text{AD} + \text{CB}$, un ejemplo es la reacción que balanceamos, que se da entre el yoduro de potasio y el nitrato de plomo, como podrás notar, el NO_3 , al estar entre paréntesis se comporta como si fuera un solo elemento.

Las reacciones de combustión

Uno de los tipos de reacciones químicas más importantes es la combustión: cuando un combustible arde al reaccionar con el oxígeno del aire. Ejemplos de esta clase de reacciones son la quema de un papel, del gas en la estufa, de la madera o la parafina de la vela que usaste en la pira. También pueden ser más sutiles, como es el caso del metabolismo en el que la glucosa (representada por la fórmula $C_6H_{12}O_6$, y que es uno de los principales azúcares presentes en los alimentos) se "quema" y de esa reacción obtenemos la energía que necesitamos para nuestras actividades. A continuación presentamos ecuaciones químicas que representan la combustión de diferentes materiales.

Reconoce que no todos los coeficientes son igual a uno, que en algunos casos las fórmulas están condensadas o desarrolladas (por ejemplo, en el caso del $C_6H_{12}O_6$). Una fórmula desarrollada tiene representados a cada uno de los átomos que forman la molécula y a sus enlaces con otros átomos como la fórmula de la glucosa representada abajo. Una fórmula condensada solamente indica el número de átomos de cada elemento de la molécula como subíndices.



Balancemos una reacción de combustión, la que ocurre cuando se quema el metano o gas natural:



Hacemos la tabla con los elementos presentes:

Átomo	Reactivos	Productos	Total
C	1	1	2
H	4	2	6
O	2	3	5

Tenemos el mismo número de átomos de carbono, por lo que no hay que balancearlos. Hay cuatro hidrógenos en reactivos y dos en productos, por lo que si añadimos un dos como coeficiente en el agua ya tendremos cuatro átomos de hidrógeno en productos. En cuanto al oxígeno, en productos ya tenemos cuatro, por lo que sólo resta añadir un dos al oxígeno que está en los reactivos y queda lo siguiente:



Átomo	Reactivos	Productos	Total
C	1	1	2
H	4	4	8
O	4	4	8

Balancemos ahora la reacción de combustión que se da cuando se quema gas butano, presente en el gas LP:



Hacemos la tabla con los elementos presentes:

Átomo	Reactivos	Productos	Total
C	4	1	5
H	10	2	12
O	2	1	3

Para equilibrar los productos y reactivos podemos colocar un cuatro como coeficiente del carbono en los productos, y un cinco en el agua. De este modo obtenemos el mismo número de carbonos e hidrógenos. Al final balancemos el oxígeno. Gracias a los coeficientes ya escritos, tenemos 13 átomos en los productos, pero un dos en los reactivos, es decir un número par y uno impar:



Átomo	Reactivos	Productos	Total
C	4	4	8
H	10	10	20
O	2	13	15

Al llegar a este punto ¿qué podemos hacer? Cuando esto sucede, lo más fácil es duplicar los coeficientes que ya tenemos balanceados y ello nos permitirá igualar al oxígeno:



Átomo	Reactivos	Productos	Total
C	8	8	16
H	20	20	40
O	2	26	28

Para reflexionar...

Responde en tu cuaderno.

- ¿En las reacciones anteriores se cumple con la Ley de conservación de la materia? Justifica tu respuesta.

Tenemos ahora 26 átomos de oxígeno en los productos, y éste es un número par, por lo que si escribimos un 13 como coeficiente del oxígeno en reactivos, hemos logrado balancear la reacción.



Átomo	Reactivos	Productos	Total
C	8	8	16
H	20	20	40
O	26	26	52

TIC

Para repasar éste y otros temas de esta asignatura accede a:

<http://portalacademico.cdh.unam.mx/alumno/aprende/quimica1/balancedeecuaciones?page=0%2C1>
(Consultado: 27 de octubre de 2016).

**PAREJAS**

Balanceen las siguientes reacciones de combustión y si tienen alguna duda, consúltenla con su profesor. Al final, que él los guíe para revisar sus balanceos y ayudarles a corregir, si fuera necesario.

1. $\text{C}_2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{C}_3\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

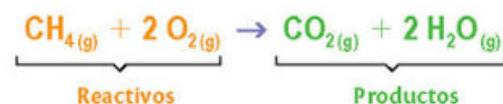
Noten que este último compuesto es diferente a los demás, se trata de un alcohol, pero



Figura 3.4 El combustible de la estufa es un gas derivado del petróleo.

La energía en las reacciones químicas

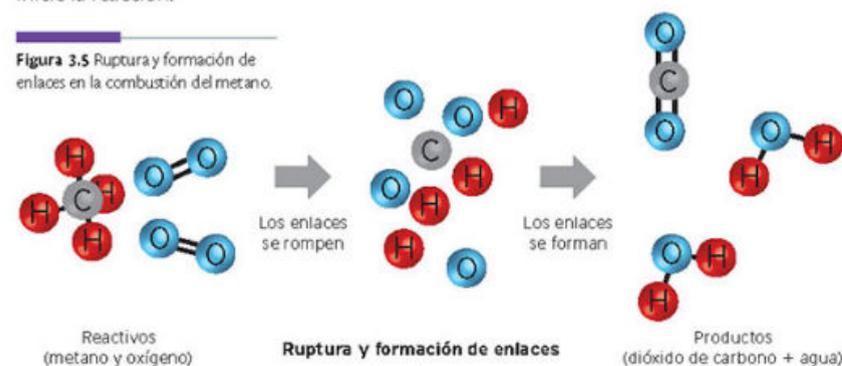
Cuando se lleva a cabo una reacción de combustión (volviendo a la del metano, figura 3.4), se producen además del dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O), luz y calor.



Los átomos en los **reactivos** (CH_4 y O_2) están unidos por enlaces que se rompen durante la reacción para formar nuevos enlaces en los **productos** (CO_2 y H_2O), como

lo ilustra la figura 3.5. Para que los enlaces se rompan se necesita energía, con la cual se separan los átomos. A esta energía se le conoce como energía de activación. Por ejemplo, para encender un cerillo se necesita rasparlo, esta acción proporciona la energía para que inicie la reacción.

Figura 3.5 Ruptura y formación de enlaces en la combustión del metano.



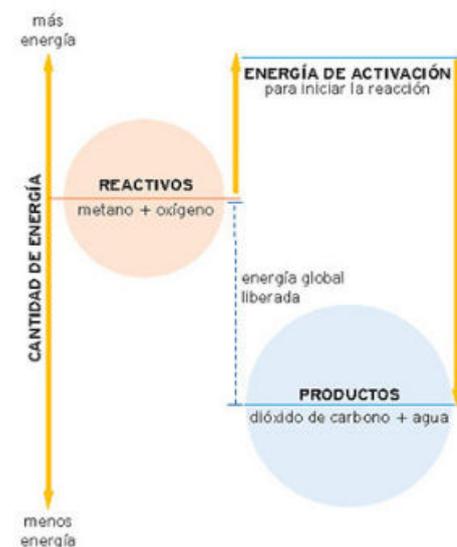
A mayor energía de activación la reacción es más lenta y a menor energía de activación la reacción es más rápida. Lo anterior nos permite entender que las reacciones ocurran a mayor velocidad si las calentamos o transformamos la manera en la que están integrados los reactivos (por ejemplo, molindolos o disolviéndolos), que sean más veloces en estado gaseoso que en estado sólido (porque así las moléculas de los reactivos se encuentran más fácilmente entre sí). O que muchas reacciones se favorezcan disolviendo los reactivos sólidos en un líquido. Hay otro importantísimo factor que aumenta o disminuye la velocidad de una reacción que es la presencia de un **catalizador** (que solamente hace que los reactivos se transformen más rápidamente en productos, facilitando el contacto de los reactivos entre sí). Cuando se rompen los viejos enlaces de los reactivos, se forman los nuevos enlaces de los productos. La formación de los enlaces libera energía, generalmente en forma de calor (figura 3.6).

Desde el punto de vista energético, las reacciones químicas pueden dividirse en dos partes.

- Parte 1. Ruptura de los viejos enlaces, que requiere energía.
- Parte 2. Formación de nuevos enlaces, que libera energía.

El cambio total de energía para cualquier reacción depende del balance entre estas dos partes. Cuando la parte 1 requiere más energía que la que libera la parte 2, la reacción necesita energía, para esto se calientan los reactivos ya que el calor es una forma de energía y el calentamiento es una forma de proporcionar la energía que necesitan. Estas reacciones reciben el nombre de reacciones endotérmicas. Si las reacciones producen calor, reciben el nombre de reacciones exotérmicas.

Figura 3.6 La energía de activación es imprescindible para la obtención de fuego (junto con los combustibles y el oxígeno). Sin calor no hay reacción. Por eso sin preocuparte puedes vivir en un ambiente lleno de combustibles: la alfombra, las cortinas, los muebles de madera, tu ropa... en fin, tú mismo.

**Para reflexionar...**

Responde en tu cuaderno.

- Además de las estudiadas en este tema ¿qué otras reacciones químicas conoces? Escribe en tu cuaderno con palabras.

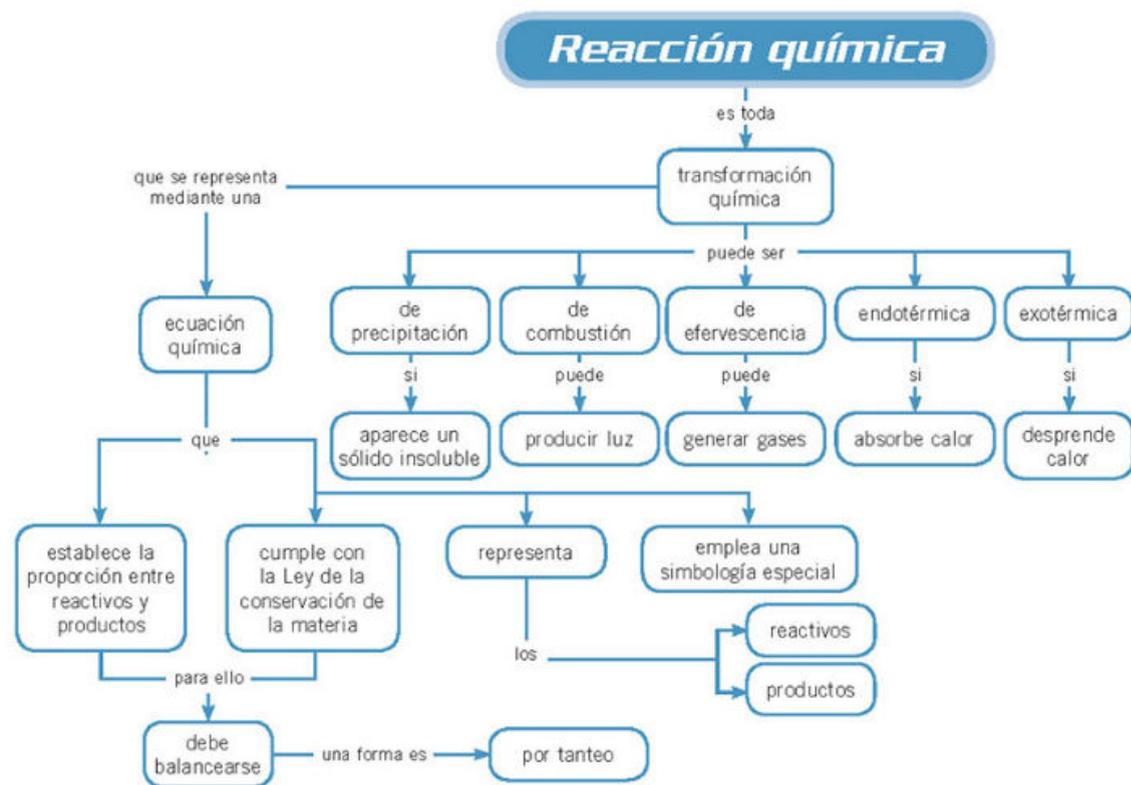
Conexiones...

En tu curso de Ciencias 2, bloque 3, estudiaste la energía calorífica y sus transformaciones; en este caso estamos describiendo cómo se produce esta energía mediante reacciones químicas. Esto pertenece al campo de estudio de una ciencia llamada fisicoquímica.

Glosario

Catalizador. Sustancia que altera la velocidad de una reacción química sin cambiar ella misma.

El siguiente esquema muestra los principales conceptos del tema. Revisalo, comparte tus dudas con las de tus compañeros y expónlas a su profesor, ya que lo utilizarás al final del bloque.



1. Sobre el significado de los conceptos

- 1.1 Con tus palabras, explica lo que entiendes por los siguientes conceptos: reacción, calor, temperatura, sustancia, orden, cambio químico, reacción exotérmica, reacción endotérmica, energía de activación, efervescencia, precipitación, conservación de la masa.
- 1.2 Busca su significado en una enciclopedia, en internet, o en el *Diccionario de la Real Academia de la Lengua Española*: <http://www.rae.es/>.

2. Para pensar

- 2.1 ¿Cómo se sabe que una reacción química ha ocurrido?
- 2.2 ¿Cómo se sabe que una reacción es exotérmica?
- 2.3 ¿Cómo se sabe que una reacción es endotérmica?
- 2.4 ¿Cómo se sabe que una reacción es efervescente?
- 2.5 ¿Cómo se sabe que en una reacción se produjo un precipitado?
- 2.6 ¿Cómo se sabe que en una reacción se conserva la masa?

3. Ejercicios

3.1 Después de lo que se presentó en este tema, revisa el resumen esquemático con el que finaliza y analiza con tus compañeros lo que se dice en la conversación de la página 150. Con lo que ya aprendieron, constrúyanla de nuevo, en equipos de trabajo, incorporando las modificaciones que consideren adecuadas.

3.2 Observa las siguientes reacciones y determina de qué tipo son y balancéalas.

- $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
- $\text{C}_2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}$
- $\text{HgO} \rightarrow \text{Hg} + \text{O}_2$
- $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$

3.3 Contesta las siguientes preguntas relacionadas con el POE del inicio del tema (página 151).

- ¿Qué se quema cuando la vela está prendida: la cera, el pabilo o ambos?
- ¿Por qué se apaga la vela?

3.4 Trabajando en equipos pequeños compartan sus POE originales entre ustedes y en su cuaderno contesten las preguntas: ¿Qué cambiaría de mis predicciones y las explicaciones que di? De lo que he aprendido, ¿qué me permitiría hacer esas modificaciones? Entre todos elaboren un cartel en el que expliquen los cambios a sus POE, por qué los hicieron y compártanlos con el resto del grupo.

4. Autoevaluación

A continuación se enlistan los aprendizajes esperados de este tema. En tu cuaderno, evalúa en qué medida consideras que obtuviste los aprendizajes esperados (bien, regular, poco o nada) y después anota lo que crees que debes repasar para comprender mejor el tema y qué consideras que debes consultar con tu profesor.

- Describo algunas manifestaciones de cambios químicos sencillos (efervescencia, emisión de luz o calor, precipitación, cambio de color).
- Identifico las propiedades de los reactivos y los productos en una reacción química.
- Represento el cambio químico mediante una ecuación e interpreto la información que contiene.
- Verifico la correcta expresión de ecuaciones químicas sencillas con base en la Ley de conservación de la masa.
- Identifico que en una reacción química se absorbe o se desprende energía en forma de calor.

2 ¿Qué me conviene comer?



Hacia tu proyecto

En este tema estás estudiando el contenido calórico de los alimentos y la energía que proveen los carbohidratos, proteínas y lípidos. Toma nota de qué depende la cantidad de alimentos que debemos ingerir. Esta información será de utilidad para el desarrollo de tu proyecto de fin de bloque.

Como estudiaste en tu curso de Ciencias 2 el calor es una propiedad extensiva, es decir, depende de la cantidad de materia. El calor es una forma de energía en transmisión que se mide en joules, pero también en calorías. Una caloría es igual a 4.184 J y es el calor necesario para elevar en un kelvin la temperatura de un gramo de agua. Cuando se habla del contenido calórico de los alimentos se emplea la kilocaloría (kcal) que es igual a mil calorías y que se escribe Caloría (con C mayúscula).

Los animales de sangre caliente, como nosotros los humanos, necesitamos comer para mantener la temperatura de nuestro cuerpo que es alrededor de 37 °C. La descomposición química de la comida, a través de cientos de reacciones químicas, muchas de ellas exotérmicas, transfieren al organismo el calor necesario para vivir. En la tabla 3.2, en la siguiente página, se muestra el contenido calórico de algunos alimentos.

Además de proveer de energía, ingerir alimentos nutritivos y en cantidades adecuadas, nos proporciona los nutrimentos necesarios para mantener en buen estado de salud nuestro organismo.

Tabla 3.2 Contenido calórico de algunos alimentos

Alimento	Porción/masa (g)	kcal = Calorías
Pan	2 rebanadas/60	154
Huevo hervido	1/50	74
Huevo frito	1/53	101
Leche	1 vaso/250	163
Pastel	Una rebanada/55	251
Espinacas	Una taza/30	6
Manzana	Una/150	53

Para más información: <http://caloriasdelosalimentos.net/calorias-de-los-alimentos-tabla-de-calorias/> (Consultado: 26 de octubre de 2016).

Aquí es importante hacer notar que a pesar de que las raciones tienen diferente masa, no significa necesariamente que por tener menos masa un alimento tiene menor contenido calórico, pues depende del tipo de sustancias que predominan en él; por ejemplo, un trozo de tocino de 10 g puede contener 7 g de grasa, mientras que un trozo de zanahoria también de 10 g no contiene nada de grasa. Por otro lado, es importante destacar que las diferentes maneras de cocinar los alimentos generan diferente contenido calórico, ya que no es igual freír que hervir un alimento y también por la pérdida de agua o transformación de algún compuesto durante el proceso de cocinado.

Las actividades diarias de las personas requieren energía desde dormir hasta digerir un alimento, respirar, pensar, caminar; es decir, todo lo que implica vivir (figura 3.7). La cantidad de energía necesaria para cada persona depende de la edad, el sexo, la estatura y el tipo de actividades que realiza (tabla 3.3).

Tabla 3.3 Gasto energético para algunas actividades

Actividad	kJ/hora	Actividad	kJ/hora
Dormir	320	Jugar voleibol	1 470
Sentarse	400	Jugar tenis	1 760
Estar de pie	588	Nadar	2 180
Comer y vestirse	630	Jugar futbol	2 500
Caminar lentamente	882	Correr	3 500



INDIVIDUAL

En tu cuaderno convierte los datos de la tabla 3.3 en Calorías.

- Recuerda que 1 kcal = 1 000 cal (con minúscula) 1 kcal = 1 Cal (con mayúscula), que 1 cal = 4.187 J y que 1 Cal = 4 187 J.



Figura 3.7 No todas las actividades ni todas las personas requieren del mismo suministro energético.



PAREJAS

Investiguen el aporte calórico de otros alimentos, así como el gasto energético de otras actividades y elaboren una tabla con la información que recaben. Compartan su información con otros equipos y completen sus tablas. Después, si su profesor lo cree conveniente, elaboren carteles para pegarlos en las paredes de su salón y aprovechen esta información para mejorar su calidad de vida.

TIC

Para que tengas más información respecto a la importancia de alimentarte bien y en las cantidades adecuadas, revisa la siguiente página que pertenece a la Secretaría de Salud: <http://www.salud.gob.mx/unidades/cdi/documentos/5759b.pdf> (Consultado: 26 de octubre de 2016).

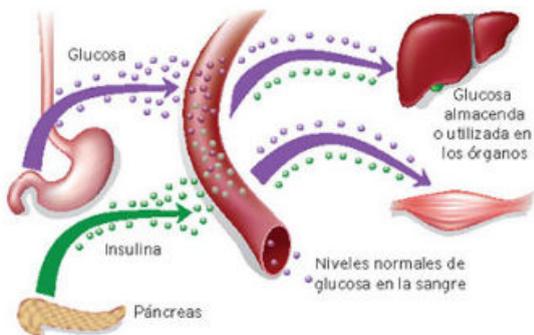


Figura 3.8 Gracias a órganos como el hígado, todos los carbohidratos se convierten, en primera instancia, en glucosa para nutrir al organismo.

Conexiones...

En tu curso de Ciencias 1, con énfasis en biología, estudiaste el plato del bien comer, que estipula las cantidades recomendadas de cada grupo de alimentos.

Se ha estimado que la cantidad de energía promedio diaria que requiere un adolescente como tú, para realizar las diversas actividades propias de su edad, es de 9 200 kJ para las mujeres y 12 500 para los hombres. De esta cantidad de energía, dos terceras partes se dedican exclusivamente a mantener el cuerpo a 37 °C.

El balance energético en nuestro cuerpo es simple:

Si la energía total gastada, resultado de nuestras actividades, es igual a la energía que nos proporcionan los alimentos que ingerimos, nuestra masa será constante; si gastamos más energía que la que ingerimos por medio de los alimentos, nuestra masa disminuirá (adelgazaremos), y si gastamos menos energía que la que consumimos en los alimentos, nuestra masa aumentará (engordaremos).

Cabe mencionar que el balance energético no sólo depende de la calidad y tipo de alimentos que se ingieren, sino de otros factores, como el estado de salud, pues cuando una persona está enferma parte de la energía del cuerpo se emplea en hacer frente a la enfermedad y ello consume energía. Otro factor es la herencia, algunas tienen un metabolismo más rápido que otras, por eso dos personas de la misma edad y estado de salud no tienen la misma complexión ni necesariamente la misma estatura.

Como nota adicional, para ingerir los alimentos necesitamos que estén en buen estado, para mantenerlos así, es necesario utilizar métodos de conservación, que permitan mantener en buenas condiciones los alimentos durante cierto tiempo. Hay muchas causas por las que los alimentos pueden descomponerse o pudrirse, volviéndose vectores de enfermedades.

Una vez que ingerimos los alimentos, éstos deben sufrir reacciones que nos permitan aprovecharlos, ya sea para obtener energía o para formar materiales con los que construimos nuevas sustancias útiles para nuestro metabolismo. Por ejemplo, la fuente de energía más importante de nuestro organismo la constituyen un grupo de sustancias conocidas como hidratos de carbono, como ejemplos de estos tenemos los azúcares.

El azúcar más importante para el organismo es la glucosa (figura 3.8), que alimenta a todas las células. Por cada gramo de carbohidrato se obtienen cuatro calorías de energía. Aproximadamente 60% de la dieta debe contener carbohidratos.

Además de los carbohidratos o hidratos de carbono, existen otros nutrientes: los lípidos o grasas. Su función principal es la de servir como reserva energética a largo plazo, de hecho

los carbohidratos se convierten en lípidos cuando están en exceso, de ahí que sobrevenga el aumento de masa corporal que a la larga puede convertirse en obesidad.

Se consideran como lípidos a una gran cantidad de compuestos que tienen en común ser insolubles en agua y solubles en solventes orgánicos. Dentro de esta categoría se encuentran los aceites y las grasas. Los lípidos proveen de nueve calorías por gramo (más del doble que los carbohidratos), y además de ser reserva energética, sirven para proteger a las células, formar algunas sustancias vitales como hormonas, sales biliares (para digerir alimentos) y compuestos para el sistema nervioso, están ligados a funciones de los carbohidratos y las proteínas. Las grasas son de origen animal, mientras que los aceites son de origen vegetal (figura 3.9).

De acuerdo con su estructura química, los lípidos son saturados o insaturados y de ello depende la facilidad con que sean aprovechados y los efectos secundarios de su presencia; las grasas son lípidos saturados y su presencia en los alimentos produce severos problemas a largo plazo principalmente en el sistema circulatorio, pues favorece la generación de placas de grasa en las paredes de las arterias (figura 3.10), haciendo que éstas sean cada vez menos flexibles y que tengan un diámetro reducido, lo cual se puede traducir en taponamientos, falta de irrigación sanguínea y otras complicaciones que a largo plazo significan la muerte. Los aceites vegetales son insaturados, si te fijas en las etiquetas de ellos, podrás leer "polinsaturados", lo cual los hace más saludables.

Por último, las proteínas. Son sustancias cuyas funciones son básicamente las de construir tejidos, producir defensas para el cuerpo y regular algunas funciones corporales. Cuando una persona tiene un desorden alimenticio como la anorexia o bulimia y ha adelgazado excesivamente (que se ve "en los huesos") o en casos de desnutrición extrema (como la gente que padece de hambruna) las proteínas funcionan en última instancia como reserva energética, proveen de cuatro calorías por gramo, como los carbohidratos, en estas situaciones no están cumpliendo su función real, sino sólo están sosteniendo la vida del individuo (figura 3.11).

Etapas de la aterosclerosis



Figura 3.10 Placa de colesterol en una arteria y evolución de la aterosclerosis.



Figura 3.11 La ingestión de alimentos ricos en proteína debe hacerse con moderación para que cumplan con su función.



TIC

En esta página del IMSS encontrarás información relacionada con los carbohidratos y su importancia, revisala y toma nota de lo más relevante: <http://www.imssgob.mx/salud-en-linea/nutricion> (Consultado: 26 de octubre de 2016).



Figura 3.9 Fuentes naturales de lípidos.

Por otro lado, en el extremo opuesto, cuando una persona consume proteínas en exceso, éstas, además de acumularse como grasa (igual que los carbohidratos), por su contenido en nitrógeno, producen severos problemas al sistema urinario por la formación de urea que puede generar a su vez enfermedades como la gota, que es una enfermedad en las articulaciones y produce dolores intensos.

Toma de decisiones relacionada con: los alimentos y su aporte calórico

Uno de los problemas más comunes en la actualidad en nuestro país es el aumento de personas con obesidad, en particular los niños. El asunto es más serio de lo que parece, pues significa una falta de cultura básica en nutrición. El consumo de alimentos industrializados, de la llamada "comida chatarra" y refrescos va en aumento. El mayor problema de este tipo de productos es que contienen aditivos alimentarios (sustancias que les proporcionan características que no tienen por sí mismos, como colores, olores, sabores, texturas y un mayor tiempo de conservación) haciéndolos atractivos al paladar (aunque algunos pueden ser dañinos), por otro lado, los refrescos y los alimentos "chatarra" tienen muy bajo valor nutricional o como también se dice, "calorías vacías" esto significa que su aporte calórico es alto porque contienen harinas refinadas, grasas y azúcares en altas cantidades pero no proporcionan nutrientes, por lo que sólo se acumulan en el organismo como grasa.

En la escuela "Patria y Cultura", que como recordarás es a la que acuden Carlos, Alex, Berenice y Renata, los profesores de Educación Física hicieron un estudio para determinar qué actividades deportivas eran las más adecuadas para los alumnos, de acuerdo con su condición física y estilo de vida. Los resultados fueron sorprendentes, pues descubrieron que más de 50% de los alumnos estaban por encima de su peso ideal y que de esos alumnos un 10% ya podía clasificarse como obesos. La mayor preocupación es que su edad fluctúa entre los 11 y 16 años, y de no tomar cartas en el asunto podrían tener serios problemas en edades más avanzadas.

Por curiosidad nuestros amigos se pusieron a investigar cuáles eran las actividades de sus compañeros y sus hábitos alimenticios, y encontraron que casi todos los que tenían problemas de sobrepeso únicamente hacían ejercicio en la clase de Educación Física, que por lo general al llegar a su casa se la pasaban toda la tarde jugando con su consola o en la computadora.

También se dieron cuenta de que en la cooperativa de la escuela una gran parte de los alimentos que se vendían eran dulces, botanas fritas empacadas y refrescos y que la mayoría de los alimentos preparados estaban fritos. Descubrieron además que sus compañeros comían a todas horas del día y que por lo mismo, casi nunca consumían alimentos en su casa a las horas de las comidas.

¿Cómo crees que podría solucionarse esta situación? Si tú fueras uno de los alumnos con problemas de sobrepeso ¿qué crees que deberías cambiar para consumir una dieta más saludable? ¿Qué crees que deberías modificar en tus actividades diarias para consumir más calorías por ejercicio? Investiga más sobre este tema y después propón un plan para los alumnos de la escuela "Patria y Cultura" que incluya sugerencias para mejorar sus hábitos alimenticios, la venta de alimentos en la cooperativa y el nivel de actividad de los alumnos durante todo el día, para que no sólo se ejerciten en la escuela a la hora de su



TIC

Conoce más sobre los problemas relacionados con el consumo excesivo de proteínas. Accede a este sitio y lee el artículo principal que está en una liga dentro de la misma página: <http://www.wimssmobi/servicios-del-imss/72623-la-dieta-de-los-jaliscienses-es-excesiva-en-proteinas-imss.html> (Consultado: 26 de octubre de 2016). Una vez que hayas leído el artículo, anota en tu cuaderno un análisis de tu dieta durante algunos días y determina qué grupo de alimentos consumes con más frecuencia. Comparte con tu

clase. Para ayudarte a investigar, te sugerimos consultar las siguientes páginas de internet, pero deberás buscar información en otras fuentes.

- http://www.comoves.unam.mx/assets/revista/138/rafagas_138.pdf
- <http://www.comoves.unam.mx/numeros/articulo/130/y-que-fue-del-gordito-feliz>
- <http://www.comoves.unam.mx/numeros/articulo/64/por-que-comes-lo-que-comes-reflexiones-sobre-la-alimentacion-moderna> (Consultado: 26 de octubre de 2016).

Cuando termines tu trabajo de investigación, reúnete con algunos de tus compañeros y entre todos elaboren su propuesta. Al final respondan la pregunta con que inició este tema: ¿qué me conviene comer?

Ahora que hemos analizado un caso real, lee con cuidado el apéndice 5 de la página 266. Con esa información y con lo que has investigado, copia en tu cuaderno la siguiente tabla relacionada con el riesgo de consumir alimentos con calorías vacías o altos en grasa y complétala haciendo la tercera columna tan ancha como lo necesites.

Daño (Efecto adverso para la salud o el ambiente por consumir alimentos "chatarra")	Desde... hasta	
Peligro (Agente o causa potencial de daño)	Sustancia	
	Fenómeno	
	Causa	
Vulnerabilidad (susceptibilidad de sufrir daño, considerando además la capacidad de recuperarse del mismo)	Empieza por...	
Riesgo (posibilidad de daño)	Multiplica el peligro por la vulnerabilidad	

Una vez que identificaste el riesgo de consumir comida "chatarra", indica qué hacer para disminuirlo, es decir, cómo reduces tu vulnerabilidad como resultado de una decisión. Completa en tu cuaderno la siguiente frase: Para disminuir el riesgo hay que...

Comparte tu decisión con tus compañeros y discutan el porqué de ello.

1. Para pensar

Contesta en tu cuaderno las siguientes preguntas. Justifica tus respuestas.

- 1.1 Explica con tus palabras qué son las calorías y para qué sirven.
- 1.2 ¿De qué dependen los requerimientos calóricos de una persona?
- 1.3 ¿Cuáles son tus requerimientos calóricos? ¿Estás cumpliendo con ellos?
- 1.4 ¿Cuáles son los riesgos de no cumplir con los requerimientos calóricos y nutricionales?
- 1.5 ¿Qué alternativas saludables recomendarías consumir a los alumnos de la escuela "Patria y Cultura" en lugar de los refrescos, las botanas y los alimentos fritos?
- 1.6 Además de la actividad física ¿qué otros factores influyen en el aprovechamiento de los alimentos que ingiere una persona?

2. Autoevaluación

A continuación se enlistan los aprendizajes esperados de este tema. En tu cuaderno evalúa en qué medida consideras que obtuviste los aprendizajes esperados (bien, regular, poco o nada) y después anota lo que crees que debes repasar para comprender mejor el tema y qué consideras que debes consultar con tu profesor.

- Identifico que la cantidad de energía se mide en calorías y comparo el aporte calórico de los alimentos que ingiero.
- Relaciono 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.

3 Tercera revolución de la química



➔ Analiza la conversación

- ¿Habrá ocurrido una reacción en el pegamento?
- ¿A qué se refiere Alex al decir que se "polimerizó"?
- ¿De qué manera "se unieron" las moléculas del pegamento?
- ¿Cómo podrías representar lo que ocurrió en el pegamento?
- ¿Por qué Alex piensa en la acetona para disolverlo?

En esta sección estudiaremos:

- Tras la pista de la estructura de los materiales: aportaciones de Lewis y Pauling.
- Uso de la tabla de electronegatividad.

→ Predigo-Observo-Explico

TEMPERATURA DE EBULLICIÓN

Con mis compañeros y mi profesor.

Objetivo:

Determinar algunos factores que influyen en la temperatura de ebullición de una disolución.

Investigación previa:

- ¿Cuál es la función de los anticongelantes para motor?
- ¿A qué temperatura hierve el agua en tu ciudad?

Materiales:

- Un termómetro
- Una cuchara para café
- Tres vasos de precipitados, matraces u ollas pequeñas
- Parrilla de calentamiento
- Sal común
- Agua de la llave
- Taza medidora o probeta
- Un cronómetro

Procedimiento:

1. Mide la temperatura inicial del agua y vierte cantidades iguales en los tres recipientes (por ejemplo 100 ml).
2. A uno de los vasos agrégale una cucharada de sal, a otro agrégale dos y al tercero no le pongas sal.
3. Pon a calentar el vaso con agua sin sal y mide el tiempo que tarda en hervir, mide también la temperatura a la cual hierve (figura 3.12). Registra los datos.
4. Haz lo mismo con los otros dos recipientes que contienen agua con sal en diferentes cantidades.

Reconoce y comparte con tu profesor cuál es la relación entre la conversación de nuestros amigos y este POE.

Predicción:

- ¿Qué va a pasar?
- Justifica tu predicción.

Observación:

- ¿Cuál es el efecto de la sal en la temperatura a la que hierve el agua?
- ¿Cuál crees que sea la relación entre lo que observaste y la utilidad de los anticongelantes?
- Observa qué sucede, elabora dibujos de ello y acompaña cada dibujo con una descripción de lo que ocurre.

Explicación:

- Explica con tus palabras lo que ocurrió y compáralo con tu predicción. Comparte tu resultado con el resto de tus compañeros y con tu profesor.

Figura 3.12 ¿De qué depende la temperatura a la cual hierve agua con y sin soluto?



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

La tercera revolución química tiene que ver con el descubrimiento del electrón y su incorporación en la explicación de muchos de los fenómenos químicos que hasta entonces tenían un origen desconocido. Aquí hay dos protagonistas: G.N. Lewis y L. Pauling, ambos

estadounidenses. Antes de presentar las aportaciones de Lewis, hay que recordar que el modelo de Rutherford descartó el de Thomson al considerar que el átomo está formado por un pequeño núcleo en donde se concentra la masa y la carga positiva con los todavía más pequeños electrones girando a su alrededor. La carga positiva del núcleo se debe al protón, que tiene una masa casi 2 000 veces mayor que la del electrón. En los átomos neutros la cantidad de protones del núcleo es igual a la de los electrones del átomo.



INDIVIDUAL

De acuerdo con lo que ya sabes, responde en tu cuaderno lo siguiente:

- ¿Qué es el electrón?
- ¿En qué se diferencian los protones de los electrones?
- ¿Qué es el número atómico?

Compara tus respuestas con las de algún compañero y corríjanlas si lo consideran

El modelo de Lewis

G.N. Lewis conoció los resultados de Rutherford y con ellos propuso un modelo atómico que explica una gran cantidad de la información química que se tenía en esa época. A grandes rasgos, este modelo llamado del octeto cúbico o teoría cúbica del átomo propone que los electrones en un átomo se ubican en los vértices de un cubo.

Modelo atómico de Lewis (1916-1919)

1. En cada átomo hay una parte esencial que permanece inalterada en todos los cambios químicos o reacciones, llamada kernel. Éste está formado por el núcleo positivo y los electrones más internos, que no intervienen en las reacciones químicas. Los electrones de las capas externas son los que intervienen en las reacciones químicas y esto sucede debido a que las capas internas tienen su número de electrones completo. El kernel tiene una carga positiva neta debido a que el número de protones es mayor que el número de electrones de las capas internas (porque no se toman en cuenta los electrones de las capas externas). Esta carga positiva corresponde generalmente al número de la familia a la que el elemento pertenece en la tabla periódica.
2. Además del kernel, cada átomo tiene una capa de electrones externa, o de valencia, la cual, en el caso de un átomo neutro, contiene la cantidad de electrones necesarios para neutralizar la carga positiva del kernel. Durante una reacción química el número de estos electrones se modifica.
3. Dos capas de electrones de valencia pueden superponerse.
4. En una combinación química, el átomo tiende a poseer un número par de electrones de valencia, particularmente ocho de ellos para parecerse al gas noble más cercano ya que los gases nobles tienen sus niveles completos y muy rara vez llegan a reaccionar.
5. El arreglo más estable de electrones es el par en el átomo de helio, mientras que el siguiente arreglo más estable corresponde al octeto, como el que se encuentra en la capa de valencia del neón. Cualquier otro átomo con número atómico menor de 20 y que tenga más de tres electrones en su capa de valencia tenderá a ganar el número adecuado de electrones suficientes para completar su octeto.

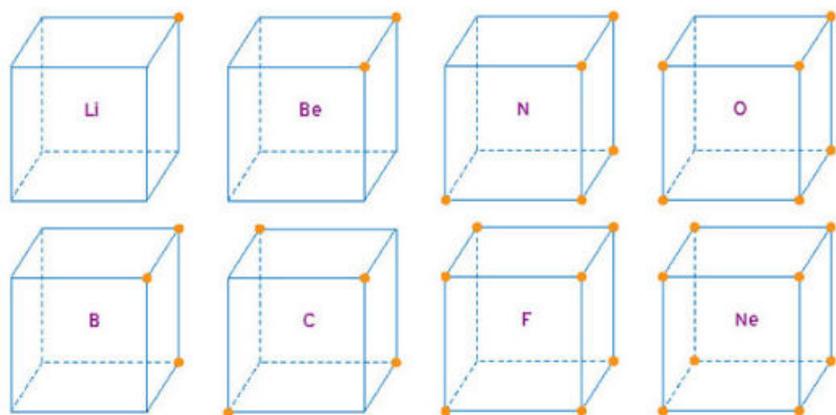


Figura 3.13 Arreglo de los electrones de valencia, según Lewis, para los átomos del litio al neón.

La figura 3.13 muestra el arreglo de los electrones de valencia, según el modelo de Lewis, para algunos átomos.

En el litio, por ejemplo, que tiene número atómico igual a tres (es decir, tres protones en el núcleo), el kernel está formado por el núcleo y los dos electrones internos, lo que le da en total una carga positiva de +1, que queda neutralizada con el electrón de valencia.

Por otro lado, en el flúor (con número atómico nueve, es decir, con nueve protones en el núcleo) el kernel está formado por ese núcleo y por dos electrones, lo que le da una carga positiva de +7, que se neutraliza con los siete electrones de valencia que posee.

Los átomos de elementos de la misma familia de la tabla periódica tienen los mismos electrones de valencia.

Así, todos los elementos de la familia 1, el H, el Li, el Na, el K, el Rb, el Cs y el Fr tienen un electrón de valencia (por lo que poseen propiedades químicas semejantes). De la misma manera, todos los átomos de la familia 2, el Be, el Mg, el Ca, el Sr, el Ba y el Ra tienen dos electrones de valencia y propiedades químicas semejantes.

Una modificación del modelo de Lewis son las estructuras de Lewis que estudiamos en el bloque anterior. Estas estructuras se utilizan para escribir la fórmula de los compuestos, particularmente los que se forman entre los no metales, como el agua y el O_2 , pero también el N_2 , el CO_2 o el CH_4 . Así, primero se escribe el símbolo del elemento, y los electrones de valencia a su alrededor. Observa las figuras 3.14 y 3.15.



Figura 3.14 Estructuras de Lewis para los átomos del litio al neón. ¿Qué relación notas con el modelo cúbico?

Figura 3.15 Estructuras planteadas por Lewis para H_2O (arriba) y O_2 (abajo).



Recuerda que cada pareja de electrones que se comparten entre dos átomos se les representa con una línea. Dos líneas paralelas indican dos parejas, es decir, cuatro electrones, en lo que, como ya vimos, se conoce como un doble enlace. Tres líneas indican seis electrones, es decir, tres parejas, en lo que se conoce como un triple enlace. Los electrones que no están enlazados deben dibujarse como puntos. De esta forma podemos escribir las fórmulas del H_2O , el O_2 , el N_2 , el CO_2 o el CH_4 , así como se muestra a continuación en la figura 3.16.

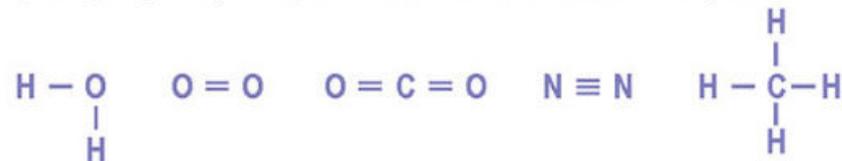


Figura 3.16 Estructuras de Lewis para algunas moléculas sencillas.

En la figura 3.17 podrás observar la formación de un triple enlace en la molécula del nitrógeno y de dos dobles enlaces en la del dióxido de carbono. En todos los casos los átomos centrales (C, N y O) cumplen con el octeto de acuerdo con el modelo atómico de Lewis.

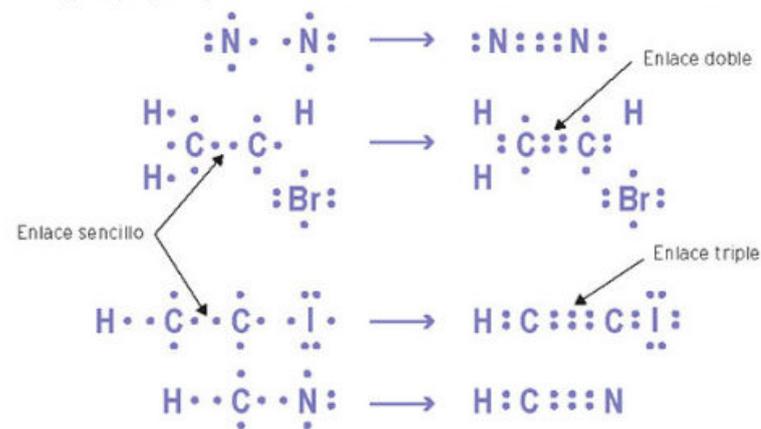


Figura 3.17 Formación de enlaces sencillos, dobles y triples.



PAREJAS

Trabajen en su cuaderno:

- Dibujen, utilizando las estructuras de Lewis, las siguientes moléculas: H_2S , PCl_3 , I_2 , S_8 , HCN , C_2H_6 , C_2H_4 , C_2H_2 .

De acuerdo con lo que les indique su profesor, revisen en grupo sus respuestas y con-

Para reflexionar...

- ¿Cuál es la principal diferencia entre el modelo atómico de Thomson y el de Lewis?
- ¿Y entre el modelo de Bohr y el de Lewis?

En este momento estás en condiciones de comprender lo siguiente: para saber cuántos electrones de valencia tiene un elemento, deberás fijarte en el grupo al que pertenece. Como recordarás, existen dos nomenclaturas para los grupos de la tabla periódica, por un lado están los grupos A y B, a su vez, éstos se numeran del I al VIII. Hay otra nomenclatura en la que los grupos se numeran de corrido del 1 al 18. En este curso sólo nos ocuparemos de los grupos que pertenecen a los llamados elementos representativos; es decir, del grupo A. Entonces, el número de electrones de valencia es el siguiente:

Grupo	Electrones de valencia
I A (1)	1
II A (2)	2
III A (13)	3
IV A (14)	4
V A (15)	5
VI A (16)	6
VII A (17)	7
VIII A (8)	8

De aquí que los elementos tengan la estructura de Lewis como se ilustró en la figura 3.14. Por otro lado, el periodo en el que está el elemento indica el número de órbitas que tiene el átomo, de acuerdo con el modelo de Bohr. Aunque este modelo no explica cómo se forman los enlaces químicos, es útil para comprender cómo se lleva a cabo la transferencia de electrones en la formación de un enlace químico, de acuerdo con las aportaciones de Kossel, que explicaremos en seguida.

Simultáneamente a los trabajos de Lewis para explicar la estructura del átomo desde el punto de vista químico, los físicos estaban desarrollando otros modelos basados en la mecánica cuántica. Al mismo tiempo que en Estados Unidos Lewis explicaba el enlace químico utilizando su modelo atómico (en el que los átomos comparten sus electrones), en Alemania otro científico, Walther Kossel (1888-1956), lo hacía suponiendo que en lugar de compartirlos uno de ellos lo perdía y el otro lo ganaba, es decir, los electrones se transferían.

Kossel conocía la gran estabilidad de los gases nobles y una vez que éstos estaban flanqueados en la tabla periódica por los halógenos (con un electrón menos) y los metales alcalinos (con un electrón más), la transferencia de un electrón del metal alcalino al halógeno conducía a ambos a adquirir el mismo número de electrones que un gas noble, lo cual le daría estabilidad.

Con ello el halógeno adquiriría una carga negativa (se convertiría en un anión), y el metal alcalino una carga positiva (se convertiría en un catión). La atracción electrostática entre ambos iones sería la responsable de la formación del enlace químico (figura 3.18).

No se va a explicar aquí en qué consisten los modelos cuánticos, pero sí diremos que L. Pauling unió este modelo con el de Kossel al explicar la razón por la cual dos electrones que poseen la misma carga (un par electrónico) pueden estar juntos en un enlace (sin repelerse).

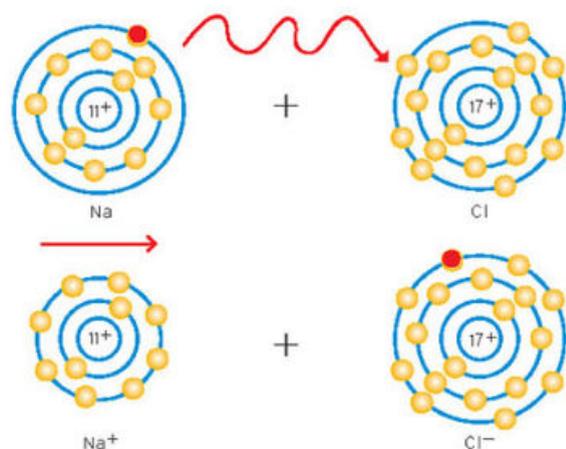


Figura 3.18 Formación del enlace entre el sodio y el cloro para formar el cloruro de sodio, según el modelo de Kossel, empleando el modelo de Bohr para ilustrar a los átomos.

Uso de la tabla de electronegatividad

Pauling introdujo la idea de electronegatividad (que es una propiedad periódica, como las que estudiamos anteriormente) como "la capacidad de un átomo de atraer hacia sí los electrones en un enlace químico" y de diversos estudios energéticos pudo asignarle a muchos elementos diferentes valores. Observa la tabla 3.4, a continuación.

Para reflexionar...

- ¿Cuál es la relación entre las estructuras de Lewis y las aportaciones de Pauling?

Tabla 3.4 Valores de electronegatividad de Pauling de algunos de los elementos de la tabla periódica

H 2.1						
Li 0.97	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.1	O 3.5	F 4.0
Na 1.0	Mg 1.2	Al 1.5	Si 1.7	P 2.1	S 2.4	Cl 2.8
K 0.9	Ca 1.0	Ga 1.8	Ge 2.0	As 2.2	Se 2.5	Br 2.7
Rb 0.89	Sr 1.0	In 1.5	Sn 1.72	Sb 1.82	Te 2.0	I 2.2
Cs 0.86	Ba 0.97	Tl 1.4	Pb 1.5	Bi 1.7	Po 1.8	At 1.9

Como podrás notar, el F tiene el mayor valor correspondiente a cuatro e indica que en todos sus enlaces este átomo atrae hacia sí mismo los electrones. El segundo elemento más electronegativo es el O, seguido por el N y el Cl, cuyos valores de electronegatividad son tres, del C, 2.5 y del H, 2.1. La mayoría de los átomos de los metales tiene valores pequeños de electronegatividad. Lo anterior quiere decir que en el OF_2 , los electrones del enlace sencillo que se tiene entre el O y el F están desplazados hacia el F; situación opuesta a la que se presenta en el H_2O , donde los electrones están desplazados hacia el O que es más electronegativo que el H. De ahí que para explicar las uniones entre los átomos para formar compuestos, funcionen los distintos modelos de enlace, como estudiamos en el bloque anterior.

Los valores de electronegatividad de los elementos en la tabla periódica crecen de izquierda a derecha y de abajo hacia arriba. Aunque algunos autores le han dado valores de electronegatividad a los gases nobles la mayoría de los químicos no comparte esta idea, lo que sigue dejando al F con el mayor valor. Cuanto mayor es la diferencia de electronegatividad entre los átomos enlazados más polar es el enlace. Cuando un átomo es muy electronegativo, como el flúor, el oxígeno o el cloro, es fácil que atraiga hacia sí mismo los electrones de los átomos con los que se une y por lo tanto los electrones estarán desplazados hacia el átomo electronegativo. Tomemos como ejemplo el cloruro de sodio (NaCl), el cloro es muy electronegativo y entonces los electrones del sodio, que es muy electropositivo estarán desplazados hacia el cloro y por lo tanto los electrones estarán más juntos en el lado del cloro que en el del sodio. Entonces se dice que el enlace es polar o más apropiadamente, que la molécula es polar. Antiguamente se estableció el criterio de que cuando la diferencia del valor de electronegatividad de Pauling (hay que indicar todo esto porque hay varias escalas de electronegatividad diferentes) era menor o igual a 1.7 se presentaba un enlace que podía ser descrito parcialmente, pero de mejor manera a partir del modelo de enlace covalente.

PARA SABER más

Si quieres conocer más sobre la vida y obra de Linus Pauling te recomendamos el libro de José Antonio Chamizo *El científico de la sonrisa contagiosa: Linus Pauling* publicado por Editorial Pangea, colección Viajeros del Conocimiento. Búscalo en la biblioteca.

Diferencia de electronegatividad

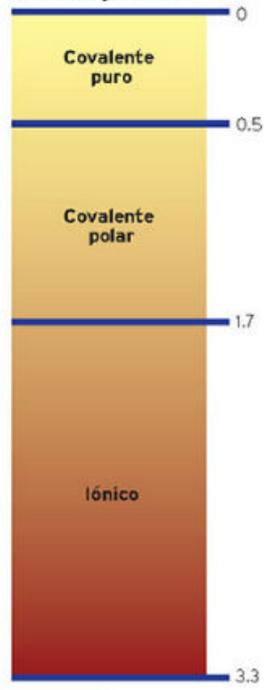


Figura 3.19 Diferencia de electronegatividad y modelo de enlace que mejor explica las propiedades del compuesto.

Si la diferencia entre estos valores era superior a 1.7 el modelo más adecuado era el de enlace iónico. Esto resultó ser una gran simplificación porque en la actualidad se conocen materiales que pueden explicarse a través del enlace covalente o iónico y que conducen la electricidad, como los metales. La figura 3.19 presenta una escala de la diferencia de electronegatividad y el modelo de enlace que mejor explica las propiedades del compuesto.

De acuerdo con lo anterior, si queremos saber el enlace que se forma entre el cloro y el sodio para formar el cloruro de sodio, NaCl, localizamos en la tabla 3.6 los valores de electronegatividad de ambos elementos. El sodio es 1.0 y el cloro 2.8. Calculando la diferencia de electronegatividad o ΔEN se hace una simple resta:

$$\Delta EN = 2.8 - 1.0 = 1.8$$

En la escala de la figura 3.19 vemos que el resultado de la operación corresponde a un modelo de enlace iónico. ¿Cuál será el modelo de enlace que mejor explica las propiedades del agua? El hidrógeno tiene una electronegatividad de 2.1 y el oxígeno 3.5. Entonces:

$$\Delta EN = 3.5 - 2.1 = 1.4$$

El resultado indica que se trata de un modelo de enlace que llamaremos covalente polar. Cabe aclarar que aunque el agua sea H_2O y contenga dos enlaces H-O el cálculo se hace una sola vez, dado que los enlaces son idénticos.



INDIVIDUAL

Calcula la diferencia de electronegatividad de los siguientes compuestos y determina el modelo de enlace que mejor explica sus propiedades.



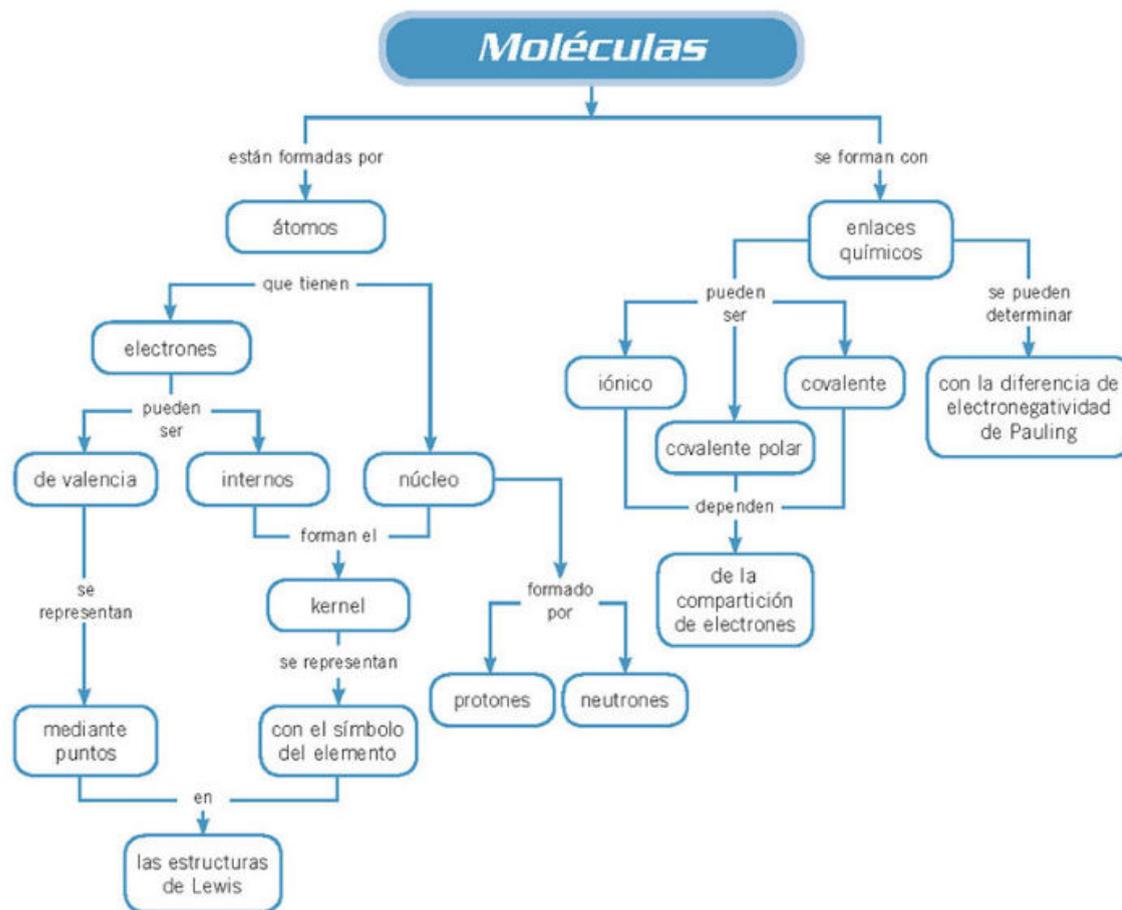
Figura 3.20 Linus Pauling (1901-1994).

Linus Pauling (figura 3.20) fue un bioquímico y activista estadounidense que ideó la escala de electronegatividad que mencionamos anteriormente, desarrolló la química cuántica a lo largo de la primera mitad del siglo xx, y con ella pudo esclarecer gran cantidad de fenómenos vinculados con la transformación de la materia y la preparación de nuevos materiales. Por su investigación sobre la naturaleza del enlace químico y su aplicación en la elucidación de la estructura de las proteínas, Pauling obtuvo el Premio Nobel de Química en 1954.

Hoy sabemos que los materiales están formados por moléculas de dos tipos: uninucleares (que llamamos átomos) y polinucleares. En 1966 recibió el Premio Nobel de la Paz por su insistencia en evitar las explosiones de armas nucleares a cielo abierto. Hasta el momento ha sido el único científico que ha sido premiado en ambos campos (y estuvo a punto de serlo también en medicina, una vez que propuso el modelo del ADN sobre el que trabajarían posteriormente Watson y Crick). Sus libros de química han sido traducidos prácticamente a todos los idiomas, y ha sido considerado uno de los 20 científicos más influyentes en toda la historia de la humanidad.

Revisión

Revisa el siguiente esquema que presenta los conceptos más importantes del tema que estás terminando de estudiar. Si te surge alguna duda, consúltala con tu profesor. Es importante que lo comprendas bien, porque lo usarás al terminar el bloque.



1. Sobre el significado de los conceptos

- 1.1 Con tus palabras, explica lo que entiendes por los siguientes conceptos: núcleo, kernel, valencia, enlace, electronegatividad, estructuras de Lewis.
- 1.2 Busca su significado en un diccionario y/o enciclopedia, en internet, o en el *Diccionario de la Real Academia de la Lengua Española*: <http://www.rae.es/>.

2. Para pensar

- 2.1 La conducción del calor nos da pistas sobre la estructura de los materiales, ¿cuáles son éstas?

- 2.2 El modelo de enlace covalente indica que los electrones se comparten entre los dos núcleos, lo que significa que éstos tienen valores de electronegatividad ¿semejantes o muy diferentes?
- 2.3 ¿Cómo pueden estar fijos los electrones en el vértice de un cubo sin ser atraídos por el núcleo positivo?

3. Ejercicios

3.1 Después de lo que se presentó en este tema, revisa el resumen esquemático con el que finaliza y analiza con tus compañeros lo que se dice en la conversación de la página 171. Con lo que ya aprendieron, constrúyanla de nuevo, en equipos de trabajo, incorporando las modificaciones que consideren adecuadas.

3.2 Responde

- ¿Acaso las explicaciones del enlace químico de Lewis y de Kossel se parecen en que ambas proponen que los átomos en los compuestos tienen la misma estructura electrónica que los gases nobles más cercanos a ellos en la tabla periódica?
- ¿En qué se diferencian ambas explicaciones?
- Con un diagrama semejante al de la figura 3.19 (de la página 178) explica la formación de los siguientes compuestos: LiF , MgF_2 , AlF_3 , CF_4 .

3.3 Trabajando en equipos pequeños compartan sus POE originales entre ustedes y en su cuaderno contesten las preguntas: ¿qué cambiaría de mis predicciones y las explicaciones que di? De lo que he aprendido, ¿qué me permitiría hacer esas modificaciones? Entre todos elaboren un cartel en el que expliquen los cambios a sus POE, por qué los hicieron y compártanlos con el resto del grupo.

4. Autoevaluación

A continuación se enlistan los aprendizajes esperados de este tema. En tu cuaderno, evalúa en qué medida consideras que obtuviste los aprendizajes esperados (bien, regular, poco o nada) y después anota lo que crees que debes repasar para comprender mejor el tema y qué consideras que debes consultar con tu profesor.

- Explico la importancia del trabajo de Lewis al proponer que en el enlace químico los átomos adquieren una estructura estable.
- Argumento los aportes realizados por Pauling en el análisis y la sistematización de sus resultados al proponer la tabla de electronegatividad.
- Represento la formación de compuestos en una reacción química sencilla, a partir de la estructura de Lewis e identifico el tipo de enlace con base en su electronegatividad.

4 Comparación y representación de escalas de medida



➔ Analiza la conversación

- ¿Crees que se hayan podido sacar fotos de los átomos?
- ¿Qué relación tiene el comentario de Carlos con la cantidad que Alex llama mol?
- ¿Por qué dice Berenice que se puede saber la cantidad de átomos que hay en nuestro cuerpo?
- ¿Cómo se pueden relacionar las masas de los átomos con los materiales que forman?

En esta sección estudiaremos:

- Escalas y representación.
- Unidad de medida: mol.

→ Predigo-Observo-Explico

¿QUÉ TAN DELGADA ES LA MEMBRANA DE UNA BURBUJA DE JABÓN?

Con mis compañeros y mi profesor.

Objetivo:

Reflexionar sobre las dimensiones de la membrana de una burbuja de jabón.

Investigación previa:

- ¿Cómo se expresan las dimensiones menores a los milímetros?
- Investiga 10 ejemplos de objetos más pequeños que lo que se puede percibir a simple vista y sus dimensiones.

Materiales:

- Un plato lo más grande posible
- Detergente líquido
- Glicerina (la consigues en la farmacia)
- Un gancho de metal para colgar la ropa, o un embudo de plástico, o un pedazo de alambre en forma circular forrado con estambre.

Procedimiento:

1. Prepara una disolución jabonosa mezclando (en volumen) una parte del detergente, dos y media partes de glicerina y tres partes de agua.
2. Introduce el embudo o el gancho o el alambre y sopla. Tendrás una o varias burbujas de jabón (figura 3.21).

Predicción:

- ¿De qué ancho es la membrana de la burbuja de jabón? Predigan tomando como base los siguientes valores aproximados en nanómetros (1 nanómetro es igual a 1×10^{-9} m).

Figura 3.21 Con la proporción adecuada de glicerina y detergente obtendrás burbujas grandes y resistentes.

El ancho de un cabello humano	100 000 nm
El ancho de una célula roja en la sangre	10 000 nm
La longitud "normal" de una bacteria	1 000 nm
El ancho de una partícula de polvo	800 nm
La longitud de onda de la luz roja	650 nm
El ancho de un chip de computadora	100 nm
La distancia entre dos hélices del ADN	2 nm
El ancho de un átomo de C	1 nm

- Justifica la predicción.

Observación:

- Realiza el experimento y compara el grueso de la burbuja con el de un cabello humano.
- Observa qué sucede, elabora dibujos de ello y acompaña cada dibujo con una descripción de lo que ocurre.

Explicación:

- Explica con tus palabras lo que sucede y compáralo con tu predicción.

Comparte tu resultado con el resto de tus compañeros y con tu profesor.



Reconoce y comparte con tu profesor cuál es la relación entre la conversación de nuestros amigos y este POE.

Escalas y representación

El tamaño de los átomos

Los átomos, es decir, las moléculas mononucleares, son muy pero muy pequeños.

Son de tamaño nanométrico, es decir, cuando expresamos su tamaño en esas unidades, tenemos que recurrir a expresarlos en notación científica, es decir, en potencias de 10 (como se hizo repetidamente en tu curso de Ciencias 2).

En la tabla 3.5 se indica la relación entre las unidades de longitud y su expresión como potencias de 10. Un nanómetro es igual a 0.000000001 m, es decir, 1×10^{-9} m. De acuerdo con esta escala, en la figura 3.22 se muestran objetos que se miden con estas escalas para compararlos.

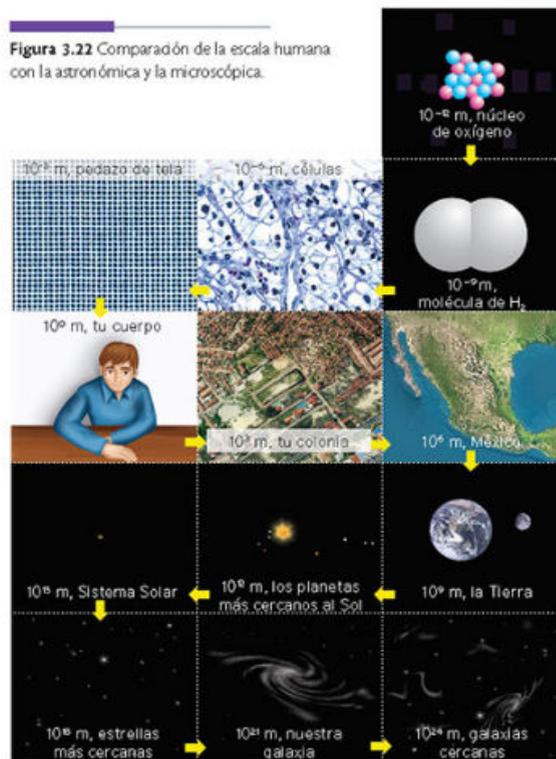


Figura 3.22 Comparación de la escala humana con la astronómica y la microscópica.

Tabla 3.5 Relación entre medidas, su expresión decimal y en notación científica

Picómetro	pm	0.000000000001 m	1×10^{-12} m
Nanómetro	nm	0.000000001 m	1×10^{-9} m
Micrómetro	μ m	0.0000001 m	1×10^{-6} m
Milímetro	mm	0.001 m	1×10^{-3} m
Metro	m	1 m	1×10^0 m
Kilómetro	km	1 000 m	1×10^3 m
Megámetro	Mm	1 000 000 m	1×10^6 m
Gigámetro	Gm	1 000 000 000 m	1×10^9 m
Terámetro	Tm	1 000 000 000 000 m	1×10^{12} m

Para más información: http://recursos TIC.educacion.es/secundaria/edad/3esofisicaquimica/3quinoan1/3q1_contenidos_3b.htm (Consultado: 27 de octubre de 2016).

En el bloque anterior se indicó que la masa de un átomo es básicamente la suma de la masa de sus protones y sus neutrones, y que dicha masa se mide en una, es decir, unidad de masa atómica. Un protón tiene una masa de un uma, y el isótopo tiene una masa de cuatro umas (sólo como dato, $1 \text{ uma} = 1.663 \times 10^{-24}$ g). Un isótopo es un átomo de un mismo elemento que tiene igual número atómico pero diferente masa atómica. Siguiendo el ejemplo del helio, tenemos dos isótopos: ambos tienen el mismo número atómico (2), o sea, 2 protones pero tienen diferente masa atómica (3 y 4 umas respectivamente); la

Conexiones...

En tu curso de Matemáticas de segundo grado, en el primer bloque, trabajaste con notación científica. Si no recuerdas cómo se expresa una cantidad de esta

Para reflexionar...

Reflexiona y contesta en tu cuaderno:

- ¿Por qué decimos que los átomos son moléculas mononucleares?
- ¿Qué es más grande, un nanómetro o un milímetro? Justifica tu respuesta.

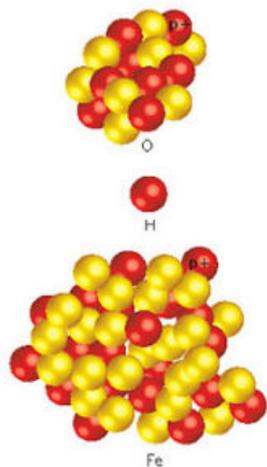


Figura 3.23 Núcleos atómicos de ¹H, ¹⁶O y ⁵⁶Fe.

Glosario

Mol. Unidad internacional de cantidad de sustancia. Se define como la cantidad de sustancia que contiene el mismo número de unidades elementales que los átomos que hay en 0.012 kg de carbono-12.

TIC

Para que te des una idea de la importancia de las medidas y sus aplicaciones, te invitamos a leer esta página en la que se presenta qué es la nanotecnología: <http://www.portalciencia.net/nanotecnol/>. Para que veas cómo se comparan las dimensiones de todo lo que nos rodea, te invitamos a consultar esta página: <http://apod.nasa.gov/apod/ap120312.html>. Está en inglés, pero tu profesor te puede ayudar a comprender a lo que se refiere cada una de las imágenes que se presentan (Consultado: 27 de octubre)

Figura 3.24 Aunque tienen diferente masa, en las tres cajas hay el mismo número de átomos, un mol o un número de Avogadro.

diferencia está en que el primero tiene un neutrón y el segundo dos neutrones y ahí tenemos masas diferentes. Evidentemente, y en general, cuanto mayor es el número atómico, mayor es la masa atómica. Así, por ejemplo, si un átomo de H tiene una masa menor que un átomo de O y éste a su vez, menor que uno de Fe, 10 átomos de H tendrán una masa menor que 10 átomos de O y éstos a su vez, menor que 10 átomos de Fe. Lo mismo se puede decir si lo que comparamos son 100 átomos o 1000 o 1000000.

No hay duda, mil millones de átomos de H tienen una masa menor que mil millones de átomos de oxígeno y éstos a su vez menor masa que mil millones de átomos de Fe. Al expresar lo anterior en potencias de diez queda así: 1×10^9 átomos de H tienen menor masa que 1×10^9 átomos de O y éstos a su vez menor que 1×10^9 átomos de Fe (figura 3.23).

Es imposible físicamente contar miles de millones de átomos, para ello recurrimos a agrupar los átomos, moléculas, iones o electrones con una unidad que pueda expresar cantidades grandes. Esta unidad es el mol.

Unidad de medida: mol

De la misma manera que el metro es la unidad fundamental de longitud, y el segundo la de tiempo, el **mol** es la unidad fundamental de cantidad de materia. Un mol es igual a 6.023×10^{23} (6 cuatrillones) de objetos:

$$6.023 \times 10^{23} = 602\,300\,000\,000\,000\,000\,000\,000$$

Al número 6.023×10^{23} se le conoce como número de Avogadro, por lo que un mol es también un número de Avogadro de objetos.

De acuerdo con todo lo anterior, un mol de átomos de H tiene una masa menor que un mol de átomos de O, y éstos a su vez una masa menor que un mol de átomos de Fe (figura 3.24).

Un mol de átomos de H (del isótopo $\frac{1}{1}H$) tiene una masa de 1 g.

Un mol de átomos de O (del isótopo $\frac{16}{8}O$) tiene una masa de 16 g.

Un mol de átomos de Fe (del isótopo $\frac{56}{26}Fe$) tiene una masa de 56 g.

Llegamos así a una idea muy importante en química: cuando tomamos la masa de los átomos que aparece en la tabla periódica y la expresamos en las mismas unidades (gramos, kilos, toneladas) tenemos la misma cantidad de partículas (figura 3.25 en la siguiente página).

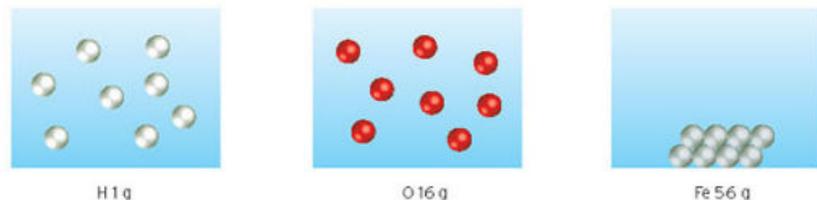


Figura 3.25 Aunque tienen diferente masa, en las tres cajas hay el mismo número (1000) de granos.

La masa de una molécula es la suma de las masas de los átomos que la componen. Así, la masa de la molécula más sencilla, H_2 , es $1 + 1 = 2$ uma. La masa de las moléculas individuales se expresa en umas. En la tabla 3.6 se presenta la masa de los isótopos.

Tabla 3.6 Masas de los isótopos más abundantes de los cinco elementos más ligeros

Elemento	Masa de un isótopo (uma)	Masa de 6.02×10^{23} átomos (gramos)
H	1	1
He	4	4
Li	7	7
Be	9	9
B	11	11

Para reflexionar...

Reflexiona y contesta en tu cuaderno:
 • ¿Cuál consideras que es la diferencia entre un uma y un gramo?

Figura 3.26 Aunque tienen diferente masa, en las tres cajas hay el mismo número de moléculas. Si se tuvieran un mol de moléculas, sus masas serían 2, 32 y 16 g, respectivamente.

La masa de un mol de moléculas es igual a la masa de un número de Avogadro de moléculas. Así, la masa de 6.02×10^{23} moléculas de H_2 es dos gramos. La masa de un mol de moléculas corresponde a su masa en uma expresada en gramos. Observa la tabla 3.7 a continuación. En la figura 3.26 se muestran "cajas" con el mismo número de moléculas, observa en qué difieren.

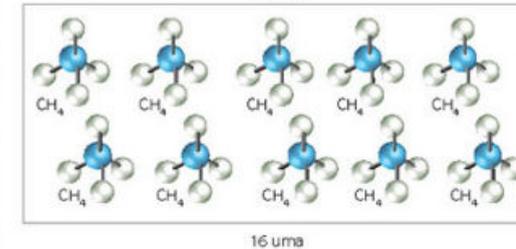
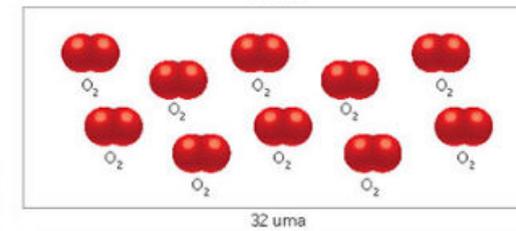
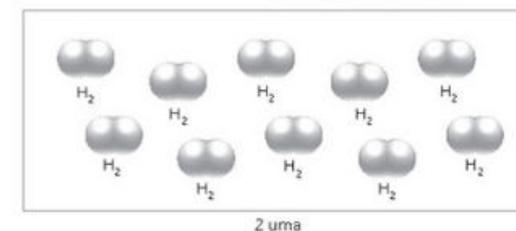
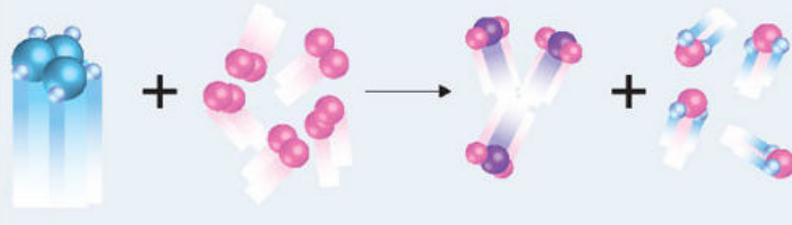


Tabla 3.7 Masa molar de algunas moléculas

Moléculas	Masa de una molécula (uma)	Masa de un mol de moléculas (gramos)
H_2	$1 + 1 = 2$	2
O_2	$16 + 16 = 32$	32
H_2O	$2 + 16 = 18$	18
CH_4	$12 + 4 = 16$	16
N_2O	$30 + 16 = 46$	46
$Ca(OH)_2$	$40 + 32 + 2 = 74$	74
$Al_2(SO_4)_3$	$54 + 96 + 192 = 342$	342

En la tabla 3.8 se presenta una reacción química. En ella se resume lo estudiado hasta ahora, en cuanto a las cantidades de sustancias, sus masas y representaciones en modelo cinético de partículas.

Tabla 3.8 Representación de la reacción de combustión del gas propano

Visto en términos de	Reactivos $\text{C}_3\text{H}_8(g) + 5\text{O}_2(g)$	Productos $3\text{CO}_2(g) + 4\text{H}_2\text{O}(l)$
Moléculas	1 molécula C_3H_8 + 5 moléculas O_2	3 moléculas CO_2 + 4 moléculas H_2O
		
Cantidad (mol)	1 mol C_3H_8 + 5 moles O_2	3 mol CO_2 + 4 mol H_2O
Masa (uma)	44.09 uma C_3H_8 + 160 uma O_2	132.03 uma CO_2 + 72.06 uma H_2O
Masa (g)	44.09 g C_3H_8 + 160 g O_2	132.03 g CO_2 + 72.06 g H_2O
Masa total (g)	204.09 g	204.09 g

Como pudiste ver en la tabla anterior, aunque haya diferentes números de moles y de moléculas en los reactivos y productos de una reacción la masa total se mantiene igual. Se empieza con 204.09 g de reactivos y se termina con 204.09 g de productos. Lavoisier tenía y sigue teniendo razón: la masa se conserva.



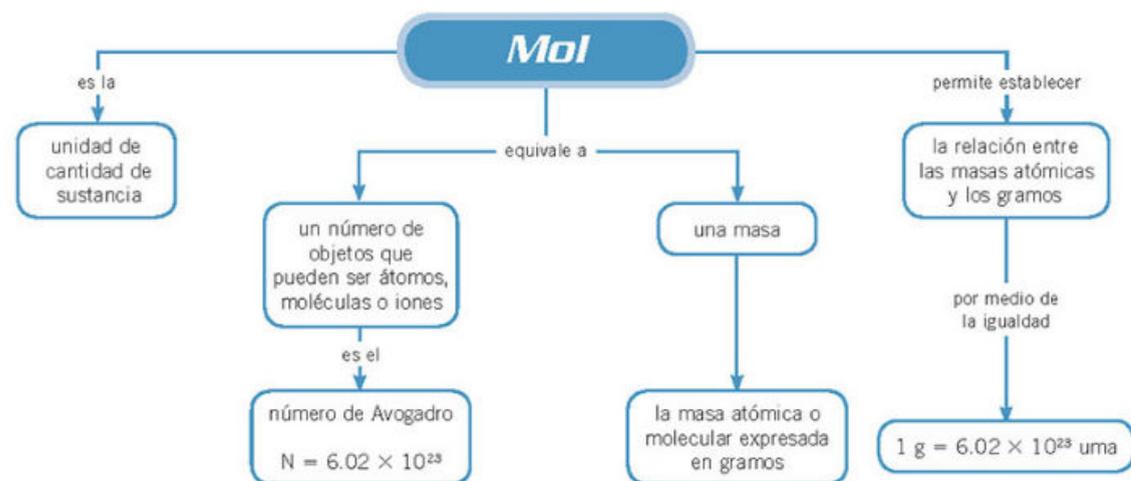
PAREJAS

Resuelvan en su cuaderno. Después comenten sus respuestas con sus compañeros y obtengan conclusiones:

- ¿Cuál es la diferencia entre el número de Avogadro y el mol?
- ¿Se puede contar pesando?
- ¿Cuántos moles de boro hay en 5 gramos de boro?
- ¿Cuántos gramos de hierro hay en 0.01 de hierro?
- ¿Cuántos moles de agua hay en 100 ml de agua?

Revisión

El siguiente resumen gráfico contiene los conceptos más importantes que estudiamos en el tema. Repásalo y si te surge alguna duda, coméntala con tu profesor para que no tengas ninguna duda y puedas usarlo al final del bloque.



1. Sobre el significado de los conceptos

- Con tus palabras, explica lo que entiendes por los siguientes conceptos: mol, experimento, nanómetro, notación científica, masa molecular, número de Avogadro.
- Busca su significado en un diccionario y/o enciclopedia, en internet, o en el *Diccionario de la Real Academia de la Lengua Española*: <http://www.rae.es/>.

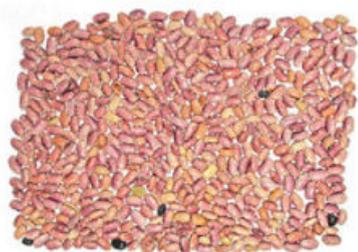
2. Para pensar

- Cuando se dice, por ejemplo, éter etílico (que como te acordarás es un anestésico), ¿nos referimos a una molécula, o a un mol de moléculas o a ambos?
- ¿Dónde hay más átomos de oxígeno en medio mol de agua, un tercio de mol de ozono (O_3) o un cuarto de mol de ácido sulfúrico (H_2SO_4)?
- ¿Por qué dos moles de ozono (O_3) tienen la misma masa que tres moles de oxígeno (O_2)?
- ¿Dónde hay más masa, en un gramo de C_{60} o en un gramo de C? ¿Dónde hay más átomos? ¿Dónde hay más moles?

3. Ejercicios

- Después de lo que se presentó en este tema, revisa el resumen esquemático con el que finaliza. Analiza con tus compañeros lo que se dice en la conversación de la página 181. Con lo que ya aprendieron, constrúyanla de nuevo, en equipos de trabajo, incorporando las modificaciones que consideren adecuadas.

3.2 Cada frijol tiene una masa aproximada de 0.31 g, ¿cuál será la masa de los frijoles que se muestran en la fotografía?



3.3 Mil granos de arroz tienen una masa aproximada de 25 g; por lo tanto 1×10^6 granos (es decir, 1 000 000 de granos) tienen una masa de 25 kg. ¿Cuántos granos de arroz hay en esta bolsa de 1 kg?



3.4 Trabajando en equipos pequeños compartan sus POE originales entre ustedes y en su cuaderno contesten las preguntas: ¿qué cambiaría de mis predicciones y las explicaciones que di? De lo que he aprendido, ¿qué me permitiría hacer esas modificaciones? Entre todos elaboren un cartel en el que expliquen los cambios a sus POE, por qué hicieron esos cambios y compártanlos con el resto del grupo.

4. Autoevaluación

A continuación se enlistan los aprendizajes esperados de este tema. En tu cuaderno, evalúa en qué medida consideras que obtuviste los aprendizajes esperados (bien, regular, poco o nada) y después anota lo que crees que debes repasar para comprender mejor el tema y qué consideras que debes consultar con tu profesor.

- 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.

Aprendizajes esperados

- 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.

Todo proyecto deberá partir de sus inquietudes e intereses, y podrán optar por alguna de las preguntas sugeridas en esta última parte del bloque, tomar éstas como base y orientarlas, o bien plantear otras que permitan cumplir con los aprendizajes esperados. También es indispensable planear conjuntamente el proyecto en el transcurso del bloque, a fin de poder desarrollarlo y comunicarlo durante las dos últimas semanas de cada bimestre.

Con el trabajo por proyectos, se sugieren algunas preguntas para orientar la selección del tema e integrar lo aprendido mediante el desarrollo de actividades experimentales que les permitan describir, explicar y predecir algunos fenómenos de su entorno, así como su aplicación y aprovechamiento en productos técnicos. Para ello se presenta, además, un breve resumen de la química involucrada en cada uno de los siguientes temas.

Proyecto 1. ¿Cómo elaborar jabones?

Inicio RECONOCE LA QUÍMICA

Los jabones (figura 3.27) son de los productos químicos más antiguos y en la actualidad se encuentran presentes en todo el mundo, pero químicamente ¿qué es un jabón?

El jabón es el resultado de la reacción química entre una base o álcali, por lo general hidróxido de sodio (sosa) o hidróxido de potasio (potasa) y un ácido graso de más de 10 átomos de carbono. El ácido graso puede ser manteca de cerdo o aceite de coco. El jabón es soluble en agua. Puesto que es la reacción entre una base y un ácido, se trata de una reacción de neutralización (como estudiaremos en el siguiente bloque), dicha reacción es la siguiente (R indica la cadena de átomos de carbono del ácido graso):



Las grasas animales dan lugar a jabones duros, mientras que los aceites vegetales, cuyas cadenas presentan dobles enlaces, producen jabones más blandos. En general, los jabones suaves son más caros, ya que contienen especies químicas más costosas. El mismo resultado se obtiene si se reemplaza potasio por sodio.



Figura 3.27 El jabón es uno de los productos de aseo personal más frecuentemente utilizados.

Glosario

Tensión superficial. Es una fuerza que contrae la superficie de un líquido haciéndole ocupar la menor área posible. Es la que permite que algunos insectos puedan deslizarse sobre la superficie de los lagos, y también es en parte responsable de que las gotas de agua sean esféricas.

Figura 3.28 ¿Cómo limpia un jabón? a) Una molécula de jabón o detergente consta de dos porciones bien diferenciadas: una de ellas muestra afinidad por el agua (hidrofílica), mientras que la otra es repelente al agua (hidrofóbica), pero afín a las grasas. b) El jabón estabiliza las gotitas de aceite, ya que las rodea con un conjunto de porciones hidrofílicas que no permiten el acercamiento de otra gotita. c) También una gota de agua suspendida en aceite es estabilizada por el jabón. d) Una mancha de aceite, con un poco de trabajo mecánico, puede ser desprendida de la tela gracias a la acción del jabón.

Los jabones tienen algunos inconvenientes: necesitan agua caliente para disolverse bien, se descomponen en disoluciones ácidas y no espuman en el agua dura, que es la que contiene disuelta una gran cantidad de iones Mg^{2+} y Ca^{2+} y se encuentra en lugares como Zacatecas y Aguascalientes. Es posible notar su presencia cuando encontramos depósitos blancos.

Los jabones ejercen su acción limpiadora gracias a la estructura de sus moléculas. Éstas tienen una parte soluble en grasa, o liposoluble y otra parte soluble en agua o hidrosoluble.

Cuando un jabón se disuelve en agua disminuye la **tensión superficial** de ésta, con lo que favorece su penetración en los espacios del material a lavar. La parte hidrofóbica del jabón se disuelve con la grasa del material (o suciedad), mientras que la parte hidrofílica se orienta hacia el agua, de esta manera se forma lo que se conoce como micela, ilustrada en la figura 3.28. Estas características y la carencia de suficiente grasa animal durante la Primera Guerra Mundial provocaron en Alemania la creación de los detergentes que luego se mejoraron y utilizaron masivamente en los hogares de todo el mundo.

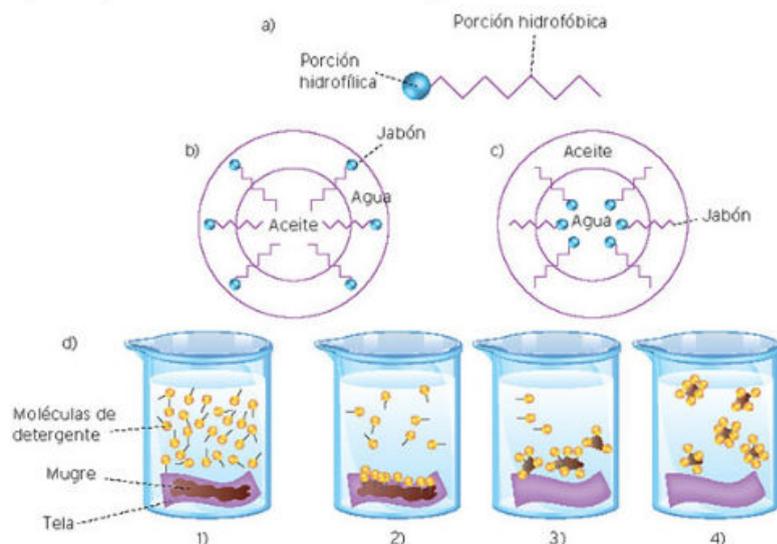
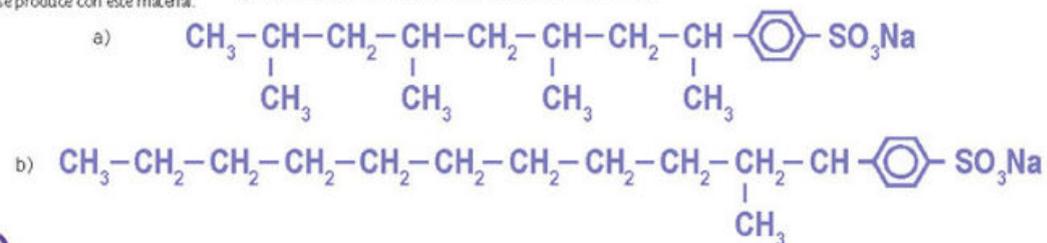


Figura 3.29 a) Detergente no biodegradable, dodecilsulfonato de sodio. Después de años de consumirse este producto por millones de toneladas, muchos cuerpos acuáticos han sido dañados ecológicamente y presentan espumación permanente. b) Detergente biodegradable: dodecanobencensulfato de sodio. Su costo de producción es mayor pero no contamina. Mucho del detergente actual se produce con este material.



El detergente es un producto que contiene sustancias químicas muy potentes como: ácidos, álcalis o fosfatos fuertes, que tienen la propiedad de disolver la suciedad y las impurezas de un material sin maltratarlo, además si espuma aun en aguas duras.

Observa la figura 3.29 a y b. Presenta dos tipos de detergentes que se crearon para mejorar las cualidades del jabón, en la actualidad se están produciendo más biodegradables, de tal manera que no contaminen las aguas, ya que los no biodegradables causan un grave impacto en la flora y la fauna acuáticas.

Organización

Antes de planear el proyecto es importante que determinen algunas preguntas que dirigirán los objetivos, así como quiénes llevarán a cabo qué actividades y los tiempos que tienen para hacerlas. Les sugerimos que elaboren en su cuaderno una tabla como la que hemos usado en los bloques anteriores, añadiéndole cuantos renglones requieran para incluir más preguntas y una columna en la que respondan, recuerden que la pregunta inicial es: ¿Cómo elaborar jabones? Para organizarse con los tiempos y los responsables de cada actividad les recomendamos elaborar en su cuaderno una tabla como la que ya conocen.

Proceso

Es el momento de desarrollar el proyecto. De acuerdo con el tema de investigación puede ser que les llame la atención llevar a cabo una actividad experimental. Les sugerimos una, ustedes pueden desarrollarla o basarse en este desarrollo para diseñar otra.

Título de la investigación: cómo elaborar un jabón.

Objetivo: comprender los fenómenos químicos que se llevan a cabo cuando se elabora un jabón.

Fundamento teórico: el componente liposoluble hace que el jabón "moje" la grasa disolviéndola y el componente hidrosoluble hace que el jabón se disuelva a su vez en el agua. Las manchas de grasa no se pueden eliminar sólo con agua por ser insolubles en ella. El jabón en cambio, que es soluble en ambas, permite que la grasa se diluya en el agua.

Investiguen lo siguiente:

- Las siguientes fórmulas químicas: dodecilsulfonato de sodio y dodecanobencensulfato de sodio y comparen sus semejanzas y diferencias.
- Qué es un éster y en qué sustancias o materiales es posible encontrarlo.
- En algunos casos, al terminar la elaboración de un jabón se lava la pasta con agua salada, ¿para qué se hace esto?

Material:

- Una cazuela pequeña
- Una cazuela grande
- Una cuchara
- Moldes de plástico (esa será la forma que adopte el jabón)
- Una bandeja de cartón o de plástico
- Un pedazo de tela
- Dos cucharadas de sosa (NaOH) que puedes obtener de los destapacaños o limpiadores de hornos
- 200 ml de agua
- 500 ml de aceite de oliva o de almendra
- Dos cucharadas de glicerina

Precauciones:

La sosa (NaOH) es una sustancia de color blanco, soluble en agua y desprende calor. Para su manejo es necesario el uso de lentes de seguridad, bata y guantes de neopreno, nitrilo o

vinilo. Siempre debe manejarse en una campana y no deben utilizarse lentes de contacto al trabajar con este compuesto. El hidróxido de sodio es irritante y corrosivo de los tejidos.

Desechos:

Para pequeñas cantidades, agregar lentamente y con agitación, agua y hielo. Ajustar el pH neutro con HCl diluido. La disolución acuosa resultante, puede tirarse al drenaje diluyéndola con agua. Durante la neutralización se desprende calor y vapores, por lo que debe hacerse lentamente y en un lugar bien ventilado.

Desarrollo:

- Viertan agua en la cazuela pequeña.
- Agreguen la sosa a la cazuela revolviéndola lentamente hasta que se disuelva por completo.
- Calienten a fuego lento la glicerina con el aceite en la cazuela grande.
- Cuando la disolución de sosa esté templada viértanla lentamente sobre la del aceite con glicerina revolviéndolas constantemente.
- Sigán revolviendo hasta que la mezcla se "espese" (esto puede tomar varios minutos). Si se solidifica caliéntenla de nuevo a baño María hasta que tenga consistencia como de atole espeso.
- Viertan la mezcla en los moldes.
- Coloquen los moldes en la bandeja.
- Envuelvan la bandeja con el pedazo de tela y déjenla reposar en un lugar cálido y seco hasta que solidifique.
- Cuando el jabón solidifique retírenlo de los moldes.

Resultados y análisis de resultados:

Anoten en su cuaderno lo que observaron en cada uno de los pasos que ejecutaron, así como las medidas de seguridad que emplearon para el uso correcto del hidróxido de sodio (NaOH). Respondan las siguientes preguntas. Si no saben las respuestas, investigúenlas.

1. Los jabones son uno de los productos químicos más antiguos. Investiguen dónde y cómo se fabricaron por primera vez.
2. Con sus palabras expliquen qué es una saponificación.
3. ¿Qué es un álcali?
4. ¿En su casa se utilizan detergentes biodegradables? Escriban el nombre de la marca que utilizan.
5. ¿Por qué se calienta la disolución de hidróxido de sodio?
6. Las fuentes más baratas de ácidos grasos son el sebo animal y algunos aceites vegetales, que no son ácidos orgánicos sino ésteres, por lo que los jabones en el ámbito industrial se fabrican por medio de una reacción de saponificación. Investiga en qué consiste.

Conclusiones:

Anoten lo que aprendieron de esta experiencia, así como lo que consideran que debería cambiarse del procedimiento que siguieron. Ustedes pueden proponer otras actividades

ya sean experimentales o bibliográficas, de tal manera que amplíen los alcances de su investigación, por ejemplo. Para llevar a cabo una investigación documental les sugerimos que revisen la siguiente página de internet, ustedes investiguen en otras fuentes y tomen nota de lo más relevante. Procuren procesar la información que adquirieron de tal manera que redacten con sus palabras los textos finales.

- <http://revistadelconsumidor.gob.mx/?tag=jabon> (Consultado: 27 de octubre de 2016).

Para organizar la búsqueda de información les sugerimos elaborar en su cuaderno una tabla como la que ya hemos manejado en bloques anteriores. Añadan tantas filas como requieran.

Comunicación

En esta etapa presentarán sus resultados. Por ejemplo, si hicieron una actividad experimental como la que les sugerimos, quizá decidan elaborar un cartel. Para ello requerirán hacer un diseño investigando en algunas fuentes los requisitos para carteles científicos. Recuerden redactar su información de manera concisa y si incluyen fotografías, que tengan buena resolución. También les sugerimos, si su profesor lo autoriza, hacer un concurso de empaques y marcas para presentar su producto, quizá hasta puedan hacer un comercial. El límite lo ponen ustedes.

Evaluación

En esta etapa es importante que califiquen tanto su trabajo personal (autoevaluación) como el de sus compañeros (coevaluación).

Autoevaluación

Para su autoevaluación les proponemos que de forma individual, en su cuaderno, de la manera más honesta posible, determinen qué tanto se cumplió cada aspecto de la tabla que ya conocen. Su profesor deberá tener esa calificación para promediarla con la suya. Elabora un párrafo en el que expliques con detalle qué aspectos consideras que necesitas mejorar en tu desempeño, así como tus aciertos y errores.

Coevaluación

En esta etapa cada quien evaluará a los demás compañeros de su equipo. Se trata de dar una retroalimentación positiva, en su cuaderno escriban una tabla como la que ya hemos manejado en los bloques anteriores.

Proyecto 2. ¿De dónde obtiene la energía el cuerpo humano?

Inicio RECONOCE LA QUÍMICA

Tu cuerpo y todas las sustancias que comes son mezclas de compuestos químicos. Los alimentos proveen energía al llevarse a cabo una reacción de oxidación. Esta reacción, fundamental para la vida, es la respiración, es decir, el hecho de inhalar oxígeno del aire para usarlo después al quemar la comida (previamente descompuesta en el aparato digestivo). El resultado de la reacción de oxidación es la producción de calor (que mantiene tu cuerpo a 37 °C), de nuevas moléculas que sirven como depósitos de energía para usos futuros, y de dióxido de carbono y agua, que expeles a través de la nariz y la boca.

Proceso de respiración



Desde el punto de vista energético, hay tres tipos de moléculas nutritivas:

- **Hidratos de carbono.** Compuestos formados por C, H y O.

Forman los azúcares (monosacáridos, como la glucosa, disacáridos como la sacarosa o la lactosa (figura 3.30), o polímeros, como el almidón). Están presentes en el pan, las papas y los cereales. Entre 65 y 80% de la energía que requerimos proviene de ellos.

- **Grasas y aceites.** Estas moléculas almacenan energía que se usará cuando sea necesaria. Los aceites (figura 3.31) y las grasas se encuentran en los productos derivados de la leche, varios productos animales y en semillas. Se distribuyen en todo el organismo, depositándose también por debajo de la piel, donde actúan como aislante térmico.
- **Proteínas.** Las células y los tejidos de tu cuerpo están hechos en gran parte de proteínas. A lo largo de la vida, el cuerpo las necesita para construir tejidos mayores (al crecer) y reparar los dañados. Las proteínas son polímeros de aminoácidos. Se las encuentra en la carne, los huevos, el pescado, la leche y en diversos vegetales (figura 3.32).

La tabla 3.9, en la siguiente página, presenta la composición de algunos alimentos comunes, recuerden que la pregunta inicial es ¿De dónde obtiene energía el cuerpo humano?

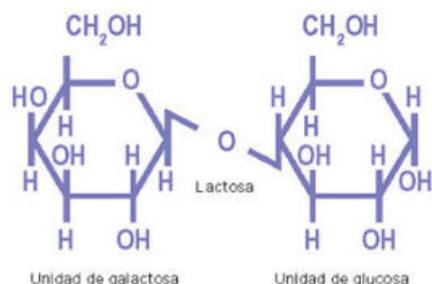


Figura 3.30 Representación de la lactosa (azúcar de la leche).



Figura 3.31 Las grasas son reserva energética a largo plazo de los animales. Algunos frutos contienen también grasa.



Figura 3.32 Alimentos ricos en proteínas.

Tabla 3.9 Porcentajes aproximados de hidratos de carbono, grasas, proteínas y agua en algunos alimentos

Alimento	Hidratos de carbono	Grasas	Proteínas	H ₂ O	KJ/100g
Jitomate	19.7	0.2	1.1	93.5	92
Frijoles	10.1	5.1	9.8	73.8	494
Carne de res asada	0.0	5.3	31.7	61.6	766
Manteca de cerdo	0.0	100.0	0.0	0.0	3 770
Bacalao	0.0	0.3	17.6	81.2	326
Pan blanco	50.4	3.2	8.7	35.8	1 125
Leche	4.9	3.5	3.5	87.4	272
Huevo	0.9	11.5	12.9	73.7	682
Manzana	14.5	0.6	0.2	84.4	243
Nueces	15.8	64.0	14.8	3.5	2 882

Organización

Determinen las preguntas para dirigir los objetivos de su proyecto, en esta ocasión se trata de investigar cuáles son las fuentes de energía para el cuerpo humano, por lo tanto, deberán emprender una investigación relacionada con la composición de los alimentos, y sus preguntas deberán formularse en torno a ese tema central. Organicen sus tiempos y a los responsables de cada actividad.

Proceso

Sugerencia de actividad experimental para que diseñen otra que les interese más o amplíen los alcances de ésta.

Título de la investigación: ¿cuál es el aporte calórico de la nuez?

Objetivo: determinar la cantidad de energía (en calorías) que nos proporciona la grasa contenida en nuez y cacahuate. Comprender el concepto de caloría.

Fundamento teórico: la técnica por la cual se puede determinar cuánta energía calorífica producen algunas sustancias cuando se queman, se llama calorimetría. Si se conoce el calor dado por una sustancia utilizada para calentar agua, la masa de agua y el incremento en la temperatura, se puede calcular el número de calorías producidas por la sustancia. Una manera de expresar el calor es en calorías. Una caloría es la cantidad de calor requerida para aumentar la temperatura de 1 gramo (1 mililitro) de agua en 1 °C. Si se conoce cuánto aumenta la temperatura del agua, se podrá calcular cuánta energía contiene la nuez o el fruto analizado. Para simplificar los cálculos, se asumirá que la nuez y el cacahuate están compuestos principalmente por pequeñas cantidades de carbohidratos, proteínas y agua. Para que puedas calcular el aporte calórico de las nueces, y cacahuates, utiliza la siguiente fórmula:

$$\text{Número de calorías} = \text{cambio en la temperatura (}^\circ\text{C)} \times \text{volumen de agua (ml)}$$

Para determinar el número de calorías por gramos de nuez usa la siguiente fórmula:

$$\text{Calorías por gramo de nuez} = \frac{(\text{Número de calorías})}{(\text{Masa de la nuez quemada})}$$

donde: Masa de la nuez quemada = $m_2 - m_1$

Donde m_1 es la masa inicial de la nuez sin cáscara. Y la m_2 es la masa de la nuez después de ser quemada.

Investiguen:

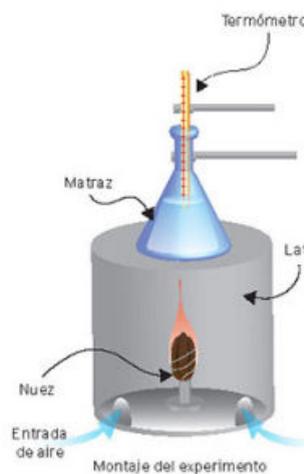
- ¿Cómo se determinan en los laboratorios las calorías que contienen los alimentos?
- ¿Qué utilidad tiene saber el contenido energético de los alimentos?
- ¿Qué es un calorímetro y para qué se utiliza?
- ¿Qué alimentos se caracterizan por tener más contenido energético?

Material:

- Nueces peladas y cacahuates
- Clips
- Un matraz Erlenmeyer o un vaso de vidrio
- Lata vacía
- Picahielo
- Encendedor
- Pinzas para matraz
- Soporte universal
- Tapón de hule horadado
- Balanza granataria
- Termómetro
- Probeta o una taza graduada en la que puedan medir 10 ml de agua

Desarrollo:

En esta actividad es necesario realizar mediciones cuidadosas de masa, volumen y cambios en la temperatura, los cuales deberán ser registrados.



1. Determinen la masa de la nuez sin cáscara.
2. Monten el aparato (desdoblen el clip, de tal manera que con la mitad de éste se forme un pie que soporte la nuez que estará clavada y en la otra punta estará la nuez) que se muestra en la figura 3.33.
3. Coloquen 10 ml de agua en el vaso y midan su temperatura.
4. Quiten la base y la tapa de la lata de refresco y con cuidado hagan pequeños orificios en la base usando la punta de un picahielo para permitir el paso del aire.
5. Sujeten con unas pinzas el matraz Erlenmeyer al soporte universal.
6. Coloquen el termómetro en el tapón de hule y tapen el matraz.
7. Prendan la nuez con un cerillo o encendedor hasta que empiece a arder.
8. Acerquen el matraz o el vaso al fuego que produce la combustión de la nuez.
9. Una vez que se ha quemado totalmente la nuez, registren la máxima temperatura alcanzada y determinen la masa final.
10. Repitan el procedimiento con los cacahuates.

Resultados y análisis de resultados:

Anoten en su cuaderno lo que observaron en cada uno de los pasos que ejecutaron. Registren los datos que obtuvieron en una tabla como la siguiente y con los datos obtenidos calculen la cantidad de energía (calor) producida por la nuez.

Alimento	m_1	t_i	t_f	Calorías	Calorías por gramo
Nuez					
Cacahuete					

1. ¿Qué alimento liberó más calor al quemarse? (Determinenlo por el aumento de la temperatura del agua y por unidad de masa del alimento.)
2. Diseñen una dieta que satisfaga sus requerimientos energéticos diarios.
3. ¿Cuántas nueces necesitan comer para satisfacer su requerimiento diario de energía?
4. ¿Por qué la mejor manera de adelgazar consiste en hacer más ejercicio?
5. Por cada 38 kJ de déficit de energía se consume aproximadamente un gramo de grasa, ¿cuánto tiempo tendría que correr un adolescente de tu edad para bajar un kilo que tuviera en exceso?
6. En diferentes partes del mundo se consumen distintos alimentos, pero en todos los casos se debe de cumplir el requerimiento energético de los individuos para poder vivir. Investiguen en qué consisten, desde el punto de vista energético, esos alimentos.

Conclusiones:

Anoten lo que aprendieron de esta experiencia, así como lo que consideran que debería cambiarse del procedimiento que siguieron. Ustedes pueden proponer otras actividades ya sean experimentales o bibliográficas, de tal manera que amplíen los alcances de su investigación, por ejemplo. Para llevar a cabo su investigación documental les sugerimos que revisen las siguientes páginas de internet, ustedes investiguen en otras fuentes y tomen nota de lo más relevante. Procuren procesar la información que adquirieron de tal manera que redacten con sus palabras los textos finales.

- <http://www.cunes/area-salud/salud/nutricion-salud/alimentos-ricos-proteinas>
- <http://www.guiametabolica.org/recurso/tabla-de-equivalentes-proteicos>
- <http://www.amccyt.org.mx/>
(Consultado: 27 de octubre de 2016).

Recuerden que en las revistas de divulgación de la ciencia aparecen frecuentemente artículos relacionados con la química, su lectura puede ser muy valiosa. En revistas como *Muy interesante* o *Conozca más* con frecuencia se hace referencia a los artículos originales o a páginas de universidades, mientras que *¿Cómo ves?* es la única escrita y editada en nuestro país.

Comunicación

A partir del tipo de actividad que hayan decidido ejecutar, será la manera de presentarla. Quizás en este caso, si es solamente bibliográfica, prefieran elaborar un documental, lo cual puede ser muy interesante si consiguen buenos materiales en video.

Evaluación

No olviden que deben hacer su autoevaluación y coevaluación, para ello pueden reproducir las tablas que les presentamos en el proyecto anterior.

Revisión del bloque

- I. Utilizando entre 10 y 15 de los conceptos que aprendiste en este bloque construye un resumen esquemático como los que aparecen al final de cada tema.
- II. Las siguientes preguntas, problemas y experimentos te permitirán recordar e integrar la química que se presentó en este bloque. Encuentra con tus compañeros las respuestas.
 1. La molécula es la partícula fundamental de la química. Identifica con un ejemplo cada una de las que se ilustran en la figura 3.34.
 2. Construyendo modelos tridimensionales de compuestos formados por metales y no metales.

Figura 3.34 Una moderna clasificación estructural de las moléculas.

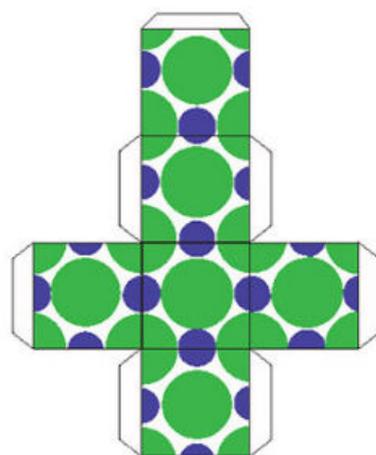
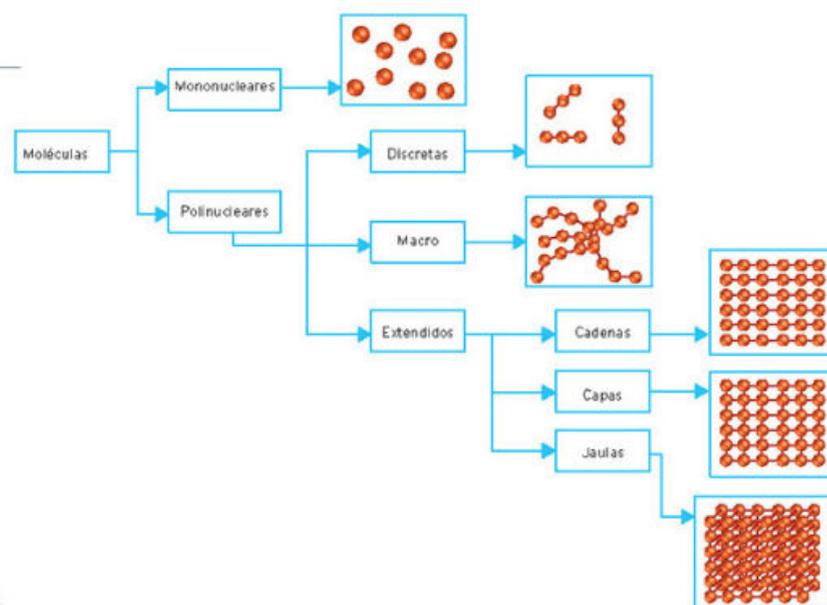


Figura 3.35 Plantilla del modelo de cloruro de sodio.

Necesitas:

- Copiar en una hoja gruesa o en una cartulina la figura 3.35.

Procedimiento:

1. Recorta y pega por las lengüetas la figura de manera que obtengas un cubo.
2. Con tus compañeros del salón, junten varios cubos (en hileras, planos y cubos de cubos).

Preguntas:

- Los compuestos formados por metales y no metales pueden explicarse muy bien a partir del modelo de enlace iónico. Así, en la figura 3.35, hay dos tipos de círculos, uno corresponde al anión (el mayor) y el otro al catión (el menor). El modelo tridimensional anterior puede usarse para representar la sal de mesa (el NaCl). Indica cuál es el Na⁺ y cuál el Cl⁻.
- Observa con una lupa (aunque también puede hacerse a simple vista) los cristales de la sal de mesa, ¿qué geometría tienen?
- ¿En qué medida crees que el modelo encaja con la realidad?

3. Resuelve en tu cuaderno.
 - a. ¿Cuántas moles de boro hay en 5 gramos de boro?
 - b. ¿Cuántos gramos de hierro hay en 0.01 moles de hierro?
 - c. ¿Cuántas moles de agua hay en 100 ml de agua?
 - d. ¿Cuántos gramos de metano (CH₄) hay en 0.08 moles de metano?
- III. Las siguientes preguntas son parecidas a las de diversos exámenes que tendrás que presentar para probar que has entendido la química que se presenta en este bloque. Respóndelas individualmente en hojas de papel por separado.

1. Completa la frase: *Los isótopos...*

- a. ...son átomos de elementos distintos.
- b. ...poseen el mismo número de neutrones y protones.
- c. ...poseen la misma masa.
- d. ...son átomos de idéntico número de protones y distinta masa.

2. ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene una masa molar de 40 g/mol?

- a. H₂O
- b. CO₂
- c. NaOH
- d. SO₂

3. ¿Cuál de los siguientes ácidos es más polar?

- a. HF
- b. HCl
- c. HBr
- d. HI

4. La siguiente reacción: $2\text{HgO} \rightarrow 2\text{Hg} + \text{O}_2$ es:

- a. de formación de compuestos.
- b. de descomposición.
- c. de intercambio.
- d. de combustión.

IV. A continuación se presenta una tabla de riesgo, como la que usamos anteriormente en la página 169. Cópiala y complétala en tu cuaderno considerando el riesgo que conlleva ingerir alimentos cocinados en ollas que contienen plomo (de barro, por ejemplo). Posteriormente, escribe cómo reducirías ese factor de riesgo potencial; es decir cómo reduces tu vulnerabilidad como resultado de una decisión. Elabora otra en la que evalúes los riesgos de consumir alimentos altos en azúcar y harinas refinadas.

Daño (Efecto adverso para la salud o el ambiente por la presencia de metales pesados)	Desde... hasta	
Peligro (Agente o causa potencial de daño)	Sustancia	
	Fenómeno	
Vulnerabilidad (Susceptibilidad de sufrir daño, considerando además la capacidad de recuperarse del mismo)	Causa	
	Empieza por...	
Riesgo (Posibilidad de daño)	Multiplica el peligro por la vulnerabilidad	Riesgo = 0 × 0 = 0 si se consume comida cocinada en recipientes que no contienen plomo (acero, aluminio, vidrio). Riesgo = 1 × 5 = 5 si se consume comida cocinada en cazuelas de barro (el valor de 5 a la vulnerabilidad es un promedio entre 0, si no tiene plomo, a 10 cuando sí lo tiene en altas concentraciones).



La formación de nuevos materiales

En este bloque continuarás con el estudio de las sustancias y su clasificación de acuerdo con sus propiedades químicas. El resultado de tal clasificación permite predecir el tipo de productos que se obtienen al llevar a cabo ciertas reacciones químicas. Aprenderás también sobre la utilidad de las reacciones químicas para producir bienes útiles, y cómo una aplicación inadecuada de los procesos químicos puede afectar nuestro ambiente.



200



Competencias que se favorecen:

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

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.

201

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



En esta sección estudiaremos:

- Propiedades y representación de ácidos y bases.

Analiza la conversación

- ¿Por qué afirma Renata que el ácido cítrico es un ácido débil a pesar de que Carlos dice que la toronja está acidísima?
- ¿A qué se referirá Alex cuando dice que el ácido fluorhídrico deshace el vidrio?
- ¿Cómo podríamos resolver la pregunta de Berenice?
- ¿Qué crees que sea el pH?
- ¿Crees que se pueda controlar el pH? ¿De qué manera?
- ¿Por qué crees que los pétalos de algunas flores pueden ayudarnos a saber si una sustancia es ácida o básica?
- ¿Qué opinas de lo que dice Alex respecto a la fuerza de los ácidos?

Predigo-Observo-Explico

CÓMO RECONOCER LOS ÁCIDOS Y LAS BASES

Con mis compañeros y mi profesor.

Objetivo:

Identificar ácidos y bases.

Investigación previa:

Investiga en libros o en internet lo siguiente:

- ¿Qué es el pH?
- ¿Con qué escala se mide? ¿Qué significa un $\text{pH} = 7$?

Precauciones:

Que tu profesor prepare la disolución de destapacaños o limpiaestufas, pero en caso de que tengas que manipularlos usa guantes y gafas de seguridad, además de tu bata bien abotonada. Al terminar lávate muy bien las manos con agua y jabón.

Materiales:

- Flores de colores, como jamaica, azaleas, bugambilias o rosas
- Agua
- Un plato hondo
- Una cuchara
- Ocho vasos o botellas de vidrio transparentes
- Vinagre incoloro
- Destapacaños o limpiaestufas

Procedimiento:

1. Separa dos tipos de flores. Los colores de las flores de un tipo deberán ser diferentes a los del segundo tipo.
2. Corta los pétalos de las flores del mismo tipo en pedazos pequeños.
3. Colócalas en el plato, agrega agua suficiente para cubrir las y aplástalas con la cuchara hasta que el agua adquiera el color de las flores.
4. Vacía con mucho cuidado el agua a uno de los vasos. De preferencia filtrala para que no pasen pedazos de las flores. A esta disolución la llamaremos indicador ácido-base.

Reconoce y comparte con tu profesor cuál es la relación entre la conversación de nuestros amigos y este POE.

5. Coloca en tres vasos cantidades iguales y pequeñas de vinagre, agua y una disolución de destapacaños que tu profesor haya preparado previamente.
6. En cada uno de los tres vasos agrega el indicador ácido-base, aproximadamente una tercera parte del volumen de agua, vinagre o destapacaños que haya en el vaso.
7. Observarás que el color que adquiere el indicador en cada caso es diferente, ya que el vinagre es un ácido, el agua es neutra y el destapacaños es básico.
8. Repite los pasos 3, 4, 5, 6 y 7 con el otro tipo de flores.

Predicción:

- ¿De qué color será la disolución resultante si mezclas el vinagre con la disolución de destapacaños y el indicador ácido-base?
- Justifica la predicción.

Observación:

- Haz los experimentos con diferentes indicadores.
- Observa qué sucede y descríbelo en tu cuaderno.

Explicación:

- Explica con tus palabras qué sucede y compáralo con tu predicción.

Comparte tu resultado con el resto de tus compañeros y con tu profesor.



Figura 4.1 Material empleado en esta experiencia.

Glosario

Corrosivo. Sustancia que puede destruir o dañar irreversiblemente un material con el que entre en contacto.

Tornasol. Indicador ácido-base que es un extracto de líquenes cuyo color original es ligeramente violeta. En medio ácido cambia a rojo y en básico, a azul.

Indicador. Compuesto que cambia de color reversiblemente de acuerdo con el pH de la disolución en la que se encuentre disuelto.

Propiedades y representación de ácidos y bases

Desde tiempos inmemoriales, los hombres y las mujeres en diversas culturas reconocieron dos tipos de sustancias con propiedades opuestas: los ácidos y las bases.

Acerca de los ácidos (figura 4.2), hay que saber que:

- La mayoría de las frutas, pero en especial las que conocemos como cítricas (limones, toronjas, naranjas), contienen ácido cítrico.
- El vinagre que se agrega a las ensaladas es una disolución acuosa de ácido acético.
- La vitamina C es ácido ascórbico.
- Las aspirinas contienen ácido acetilsalicílico.
- Los llamados ácidos minerales, como el sulfúrico, nítrico o clorhídrico (conocido comúnmente como muriático, cuando es impuro), son muy **corrosivos**.
- Muchos de ellos liberan en agua un protón (H^+).

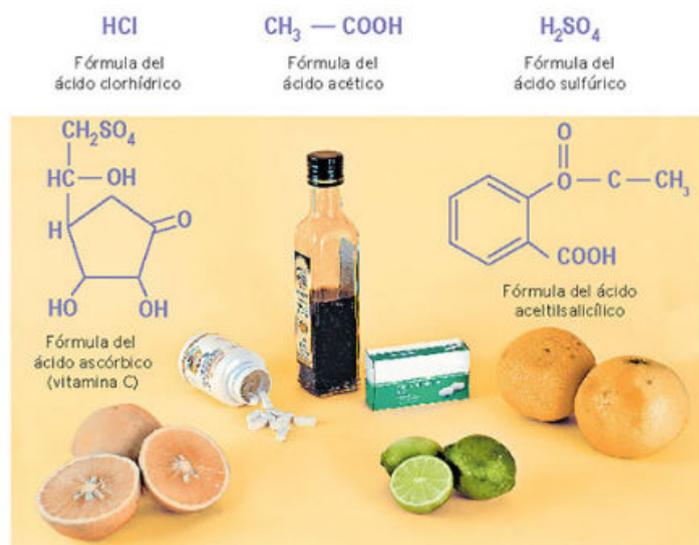
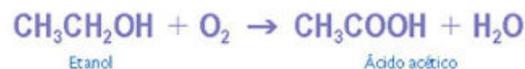


Figura 4.2 Ejemplos de ácidos.

La palabra ácido proviene del latín *acidus*, que significa agrio y ésa es una de sus características. Las disoluciones muy diluidas de ácidos son agrias. El primer ácido conocido fue el vinagre, que se obtiene de la fermentación del vino (es decir, del etanol) desde hace miles de años. La reacción es, empleando la simbología actual, la siguiente:



Además de su sabor agrio, otras de las características de los ácidos son: pican al tacto, producen efervescencia al contacto con algunos metales, cambian el color de varios extractos vegetales y el **tornasol** a rojo (los materiales con estas características se llaman **indicadores**) y pierden todas estas características cuando reaccionan con las bases. Esta última reacción libera calor.

Para reflexionar...

Piensa y contesta en tu cuaderno:

- ¿Qué le sucederá a un indicador para que cambie de color en presencia de un ácido o una base?

Por otro lado, las palabras base y álcali no son tan conocidas, aunque muchos de los productos de limpieza usuales en tu hogar son bases. Los limpiadores "con amonio" o la sosa cáustica empleados para eliminar el cochambre de las estufas y los líquidos destapacaños son ejemplos de bases o álcalis. La palabra álcali proviene del árabe *al-qaliy*, cuyo significado es "cenizas de plantas"; y se aplicó en un principio al carbonato de potasio, uno de los productos de la combustión de las plantas. Verifica en la etiqueta de una botella de destapacaños o limpiahornos los ingredientes del producto (figura 4.3).



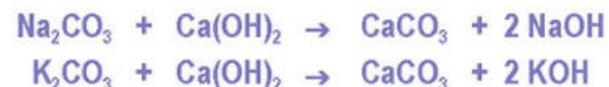
INDIVIDUAL

1. Investiga, además del tornasol y las disoluciones coloridas obtenidas de las flores, qué otros indicadores ácido-base hay.

Comenta con otros compañeros los resultados de tu investigación y con su profesor elaboren una lista de algunos indicadores.

Las principales características de las bases o álcalis son: sus disoluciones tienen sabor amargo, son resbalosas al tacto, cambian el color de varios extractos vegetales (el tornasol a azul) y pierden todas estas características cuando reaccionan con los ácidos. La composición química de muchas de las bases o álcalis indica que son hidróxidos, es decir, que contienen el ion hidróxido o hidroxilo OH^- , mientras que para los ácidos, como ya mencionamos es H^+ .

La sosa cáustica, $NaOH$, es la base más importante en la industria química. Tanto este compuesto como la potasa cáustica (KOH) se fabrican desde el siglo XVI mediante el proceso llamado caustificación, que consiste en tratar lo que comúnmente se conoce como sosa de lavar (Na_2CO_3) o la potasa (K_2CO_3), respectivamente, con cal $Ca(OH)_2$:



En la actualidad se realiza su síntesis sobre todo por métodos electroquímicos a partir de una disolución de sal común. Aproximadamente la mitad de la sosa producida en el mundo se emplea en la fabricación de otros productos, como papel, polímeros, jabones y otros.

Una de las reacciones químicas más importantes es la que ocurre cuando reacciona un ácido con una base y se neutralizan. Cuando esto sucede, ocurre una reacción entre ellos, cuyo resultado es una sal disuelta en agua. El pH entonces tendrá un valor de siete si las cantidades de ácido y base fueron exactas, es decir, tendremos una solución neutra.

Las propiedades de los ácidos y las bases desaparecen cuando forman las sales, las cuales poseen otras propiedades. Esta reacción de neutralización es muy relevante, ya que si se logra clasificar una determinada sustancia, como ácido, inmediatamente se sabe que reaccionará con todas las bases conocidas y que en todos los casos se obtendrán sales. Lo mismo sucede cuando se clasifica una sustancia como base, al hacerlo se conocen prácticamente todos los productos de su reacción con ácidos.

Por ejemplo, los ácidos acético, cítrico o ascórbico reaccionan con el hidróxido de sodio para producir, respectivamente, ace-



NaOH

Hidróxido de sodio
(producción de jabón)

Ca(OH)₂

Hidróxido de calcio
(producción de yeso)

NH₄OH

Hidróxido de amonio
(limpiador)

Figura 4.3 Fórmulas y usos de algunas bases comunes.

Figura 4.4 Ejemplo de reacción entre un ácido y una base (neutralización).

TIC

Te invitamos a explorar esta actividad interactiva de los indicadores para que amplíes tus conocimientos <http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbases/chemical/acid2.html> (Consultado: 2 de noviembre de 2016).



Figura 4.5 La nixtamalización es un proceso milenario nacido en Mesoamérica. La palabra nixtamal procede de dos palabras de origen náhuatl: *nextlí* (o "cenizas de cal") y *tamalli* ("masa de maíz cocida").

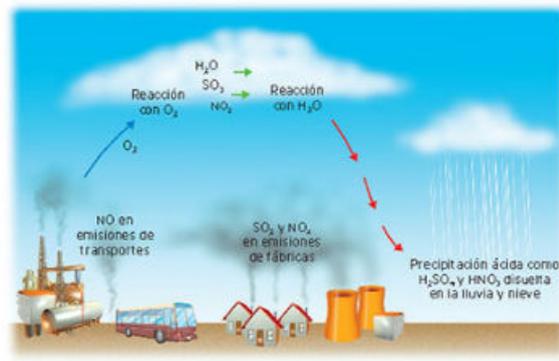


Figura 4.6 El transporte, la industria, los hogares y la generación de electricidad producen óxidos de azufre y nitrógeno que, al reaccionar químicamente con el agua de la atmósfera, dan lugar a la lluvia ácida.

tato de sodio, citrato de sodio o ascorbato de sodio, todas ellas sales. Observa la figura 4.4, en la página anterior, en la que se ejemplifica una de estas reacciones. Otros ácidos, como el clorhídrico, nítrico y sulfúrico, lo hacen, por ejemplo, con el hidróxido de magnesio para producir las siguientes sales: cloruro de magnesio, nitrato de magnesio y sulfato de magnesio.

La importancia de los ácidos, las bases y las sales en la vida cotidiana y en la industria es enorme. Además de sus propiedades químicas intrínsecas, que los dotan de gran valor, son necesarios para muchos otros procesos:

- Sin ácidos ni bases no se podría sintetizar una gran cantidad de sustancias, por ejemplo: fertilizantes, pigmentos, sales, productos del petróleo, fibras sintéticas, vidrio.
- Los ácidos, las bases y las sales son indispensables en la agricultura. Muchas plantas requieren un medio ligeramente ácido para crecer.
- Algunos medicamentos, como el ácido ascórbico y la penicilina, son estables en medios ácidos, pero no en los básicos.
- Ciertas sales fabricadas a partir de la roca fosfórica y el ácido sulfúrico, así como las de potasio y las de amonio, son los principales componentes de los fertilizantes, gracias a los cuales podemos obtener las grandes cosechas necesarias para alimentar a una población humana creciente.

Diariamente estamos en contacto con materiales que son ácidos o bases. Los alimentos no son la excepción. Ya mencionamos los ácidos presentes en los limones, las naranjas, las manzanas, las toronjas, los chiles, las salsas, etcétera. Los ácidos son de gran valor no sólo para dar un toque ácido a los alimentos, usándolos en pequeñas cantidades, sino también porque evitan que los microorganismos estropeen los alimentos y nos enfermemos por consumirlos. Muchos de ellos sirven como conservadores. ¿Alguna vez has probado un encurtido? Ya sean chiles en vinagre, cueritos de cerdo o verduras en escabeche, éstos son alimentos que al haber sido procesados con ácido acético (vinagre) tienen lo que se conoce como una "vida de anaque!" prolongada; es decir, que se mantienen en buenas condiciones mucho más tiempo de lo que lo harían si estuvieran en su estado natural (eso ocurre en general con los alimentos procesados). Por otro lado, algunas bases, como el bicarbonato de sodio, cuando forma parte de los polvos de hornear, ayuda a que los productos de pastelería esponjen, ya que produce una reacción de efervescencia al entrar en contacto con el ácido tartárico, otro componente

de dichos polvos. Cuando la cal se disuelve en agua produce el hidróxido de calcio, éste es una base empleada en el proceso de nixtamalización (figura 4.5), que es con el que se elabora la masa de tortillas. Este hidróxido tiene la propiedad de ablandar la cáscara externa del maíz facilitando la molienda del grano.

La lluvia ácida

Uno de los problemas derivados de la producción industrial y del uso masivo de los autotransportes es la lluvia ácida. Varios de los gases producto de las reacciones de combustión (CO_2 , SO_2 , NO_2 , por ejemplo) pueden a su vez reaccionar con el oxígeno de la atmósfera y con el agua, y formar ácidos (figura 4.6), que en

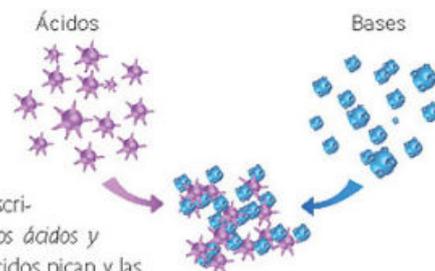
forma de lluvia caen sobre nosotros disueltos en agua. El problema es grave y complicado, ya que la lluvia puede caer lejos del lugar donde se produjeron los gases y afectar tanto a la vegetación como a los edificios (figura 4.7), los animales y las personas. Cuando cae lluvia ácida sobre ríos y lagos, muchos peces mueren. Afortunadamente para nosotros, la mayoría de los lagos mexicanos tiene suelos calcáreos, es decir, de roca caliza (carbonatos). El ácido que llega a ellos con la lluvia se neutraliza "naturalmente". El conocimiento químico permite resolver parcialmente el problema, pero no el uso excesivo del automóvil, ni la quema de combustibles para producir electricidad. Esas soluciones dependen de una sociedad más responsable con su medio ambiente.



Figura 4.7 El carbonato de calcio, que es el principal componente del mármol y otras rocas calizas, se descompone lentamente por la lluvia ácida.

Modelos de ácidos y bases

La explicación de las propiedades de los ácidos y las bases se fundamenta en modelos. Uno de los más interesantes data de 1680, elaborado por el médico francés Francois de Saint-André, quien escribió un libro titulado *Tratado acerca de los ácidos y las bases*, en el que señala que como los ácidos pican y las bases son resbalosas, los primeros están formados por partículas puntiagudas, y las segundas, por partículas esféricas con agujeros (figura 4.8). De acuerdo con él, así es fácil entender la reacción de neutralización, ya que las puntas de los ácidos se introducen en los agujeros de las bases. Como consecuencia, la sal resultante ya no pica ni es resbalosa.



El modelo de Arrhenius

En 1884, el químico sueco Svante Arrhenius (figura 4.9) presentó en su tesis de doctorado el modelo de la disociación electrolítica, que construyó tras su estudio de la **ósmosis de sales**, por la cual recibió el Premio Nobel de Química en 1903.

De manera simplificada, en este modelo se propone que ciertas sustancias forman iones positivos (cationes) y negativos (aniones) al ponerse en contacto con agua y que son capaces de conducir la corriente eléctrica. Este proceso, en el cual se forman iones durante la disolución



Figura 4.10 De acuerdo con el modelo iónico del enlace, las sustancias que lo presentan se disuelven en agua formando iones que conducen la corriente eléctrica.

Hacia tu proyecto

¿Qué alternativa se te ocurre al uso de los combustibles fósiles que al quemarse generan gases que producen lluvia ácida? Piensa en algunas ideas y compártelas con tus compañeros de equipo.

TIC

Te invitamos a consultar esta página que contiene más información de la lluvia ácida <http://ecocofera.com/2016/07/lluvia-acida-conoce-sus-letales-consecuencias-sobre-la-tierra/#/0> (Consultado: 2 de noviembre de 2016).

Figura 4.8 Representación del modelo de ácidos y bases de Saint-André.

Glosario

Ósmosis de sales. Consiste en el transporte espontáneo, a través de una membrana semipermeable, de un disolvente de una a disolución diluida a otra más concentrada.



Figura 4.9 Svante Arrhenius (1859-1927) estudió la conductividad eléctrica de las soluciones, y propuso la teoría de la separación de partículas cargadas eléctricamente, dependiendo de la composición química del soluto. Por este motivo se le entregó el Premio Nobel.

de una sustancia en agua, se llama disociación. Por ejemplo, la disociación de la sal de mesa (cloruro de sodio, NaCl) se representa como lo ilustra la figura 4.10 (de la página anterior).

En la sal de mesa, que es cloruro de sodio, tenemos un enlace iónico entre el sodio y el cloro. El sodio es muy electropositivo y el cloro muy electronegativo y por lo tanto este último tiene gran avidez por los electrones de forma que cuando se une con el sodio, el electrón de valencia de éste queda atrapado por el cloro. Cuando disolvemos la sal de mesa en agua ocurre la reacción de disociación del cloruro de sodio:



Donde el cloro queda como anión porque ha capturado el electrón de valencia del sodio, dejando a éste como catión.

Arrhenius construyó un modelo para explicar la acidez y la **basicidad** muy diferente al que Saint-André propuso en el siglo XVII.

Modelo de Arrhenius de ácidos y bases

1. Un ácido es toda molécula que en agua es capaz de ionizarse cediendo un protón H^+ .
2. Una base es toda molécula que en agua es capaz de ionizarse cediendo un grupo hidroxilo o hidróxido OH^- .
3. El producto de la reacción entre un ácido y una base es una sal y agua.
4. Este modelo es útil sólo para aquellas moléculas que se disuelven en agua y en reacciones que se llevan a cabo en este medio.

Algunos ejemplos de las disociaciones que considera el modelo de Arrhenius son:

Ácidos				Bases			
HCl Ácido clorhídrico	→	H^+	+	Cl^-	NaOH Hidróxido de sodio	→	Na^+ + OH^-
H_2SO_4 Ácido sulfúrico	→	H^+	+	HSO_4^-	$\text{Ca}(\text{OH})_2$ Hidróxido de calcio	→	Ca^{2+} + 2OH^-
H_3PO_4 Ácido fosfórico	→	H^+	+	H_2PO_4^-	$\text{Al}(\text{OH})_3$ Hidróxido de aluminio	→	Al^{3+} + 3OH^-

Ya dijimos que cuando reaccionan, los ácidos y las bases se neutralizan, y sus productos casi siempre son agua (el H^+ que libera el ácido se une al OH^- liberado por la base) y una sal que contiene el catión de la base (el metal) y el anión del ácido (el no metal o el grupo con la carga negativa) generando calor, esto significa que las reacciones son exotérmicas (recuerda que ya estudiamos este concepto). Observa las siguientes reacciones:

Ácido	+	Base	→	Sal	+	Agua
HCl	+	NaOH	→	NaCl	+	H_2O
2HCl	+	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	→	CaCl_2	+	$2\text{H}_2\text{O}$
H_2SO_4	+	2NaOH	→	Na_2SO_4	+	$2\text{H}_2\text{O}$
H_2SO_4	+	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	→	CaSO_4	+	$2\text{H}_2\text{O}$

PARA SABER más

Cuando disolvemos un ácido en agua, la solución es muy corrosiva debido a la presencia de iones. Por eso nunca debemos recoger un derrame de ácido con un trapo escurriendo agua.

No todos los compuestos con hidrógeno se disocian produciendo el ion H^+ . Esto requiere que el hidrógeno esté unido, principalmente, a los no metales con mayores energías de ionización, es decir: los halógenos, el oxígeno, el nitrógeno y el azufre (revisa el bloque 2 donde estudiamos las propiedades periódicas). De igual manera, no todos los compuestos con grupos OH se disocian produciendo el ion OH^- , ya que esto requiere que este grupo esté unido, por lo general, a un átomo metálico. Recuerda que la energía de ionización, es la energía necesaria para separar un electrón de un átomo o de una molécula.

Las siguientes reacciones no suceden en agua:



Metano



Etanol

Por lo anterior, el metano no es un ácido ni el etanol (alcohol etílico) es una base.

Una de las principales limitaciones del modelo de ácidos y bases de Arrhenius es que sólo explica las reacciones que suceden en agua y es especialmente válida para electrolitos débiles, sustancias que cuando se disuelven en agua, se **disocian parcialmente**. Desde hace muchos años, sabemos que estas reacciones también suceden en fase gaseosa, o en otros disolventes distintos del agua. Para entenderlas es indispensable recurrir a otros modelos.



PAREJAS

Resuelvan en su cuaderno lo siguiente y después comparen sus resultados con otros equipos y disipen sus dudas en grupo, con su profesor.

1. ¿Cuál es el producto de la reacción entre HCl y las siguientes bases?
 - LiOH
 - $\text{Mg}(\text{OH})_2$
 - $\text{Al}(\text{OH})_3$
2. ¿Cuál es el producto de la reacción entre la potasa (KOH) y los siguientes ácidos?
 - HNO_3
 - H_2S
 - H_3PO_4

Escala de pH

Una manera de medir la acidez de una sustancia es por medio del pH, que mencionamos al inicio de este tema. Es una escala cuyos valores van de 0 a 14. Cuando el valor del pH de una sustancia es entre 0 y 7, la sustancia es ácida, y cuando se encuentra entre 7 y 14 la sustancia es básica. Como el valor de siete se encuentra justo en medio de la escala de pH, se considera que un pH igual a siete es neutro. La escala usada para medir el pH es una escala logarítmica, esto significa que si una sustancia A tiene un pH igual a tres y otra sustancia B tiene un pH igual a dos, B es 10 veces más ácida que A.

A continuación presentamos una escala de valores de pH con productos de uso cotidiano.

Glosario

Disociación parcial. Es cuando una sustancia iónica se disuelve en agua... pero no se separa por completo en los iones que la forman, volviéndose un electrolito débil (si se hace pasar corriente eléctrica por éste, el foco se prenderá con poca intensidad).

pH. Literalmente significa "potencial de hidrógeno" y es la medida de la acidez o basicidad de una disolución acuosa.

TIC

Para complementar lo expuesto anteriormente, te invitamos a explorar esta página que relaciona el pH con la vida cotidiana: <http://www.educando.edu.do/articulos/estudiante/el-ph-en-nuestra-vida/> (Consultado: 2 de noviembre de 2016).



- 2.4 ¿Por qué hay modelos diferentes para explicar los mismos fenómenos?
 2.5 Clasifica las siguientes moléculas como ácidos, bases, sales u otras: LiBr , HNO_3 , RbOH , CH_3OH , CH_3-CH_3 .

3. Ejercicios

- 3.1 Después de lo que se presentó en este tema, revisa el resumen esquemático con el que finaliza y analiza con tus compañeros lo que se dice en la conversación de la página 202. Con lo que ya aprendieron, constrúyanla de nuevo, en equipos de trabajo, incorporando las modificaciones que consideren adecuadas.
 3.2 Analicen en grupos pequeños la relación entre los avances científicos, los daños al medio ambiente, el costo de emplear alternativas y la ética de los gobernantes y de grupos de poder; por ejemplo, acerca de la lluvia ácida.
 3.3 Trabajando en equipos pequeños compartan sus POE originales entre ustedes y en su cuaderno contesten las preguntas: ¿qué cambiaría de mis predicciones y las explicaciones que di? De lo que he aprendido, ¿qué me permitiría hacer esas modificaciones? Entre todos elaboren un cartel en el que expliquen los cambios a sus POE, por qué los hicieron y compártanlos con el resto del grupo.

4. Autoevaluación

A continuación se enlistan los aprendizajes esperados de este tema. En tu cuaderno, evalúa en qué medida consideras que obtuviste los aprendizajes esperados (bien, regular, poco o nada) y después anota lo que crees que debes repasar para comprender mejor el tema y qué consideras que debes consultar con tu profesor.

- Identifico ácidos y bases en materiales de uso cotidiano.
- Identifico en reacciones ácido-base sencillas la formación de nuevas sustancias.
- Explico las propiedades de los ácidos y las bases a partir del modelo de Arrhenius.

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



Habrás notado el sabor ácido que tienen algunos alimentos, como quesos, bebidas (refrescos) o salsas; ese sabor se debe a la presencia de algunos ácidos, como el acético, principal componente del vinagre. Otros ácidos contenidos en los alimentos se muestran en la figura 4.13.

Al hornear panes y pasteles éstos "suben" cuando en su elaboración se ha usado polvo para hornear; ello se debe al desprendimiento de dióxido de carbono, resultante de la reacción química entre el ácido tartárico, una sal ácida (tartrato ácido de potasio), con bicarbonato de sodio, lo que ocasiona que el pastel o pan se "infla", ya que se trata de una reacción de efervescencia y los gases (como el dióxido de carbono) al aumentar la temperatura, aumentan su volumen (figura 4.14 en la siguiente página).

La acidez del estómago (principal órgano transformador de todo lo que ingieres) es tal, que deshace en un tiempo relativamente breve la mayor parte de lo que a él llega. La sustancia responsable de esta transformación es el ácido clorhídrico (HCl) que se produce casi constantemente en pequeñas cantidades, la cantidad aumenta con la presencia de alimentos, aunque también se produce con sólo un antojo o con un olor sabroso.



Figura 4.13 Algunos ácidos comunes en los alimentos.



Figura 4.14 El dióxido de carbono liberado por la efervescencia provoca que la masa "suba" cuando, por la elevación de la temperatura, este gas como todos, se expande dando a los pasteles y panqués su característica de esponjosidad.

TIC

Lee el siguiente texto del Instituto Mexicano del Seguro Social referente a los síntomas y tratamiento de la gastritis: http://www.cenetec.salud.gob.mx/descargas/gpc/CatalogoMaestro/516...CPC_Gastritisagudaerosiva/GPC_EYR_GASTRITIS_EROSIVA.pdf. Anota lo que consideres más importante y coméntalo con algunos de tus compañeros, escriban si están o no de acuerdo con la información que leyeron y fundamenten sus respuestas (Consultado: 2 de noviembre de 2016).

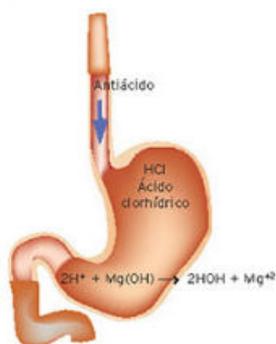


Figura 4.15 Acción de los antiácidos en el estómago.

Es posible que a ti o a alguno de tus compañeros les gusten las botanas "con mucho chile", tal vez jícamas, zanahorias con chile y limón, los dulces de tamarindo enchilado y otros alimentos que se venden en la cooperativa de la escuela o las tienditas. A lo mejor los consumen a la hora del recreo o antes de la comida y quizá alguna vez hayas notado que, cuando comes en exceso estos alimentos o algunos de digestión pesada (por ser grasosos, por ejemplo), sientes molestos retortijones y agruras.

En el estómago, los iones H^+ y Cl^- se mueven constantemente, proporcionando un medio muy ácido ($pH = 2$) que favorece la acción de ciertas enzimas digestivas. El medio ácido no sólo contribuye a la digestión de alimentos, también establece un medio protector contra la proliferación de bacterias. Pero cuando el estómago recibe una abundante dotación extra de ácido (del limón, del vinagre, de la salsa), que no puede mezclarse con los alimentos o agua para disminuir su concentración, surgen las molestias que ya hemos descrito. Si esto ocurre de manera frecuente puedes arriesgarte a padecer una gastritis (inflamación del estómago por exceso de acidez), o peor aún, una úlcera.

No es fácil que se dañen las células que recubren las paredes internas del estómago, ya que no sólo están cubiertas por una mucosa protectora, sino que se reemplazan a una velocidad promedio de ¡medio millón de células por minuto! Cuando se come en exceso, el estómago responde produciendo más ácido, lo que causa las molestias conocidas comúnmente como "acidez estomacal". Hoy sabemos que la acidez también puede generarse por la presencia de ciertas bacterias que habitan en el estómago (a pesar de la presencia de HCl), así que ante problemas agudos de acidez hay que consultar al médico. Para contrarrestar la acidez esporádica (resultado generalmente de una copiosa y grasienta comida que en principio provoca la mayor secreción de ácido clorhídrico para facilitar la "ruptura" de las moléculas de los diversos aceites) hay que tomar los conocidos "antiácidos", que son compuestos que disminuyen la cantidad de ácido clorhídrico del estómago mediante una reacción de neutralización (figura 4.15).

Algunos de los antiácidos comerciales más comunes en nuestro país se muestran en la tabla 4.2, en la siguiente página, con su principio activo, es decir, la base que sirve para neutralizar al ácido clorhídrico estomacal. Nota que se clasifican en dos categorías, de acuerdo con sus efectos. Las características que debe reunir un antiácido para funcionar adecuadamente son: neutralizar rápida y prolongadamente la acidez estomacal sin interferir con la acción de las enzimas y jugos estomacales, no interferir en el proceso digestivo, no producir diarrea, estreñimiento o gases, evitar el "rebote" (que se produzca más acidez con el paso del tiempo) y ser económico.

Otra manera de reducir la acidez es disminuyendo la concentración del ácido clorhídrico en el estómago, lo que se logra bebiendo agua potable y también con la ingestión de medicamentos que actúan directamente sobre las células que lo producen (para ello hay que consultar a un médico). Hay que hacer notar que a pesar de su aparente sencillez, la acidez estomacal puede ser un problema complejo y su solución no depende únicamente de las reacciones de neutralización.

Para reflexionar...

Si una persona padece constantemente de acidez estomacal y toma con frecuencia antiácidos, ¿crees que debería reflexionar acerca de sus hábitos alimenticios? ¿Será saludable que consuma dichos medicamentos sin receta médica? Anota tus reflexiones en tu cuaderno.

Tabla 4.2 Algunos antiácidos de uso común

Tipo de antiácido	Principio activo	Velocidad de acción
Sistémico o absorbible (de acción rápida, poco duradera y con efectos secundarios).	Bicarbonato de sodio (puro, en polvo o en tabletas efervescentes)	Rápida
No sistémico o no absorbible (de acción lenta, sostenida, sin efectos secundarios).	Hidróxido de magnesio (suspensión)	Media
	Hidróxido de aluminio (gel, tabletas)	Lenta
	Carbonato de magnesio (suspensión)	Lenta
	Carbonato de calcio (suspensión, tabletas)	Lenta



EQUIPO

Actividad experimental

Objetivo:

Determinar la acidez de algunos alimentos de consumo frecuente.

Investigación previa:

¿Qué ácidos contienen los alimentos que se mencionan en la lista de materiales?

Materiales:

- Indicador ácido base que preparaste con anterioridad en la POE, indicador universal o papel pH
- Un refresco incoloro
- Vinagre
- Jugo de jitomate
- Jugo de limón
- Jugo de naranja
- Salsa picante
- Leche
- Agua potable
- Otros alimentos que se disuelvan en agua
- Vasos o recipientes de vidrio, dos por cada alimento que identifiquen y dos más.
- Un antiácido comercial, de preferencia en gel o suspensión.
- Bicarbonato de sodio en polvo
- Dos goteros.

Procedimiento:

1. Coloquen una muestra de los alimentos con los que vas a trabajar, en el caso de que se trate de purés o alimentos espesos, dilúyanlos un poco con agua.
2. Añadan unas gotas de indicador en cada alimento o midan su pH con el papel.
3. Anoten sus resultados.
4. Tomen una muestra de 1 ml del antiácido comercial y dilúyanlo en otro mililitro de agua potable. También hagan lo mismo con 0.5 g de bicarbonato de sodio.
5. Dividan las muestras de alimento en dos recipientes cada una. A un grupo añádanle dos gotas de antiácido comercial y al otro grupo, dos gotas de bicarbonato de sodio. Agiten los tubos y vuelvan a tomar el pH.
6. Anoten sus resultados y dibujen todas sus observaciones.

Análisis de resultados:

Respondan en su cuaderno lo siguiente, si no saben la respuesta, investiguénla.

- ¿En qué rango de pH están los alimentos estudiados?
- Ordenen los alimentos en una escala de menor a mayor acidez, de acuerdo con sus resultados (en especial si usaron papel pH, si no fue así, ordénenlos de manera aproximada).

- ¿Qué daños causa en el organismo ingerir un alimento demasiado ácido? ¿Por qué?
 - Si en el estómago existe ácido clorhídrico para digerir los alimentos, sobre todo las proteínas, ¿cómo es que el estómago no se digiere a sí mismo si está hecho de proteínas?
 - ¿Qué mecanismo es el encargado de que se digieran los alimentos?
 - ¿Qué mecanismo en el organismo es el encargado de que se neutralice el ácido con que sale el alimento del estómago al duodeno y de ahí al resto del intestino para que no haya quemaduras en los tejidos del aparato digestivo?
 - ¿Qué alimentos son los que se consideran alcalinos y cuáles son los alcalinizantes?
 - ¿Hubo cambios significativos en la acidez de los alimentos tras mezclarlos con los antiácidos? ¿Qué les dicen estos resultados?
 - ¿Qué creen que sea más adecuado?: consumir alimentos ácidos y usar después antiácidos, o evitar el consumo de los alimentos ácidos. Reflexionen bien su respuesta. Después de estudiar la siguiente sección, regresen a contestar esta pregunta.
 - Investiguen los efectos secundarios que causan los antiácidos sistémicos, y por qué se dice que los no sistémicos no tienen efectos secundarios ¿realmente es así?
 - Investiguen qué tipo de antiácidos recetan los médicos y qué se hace en caso de tener una severa acidez estomacal.
- Conclusiones:**
 ¿Qué aprendieron en este experimento? Describanlo con un breve párrafo.
 ¿Hubo alguna diferencia entre el uso del antiácido comercial y el bicarbonato de sodio? ¿Cuál?

Toma de decisiones relacionadas con: importancia de una dieta correcta

Lee el siguiente caso y responde lo que se pide.

En días recientes, Laura, amiga de Renata y Berenice ha faltado a la escuela. Su mamá dice que se ha sentido muy mal, porque dice experimentar un dolor constante en la boca del estómago así como una sensación de ardor y quemazón. Laura no acostumbra desayunar porque dice que en la mañana le da asco, pero cuando come, es fanática de los alimentos fritos y enchilados. Su mamá quiere llevarla al médico, pero ella dice que está bien y que tomando antiácidos se siente aliviada.

En la clase de Ciencias 3, el profesor hizo una prueba a sus alumnos para determinar cuál era el riesgo de tener gastritis y úlcera gástrica, por lo que Renata y Berenice se la compartieron a su amiga el día que fueron a visitarla para ayudarla a ponerse al corriente. Éstas fueron las preguntas:

1. ¿Acostumbra desayunar diariamente?
2. En tu desayuno ¿incluyes cereales integrales, frutos secos y semillas?
3. ¿Bebes agua simple potable con regularidad durante el día?
4. En tus comidas ¿consumes verduras crudas o cocidas sin aderezos o tan solo con unas gotas de aceite de oliva?
5. Cuando comes alimentos picantes o muy condimentados, carne o lácteos ¿sientes ardor en el estómago o tienes la sensación de que no puedes digerirlos bien?
6. En tu desayuno ¿incluyes panes de harinas refinadas, café o alimentos fritos?
7. ¿Consumes con frecuencia comida rápida, embutidos y botanas fritas?
8. ¿Acostumbra condimentar tu comida con salsas (catsup, mostaza, picante industrial) o chiles en escabeche?
9. Por lo general ¿comes antojitos fritos o enchilados?
10. ¿Diariamente bebes más de un vaso de refresco?
11. Por lo general ¿pasas más de cinco horas sin comer?
12. ¿Eres afecto a comer dulces de frutas y tamarindo enchilado, zanahorias, jicamas u otras frutas con chile y limón?

Para evaluar las respuestas, el profesor les dijo que:

- De las preguntas uno a la cuatro, "siempre" valía cuatro puntos, "a veces", dos puntos y "nunca" cero puntos.
- De las preguntas cinco en adelante, "siempre" valía cero puntos, "a veces", dos puntos y "nunca", cuatro puntos.

Una vez sumados sus puntos, debían determinar el riesgo de acuerdo con estos rangos:

- Entre 40 y 48 puntos, se consideraban buenos hábitos alimenticios y un bajo riesgo de padecer gastritis o úlceras.

- Entre 20 y 38 puntos, había que revisar algunos hábitos alimenticios porque había cierto riesgo de padecer dichas enfermedades.
- De cero a 18 puntos era urgente hacer cambios ya que el riesgo de padecer gastritis, úlceras y otras complicaciones era muy alto.

Laura obtuvo 16 puntos, por lo que sus amigas la animaron a ir al médico para que le ayudara a cambiar sus hábitos de consumo de alimentos y eliminar el riesgo de enfermarse seriamente.

1. De acuerdo con lo que has leído del caso de Laura, evalúa tus hábitos alimenticios y el riesgo que tienes de padecer alguna de las enfermedades mencionadas. Recuerda que no es una prueba médica sino tan solo una aproximación.
2. ¿Qué cambios le recomendarías a Laura para mantener un mejor estado de salud?
3. ¿Cuáles son los beneficios y los riesgos de consumir antiácidos con frecuencia?
4. ¿Cuál es el riesgo de no desayunar o pasar muchas horas sin consumir alimentos?
5. ¿Por qué el consumo de ciertos alimentos aumenta la acidez estomacal?
6. ¿Cuáles son esos alimentos?
7. ¿Por qué los refrescos (o bebidas carbonatadas), el café y té negro no son recomendables para las personas que padecen gastritis?
8. ¿Qué son la esofagitis y la duodenitis? ¿Por qué se asocian con la gastritis?
9. ¿A qué se le llama alimentos alcalinizantes, cuáles son y por qué se recomienda su consumo?
10. Diseña un experimento para evaluar el efecto de los antiácidos más comunes.

Para ayudarte a responder las preguntas y diseñar el experimento te recomendamos algunas páginas de internet y tú deberás investigar en otras. Al final responde la pregunta de inicio de este tema: ¿por qué evitar el consumo frecuente de los "alimentos ácidos"?

- www.sanar.org/salud/acidez-estomacal
- http://www.promocion.salud.gob.mx/dgpps/descargas1/cartillas/guia_adolescentes.pdf
- <http://noticias.unab.cl/unab-en-los-medios/unab-en-la-prensa-regional/abuso-de-antiacidos/>
<http://www.epidemiologia.salud.gob.mx>
 (Consultado: 2 de noviembre de 2016).

Ahora que hemos analizado un caso real, lee con cuidado el apéndice 5 de la página 266. Con esa información y con lo que has investigado, copia en tu cuaderno la siguiente tabla relacionada con los riesgos de consumir una dieta correcta y reducir el consumo de alimentos ácidos y complétala haciendo la tercera columna tan ancha como lo necesites.

Daño (Efecto adverso para la salud o el ambiente por consumir alimentos ácidos)	Desde... hasta	
Peligro (Agente o causa potencial de daño)	Sustancia	
	Fenómeno	
	Causa	
Vulnerabilidad (susceptibilidad de sufrir daño, considerando además la capacidad de recuperarse del mismo)	Empieza por...	
Riesgo (posibilidad de daño)	Multiplica el peligro por la vulnerabilidad	

Una vez que identificaste los riesgos relacionados por el consumo de alimentos altamente ácidos, indica qué hacer para disminuirlo, es decir, cómo reduces tu vulnerabilidad como resultado de una decisión. Completa en tu cuaderno la siguiente frase: Para disminuir el riesgo hay que...

Comparte tu decisión con tus compañeros y discutan el porqué de ello.

Revisión

1. Para pensar

Contesta las siguientes preguntas. Justifica tu respuesta.

- 1.1 ¿Por qué normalmente no se nos perfora el estómago?
- 1.2 ¿Qué hace un antiácido?
- 1.3 En resumen, ¿qué factores de riesgo pueden ocasionarte gastritis y úlceras?
- 1.4 De acuerdo con lo que has aprendido, ¿por qué comer alimentos "picosos" o mucho refresco nos ocasiona agruras?
- 1.5 ¿De qué otra manera puedes evitar la acidez estomacal que no sea usando antiácidos? Justifica tu respuesta.
- 1.6 ¿Qué efectos puede ocasionarte consumir antiácidos en exceso? ¿Cómo puedes explicarlo?
- 1.7 ¿Cuál es el efecto de ingerir con frecuencia agua simple potable en la prevención de enfermedades estomacales como la gastritis y úlceras?

2. Autoevaluación

A continuación se enlistan los aprendizajes esperados de este tema. En tu cuaderno, evalúa en qué medida consideras que obtuviste los aprendizajes esperados (bien, regular, poco o nada) y después anota lo que crees que debes repasar para comprender mejor el tema y qué consideras que debes consultar con tu profesor.

- Identifico la acidez de algunos alimentos o de aquellos que la provocan.
- Identifico las propiedades de las sustancias que neutralizan la acidez estomacal.
- Analizo 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.

3 Importancia de las reacciones de óxido y de reducción

Berenice, ¿qué te hiciste? Te ves muy... chistosa.

No te burles. A mí me gusta. Me hice una "base", y espera a ver a Renata.

¡Ah!, una se "redujo" el cabello, y la otra se lo "oxidó".

¿Cómo está eso? Berenice se lo enchinó y yo me lo pinté.

Por eso. Las sustancias que se utilizan para enchinarse el pelo son compuestos que lo reducen; es decir, que le donan electrones, cambiando su composición química para que con los "tubos" pueda cambiar de forma, aunque luego lo oxidan, es decir, le quitan electrones para que otra vez tenga composición de pelo, pero con otra forma.

Pues esperemos que sea cierto. Porque el peróxido de hidrógeno, o agua oxigenada, oxida, en el más amplio sentido de la palabra. No sólo les quita electrones a los pigmentos del pelo, sino que el oxígeno se combina con ellos y con las proteínas, dándole al pelo un color y una consistencia de paja, lo que es una reacción irreversible.

¡Esta es una pintura que se me va a quitar al poco tiempo! Y me dijeron que no tenía peróxido.

Entonces, lo que huele a amoníaco reduce químicamente los compuestos del pelo, y lo que llaman fijador, lo vuelve a oxidar. Pero, ¿cuál es la diferencia con la oxidada de Renata?

No te preocupes, que oxidadas o reducidas, en el fondo, seguimos siendo las mismas.

➔ Analiza la conversación

- ¿Qué crees que significa la expresión de que el pelo "se reduce"?
- ¿Qué crees que significa que los electrones "se donen" o "se quiten"?
- ¿Cuál será el efecto del amoníaco sobre los compuestos del pelo?
- ¿Qué otras sustancias podrán hacer lo mismo que el amoníaco y el fijador?
- ¿Cómo cambia el pelo con la acción del agua oxigenada?
- ¿Por qué dice Alex que es una reacción irreversible?

En esta sección estudiaremos:

- Características y representaciones de las reacciones redox.
- Número de oxidación.

→ Predigo-Observo-Explico

OXIDACIÓN DE UN TORNILLO

Con mis compañeros y mi profesor.

Objetivo:

Comprender en qué condiciones se lleva a cabo la reacción de oxidación del hierro.

Investigación previa:

Busca en libros o en internet el significado de los siguientes términos: oxidación, reducción, oxidante, reductor, herrumbre, corrosión.

Materiales:

- Cuatro tubos de ensayo o vasos de vidrio pequeños
- Cuatro tornillos iguales
- Grasa de cualquier tipo
- Sal y agua
- Una bolsita pequeña de sílica para absorber humedad, como las que se usan en los frascos de medicinas.
- Una bolita de algodón

Procedimiento:

1. Coloca un tornillo en cada tubo de ensayo, de acuerdo con las siguientes indicaciones y observa los resultados después de cinco días:
 - Tubo 1: Tornillo con agua hasta cubrirlo (figura 4.16).
 - Tubo 2: Tornillo con agua, en seguida una bolita de algodón y una bolsita de sílica.
 - Tubo 3: Tornillo con agua muy salada.
 - Tubo 4: Tornillo untado con grasa y sumergido en agua.

Predicción:

- ¿Qué condiciones son las que evitan que el tornillo se oxide?
- Justifica la predicción.

Observación:

- Compara qué sucede con los tornillos bajo las condiciones establecidas. Trata de observar diariamente los resultados.
- Observa qué sucede, elabora dibujos de ello y acompaña cada dibujo con una descripción de lo que ocurre.

Explicación:

- Explica qué sucede en todos los casos y compáralo con tus predicciones.

Comparte tu resultado con el resto de tus compañeros y con tu profesor.



Figura 4.16 Tornillo sumergido en agua.

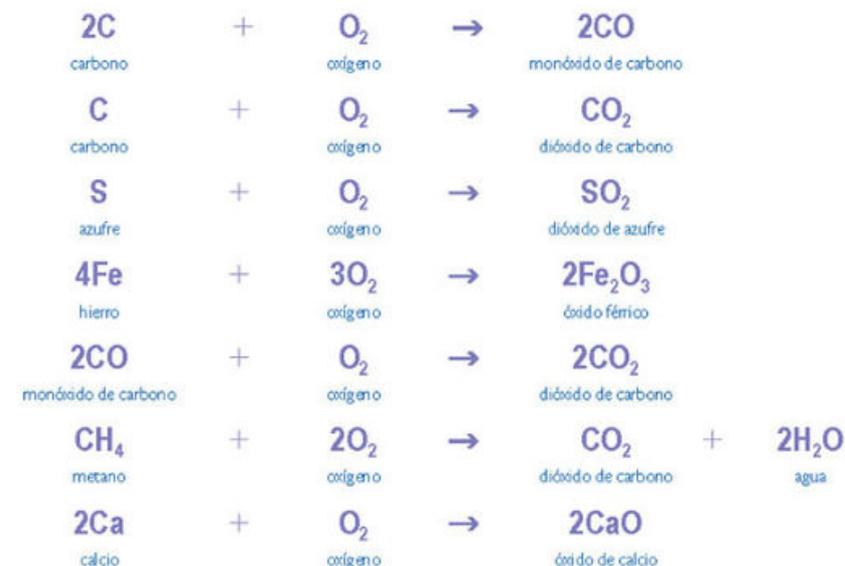
Reconoce y comparte con tu profesor cuál es la relación entre la conversación de nuestros amigos y este POE.

Características y representaciones de las reacciones redox

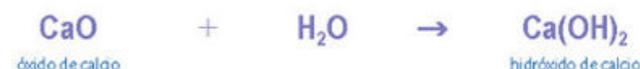
El oxígeno es el elemento más abundante en la superficie terrestre. Se encuentra libre en la atmósfera y, combinado, forma parte del agua y de la mayoría de los minerales y piedras. En condiciones normales es un gas incoloro, inodoro e insípido, pero extremadamente

reactivo. Se disuelve en el agua (3 cm³ de oxígeno en 1 000 cm³ de agua) lo suficiente para que los peces puedan respirarlo de ella.

A la reacción química en la cual el oxígeno se combina con elementos o compuestos se le ha llamado oxidación. Algunas reacciones de oxidación son las siguientes:



Los óxidos derivados de un metal, como el CaO (la cal), cuando se disuelven en agua dan lugar a una base; por lo tanto, se les conoce también como óxidos básicos:



Cuando se disuelven en agua, los óxidos de los no metales, como el CO₂, dan lugar a un ácido; por lo tanto, se les conoce como óxidos ácidos:



Aunque originalmente el nombre de reacciones de oxidación se asignaba a reacciones en las que participaba el oxígeno, ya no es así, como se indica en la tabla 4.3 a continuación.

Como se muestra en la tabla anterior, cuando ocurre una reacción de oxidación tam-

Tabla 4.3 Definiciones de oxidación y reducción

Oxidación	Reducción
Ganancia de oxígeno	Pérdida de oxígeno
Pérdida de electrones	Ganancia de electrones
Pérdida de hidrógeno	Ganancia de hidrógeno

bién se presenta otro fenómeno: la reducción. Estos dos fenómenos siempre van acompañados uno del otro, en todos los casos.

La transferencia (de electrones y otras partículas) se lleva a cabo entre dos moléculas, una que los gana y otra que los pierde. Por lo tanto, es fundamental entender que siempre que se presente una oxidación hay una reducción, y viceversa. Nunca se tiene un proceso sin el otro.

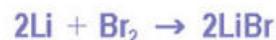
A continuación se presentan ejemplos de transferencias de partículas que pueden clasificarse como óxido-reducciones:

1. Transferencia de oxígeno. Obtención de hierro metálico a partir de óxido de hierro (III) y monóxido de carbono:



Tres átomos de oxígeno se transfieren del óxido de hierro (III) al monóxido de carbono. Entonces, el Fe_2O_3 se reduce y el CO se oxida.

2. Transferencia de electrones. Formación de bromuro de litio:



De acuerdo con el modelo de enlace iónico, una red de iones de Li y Br forma el LiBr. Originalmente cada átomo de Li ha perdido un electrón (por lo tanto, se ha oxidado) y el bromo los ha ganado (por lo tanto, se ha reducido).

3. Transferencia de hidrógeno.



El octano (C_8H_{18}) pierde hidrógeno y además gana oxígeno, es decir, se oxida de

Tabla 4.4 Un resumen de la terminología redox. En la reacción entre zinc y el ion hidrógeno, Zn es oxidado y H^+ es reducido

Proceso	$\text{Zn}_{(s)} + 2 \text{H}^+_{(ac)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(ac)} + \text{H}_{2(g)}$	
Oxidación Un reactivo pierde electrones. El agente reductor se oxida.	El zinc pierde electrones. El zinc es el agente reductor y se oxida en la reacción.	
Reducción Otro reactivo gana electrones. El agente oxidante se reduce.	El hidrógeno gana electrones. El ion hidrógeno es el agente oxidante y se reduce en la reacción.	

acuerdo con dos de los criterios establecidos en la tabla 4.3, en la página anterior. Por otro lado, el oxígeno al ganar hidrógeno se reduce al formar agua. En la tabla 4.4 se presenta, a manera de resumen, el proceso de oxidación-reducción entre el hidrógeno del ácido clorhídrico y el zinc, en el cual se explica lo que está sucediendo en cada elemento involucrado. Recuerda: cuando un elemento se reduce, otro se oxida, necesariamente. El agente reductor (el que hace que otro elemento se reduzca) es el que se oxida mientras que el agente oxidante (el que hace que otro elemento se oxide) es el que se reduce.

Oxidantes, reductores y la serie electroquímica

A finales del siglo XVIII, Lavoisier demostró el papel del oxígeno en la formación de herrumbre y que la respiración tanto animal como vegetal era una combustión lenta.

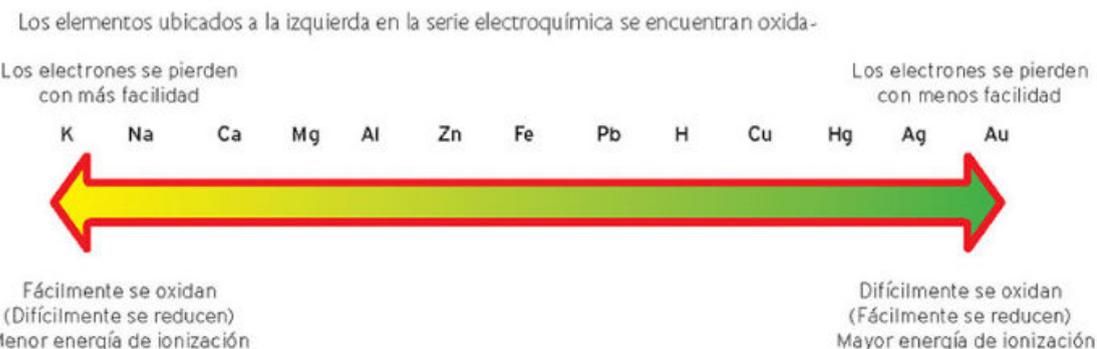
En aquella época se consideraba que el oxígeno era el único elemento (o molécula mononuclear) capaz de oxidar. La oxidación no se entendía como ahora, en términos de transferencia de electrones, pues éstos no se conocían.

Hoy se sabe que el flúor tiene un poder oxidante mayor, pues inclusive quita electrones al oxígeno (en la molécula de OF_2). Así, se dice que hay sustancias oxidantes (desde luego, el oxígeno y el flúor, pero también los otros halógenos, es decir, cloro, bromo y yodo) y sustancias reductoras (desde luego, el hidrógeno, pero también aquellos metales que pueden ceder fácilmente sus electrones). Para formar iones, se requiere energía y la energía de ionización es la necesaria para arrancar un electrón a un átomo y formar un ion.

La serie electroquímica de los metales (M) indica con qué facilidad éstos se oxidan para formar cationes (M^+) en disolución acuosa:



La serie electroquímica no es igual a la energía de ionización; sin embargo, tienen cierta relación ya que los elementos que más fácilmente pierden electrones tienen una energía de ionización más baja que los elementos que los pierden con más dificultad. La serie electroquímica simplificada es:



dos en la naturaleza, es decir, se combinan con elementos que les quitaron sus electrones (por ejemplo, el O, el F o el Cl, los no metales situados en la esquina superior derecha de la tabla periódica. Los no metales se identifican de color anaranjado en la tabla periódica de la página 119). Obtener estos elementos en forma pura requiere devolverles electrones, es decir, reducirlos. Los elementos situados a la derecha de la serie electroquímica son poco reactivos y se pueden encontrar sin combinarse en la naturaleza. Es el caso bien conocido del oro. Los elementos ubicados a la izquierda en la serie electroquímica siempre le quitan el oxígeno (o cualquier otro no metal con el que están combinados) a los de la derecha. Esta característica permite predecir el resultado de muchas reacciones químicas, como se ejemplifica en la tabla 4.5 de la página siguiente.

Tabla 4.5 Predicción de algunas reacciones redox

Reacción	Comentarios
$\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$	El Zn está a la izquierda del Cu en la serie electroquímica, por lo tanto se oxida fácilmente cediendo sus electrones al catión Cu^{2+} , que se reduce formando Cu (figura 4.17).
$\text{Zn} + 2 \text{NaCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + 2 \text{Na}$	Esta reacción <i>no sucede</i> , es decir, si se disuelve Zn metálico en una disolución de cloruro de sodio no pasa nada. En la serie electroquímica, el Zn está a la derecha del Na, por lo tanto, no lo desplaza de sus sales.
$6 \text{Na} + \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow 3\text{Na}_2\text{O} + 2 \text{Al}$	En la serie electroquímica el Na se encuentra a la izquierda del Al, por lo tanto, lo desplaza de sus óxidos. Como muchas reacciones, ésta es más rápida cuando se calienta.
$\text{Mg} + \text{CaO} \rightarrow \text{MgO} + \text{Ca}$	Esta reacción <i>no sucede</i> , aunque se calienten los reactivos, ya que en la serie electroquímica el Mg está a la derecha del Ca.

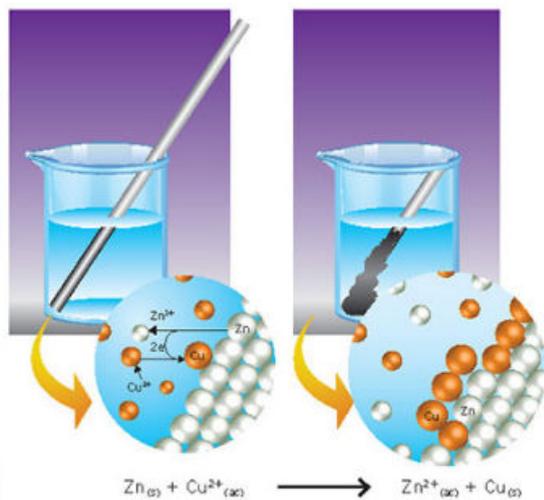


Figura 4.17 La reacción espontánea entre zinc e ion cobre (II). Cuando una tira metálica de zinc se coloca en una solución de Cu^{2+} comienza una reacción redox (izquierda) en la cual el zinc es oxidado a Zn^{2+} y el Cu^{2+} es reducido a cobre metálico. A medida que la reacción progresa (derecha), el color azul profundo de la solución del ion Cu^{2+} hidratado se aviva y el Cu "se deposita" en el zinc y cae al fondo del recipiente (el Cu luce negro debido a que está muy finamente dividido). A nivel molecular, cada átomo de Zn pierde dos electrones, los cuales son ganados por los iones Cu^{2+} . El proceso se resume con símbolos en la ecuación.

Para reflexionar...

Comenta con tus compañeros y obtengan conclusiones:

- ¿Cómo funcionan las baterías recargables como las de los teléfonos móviles?

Número de oxidación

Una gran cantidad de reacciones que suceden en tu vida cotidiana son del tipo óxido-reducción; desde los antisépticos hasta las baterías de los automóviles (y desde luego también las de los teléfonos celulares), desde la obtención de metales hasta el impulso nervioso. Mucha información química relacionada con estas reacciones puede interpretarse por medio del modelo de los números de oxidación, que a continuación se describe:

1. El número de oxidación (N_{ox}) es un número entero que se asigna a cada elemento presente en una molécula. La finalidad es comparar su ambiente electrónico, es decir, el número de electrones de valencia presentes en el mismo, con el del mismo elemento en estado libre, es decir, sin combinar. El número de oxidación es la carga eléctrica aparente con la que un átomo está integrado a un compuesto.
2. Cualquier átomo en un elemento tiene número de oxidación cero.
3. En toda molécula eléctricamente neutra, la suma de los números de oxidación de los elementos que la constituyen es cero.
4. La suma de los números de oxidación de los átomos en una molécula cargada eléctricamente (ion) es igual a la carga de ésta.
5. Un elemento se oxida cuando en una reacción química su número de oxidación aumenta.
6. Una disminución del número de oxidación de un átomo implica su reducción.
7. Una limitación de este modelo es suponer que los números de oxidación corresponden a las cargas de los átomos en las moléculas. Como todo modelo, éste es útil

para los químicos. Sirve para comparar, clasificar, balancear, pero no para describir certeramente la distribución electrónica en las moléculas. A pesar de que hay un comportamiento general existen importantes excepciones.

8. Con los siguientes números de oxidación fijos se puede calcular los de muchas otras moléculas:

F	$N_{ox} = -1$	Siempre, excepto claro en el F_2 donde es cero.
O	$N_{ox} = -2$	Casi siempre, excepto en el OF_2 donde es +2, en el agua oxigenada HOOH , donde es -1 y, desde luego, en el O_2 y O_3 que es cero.
H	$N_{ox} = +1$	Casi siempre, excepto en los hidruros metálicos (como el NaH o BeH_2) donde es -1.
Cl, Br, I	$N_{ox} = -1$	Generalmente, excepto cuando están combinados con el oxígeno y el flúor. Además, cuando se combinan entre sí, el elemento de menor número atómico es el que predomina.
N	$N_{ox} = -3$	Generalmente, excepto cuando está combinado con el oxígeno y el flúor.

Los números de oxidación de los elementos más comunes de la tabla periódica se presentan a continuación.

1																		Números de oxidación de algunos elementos de la tabla periódica					18
H																							
±1	2														13	14	15	16	17				
Li	Be														B	C	N	O	F				
+1	+2														±3	+2, +4	±1, ±2, ±3 +4, +5	-1, -2	+1				
Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al	Si	P	S	Cl							
+1	+2											+3	+2, ±4	±3, +5	±2, ±4, ±6	±1, ±3, ±5, ±7							
K	Ca				Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn			As	Se	Br							
+1	+2				+2, +3 (+6)	+2, +3 (+4, +6, +7)	+2, +3	+2, +3	+2, +3	+1, +2	+2			±3, +5	+2, +4, +6	+3, +5, +7							
Rb	Sr									Ag	Cd		Sn	Sb	Te	I							
+1	+2									+1	+2		+2, +4	±3, +5	+2, +4, +6	+3, +5, +7							
Cs	Ba								Pt	Au	Hg		Pb										
+1	+2								+2, +4	+1, +3	+1, +2		+2, +4										
Fr	Ra																						
+1	+2																						

Los números de oxidación que aparecen entre paréntesis son con los que actúan cuando forman compuestos ternarios, actuando como no metales. Fuente: <http://www.fiquipedia.es/nome/recursos/quimica/estados-de-oxidacion> (Consultado: 2 noviembre de 2016).



INDIVIDUAL

Resuelve en tu cuaderno y comparte tus respuestas con algunos compañeros y corríjanlas si lo creen necesario.

1. ¿Cuáles son los números de oxidación de todos los átomos en las siguientes moléculas? HCl , H_2CO_3 , Al_2O_3 , S_8 , H_3CCl , Au .

Hacia tu proyecto

Una de las reacciones de oxidación más conocidas es la corrosión, que afecta a los metales de las carrocerías de los automóviles, los cascos de los barcos, las ventanas y puertas de herrería, entre otras cosas. ¿Qué métodos existen para evitarla? Piensa e investiga, esto te servirá para uno de tus proyectos.

PARA SABER más

No es lo mismo escribir Ca^{+2} que Ca^{2+} . Aunque sutil la diferencia, significa dos cosas distintas: el primer caso señala la carga del calcio (su número de oxidación) en un compuesto; el segundo es para decir que el calcio está como ión, por ejemplo en una disolución acuosa. Esto mismo se aplica para cualquier otro elemento que lleve números con signos + o - antes o después de su símbolo y también para iones poliatómicos, como SO_4^{2-} .

Con este modelo podemos interpretar algunas reacciones que ya hemos visto en el texto. Por ejemplo:

1. La reacción entre el magnesio y el oxígeno:



Los números de oxidación originales del oxígeno y del magnesio son cero, y en el óxido de magnesio son -2 para el oxígeno y $+2$ para el magnesio (porque si fuera otro número diferente la molécula no sería neutra). El N del magnesio pasó de 0 a 2, es decir, aumentó, lo que indica que se oxidó. El N_{ox} del oxígeno pasó de 0 a -2 , disminuyó, lo que quiere decir que se redujo:

Antes de la reacción:	Después de la reacción:
N_{ox} del magnesio = 0	N_{ox} del magnesio = +2 (El Mg se oxida)
N_{ox} del oxígeno = 0	N_{ox} del oxígeno = -2 (El O se reduce)
Total = 0	Total +2 -2 = 0

2. En la siguiente reacción, que estudiaste en la sección anterior:



El Zn y el Cu, como elementos, tienen números de oxidación igual a cero, pero no es así en el sulfato de zinc ni en el sulfato de cobre. El radical sulfato (SO_4) tiene asignada una carga de -2 (lo que quiere decir que allí el S tiene un número de oxidación de $+6$); por lo tanto, el cobre y el zinc tendrán en sus respectivos sulfatos un número de oxidación de $+2$. En la reacción el zinc pasa de un número de oxidación de 0 a $+2$, lo que indica que se oxidó. Por su lado, el cobre pasa de un número de oxidación de $+2$ a otro de 0, por lo tanto se redujo.

Antes de la reacción:	Después de la reacción:
N_{ox} del zinc = 0	N_{ox} del zinc = +2
N_{ox} del cobre = +2	N_{ox} del cobre = 0
N_{ox} del azufre = +6	N_{ox} del azufre = +6
N_{ox} del oxígeno = -2	N_{ox} del oxígeno = -2
Total = 0 + 2 + 6 + (-2×4) = 0	Total = +2 + 0 + 6 + (-2×4) = 0

En el caso del oxígeno, el número de oxidación de cada átomo es $+2$ y éste se multiplica por cuatro debido a que hay cuatro átomos de oxígeno involucrados. Como podrás observar, este modelo utiliza propiedades de los elementos identificados en la tabla periódica.

Así, aquellos elementos con mayor energía de ionización (los no metales) tienen números de oxidación negativos, mientras que los que la tienen menor (los metales) presentan números de oxidación positivos.



INDIVIDUAL

En tu cuaderno calcula los números de oxidación de todos los elementos antes y después de la reacción:

1. $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{AgNO}_3 + \text{Pb} \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ag}$
3. $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{Sb} + \text{HCl} \rightarrow \text{SbCl}_3 + \text{H}_2$
5. $\text{Fe}_3\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$
6. $\text{CuO} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$

Compara tus respuestas con las de algún compañero y determinen si llegaron a los mismos resultados. En caso contrario, consulten con su profesor para que detecte si hay algún error y corrija.

Para reflexionar...

Reflexiona y contesta en tu cuaderno:

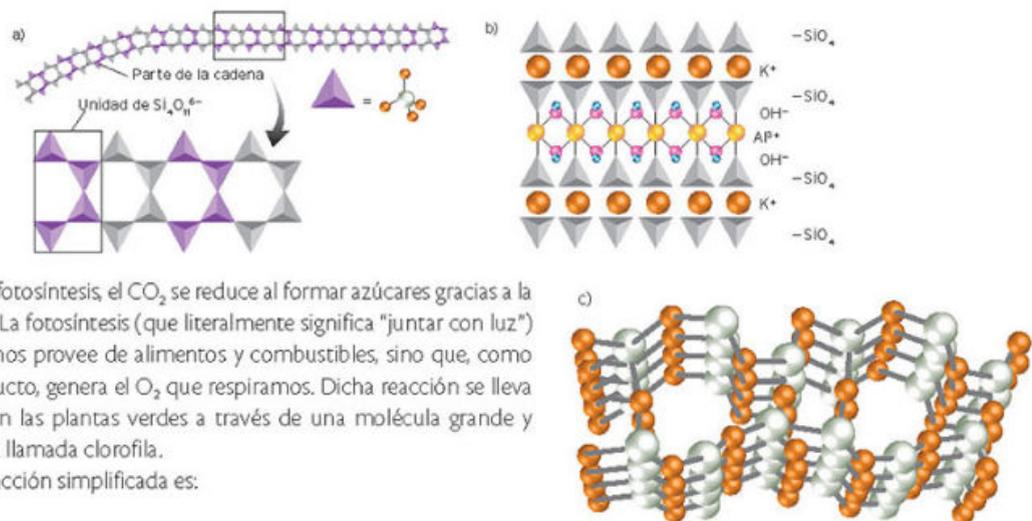
- ¿Cuál es la utilidad del modelo de número de oxidación?

Conexiones...

Recuerda que en tu curso de Ciencias 1, en el bloque 2 estudiaste la fotosíntesis, y en el bloque 3, la respiración.

Las reacciones de oxidación-reducción en nuestro entorno

Nuestra atmósfera es fuertemente oxidante porque contiene oxígeno como uno de sus principales componentes, de ahí que muchos metales y minerales sean óxidos, que la composición de la mayoría de los compuestos del suelo sean silicatos u óxidos de silicio (figura 4.18) y que una de las moléculas más abundantes en la Tierra sea el agua (u "óxido de hidrógeno").



En la fotosíntesis, el CO_2 se reduce al formar azúcares gracias a la luz solar. La fotosíntesis (que literalmente significa "juntar con luz") no sólo nos provee de alimentos y combustibles, sino que, como subproducto, genera el O_2 que respiramos. Dicha reacción se lleva a cabo en las plantas verdes a través de una molécula grande y compleja llamada clorofila.

La reacción simplificada es:



Contrariamente a todas las reacciones que hemos visto, el CO_2 se reduce a glucosa (un azúcar) y el oxígeno del agua se oxida a O_2 . Lo anterior se puede hacer gracias a la luz del sol. La fermentación consiste en una serie de reacciones químicas de oxidación-reducción catalizadas por enzimas. Hay varios tipos de fermentaciones. En la fermentación alcohólica las levaduras (hongos microscópicos unicelulares) convierten azúcares como la glucosa, la fructosa o la sacarosa en etanol y dióxido de carbono.

Figura 4.18 Los silicatos se presentan en la naturaleza en tres formas: a) en largas cadenas (asbesto), b) como capas superpuestas (en los minerales más blandos que se conocen, como el talco), y c) en forma de redes (en cristales como el cuarzo).

Para reflexionar...

Comenta con tus compañeros y obtengan conclusiones: La reacción de producción industrial de fósforo blanco es: $4\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 20\text{C} + 12\text{SiO}_2 \rightarrow 12\text{CaSiO}_3 + 20\text{CO} + \text{P}_4$. Identifica qué elemento se reduce y qué elemento se oxida y explica por qué.

Enzimas de la levadura



Como podrás comprobar, aquí el número de oxidación del carbono en la glucosa es cero, mientras que en el etanol es -2 , y en el dióxido de carbono es $+4$; por lo tanto, se trata de una reacción de óxido-reducción.

La fermentación alcohólica es anaeróbica, es decir, no necesita oxígeno para llevarse a cabo. Pasteur la estudió ampliamente durante el siglo XIX y tiene una multitud de aplicaciones en la industria alimentaria. En unos casos se aprovecha el CO_2 (por ejemplo, para que en su fabricación esponje el pan) y en otros el etanol (en la producción de cerveza, vino, pulque). Además de la fermentación alcohólica, hay de otros tipos, producidas por bacterias. Un ejemplo de reacción en la que el oxígeno no interviene como oxidante es la siguiente:



El tricloruro de fósforo se usa como materia prima en muchos procesos industriales, por ejemplo en la producción de pesticidas, aditivos para aceites, plastificantes etcétera.



EQUIPO

Actividad experimental

LA COMIDA, ¿SE OXIDA?

Objetivo:

Verificar si los alimentos expuestos al medio ambiente sufren deterioro por oxidación.

Investigación previa:

Consulten en libros o en internet lo siguiente:

1. ¿Por qué se oxidan los alimentos?
2. ¿Qué alimentos se oxidan?
3. ¿Cómo se previene la oxidación en los alimentos?

Materiales:

- Una manzana
- Un plátano
- Cuchillo y platos
- Un limón

Procedimiento:

1. Corten a la mitad cada manzana y rebanen los plátanos.
2. Colóquenlos como se muestra en la figura 4.19.
3. Rocíen la fruta de un plato con jugo de limón.

4. Esperen una hora y observen qué sucedió.
5. Describan el aspecto de las frutas en cada uno de los platos.

Análisis de resultados:

Anoten en su cuaderno sus observaciones y elaboren un dibujo explicando lo que sucedió.

- ¿Cuál es el efecto del limón en la fruta a la que se lo añadiste?
- ¿Qué aplicación puede tener lo que observaron?

Conclusiones:

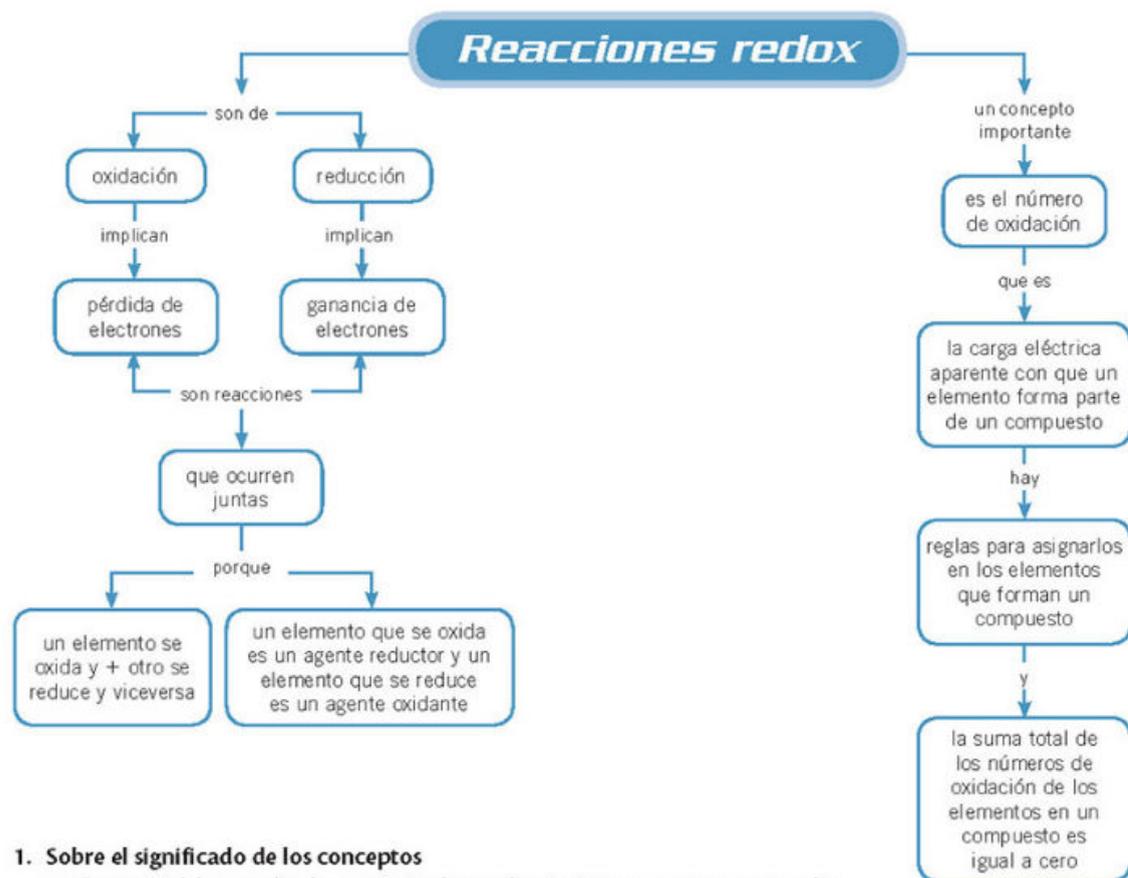
Escriban en su cuaderno por qué se oxidan algunos alimentos y qué otras sustancias además del limón pueden servir para evitar este efecto.



Figura 4.19 Añadan el jugo de limón a las muestras de uno de los platos.

Revisión

Revisa el siguiente resumen gráfico con los principales conceptos de este tema, y si tienes alguna duda, consúltala para que lo tengas dominado y puedas apoyarte en él, al final del bloque.



1. Sobre el significado de los conceptos

- 1.1 Con tus palabras explica lo que entiendes por los siguientes conceptos: carga, electricidad, oxidación, reducción, electrón, serie electroquímica, batería, número de oxidación, agente oxidante y agente reductor.
- 1.2 Busca su significado en un diccionario y/o enciclopedia, en internet, o en el *Diccionario de la Real Academia de la Lengua Española*: <http://www.rae.es/>.

2. Para pensar

- 2.1 ¿Cuál es la diferencia entre la oxidación y la reducción?
- 2.2 Si se hace reaccionar el octano con cloro para obtener tetracloruro de carbono, ¿qué elemento se oxida y cuál se reduce? La reacción es la siguiente:



- 2.3 ¿Por qué algunos elementos se encuentran en estado metálico en la naturaleza y la mayoría en forma de sales (óxidos, cloruros, sulfatos)?
- 2.4 ¿Cómo se relacionan los números de oxidación de los elementos con su posición en la tabla periódica?
- 2.5 ¿Cuál es la diferencia entre número de oxidación y energía de ionización?

3. Ejercicios

- 3.1 Después de lo que se presentó en este tema, revisa el resumen esquemático con el que finaliza y analiza con tus compañeros lo que se dice en la conversación de la página 219. Con lo que ya aprendieron, constrúyanla de nuevo, en equipos de trabajo, incorporando las modificaciones que consideren adecuadas.
- 3.2 Trabajando en equipos pequeños compartan sus POE originales entre ustedes y en su cuaderno contesten las preguntas: ¿qué cambiaría de mis predicciones y las explicaciones que di? De lo que he aprendido, ¿qué me permitiría hacer esas modificaciones? Entre todos elaboren un cartel en el que expliquen los cambios a sus POE, por qué los hicieron y compártanlos con el resto del grupo.

4. Autoevaluación

A continuación se enlistan los aprendizajes esperados de este tema. En tu cuaderno, evalúa en qué medida consideras que obtuviste los aprendizajes esperados (bien, regular, poco o nada) y después anota lo que crees que debes repasar para comprender mejor el tema y qué consideras que debes consultar con tu profesor.

- Identifico el cambio químico en algunos ejemplos de reacciones de óxido-reducción en actividades experimentales y en mi entorno.
- Relaciono el número de oxidación de algunos elementos con su ubicación en la tabla periódica.
- Analizo los procesos de transferencia de electrones en algunas reacciones sencillas de óxido-reducción en la vida diaria y en la industria.

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

Aprendizajes esperados

- 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.

Todo proyecto deberá partir de sus inquietudes e intereses y podrán optar por alguna de las preguntas sugeridas en esta última parte del bloque, tomar éstas como base y orientarlas o bien plantear otras que permitan cumplir con los aprendizajes esperados. También es indispensable planear conjuntamente el proyecto en el transcurso del bloque, a fin de poder desarrollarlo y comunicarlo durante las dos últimas semanas del bimestre.

Con el trabajo por proyectos, se sugieren algunas preguntas para orientar la selección del tema e integrar lo aprendido mediante el desarrollo de actividades experimentales que les permitan describir, explicar y predecir algunos fenómenos de su entorno relacionados con el movimiento, las ondas y la fuerza, así como su aplicación y aprovechamiento en productos técnicos. Para ello se presenta además un breve resumen de la química involucrada en cada uno de los siguientes temas.

Proyecto 1. ¿Cómo evitar la corrosión?

Inicio RECONOCE LA QUÍMICA

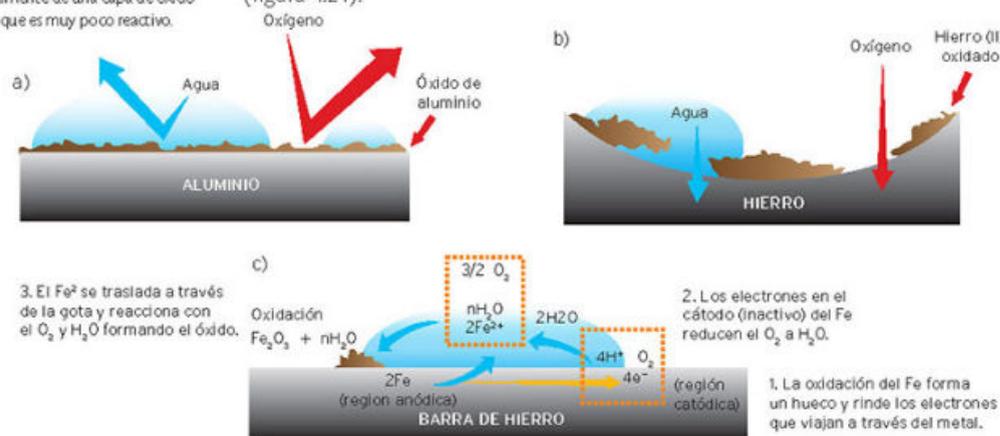
Se estima que entre 2 y 4% del producto bruto mundial —toda la riqueza que se produce en nuestro planeta— se debe emplear para reparar las estructuras que afecta la corrosión. Una gran cantidad de objetos metálicos (figura 4.20) (tuberías, depósitos, carrocerías de automóviles, puertas, muelles) presenta año con año manchas de color rojizo del color del Fe_2O_3 . Posteriormente, estas pequeñas manchas se convierten en pequeños y luego mayores orificios. Así, la corrosión es un gran problema ¡tanto trabajo y dinero que cuesta producir los metales a partir de sus minerales y ahora resulta que, de manera natural, éstos vuelven a convertirse en óxidos!

El producto de la acción de la corrosión dependerá de la naturaleza química del agente oxidante. Por ejemplo: en una planta de producción de ácido fluorhídrico, los compuestos que provocan la corrosión son el HF (ácido fluorhídrico) diluido y un subproducto que es el ácido fluorosilícico (H_2SiF_6) y los productos de la acción de estos ácidos son fluoruro de hierro y fluorosilicato de hierro.



Figura 4.20 La corrosión es un problema que afecta en gran medida las estructuras e instalaciones de las construcciones.

Figura 4.21 a) y b) Representación esquemática de la corrosión del hierro mediante un acercamiento a una microfatura en una superficie de hierro; c) Metales protegidos. La corrosión actúa sobre el hierro, pero no sobre el aluminio, que está cubierto normalmente de una capa de óxido Al_2O_3 que es muy poco reactivo.



Esta consiste en unir a la estructura metálica un bloque de otro metal que se oxide más fácilmente que el hierro y que, por lo tanto, funcione como cátodo.

El metal favorito para esto es el magnesio, que se oxida de manera espontánea frente al hierro. Cuando todo el bloque de Mg se convierte en ion magnesio Mg^{2+} se cambia por otro, lo cual resulta más económico y fácil que sustituir estructuras completas de hierro (figura 4.22).

El electrodo positivo es el cátodo, donde ocurre la reducción y el electrodo negativo es el ánodo donde ocurre la oxidación. Una regla mnemotécnica que te puede servir para recordar lo anterior es:

Cátodo → Reducción (consonante con consonante)
 Ánodo → Oxidación (vocal con vocal)

Galvanoplastia. Proceso mediante el cual se recubre, gracias al paso de una corriente eléctrica por una celda electroquímica, un objeto con un metal. Por ejemplo, una celda de plateado contiene una disolución de una sal de plata (cianuro de plata) y un ánodo de plata. En el cátodo se coloca el objeto que se va a platear (figura 4.23 en la siguiente página).

El ánodo de plata se conecta al electrodo positivo de la fuente de energía eléctrica y el cátodo al negativo. En este caso las reacciones que ocurren solamente se expresan indicando lo que ocurrió con uno de los elementos involucrados, y se conocen como semirreacciones.

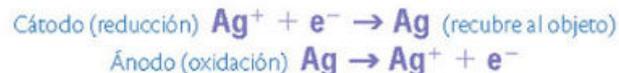
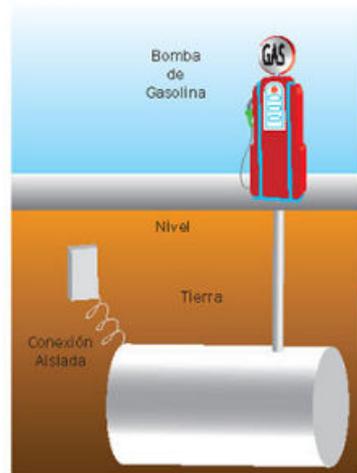


Figura 4.22 Protección catódica. Se prefiere sacrificar el magnesio que el tanque de gasolina. Eso sí, cuando todo el magnesio se ha disuelto, ¡cuidado!



Estas reacciones generan un flujo constante de iones de plata del ánodo al cátodo, donde se van depositando. El grosor de la capa depende del tiempo que se pase corriente eléctrica a través de la disolución, del área del objeto y de la intensidad de corriente aplicada. Las defensas de los automóviles se protegen de la corrosión mediante electrodeposición de Ni y posteriormente de Cr sobre la pieza original de Fe, en lo que se conoce como cromado. Cuando en lugar de Cr se emplea Zn se obtiene hierro galvanizado.

Organización

Recuerden que en esta etapa deben determinar las preguntas de investigación y asignar a los responsables de las actividades que desarrollarán.

Les sugerimos que elaboren en su cuaderno una tabla como la que ya conocen, recuerden que la pregunta inicial es: ¿cómo evitar la corrosión? Para organizarse con el tiempo disponible y los responsables de cada actividad les recomendamos elaborar en su cuaderno una tabla como la que ya han utilizado en proyectos anteriores.

Proceso

Ahora van a desarrollar el proyecto. A continuación les sugerimos una actividad experimental, recuerden que pueden tomarla como inspiración para diseñar otra o ampliar los objetivos de su investigación.

Título de la investigación: cómo cobrizar un objeto metálico.

Objetivo: revestir una llave con un metal por el método de galvanoplastia.

Fundamento teórico: la galvanoplastia es el revestimiento de un objeto con una capa de metal. Se utiliza para proteger al metal que está recubierto. En este caso se hará con una llave, que actúa como cátodo (polo negativo) y el ánodo (polo positivo) es una pieza pura del metal con el que se va a revestir a la llave (alambre de cobre).

El electrolito (líquido azul) contiene sulfato de cobre disuelto en agua; cuyos iones atraviesan la solución y se depositan en la llave. Investiga lo siguiente:

- ¿Qué es una reacción electroquímica?
- Además de la galvanoplastia, ¿qué otras reacciones similares existen?

Material:

- Una batería de 9 V
- Dos cables con caimán o dos trozos de alambre de cobre calibre 16
- Una llave
- Una lámina de cobre que servirá como electrodo
- Sulfato de cobre
- Dos frascos de 250 ml
- Una cuchara pequeña

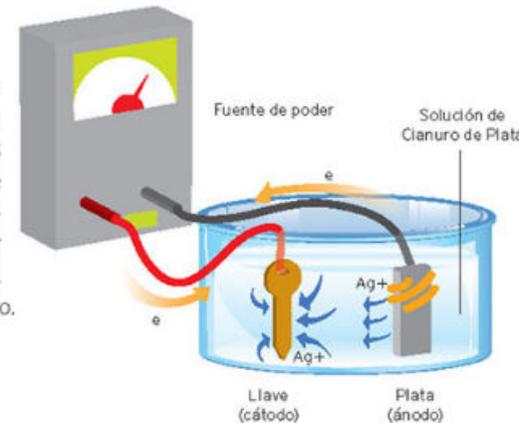


Figura 4.23 Electroplateado. Un objeto puede rodearse de una capa de metal en una celda electroquímica como ésta. El electrolito contiene iones del metal y el objeto se coloca como cátodo, para que ahí se depositen esos iones al ganar electrones.

Desarrollo:

1. Preparen el electrolito disolviendo el sulfato de cobre en agua. Debe quedar concentrado, para que se disuelva mejor pueden usar agua tibia.
2. Asegúrense de limpiar muy bien la llave que quieran cobrizar. Con detergente y algún cepillo. Si está muy sucia, pueden usar una lija de agua para rasparla y limpiarla mejor.
3. Conecten en el polo positivo la lámina de cobre puro.
4. Verifiquen que la llave esté conectada al polo negativo de la batería.
5. Sumerjan ambas láminas en la solución de sulfato de cobre durante 10 minutos (guíense con la figura 4.23.).
6. Observen el aspecto de la llave y la lámina de cobre durante el tiempo que esté conectado el dispositivo a la pila.
7. Es muy importante que cuando terminen la actividad, no desechen en el drenaje la solución de sulfato de cobre, entréguenla a su profesor para su tratamiento posterior.

Resultados y análisis de resultados:

Anoten en su cuaderno lo que observaron en cada uno de los pasos que ejecutaron. Respondan las siguientes preguntas. Si no saben las respuestas, investiguenlas.

1. ¿Dónde aplicarían el método de recubrimiento que acaban de hacer?
2. ¿Cuáles son las ventajas de recubrir con cobre un metal?
3. ¿Qué importancia tiene esta aplicación para la industria?
4. Investiguen tres aplicaciones y discútanlas con otros compañeros.
5. Investiguen cuál fue la reacción que se llevó a cabo, anótenla y obtengan los números de oxidación de todos los elementos involucrados.
6. De acuerdo con la serie electroquímica ¿qué elemento se oxida más fácilmente, el zinc o el cobre?
7. Investiguen por qué no desecharon en la tarja el sulfato de cobre, coméntenlo con otros compañeros.

Conclusiones:

Anoten lo que aprendieron de esta experiencia, así como lo que consideran que debería cambiarse del procedimiento que siguieron. Ustedes pueden proponer otras actividades ya sean experimentales o bibliográficas, de tal manera que amplíen los alcances de su investigación. Para llevar a cabo su investigación documental les sugerimos que revisen las siguientes páginas de internet y bibliografía. Recuerden que ustedes deben investigar en otras fuentes y tomar nota de lo que consideren más importante para después procesar la información que recabaron y elaboren su informe.

- <http://metodos.famcie.uva.es/ftao/optica/Practicas/segundo/materialesopticos/recubrimientos/recubrimientos.htm>
- <http://www.izt.uam.mx/cosmosecm/ELECTROQUIMICA.html>
- http://catarina.udlap.mx/u_dl_a/tales/documentos/mgd/herandez_m_js/capitulo1.pdf
- También recomendamos los tres libros de Javier Ávila y Juan Genescá, *Más allá de la herrumbre I, II y III* disponibles en: <http://bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen1/ciencia2/09/htm/masalla.htm>

- <http://bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen2/ciencia3/079/htm/masalla2.htm>
- <http://bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen3/ciencia3/121/htm/masalla3.htm>
(Consultado: 2 de noviembre de 2016).

Para organizar la búsqueda de información les sugerimos elaborar en su cuaderno una tabla, si no recuerdan cómo es, consulten el bloque 1.

Comunicación

En esta etapa presentarán sus resultados. Dependiendo del proyecto que hicieron será la manera de presentarlo; en este caso quizá decidan hacer carteles para exponer en clase sus resultados, o un programa de radio. Recuerden que el límite es su imaginación, desplieguen su creatividad.

Evaluación

En esta etapa es importante que califiquen tanto su trabajo personal (autoevaluación) como el de sus compañeros (coevaluación).

Autoevaluación

Para su autoevaluación les proponemos que de manera individual, en su cuaderno determinen qué tanto se cumplió cada aspecto de la tabla que se ha usado con anterioridad. Elabora un párrafo en el que expliques con detalle qué aspectos consideras que necesitas mejorar en tu desempeño, así como tus aciertos y errores.

Coevaluación

En esta etapa cada quien evaluará a los demás compañeros de su equipo. Usen la tabla que ya hemos utilizado en otros bloques. Su profesor también los evaluará. Esta heteroevaluación puede hacerla tomando como parámetro la tabla que sugerimos en el bloque 1.

Proyecto 2. ¿Cuál es el impacto de los combustibles y posibles alternativas de solución?

Inicio RECONOCE LA QUÍMICA

El petróleo (figura 4.24) fue el principal combustible del siglo xx y sigue siéndolo en el presente. A pesar de los avances en el desarrollo de fuentes alternativas de energía, ninguna se compara con él en términos económicos.

Figura 4.24 Ante la disminución de las reservas petroleras y la gran cantidad de residuos contaminantes derivados de la combustión del petróleo, en la actualidad se están investigando fuentes alternativas de energía, algunas de ellas son: a) paneles solares, b) energía eólica, c) automóviles eléctricos o híbridos.



Quemar gas, diésel, gasolina o combustóleo sigue siendo, en general, la manera más barata de obtener energía. Los monopolios petroleros en el mundo poco han hecho para el desarrollo de esas nuevas tecnologías, y sólo hasta muy recientemente por la certeza del calentamiento global se están diseñando nuevas formas de obtener combustible y se han mejorado las gasolinas, diésel y otros combustibles reduciendo los contenidos de nitrógeno y azufre mediante el desarrollo de nuevos catalizadores y procesos para su eliminación.

También se ha eliminado el plomo de las gasolinas (tetraetilo de plomo, antidetonante) sustituyéndolo por otros compuestos que no son tan tóxicos como dicho metal, como el llamado MTBE (Metilterbutil éter) y se sigue investigando en la mejora de la calidad de los productos y el perfeccionamiento de los procesos de refinación de petróleo.

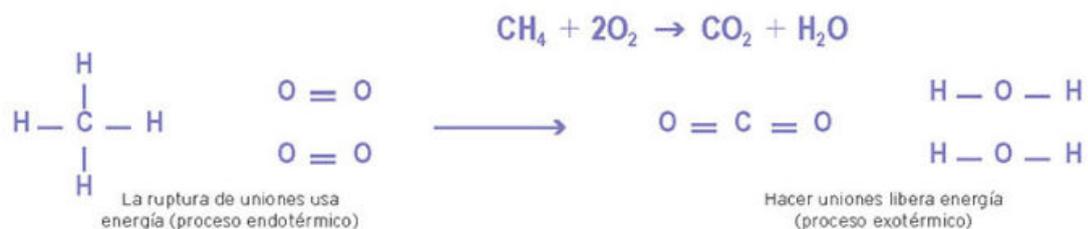
El petróleo es una mezcla de hidrocarburos, principalmente de alcanos que son compuestos formados por cadenas de átomos de carbono e hidrógeno y su estudio corresponde a la química orgánica.

Los de cadena de átomos de carbono más pequeña (CH_4 , metano; CH_3-CH_3 , etano, $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$, propano y $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$, butano) son gases. Los que tienen mayor número de carbonos, se presentan como líquidos y también se encuentran como sólidos.

Cuando un hidrocarburo se quema en una buena cantidad de aire (es decir, en presencia de oxígeno) se produce dióxido de carbono y agua. El dióxido de carbono, proveniente también de quemar carbón y madera, es el principal responsable del efecto invernadero y el cambio climático.

Durante la combustión se rompen enlaces químicos en los reactivos (hidrocarburos y oxígeno) y se forman nuevos enlaces en los productos (dióxido de carbono y agua).

La ruptura de los enlaces en los reactivos requiere energía. La formación de los nuevos enlaces en los productos libera energía. Como en la combustión se libera más energía que la que se consume, la reacción es exotérmica. Como ejemplo, revisaremos la energía involucrada en la reacción de combustión del metano.



Ruptura de enlaces	Energía requerida (kilojoules/mol)	Formación de enlaces	Energía liberada (kilojoules/mol)
Ruptura de cuatro enlaces C-H del metano	1652	Formación de dos enlaces C=O en el dióxido de carbono	1602
Ruptura de enlaces O=O del oxígeno	988	Formación de cuatro enlaces O-H en el agua	1928
Total	2 640	Total	3 530

Más información en: Chamizo, G. J. A. y Garritz, R. A., *Tú y la Química, México*, Pearson Educación, pp. 550-568 (Serie Awil).

En la reacción se necesitan 2640 kJ/mol para romper los enlaces y liberar 3530 kJ/mol al formarse los nuevos enlaces. Como la energía asociada a la formación de los productos (parte 2) es mayor que la necesaria en la ruptura de los enlaces de los reactivos (parte 1), la reacción es exotérmica y libera:

$$\begin{aligned} \text{Energía de la reacción} &= \text{Energía de la parte 2} - \\ &\quad \text{Energía de la parte 1} \\ &= 3\,530 \text{ kJ/mol} - 2\,640 \text{ kJ/mol} \\ &= 890 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

- En la figura 4.25 se indica la eficiencia actual en la conversión de energía de un automóvil.



Figura 4.25 Eficiencia actual en la conversión de energía en un automóvil.

Cerca de la mitad del petróleo mundial es consumida por los 500 millones de vehículos existentes, por lo que se estudia exhaustivamente cómo mejorar esa eficiencia. Se tienen construidos prototipos que consumen un litro de gasolina por cada 26 kilómetros recorridos. Investiga qué se puede hacer para mejorar la eficacia en la conversión de energía de un automóvil.

- Aproximadamente 25% de la luz del sol es reflejada por la atmósfera, donde mucha de ella es convertida en calor por el aire y la superficie de la Tierra. Parte del calor emitido por la superficie es retenida por los gases atmosféricos, sobre todo CO_2 , y otra parte es emitida al espacio exterior. Esto se conoce como efecto invernadero (figura 4.26). El Premio Nobel de Química, Mario Molina trabaja intensamente sobre este problema proponiendo alternativas de desarrollo sustentable. Investiga qué propone.
- El uso de combustibles fósiles durante los pasados 5000 años y su uso proyectado para los próximos 5000 años. Las reservas de combustibles fósiles que se agotarán en pocos cientos de años. Desde una perspectiva histórica, el periodo de dependencia de estos combustibles será breve. Investiga cuáles son y serán los combustibles del futuro.



Figura 4.26 Explicación gráfica del efecto invernadero.

Organización

Determinen las preguntas para dirigir los objetivos de su proyecto, así como los responsables de cada actividad y los tiempos de entrega de cada una. Pueden emplear las tablas que ya presentamos en el proyecto anterior. Sugieran una actividad experimental para que diseñen otra que les interese más o amplíen los alcances de ésta.

Título de la investigación: cómo preparar un combustible de uso cotidiano.

Objetivo: comprender la importancia de elaborar un gel combustible que pueden utilizar en la vida cotidiana.

Fundamento teórico: los alcoholes son compuestos con fórmula general R—OH, donde la "R" es una cadena de compuesto orgánico y el oxidrilo (OH) es el grupo funcional que en los compuestos orgánicos determina las características de esta familia. Ejemplo: CH₃—CH₂—OH Alcohol etílico. El acetato de sodio es un polvo blanco que proviene del ácido acético. Es un combustible, por lo que en su manejo debes tener cuidado de no acercarlo a fuentes de calor.

Material:

- 50 ml de alcohol etílico, 15 g de acetato de sodio o en su defecto, de calcio
- 100 ml de agua destilada
- Un gramo de cloruro de sodio
- Dos vasos de precipitado de 200 ml
- Una espátula
- Un agitador
- Una balanza granataria
- Tres cápsulas de porcelana
- Una caja de cerillos
- Una lata chica vacía sin tapa
- Una mecha

Desarrollo:

1. En un vaso de precipitados coloquen 50 ml de alcohol etílico.
2. En la balanza midan 15 g de acetato de calcio (háganlo con guantes), colóquenlo en un vaso de precipitados, añadan 100 ml de agua y agiten hasta que esté todo bien disuelto.
3. Mezclen la disolución preparada en el paso anterior con el alcohol etílico y agiten hasta que se forme un gel. Vacíenlo en la lata y coloquen la mecha en el centro. Esperen a que solidifique. Si añaden sal de mesa a la disolución de acetato de sodio, obtendrán una llama amarilla al encender la mecha, pero si no lo hacen, será azul.
4. Lávense muy bien las manos con agua y jabón, así como el material que emplearon.

Precaución: no desechen en la tarja los residuos del acetato de sodio. Pregúntenle a su profesor dónde depositarlos.

Resultados y análisis de resultados:

Anoten en su cuaderno lo que observaron en cada uno de los pasos que ejecutaron, así como las medidas de seguridad que emplearon para el uso del acetato de sodio y el alcohol etílico. Respondan las siguientes preguntas. Si no saben las respuestas, investigúenlas.

1. Expliquen qué sucedió con el gel al acercarle la flama, ¿cuáles fueron las características de la flama y el residuo?
2. Determinen si su producto podría servir como combustible. ¿Por qué?
3. ¿Qué relación podría tener este experimento con la sustitución de los combustibles fósiles?

Conclusiones:

Anoten lo que aprendieron de esta experiencia, así como lo que consideran que debería cambiarse del procedimiento. Ustedes pueden proponer otras actividades ya sean experimentales o bibliográficas, de tal manera que amplíen los alcances de su investigación, por ejemplo:

1. ¿Qué se puede hacer para mejorar la eficiencia en la conversión de energía de un automóvil?
2. ¿Qué alternativas se han propuesto para el desarrollo sustentable en este rubro?
3. ¿Cuáles son los que se consideran combustibles del futuro?
4. ¿Cuáles serían las ventajas y desventajas del uso del alcohol etílico como combustible?
5. Propongan soluciones para ahorrar combustibles y cuidar del medio ambiente.

Para llevar a cabo su investigación documental les sugerimos que revisen las siguientes páginas de internet, ustedes investiguen en otras fuentes y tomen nota de lo más relevante. Procuren procesar la información que adquirieron, de tal manera que redacten con sus palabras los textos finales.

- envia.xoc.uam.mx/tid/investigaciones/C/Combustibles%20ecologicos.doc
- <http://www.comoves.unam.mx/numeros/articulo/123/los-biocombustibles>
- http://www.feriadelasciencias.unam.mx/antiores/feria20/feria318_01_los_combustibles_alternativos_son_realmente_una_al.pdf (Consultado: 22 de enero de 2017).

Para organizar la búsqueda de información les sugerimos elaborar en su cuaderno una tabla como la que ya les hemos propuesto.

Comunicación

En esta etapa presentarán sus resultados. Recuerden hacerlo de manera creativa. En este caso podrían hacer una serie de conferencias y presentación de carteles para que la comunidad escolar tenga más información sobre este tema de especial relevancia. Inviten a sus familiares a sus presentaciones para divulgar a más personas los hallazgos de sus investigaciones.

Evaluación

No olviden que deben hacer su autoevaluación, coevaluación y heteroevaluación. Para ello pueden reproducir las tablas que les presentamos en otros bloques.

Revisión del bloque

I. Utilizando entre 10 y 15 de los conceptos que aprendiste en este bloque construye un resumen esquemático como los que aparecen al final de cada sección.

II. Las siguientes preguntas, problemas y experimentos te permitirán recordar e integrar la química que se presentó en este bloque. Con tus compañeros encuentra las respuestas.

1.
 - a. ¿Cuál es el producto de la reacción entre HCl y las siguientes bases?
 - LiOH
 - Al(OH)₃
 - Hidróxido de berilio
 - b. ¿Cuál es el producto de la reacción entre la potasa (KOH) y los siguientes ácidos?
 - HNO₃
 - H₃PO₄
 - H₂S

2. ¿Cuál es la diferencia entre la energía de ionización y la serie electroquímica?
3. ¿Cuál es la función de los indicadores?
4. Define con tus palabras: ácido, base, oxidación, reducción.
5. Vamos a simular que ocho metales de la serie electroquímica participarán en un torneo de boxeo. Desde luego, los más reactivos son los más fuertes. ¿Quiénes pasarán a las semifinales, quiénes a la final y quién será el campeón? Observa con cuidado la figura 4.27 de la siguiente página, y haz tus predicciones.

III. Las siguientes preguntas son parecidas a las de diversos exámenes que tendrás que presentar para probar que has entendido la química que se presenta en este bloque. Respóndelas individualmente en hojas de papel separadas.

1. El aspecto más importante de la clasificación de las sustancias en ácidos y bases es:
 - a. que se puede predecir su neutralización.
 - b. que son productos industrialmente muy valiosos.
 - c. que se puede medir el pH.
 - d. que están presentes en una gran cantidad de productos que usamos en nuestra vida cotidiana.

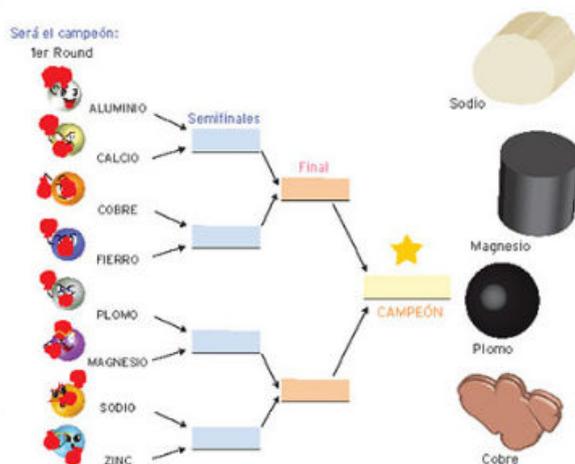


Figura 4.27 Metales de la serie electroquímica en "competencia".

2. Ordena los siguientes alimentos de más ácido a menos ácido, de acuerdo con sus valores de pH.

- a. plátanos, 5.4
- b. huevos, 7.8
- c. manzana, 3.5
- d. leche, 8
- e. tomate verde, 3.8
- f. mermelada de fresa, 3.0
- g. miel de abeja, 4.2
- h. frijoles refritos, 5.9
- i. arroz blanco cocido, 6.7
- j. espinaca cocida, 7.1
- k. aguacate, 6.8
- l. papaya, 6.0

3. Todos los siguientes son ejemplos de sustancias y procesos en los que intervienen reacciones de óxido-reducción excepto:

- a. "quemarse" con un ácido
- b. prender un cerillo
- c. la corrosión
- d. la respiración

IV. A continuación se presenta una tabla de riesgo, como la que usamos anteriormente en la página 218. Cópiala y complétala en tu cuaderno considerando el riesgo que conlleva comer alimentos con exceso de sal. Posteriormente escribe cómo reducirías ese factor de daño potencial; es decir cómo reduces tu vulnerabilidad como resultado de una decisión. Elabora otro en el que evalúes el riesgo de consumir antiácidos constantemente sin receta médica.

Daño (Efecto adverso para la salud o el ambiente por la presencia de metales pesados)	Desde... hasta	
Peligro (Agente o causa potencial de daño)	Sustancia	
	Fenómeno	
Vulnerabilidad (Susceptibilidad de sufrir daño, considerando además la capacidad de recuperarse del mismo)	Causa	
	Empieza por...	
Riesgo (Posibilidad de daño)	Multiplica el peligro por la vulnerabilidad	Riesgo = 0 × 10 = 0 si no se consume nada de sal pura. Riesgo = 1 × 5 = 5 si se consumen alimentos con sal en dosis moderadas. Riesgo = 1 × 10 = 10 si se consume sal en grandes cantidades.



Química y tecnología

En este bloque se pretende que los alumnos realicen un proyecto de integración a partir de la selección de temas relacionados con la vida cotidiana y los intereses de los adolescentes. Dichos proyectos deben orientarse al fortalecimiento de actitudes como la curiosidad, la creatividad, la innovación, el escepticismo informado, la tolerancia y el respeto a otras formas de ver el mundo. Idealmente todos los temas deben ser investigados en el grupo. Cada proyecto requiere considerar aspectos históricos y trabajos experimentales; al final todos los alumnos deben compartir sus resultados.

Competencias que se favorecen:

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

Aprendizajes esperados:

- Plantea preguntas, realiza predicciones, formula hipótesis con el fin de obtener evidencias empíricas para argumentar sus conclusiones, con base en los contenidos estudiados en el curso.
- Diseña y elabora objetos técnicos, experimentos o modelos con creatividad, con el fin de que describa, explique y prediga algunos procesos químicos relacionados con la transformación de materiales y la obtención de productos químicos.
- Comunica los resultados de su proyecto mediante diversos medios o con ayuda de las tecnologías de la información y la comunicación, con el fin de que la comunidad escolar y familiar reflexione y tome decisiones relacionadas con el consumo responsable o el desarrollo sustentable.
- Evalúa procesos y productos considerando su efectividad, durabilidad y beneficio social, tomando en cuenta la relación del costo con el impacto ambiental.

Este bloque es completamente diferente a los anteriores. Por medio de una investigación se pretende integrar la química aprendida en los otros bloques.

Esto se logrará mediante el desarrollo de un tema obligatorio (el primero, ¿cómo se sintetiza un material elástico?) y varios opcionales (que deberá establecer tu profesor, ya sea que se revisen todos en pequeños equipos de trabajo, o escoger sólo algunos de ellos), en los cuales ustedes tendrán la oportunidad de utilizar los conceptos analizados en el curso, pero también de vincular con ellos, de manera explícita, aspectos de la tecnología, la sociedad y la relación e integración con otras ciencias.

Los proyectos de investigación que harán tienen como propósito buscar que planteen interrogantes y encuentren respuestas acerca de asuntos de su interés relacionados con lo que se estudió en el curso, que involucren la selección y organización de la información, el diseño de modelos y la realización de actividades experimentales o el análisis de situaciones problemáticas.

La investigación no se agota con la lectura del capítulo en un libro, una enciclopedia o en internet. Al investigar no sólo se lee, sino que se realizan otras actividades; entre ellas destacan la búsqueda de información, su organización y evaluación. Esto sin olvidar la presentación del resultado de la investigación, etapa en la que se muestran las conclusiones.

Ya han desarrollado proyectos en los bloques anteriores y hemos llevado una secuencia para seguir un orden, mismo que ha funcionado particularmente para desarrollar proyectos experimentales, pero cuando se hace una investigación documental, la secuencia de pasos varía un poco.

A continuación se indican algunos de los pasos indispensables para llevar a cabo una investigación documental, algunos de ellos también pueden adaptarse a la secuencia de investigación experimental o de desarrollo tecnológico.

1. Toda investigación empieza con una pregunta

La pregunta puede ser personal, resultado de una tormenta de ideas entre los estudiantes de un equipo, propuesta por el profesor o extraída de un libro. Cualquiera que sea su origen, es imperativo entender bien qué se está preguntando e identificar al menos un ejemplo que conozcan en donde se aplique o que tenga alguna relación explícita. Todo esto es necesario antes de buscar cualquier tipo de información.

La primera pregunta indica, de alguna manera, qué conocimientos tienen sobre el tema; es indispensable escribirla o escribirlas (si son varias). Cuando se tienen varias preguntas sobre un mismo tema deben ponerse en orden de prioridad (cuál intentar resolver primero, cuál después).

2. Organizando las palabras

Después de establecer la pregunta es preciso reconocer lo que ya se sabe (o se supone que se sabe). El primer paso es identificar claramente el sentido de las palabras utilizadas en la pregunta. Para ello son útiles los diccionarios y las enciclopedias. Si en la definición de estas primeras palabras aparecen otras que desconozcas, busca su significado. Esta actividad se

repite en general hasta que se conozca el sentido de las principales palabras involucradas en la pregunta de inicio.

3. Búsqueda de información

Una vez identificado el sentido de las palabras incluidas en la pregunta, inicia la búsqueda de información. Antes averigua en qué fuentes es más conveniente buscar o pregúntale a alguien que lo pueda saber (desde luego su profesor, pero también puede ser otro adulto en el que reconozcas la posibilidad de que sepa sobre el tema).

Tengan a la mano sus fuentes de información, tomen notas, escriban resúmenes y procésenlas. Recuerden que siempre es mejor usar sus propias palabras; cuando sea necesario citar texto literal de las fuentes consultadas, colóquenlo entre comillas.

Lleven un registro de las fuentes de información que utilicen, anoten los siguientes datos: el nombre de la publicación, el autor (si lo hay), la editorial, el lugar donde se publicó y el año en el que se hizo. Esta información será útil, pues después tendrán que decidir cuál de todas sus fuentes les da la evidencia que necesitan para contestar la pregunta inicial.

4. Calidad de la información

Cuando se hace la búsqueda de la pregunta en internet, encontrarán muchas páginas sobre el tema, por lo que elegir la más adecuada para responder la pregunta es fundamental. Aquí es indispensable identificar las fuentes de información más confiables (por ejemplo, universidades, centros de investigación, institutos, las páginas de consulta deben tener las extensiones ".org", ".gov" y ".edu") y lo más importante: deben observar en qué medida la información que encuentran coincide con lo que ya saben o encuentran en otros lugares.

5. Escribir una conclusión

Una característica fundamental del discurso son las negaciones o aseveraciones en las que se sostiene y éstas son las evidencias; los argumentos son los razonamientos sobre un determinado tema. Una persona hace un razonamiento cuando apoya cierta afirmación o negación a partir de analizar las evidencias y llega a una conclusión. Las conclusiones pueden ser falsas o verdaderas. Y son la respuesta a la pregunta de inicio. Una forma de resumir lo que se ha expuesto consiste en completar los siguientes aspectos:

- De acuerdo con mi pregunta inicial que fue:
- Y la información "confiable" que he encontrado como:
- Que arroja las siguientes evidencias:
- Mi conclusión o respuesta a la pregunta es:

A continuación desarrollaremos un proyecto de corte experimental y otro de investigación documental para que tengan parámetros para seleccionar el suyo.

Proyecto 1. ¿Cómo se sintetiza un material elástico?

Éste es el proyecto con investigación experimental. Tomen nota de cómo se desarrolla, en caso de que decidan hacer uno de este tipo. Pueden seleccionar este tema o alguno de los siguientes: ¿cuáles son los beneficios y riesgos del uso de fertilizantes y plaguicidas?, ¿de qué están hechos los cosméticos y cómo se elaboran? o ¿puedo dejar de utilizar los derivados del petróleo y sustituirlos por otros compuestos?

Inicio RECONOCE LA QUÍMICA



Figura 5.1 Manera de extraer el látex del árbol de guayule.



Figura 5.2 Aro de una cancha para el juego de pelota.

Recuerda que en esta sección va una breve introducción del tema central del proyecto.

Por su naturaleza elástica, el hule es uno de los materiales más interesantes e importantes que conocemos. Una liga de hule puede estirarse hasta diez veces su tamaño inicial, y regresar a su forma original casi sin deformarse. El hule se conoció en el México prehispánico como una secreción lechosa de diversas plantas y árboles. El látex (como se conoce la suspensión coloidal de las partículas de hule en agua y que en náhuatl se llamaba *ullacuitl*) se extraía principalmente del árbol *ullí* (en náhuatl, que originará la palabra castellana hule).

La humanidad conoció el hule hace muchos siglos como una secreción lechosa de diversas plantas y árboles. En México, Perú y Brasil, el látex (como se denomina la suspensión coloidal de partículas de hule en agua) se encontraba principalmente en el arbusto llamado guayule y en el árbol de nombre científico *Hevea brasiliensis* (figura 5.1). Para obtener el látex se hacen incisiones en forma de V en el tronco del árbol.

El jugo lechoso que fluye se recoge en vasijas. En la misma plantación el látex se coagula al añadirle un ácido. Luego se le lava y seca.

Los antiguos mexicanos fabricaban bolas de látex para practicar el juego de pelota. Por cierto, el tiro de triunfo era tan raro y tan difícil (figura 5.2) que el jugador que lo lograba tenía derecho a apoderarse de todas las mantas y joyas de los espectadores.

Otros habitantes de América utilizaron el hule para proteger del agua sus prendas de vestir y para fabricar botas rudimentarias.

La primera fábrica que empleó hule natural crudo fue establecida en París en 1803. En un principio producía ligas y tirantes, pero después incorporó hule en las gabardinas para repeler el agua. Sin embargo, este hule tenía varios inconvenientes: además de ser pegajoso, en verano se reblandecía y en invierno se volvía rígido y quebradizo.

En 1839, Charles Goodyear (y ahora sabes por qué se llama así la marca de un tipo de llantas) descubrió en forma accidental cómo resolver esos problemas cuando se le derramó una mezcla de azufre y hule natural sobre una estufa caliente. El producto obtenido resultó ser más elástico y resistente al calor que el hule crudo. Al proceso de mezclar y hacer reaccionar el azufre caliente con el hule crudo se le denomina vulcanización... y tal vez tenga algo que ver con los establecimientos que, repartidos a todo lo largo y ancho de este país, se especializan en arreglar llantas de hule.

Hacia finales del siglo XIX, el hule vulcanizado tenía tantos usos que la producción de *Hevea* en Brasil era insuficiente. Conviene decir que, como resultado de su explotación y comercio creció, en medio de la selva amazónica, la ciudad de Manaus.

Allí, a miles de kilómetros de cualquier otra ciudad, los nuevos ricos hacendados brasileños, inmersos en la exuberancia tropical, construyeron un enorme edificio para que los más grandes tenores europeos cantaran ópera. El hule era parte fundamental de la riqueza de Brasil y estaba prohibido de manera terminante sacar semillas de *Hevea* del país, prohibición que como muchas otras a lo largo de la historia, rompieron, para beneficio propio, los ingleses. El imperio británico tenía colonias en el lejano Oriente y allí estableció enormes plantaciones de variedades de *Hevea* más resistentes a las enfermedades y con mayor rendimiento de látex. La cantidad y la calidad de este hule dieron a sus poseedores el control de casi todo el mercado mundial.

Con el advenimiento de la Primera Guerra Mundial, Alemania, enemigo de Inglaterra, se encontró sin hule, lo que propició una intensa búsqueda por obtener materiales con propiedades semejantes. Para ello, los químicos analizaron de qué estaba hecho el hule, encontrando (de hecho esto se conocía desde muchos años atrás) que la destilación destructiva del hule daba lugar a un compuesto de fórmula C_5H_8 , cuyo nombre es isopreno (cuya estructura se ilustra en la figura 5.3 a). El químico alemán Hermann Staudinger ganó el Premio Nobel de Química en 1953 por su importantísimo descubrimiento de que el hule, al igual que otros materiales, es una macromolécula, una molécula gigante formada por miles de moléculas de isopreno (figura 5.3 b).

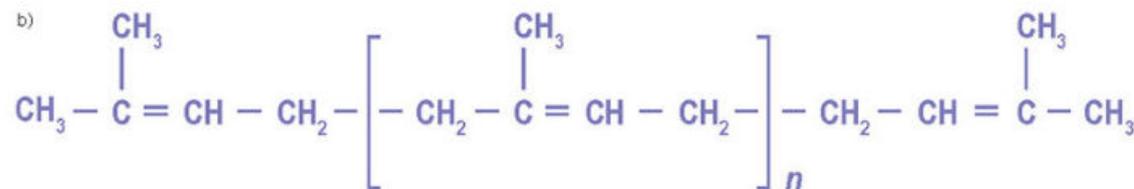
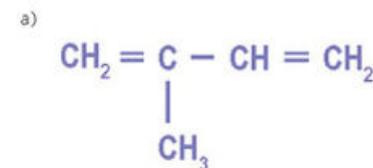


Figura 5.3 Cadena de hule: a) Estructura de isopreno, el monómero del hule; b) Un polímero es una macromolécula en la que se repite *n* veces la misma estructura básica (monómero). En el hule, *n* varía desde 20 000 hasta 100 000. Ese es el significado de la letra "n" afuera del corchete.

Los primeros intentos de unir las moléculas de isopreno (en la reacción conocida como polimerización, donde cada molécula es el monómero) para obtener hule sintético fueron infructuosos. Por sí misma, la síntesis industrial del monómero (isopreno) presentaba serios problemas.

Por eso, muchas de las experiencias iniciales se realizaron con moléculas semejantes al isopreno. En 1928 se preparó en Alemania el primer sustituto del hule natural: un copolímero (es decir, formado por dos monómeros diferentes) del butadieno y el estireno, que resultó excelente para fabricar llantas (figura 5.4).

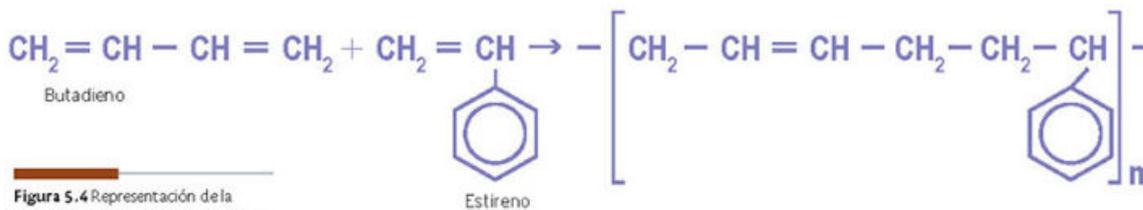


Figura 5.4 Representación de la estructura química del hule sintético.

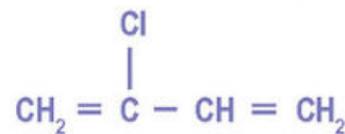


Figura 5.5 Estructura de cloropreno.

El color negro de las llantas proviene del llamado negro de humo (carbón en polvo), que se agrega para reducir el costo y aumentar la resistencia a la fricción y la tensión.

Hacia 1940, la producción de hule sintético alcanzó 175 000 toneladas en Alemania, 90 000 en la antigua URSS y 10 000 en Estados Unidos. Como durante la Segunda Guerra Mundial el ejército japonés controló la principal zona productora de hule, los gobiernos aliados iniciaron programas de emergencia para fabricar hule sintético.

Un ejemplo de ello es el neopreno, como se conoce al polímero del cloropreno (figura 5.5). Aquí un átomo de cloro ocupa la posición del grupo CH_3 del isopreno. El neopreno, a diferencia del hule, no se hincha ante el contacto con disolventes orgánicos (gasolina, acetona, aguarrás, thinner), por lo cual se emplea para fabricar mangueras para verter gasolina.

Los intentos para polimerizar isopreno en el laboratorio con el fin de producir hule natural se coronaron con éxito en 1954. A pesar de que la composición del hule era conocida desde hacía más de 100 años, es decir, el análisis del mismo había sido exitoso, fue hasta ese momento que se logró sintetizar las moléculas del isopreno.

Organización

Recuerden que en esta etapa hay que dirigir los objetivos de la investigación, planteándose preguntas como las que ya han respondido en otros bloques. Acuérdense que también deben organizar el tiempo que dedicarán a desarrollar su proyecto así como la asignación de tareas entre los miembros del equipo. Para ello, no olviden construir su tabla como se ha hecho en otros bloques.

Proceso

En esta etapa desarrollaremos el proyecto como tal, les sugerimos una actividad experimental que les servirá como inspiración o guía para ampliar su investigación. Tomen nota de los pasos que describimos para que cuando ustedes desarrollen su proyecto, sepan cómo hacerlo.

Título de la investigación: fabricando una pelota de alcohol polivinílico.

Objetivo: elaborar un material con propiedades elásticas.

Fundamento teórico: investiguen lo siguiente:

1. ¿Qué es el alcohol polivinílico?
2. ¿Qué es el bórax? ¿Cuáles son sus usos?

Material:

- Dos cucharadas de pegamento blanco (alcohol polivinílico) o un pegamento equivalente

- Una bolsita de bórax ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$)
- Agua recién hervida
- Un vaso
- Una cuchara

Precauciones:

Manejen el bórax con cuidado, de tal manera que no se esparza el polvo cuando lo saquen de su bolsita, lávense las manos con agua y jabón cuando terminen la actividad y bajo ninguna circunstancia ingieran los materiales que se utilizarán. De preferencia usen guantes de látex, gafas de seguridad y tapabocas para que no inhalen el polvo de bórax.

Desarrollo:

1. Coloquen una cucharada de bórax en el vaso y agréguele cinco cucharaditas del agua recién hervida.
2. Agiten hasta que se disuelva la mayor parte del bórax.
3. Agreguen a la disolución anterior dos cucharadas del pegamento.
4. Mezclen con la cuchara y después amasen con sus dedos para darle al producto forma esférica.
5. Saquen la esfera del vaso y moldéenla hasta que esté lo más redonda que sea posible.
6. Déjenla caer, ¿qué ocurre?
7. Repitan el experimento con diferentes proporciones de bórax y pegamento, ¿qué observan? ¿Qué combinación es la mejor?

Resultados y análisis de resultados:

Anoten en su cuaderno todas sus observaciones y los resultados al probar con diferentes proporciones de bórax y pegamento. Respondan las siguientes preguntas, y si lo creen necesario, investiguen más.

1. ¿Cómo pueden explicar el comportamiento del material con el que hicieron la pelota?
2. ¿Cómo sucedió el proceso de transformación de los materiales empleados en el experimento, y cómo se le llama a esta transformación?
3. Al experimentar cambiando las proporciones de alcohol polivinílico y bórax, ¿en cuál de ellas encontraron mayor elasticidad del material producido?

Conclusiones:

Escriban sus conclusiones. En este punto es posible que sean capaces de completar lo siguiente:

- De acuerdo con mi pregunta:
- Y la información "confiable" que he encontrado como:
- Que arroja las siguientes evidencias:
- Mi conclusión o respuesta a la pregunta es:

Recuerden que para ampliar su investigación es deseable investigar en diversas fuentes, en este caso les sugerimos algunas páginas de internet. Recuerden que deben preferir aque-

llas que pertenecen a instituciones educativas o gubernamentales para que la información que consulten sea confiable.

- <http://www.comoves.unam.mx/numeros/articulo/81/no-pegues-tu-chicle>
- <http://www.inti.gob.ar/caucho/>
- http://bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen2/ciencia3/072/html/sec_7.htm
- http://bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen1/ciencia2/39/html/sec_17.html
- http://bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen2/ciencia3/069/html/sec_5.htm

(Consulta: 2 de noviembre de 2016).

Comunicación

En esta etapa deben hacer públicos los resultados de su investigación experimental. Hay muchas modalidades: carteles, presentaciones, conferencias, exposiciones, trípticos, etcétera. A continuación les sugerimos algunos parámetros generales:

- Escriban como título la pregunta de investigación.
- Indiquen la evidencia encontrada en la introducción.
- Presenten los resultados de la actividad experimental que hicieron.
- Enuncien su conclusión.
- Incluyan las referencias bibliográficas.
- Añadan imágenes.

Evaluación

Recuerden que en esta etapa harán la autoevaluación, coevaluación y heteroevaluación, para lo cual pueden emplear las tablas que usaron en los bloques anteriores, recuerden que se trata de hacer un recuento de sus aciertos y áreas de oportunidad, para que mejoren su desempeño en futuros proyectos.

Proyecto 2. ¿Qué aportaciones a la química se han generado en México?

Este proyecto es de investigación documental, por lo que su desarrollo varía respecto al anterior. Recuerden que pueden seleccionar este tema o alguno de los siguientes, para desarrollar su proyecto: ¿cuáles son las propiedades de algunos materiales que utilizaban las culturas mesoamericanas? o ¿cuál es el uso de la química en diferentes expresiones artísticas?

Inicio RECONOCE LA QUÍMICA

En México existen muchos científicos cuyas investigaciones han aportado grandes avances en el desarrollo de diferentes áreas de las ciencias y de las humanidades. En este proyecto queremos que conozcan a algunos de ellos e investiguen cuáles han sido sus contribuciones. A continuación, en la tabla 5.1 presentaremos una breve cronología histórica y posteriormente las reseñas biográficas de algunos científicos destacados.

Vicente de Ortigosa de los Ríos. Nació en Tepic en 1810. Fue un destacado alumno de Justus von Liebig pionero en química orgánica en la Universidad de Giessen, Alemania. Se destacó por sus estudios sobre la composición de la nicotina y cocaína.

Andrés Manuel del Río (figura 5.6). Nació en Madrid en 1764. Después de realizar

Conexiones...

Revisa en tus libros de Historia I y II los momentos históricos descritos en la tabla 5.1 de tal manera que puedas relacionar mejor las descripciones presentadas.

Tabla 5.1 Breve cronología comparada del desarrollo de la química en México y el mundo

Años	México	El mundo
3500-2500 a.n.e.		La extracción de minerales en Mesopotamia permite elaborar las primeras aleaciones de bronce. Aparece la cerámica.
2500-2000 a.n.e.		En Creta se inicia el proceso de teñido de telas.
2000-1500 a.n.e.		Se extiende en la zona del Mediterráneo el uso de armas y herramientas de hierro.
1500-1000 a.n.e.		Se inicia la fabricación de vidrio en Egipto.
1000-500 a.n.e.	Civilización olmeca	Se fabrica acero en la India y papel en China.
500-1 a.n.e.		Se establece en Grecia la idea de los cuatro elementos. Se inicia la alquimia.
0-500	Teotihuacan	En Alejandría se enseñan las operaciones químicas básicas: filtración, destilación y sublimación.
500-1000	Civilización maya	Los musulmanes descubren las sales de arsénico, azufre y mercurio.
1000-1500	Los pegamentos, el papel, el tequesquite, los colorantes y las bebidas alcohólicas son algunos de los productos químicos usados en las diferentes culturas prehispánicas.	Agrícola publica <i>De Re Metallica</i> , el famoso libro de metalurgia.
1600-1700		Boyle publica <i>El químico escéptico</i> , en donde distingue entre mezclas, compuestos y elementos.
1700-1800	Se inaugura el Real Seminario de Minería, donde se imparte la primera clase de química del continente americano.	Se descubren diferentes gases, entre ellos el oxígeno, el nitrógeno y el hidrógeno. Lavoisier publica su <i>Tratado elemental de química</i> y enuncia el principio de conservación de la materia.

1800-1900	Andrés Manuel del Río descubre el eritronio. Vicente Ortigosa establece la fórmula de la nicotina.	Dalton publica su teoría atómica; Berzelius separa la química en orgánica e inorgánica; Mendeleiev descubre la periodicidad química de los elementos. Nace la industria química moderna. Se funda la <i>Chemical Society</i> y aparecen las primeras revistas que registran los resultados de la investigación química.
1900-2000	Se fundan la Facultad de Química y el Instituto de Química de la UNAM. Se crean la Sociedad Química de México y Syntex. Mario Molina gana el Premio Nobel de Química.	Descubrimiento del átomo nuclear y síntesis de nuevos elementos químicos. Pauling desarrolla la química cuántica, con lo que se tiene una explicación del enlace químico. Se fabrican macromoléculas sintéticas, nuevas medicinas y el futboleno. Con la identificación de la estructura del ADN, también se determinan cuáles son las bases químicas de la vida. La industria química recurre cada vez más al uso de catalizadores específicos.

Más información en <http://www.eumed.net/rev/cccss/10/nhngb.htm> (Consulta: 2 de noviembre de 2016).



Figura 5.6 Andrés Manuel del Río.

numerosos estudios en Europa, se le nombró profesor de mineralogía en el recién fundado Real Seminario de Minería de la Ciudad de México, a donde llegó en 1794. Aquí dictó la primera cátedra de mineralogía del continente americano. Como para su curso no disponía de textos en español, decidió escribir su libro *Elementos de oritognosía*, uno de los más singulares en la historia de la mineralogía mundial. En 1801, cuando Del Río analizaba muestras de un mineral de Zimapán, Hidalgo, descubrió un nuevo elemento químico y el primero hallado en América, el eritronio.

Mario Molina Pasquel y Henriquez (figura 5.7) (1943-) egresado de la Facultad de Química de la UNAM, es el primer científico nacido en México que obtiene el Premio Nobel de Química (1995) por sus investigaciones relacionadas con la capa de ozono y la contaminación atmosférica.

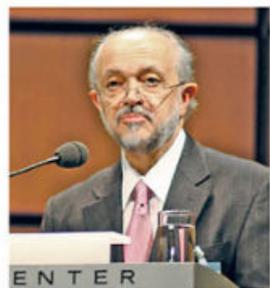


Figura 5.7 Mario Molina.

Organización

Para esta etapa recuerden que es importante elaborar las preguntas para dirigir los objetivos de su proyecto, así como las tablas para organizar las actividades de acuerdo con el tiempo que tienen disponible y los responsables de cada una de ellas. Pueden utilizar el modelo que ya les presentamos en otros proyectos.

Proceso

En esta etapa seguiremos los pasos que mencionamos al inicio de este bloque para desarrollar una investigación documental.

1. Pregunta

En esta ocasión partiremos de la pregunta con que inicia este proyecto: ¿qué aportaciones ha hecho México a la química?

Ya hemos respondido una parte de ella con el texto anterior, pero aún falta mucho por desarrollar.

2. Organizando las palabras

Como en esta etapa se debe definir qué sabemos y qué queremos saber, una tabla SQA puede ser de utilidad para dirigir la investigación, aunque también puede servir una lluvia de ideas, o simplemente tener una lista de subtemas derivados del tema principal.

Si quieren hacer una tabla SQA, consideren que ésta lleva tres columnas: S (qué sé), Q (qué quiero saber), A (qué aprendí).

La primera columna se llena en este momento, por ejemplo, pueden hacer un breve resumen del texto anterior. La columna Q, también se llena en este momento, con las preguntas que pueden dirigir la investigación, a continuación les sugerimos algunas. La columna A se llena al final del proyecto, escribiendo un breve resumen (usando sólo frases) de lo que investigaron.

Recuerden buscar el significado de las palabras que no comprendan, les sugerimos incluir un glosario en su trabajo.

Las preguntas para su columna "S" con el tema de esta ocasión pueden ser:

1. ¿Quién es?
2. ¿Cuándo nació?
3. ¿Todavía vive?
4. ¿Cuál es su formación académica?
5. ¿Cuáles son sus líneas de investigación?
6. ¿Cuáles han sido sus aportaciones más importantes?
7. ¿Ha ganado algún premio o reconocimiento internacional? ¿Cuál?

Además de los que ya mencionamos, otros científicos destacados de quienes podrían investigar son:

- Francisco Gonzalo Bolívar Zapata
- Esther Orozco Orozco
- Octavio Paredes López
- Evangelina Villegas Moreno
- Luis Ernesto Miramontes Cárdenas
- Fernando Martínez Bustos

3. Búsqueda de la información

Una vez que hayan identificado sus fuentes de información, tomen notas de ellas, escriban resúmenes y procésenlas. Para este tema, pueden utilizar las fuentes que les sugerimos a continuación, recuerden: es necesario investigar en otras páginas de internet y libros.

- www.sqm.org.mx/
- http://www.izt.uam.mx/cosmosecm/QUIMICA_ORGANICA.html

- <http://www.publicaciones.cucsh.udg.mx/ppperiod/Lhistoricas/pdfs/vol5/3.pdf>
- http://www.ibt.unam.mx/server/PRG.base?tipo:doc,dir:PRG.grupo,par:Cge,tit:_Grupo_de_la_Dra_Elda_Guadalupe_Espin
- http://bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen2/ciencia3/072/htm/sec_5.htm
- <http://www.cyd.conacyt.gob.mx/199/Articulos/Actividadesquimicas/Actividades00.htm>
(Consulta: 22 de enero de 2017).

4. Calidad de la información

Tengan presente que sus fuentes de información deben ser oficiales, es decir que sean de instituciones gubernamentales, educativas, de salud, etcétera.

5. Escribe una conclusión

En esta etapa se trata de responder a la pregunta inicial. En este caso, además la información que escriban aquí deberá ayudar a responder la tercera columna de la tabla SQA. No olviden que pueden incluir este análisis para redactar la conclusión:

- De acuerdo con mi pregunta:
- Y la información "confiable" que he encontrado como:
- Que arroja las siguientes evidencias:
- Mi conclusión o respuesta a la pregunta es:

Comunicación

Esta etapa es el momento de hacer pública su investigación. Consideren que hay muchas opciones, en este caso, bien podría ser un programa de radio, una revista o una exposición.

Evaluación

No olviden hacer la evaluación en las tres modalidades que se han llevado a cabo hasta ahora.

Proyecto 3. ¿Cuáles son los beneficios y riesgos del uso de fertilizantes y plaguicidas?

Prácticamente desde que las sociedades humanas se volvieron sedentarias (hace cerca de 10 000 años), advirtieron que para mejorar el rendimiento de la agricultura era necesario aportar ciertas sustancias a los suelos. Estos productos eran, principalmente, excremento de animales, ceniza vegetal y limo (el lodo del fondo de los ríos y lagos). Con el paso de los años, la creciente población mundial necesitaba también una creciente producción alimentaria, y la fuente primaria de nutrientes para los animales son los vegetales.

Nutrientes. Sustancias indispensables para el crecimiento de las plantas. Se dividen en macronutrientes (aquellas que se necesitan en grandes cantidades) y micronutrientes (que se requieren en menor cantidad).

Fertilizantes. Son sustancias o mezclas de sustancias utilizadas en agronomía para enriquecer el suelo y favorecer el crecimiento de los cultivos. Hay fertilizantes inorgánicos y orgánicos. Los orgánicos por lo general son excrementos de animales y más recientemente, composta. Los inorgánicos suelen ser sustancias químicas sintetizadas en laboratorios (figura 5.8).

Los fertilizantes orgánicos contaminan menos que los inorgánicos, son sustentables porque provienen de materiales naturales y aumentan la flora bacteriana del suelo. Su desventaja es que se requiere una gran cantidad de fertilizantes orgánicos para satisfacer las demandas de las plantas.

Plaguicidas. Se trata de sustancias químicas utilizadas para prevenir, controlar o destruir las plantas e insectos que afectan a los cultivos. Constituyen un método económico para controlar el crecimiento de insectos, plantas o animales no deseados. Sin embargo, gracias a su uso se pueden contaminar mantos acuíferos y causar serios envenenamientos. Además pueden quedar residuos en los productos cultivados y provocar síntomas de intoxicación.

Los jardines orgánicos emplean métodos que combaten a las plagas y el jardín mediante el uso de algunos productos elaborados a nivel casero derivados de productos naturales, como plantas. Una ventaja es que estos productos no dañan el medio ambiente por su origen.



Figura 5.8 Fertilizantes inorgánicos.

Proyecto 4. ¿De qué están hechos los cosméticos y cómo se elaboran?

Hace 4 000 años, en Egipto se utilizaba antimonio y malaquita en polvo como sombra para párpados. Allí mismo, los faraones empleaban aceites perfumados para el pelo.

Se creía que la belleza y en particular la apariencia externa influían sobre las demás personas. Los cosméticos, sustancias que se emplean para "aumentar la belleza de una persona", forman parte, desde hace miles de años, de nuestra vida cotidiana, tal vez por la misma cuestionable razón. Pero, ¿qué es la belleza?

A pesar de que se utilizan desde hace miles de años, sólo recientemente se han hecho considerables progresos en sintetizar productos químicos que modifican al gusto el color del pelo y la piel, desinfectan e hidratan nuestra superficie corporal y eliminan el mal olor.



Figura 5.9 La variedad de productos cosméticos es cada vez más amplia y dependiendo de los ingredientes que contengan es su precio, que no necesariamente es sinónimo de calidad.

La industria de los cosméticos es importantísima en el ámbito mundial (hasta hace pocos años, Francia ingresaba tanto dinero por sus exportaciones de perfumes como México por su petróleo), a pesar de que algunos cosméticos sencillos pueden fabricarse de manera prácticamente artesanal en cualquier lugar. Uno de los más importantes aprendizajes de estos años ha sido la particularidad de cada individuo (lo que es bueno para una persona puede ser dañino para otra, por ejemplo: la presencia de alergias), lo que ha desembocado en el incremento en la diversidad de productos y la dificultad asociada de elegir correctamente.

Entre los cosméticos están los perfumes, colorantes, emolientes (sustancias que ablandan la piel como lo hace la vaselina), champús, acondicionadores, protectores solares, etcétera (figura 5.9).

Proyecto 5. ¿Cuáles son las propiedades de algunos materiales que utilizaban las culturas mesoamericanas?

Las dos grandes zonas culturales de nuestro continente, la andina y la mesoamericana, crecieron y prácticamente desaparecieron separadas. En otros lugares del planeta, los conocimientos acerca de la domesticación de plantas y animales, la invención y uso de la rueda, la metalurgia, la lengua escrita y la producción de la pólvora; es decir, los inventos se divulgaron de un lugar a otro con relativa facilidad, por lo que los bienes culturales de las sociedades humanas asentadas en aquellas tierras crecieron y se diversificaron más rápido que en las americanas.

En el México prehispánico se construyó, al margen del resto del mundo, una extraordinaria, compleja y rica cultura, dominada por la religión y que empíricamente produjo una gran diversidad de productos, muchos de ellos soluciones a las exigencias cotidianas de la vida en aquel momento.

Productos que destacaron en la época prehispánica:

1. Metales (oro, plata, mercurio, estaño, zinc, plomo y hierro) y sales (tequesquite: mezcla de carbonato y cloruro de sodio; yeso, calcita y fluorita).
2. Grana cochinilla y colorantes (figura 5.10).



Figura 5.10 Hasta 1954, la guardia real inglesa empleó la grana cochinilla para teñir sus uniformes.

3. Amate y papeles de diferentes orígenes vegetales. Se usaron en ceremonias religiosas y son, en los códices, uno de los sustratos materiales de la historia nacional (figura 5.11).
4. Zautle y pegamentos. Extraídos de orquídeas, se lograban adhesiones perdurables en las incrustaciones dentarias, en la orfebrería y en los mosaicos.
5. Ulli y plásticos, con los que se hacían las pelotas.



Figura 5.11 El papel es una macromolécula de origen vegetal y se usó mucho en ceremonias religiosas antes de la Conquista. De alguna forma es el sustrato material de historia escrita en los códices.

Proyecto 6. ¿Cuál es el uso de la química en diferentes expresiones artísticas?

La simetría (figura 5.12) es una de las más fascinantes revelaciones de la naturaleza, y uno de los más aceptados criterios de belleza. El cuerpo humano, en principio, presenta una simetría bilateral, lo que indica que una parte se puede superponer sobre la otra y resultan iguales. Tienes dos ojos, dos orejas, dos brazos, dos piernas. Sin embargo, esa externa simetría bilateral desaparece cuando identificamos los órganos internos y su ubicación.

En la medida en que la química estructural ha alcanzado su madurez, muchas investigaciones se han dirigido hacia la definición de sus fronteras.

Así, los químicos han distorsionado los ángulos internos que establece el átomo de carbono al combinarse. También han construido una enorme variedad de moléculas que por un tiempo se consideraron imposibles. El cubano C_8H_8 es un ejemplo de ello.

Por otro lado, la conservación y restauración de obras de arte, así como de objetos antiguos, es una actividad química importante. Las reacciones químicas suceden permanentemente, y los objetos valiosos y antiguos las manifiestan de manera considerable. La pérdida del color original, el desprendimiento de materiales superficiales y la ruptura de estructuras (esculturas en madera o piedra, e inclusive edificios) puede resolverse (a veces) empleando materiales que evitan el daño o que fortalecen, o ambas, las estructuras.

Aquí el conocimiento y diseño de macromoléculas específicas ha jugado un papel importantísimo, ya que pueden recubrir sin alterar (con el uso de barnices transparentes que evitan las reacciones de oxidación y la pérdida de color), así como soportar sin romper (por ejemplo, inyectando en estructuras frágiles como máscaras o vasijas polímeros de silicio —silicones— que fluyen como líquidos, pero que al reaccionar con el aire se solidifican).



Figura 5.12 Ejemplos de simetría.

Proyecto 7. ¿Puedo dejar de utilizar los derivados del petróleo y sustituirlos por otros compuestos?

El petróleo es una mezcla de hidrocarburos que contiene, en menor proporción, otros elementos, como oxígeno, azufre o nitrógeno. Está atrapado entre las rocas del subsuelo, sometido a la presión del "gas natural" (otra mezcla de hidrocarburos), que generalmente lo acompaña en sus yacimientos. Cuando se perfora un pozo, la presión hace que el petróleo fluya a través de la tubería del pozo y brote en la superficie en forma espectacular.

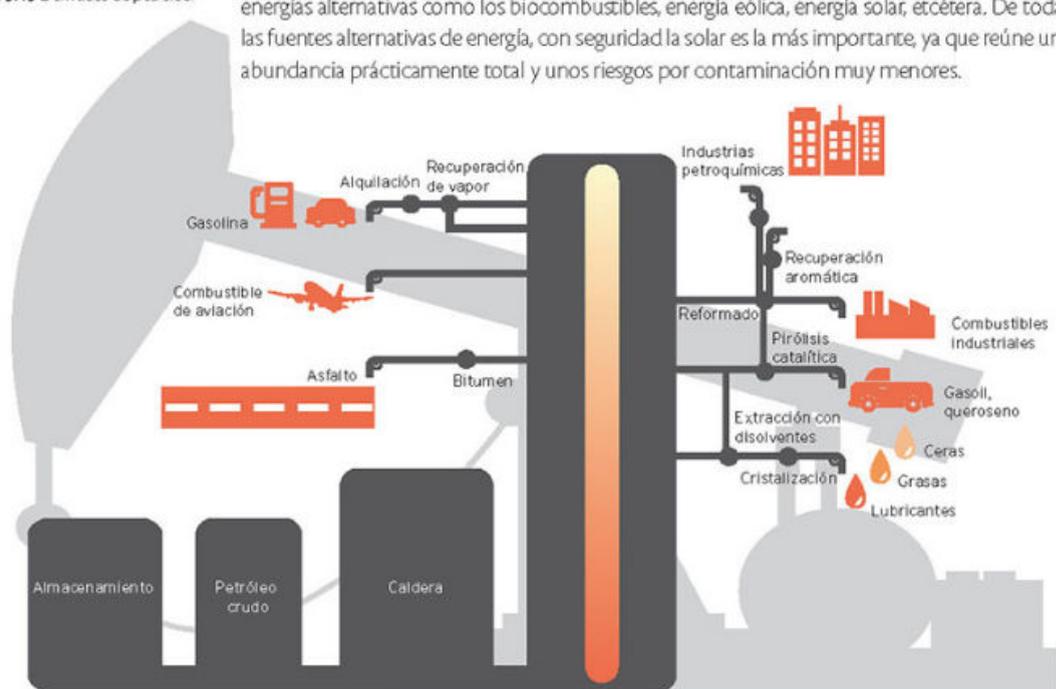
Cerca de 90% de la producción mundial de petróleo se emplea como combustible, es decir, se quema; el resto se usa para fabricar un sinnúmero de productos por medio de la industria petroquímica. Uno de los más importantes problemas que enfrenta la humanidad es dejar de quemar el petróleo (que se relaciona con el efecto invernadero y el calentamiento global) y utilizarlo en la fabricación de otros productos, hoy prácticamente indispensables.

Polímeros. Estos compuestos están constituidos por un número enorme de una o más moléculas básicas llamadas monómeros. A estas moléculas gigantes también se le conoce como macromoléculas.

La mayoría de los plásticos son resistentes a las bacterias; es decir, no son biodegradables; por lo tanto, son importante fuente de contaminación. Los químicos ya han resuelto el problema agregando a los plásticos sustancias que "los rompen" después de su uso.

Algunos derivados del petróleo se muestran en la figura 5.13. Además de moderar el uso de materiales derivados del petróleo como los plásticos, también hay que pensar en el uso de energías alternativas como los biocombustibles, energía eólica, energía solar, etcétera. De todas las fuentes alternativas de energía, con seguridad la solar es la más importante, ya que reúne una abundancia prácticamente total y unos riesgos por contaminación muy menores.

Figura 5.13 Derivados de petróleo.



Apéndice 1

Modelos y modelaje

La palabra modelo se ha empleado y se emplea aún con sentidos diversos. Por un lado es ejemplar, es decir indica aquellas cosas, actitudes o personas que se propone imitar. La valentía de un guerrero, la inteligencia de un sabio, la solidaridad de un médico, la velocidad de un corredor o la belleza de una mujer son ejemplos de modelos en este sentido. A través de los modelos conocemos el mundo real. Para este curso:

Los modelos (m) son representaciones, que se construyen contextualizando cierta porción del mundo (M), con un objetivo específico (explicar o aprender química).

En esta definición todas las palabras son importantes: las representaciones son fundamentalmente ideas, aunque no necesariamente ya que también pueden ser objetos materiales. Las representaciones lo son de alguien (ya sea una persona como tú o un grupo de química como el tuyo) que las identifica como tales. Que se construyen en un contexto determinado, lo que remite a un tiempo y lugar históricamente definido y que además enmarca la representación; cierta porción del mundo indica su carácter limitado, los modelos son respecto al mundo M parciales. Un objetivo específico establece su finalidad, no necesariamente, el explicar, también predecir. Hay que recordar que la explicación es una de las más significativas características de las ciencias, pero que en determinados casos aún sin

poder del todo explicar una buena parte de su prestigio radica en predecir.

Los modelos pueden ser: *mentales y materiales.*

Los *modelos mentales* son representaciones plasmadas en la memoria episódica (aquella de largo plazo, explícita y declarativa) construidos por nosotros para dar cuenta de (dilucidar, explicar, predecir) una situación. Son internos y frágiles. Los *modelos materiales* son a los que tenemos acceso empírico y han sido construidos para comunicarse con otros individuos. Así el lenguaje que usamos, verbal y/o escrito, los diagramas, las maquetas y hasta algunos experimentos son modelos materiales.

En la figura se muestra la relación que hay entre el mundo real, los modelos mentales y los materiales con el modelaje (en flechas) que consiste en hacer modelos... ¡también en la escuela!



Apéndice 2

¿Cómo medir?

Medir es comparar, en la comunidad científica se estila comparar contra el Sistema Internacional de Unidades. Durante la Revolución Francesa, hace poco más de dos siglos, quedó manifiesta la necesidad de tener sistemas de unidades comunes, de manera que las comparaciones se pudieran establecer bajo los mismos criterios.

Anteriormente el comercio entre los países del mundo había evidenciado esa necesidad en la compra de mercancías: unos medían o pesaban de una forma y otros de otra.

Así, en Francia se adoptó el sistema métrico decimal, en el que los múltiplos y submúltiplos de las unidades fundamentales eran 10, 100 o 1 000 veces mayores o menores, según el caso.

La importancia política de Inglaterra y de Estados Unidos de América, que poseían sus propios sistemas de unidades, retrasó que el resto del mundo adoptara el sistema métrico decimal, hasta que en París, Francia, en 1889, muchos países acordaron medir con el Sistema Internacional de Unidades, que es una extensión del sistema métrico decimal; el cual fue adoptado por estos dos primeros países muchos años

después. En México se adoptó dicho sistema el 16 de septiembre de 1896, durante la presidencia de Porfirio Díaz. En la tabla A 2.1, se presentan las unidades fundamentales del Sistema Internacional de Unidades.

Tabla A 2.1 Unidades comunes del Sistema Internacional de Unidades

Propiedad	Unidad	Símbolo
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Tiempo	segundo	s
Temperatura	kelvin	k
Intensidad de corriente eléctrica	ampere	a
Intensidad luminosa	candela	cd
Cantidad de sustancia	mol	mol

Estas unidades fundamentales tienen múltiplos y submúltiplos que se identifican con un prefijo. Es decir la unidad puede ser mayor y es un múltiplo, o menor y es un submúltiplo. Por ejemplo, el kilómetro es un múltiplo de la unidad fundamental de longitud que es el metro, mientras que el centímetro es un submúltiplo de esta misma unidad fundamental. Hay una excepción, la unidad fundamental de masa es el kilogramo y no el gramo. Relacionadas con la longitud están la superficie y el volumen, cuyas unidades respectivas son el metro cuadrado (m²) y el metro cúbico (m³).

Tabla A 2.2 Algunos prefijos del Sistema Internacional de Unidades

Prefijo	Símbolo	Factor
kilo	k	1 000
hecto	h	100
deca	da	10
deci	d	0.1
centi	c	0.01
mili	m	0.001

En el estudio de la química aparecen números muy grandes y también algunos muy pequeños. Los números muy grandes, o los muy chicos, suelen representarse con la ayuda de potencias de diez, en lo que se conoce como notación exponencial o científica.

	Número de ceros después del 1
10 ⁵ = 100 000	5
10 ⁴ = 10 000	4
10 ³ = 1 000	3
10 ² = 100	2
10 ¹ = 10	1
10 ⁰ = 1	0

	Número de lugares después del punto decimal
10 ⁰ = 1	0
10 ¹ = 0.1	1
10 ² = 0.01	2
10 ³ = 0.001	3
10 ⁴ = 0.0001	4
10 ⁵ = 0.00001	5

Así, un número cualquiera puede representarse siempre en notación científica; por ejemplo, 400 es igual a:

$$\begin{aligned}
 400 &= 4 \times 10^2 \\
 400 &= 0.4 \times 10^3 \\
 400 &= 40 \times 10^1 \\
 400 &= 0.04 \times 10^4 \\
 400 &= 400 \times 10^0 \\
 400 &= 0.004 \times 10^5 \\
 400 &= 4000 \times 10^{-1} \\
 400 &= 40000 \times 10^{-2}
 \end{aligned}$$

Ejemplo:
Expresa los siguientes números en notación científica:
500, 0.02, 56, 0.000005, 98 000, 0.000078, 3 000 000 000, 0.005678.

500 = 5 × 10 ²	56 = 5.6 × 10 ¹
98 000 = 9.8 × 10 ⁴	3 000 000 000 = 3 × 10 ⁹
0.02 = 2 × 10 ⁻²	0.000005 = 5 × 10 ⁻⁶
0.000078 = 7.8 × 10 ⁻⁵	0.005678 = 5.678 × 10 ⁻³

Cuando los números expresados como potencias de diez se multiplican o dividen, se obedecen las siguientes reglas:

MULTIPLICACIÓN. En la multiplicación los exponentes se suman.

$$\begin{aligned}
 (4 \times 10^5) (2 \times 10^3) &= 8 \times 10^8 \\
 (2 \times 10^2) (3 \times 10^{-3}) (4 \times 10^1) &= 24 \times 10^0 = 24 \\
 (4 \times 10^2) (6 \times 10^5) &= 24 \times 10^7 = 2.4 \times 10^8 \\
 (8 \times 10^3) (4 \times 10^8) &= 32 \times 10^{11} = 3.2 \times 10^{12}
 \end{aligned}$$

DIVISIÓN. En la división los exponentes se restan.

$$\begin{aligned}
 (6 \times 10^5) / (2 \times 10^3) &= 3 \times 10^2 \\
 (10 \times 10^5) / (2 \times 10^8) &= 5 \times 10^{-3} \\
 (12 \times 10^5) / (4 \times 10^{-2}) &= 3 \times 10^7 \\
 (49 \times 10^8) / (7 \times 10^5) &= (49 \times 10^3) / (7 \times 10^0) = 7 \times 10^2
 \end{aligned}$$

Tabla A 2.3 Múltiplos y submúltiplos expresados en potencias de 10

Prefijo	Símbolo	Factor	Potencia de 10	Cantidad
Exa	E	1 000 000 000 000 000 000	10 ¹⁸	Trillón
Peta	P	1 000 000 000 000 000	10 ¹⁵	Millar de billón
Tera	T	1 000 000 000 000	10 ¹²	Billón
Giga	G	1 000 000 000	10 ⁹	Millar de millón
Mega	M	1 000 000	10 ⁶	Millón
Kilo	k	1 000	10 ³	Millar
Hecto	h	100	10 ²	Ciento
Deca	da	10	10 ¹	Decena
Deci	d	0.1	10 ⁻¹	Décimo
Centi	c	0.01	10 ⁻²	Centésimo
Mili	m	0.001	10 ⁻³	Milésimo
Micro	μ	0.000 001	10 ⁻⁶	Millonésimo
Nano	n	0.000 000 001	10 ⁻⁹	Mil millonésimo
Pico	p	0.000 000 000 001	10 ⁻¹²	Billonésimo
Femto	f	0.000 000 000 000 001	10 ⁻¹⁵	Mil billonésimo
Atto	a	0.000 000 000 000 000 001	10 ⁻¹⁸	Trillonésimo

¿Cómo resolver problemas?

Para empezar hay que diferenciar un ejercicio de un problema. Generalmente los ejercicios requieren utilizar una única fórmula y sustituir los datos en ella para obtener el resultado. Los problemas son más complicados. En general, lo que aquí se dice para los problemas puede aplicarse a los ejercicios más sencillos.

Características de los estudiantes que resuelven problemas

Estudiantes que los resuelven mal:

- Generalmente son impacientes; si no llegan al resultado rápidamente, se dan por vencidos.
- Leen mal el problema. Empiezan a resolverlo antes de saber qué es lo que se les pide.
- Esperan llegar inmediatamente al resultado, y si no lo hacen, lo adivinan.
- No se organizan, y al terminar no revisan el procedimiento que siguieron ni la coherencia del resultado.
- Intentan resolverlo con las fórmulas que tienen inmediatamente. Si tienen que hacer un procedimiento extra, se dan por vencidos.

Estudiantes que los resuelven bien:

- Son persistentes. Tratarán hasta dar con el resultado correcto.
- Leen cuidadosamente el problema varias veces, hasta encontrar lo que el problema pide.
- Fragmentan el problema en pasos y los van resolviendo en orden para llegar a un resultado correcto.
- Se organizan, resuelven el problema en pasos, hacen diagramas.
- Regresan a los pasos anteriores para revisar que el procedimiento sea adecuado.
- Intentan simplificar el problema para entenderlo mejor y llegar a un buen resultado.
- Revisan la coherencia de su resultado y las unidades en las que se expresa.

Hay varias cosas que uno puede hacer para poder resolver un problema.

1. Haz que alguien trabaje contigo. Cuando estás con alguien, uno resuelve el problema y el otro oye. El que resuelve el problema lo lee en voz alta. El oyente lo leerá

en silencio y te detendrá cuando te hayas equivocado. Sin embargo, no te dirá en dónde está tu error, y lo tendrás que buscar (la idea es que leas cuidadosamente).

2. Cuando un maestro u otro alumno resuelva un problema, préstale atención en cómo lo resuelve. ¿Cómo está razonando? Si tienes dificultad siguiéndolo, pídele que te lo explique. Si es posible, pídele también que haga su razonamiento en voz alta.
3. Cuando recibas ayuda en un problema difícil, no le pidas al maestro que lo resuelva para ti. Es mejor que el maestro te indique en dónde está tu error, cuál es tu razonamiento erróneo.
4. Plántate las siguientes preguntas cuando vayas a resolver un problema; no tienen que ser todas, pero sí algunas de ellas:
 - a. ¿Qué me pide el problema?
 - b. ¿Qué información me están dando?
 - c. ¿Tengo toda la información necesaria?
 - d. Si no tengo toda la información, ¿hay cosas que tenga que recordar para resolver el problema?
 - e. Si no recuerdo las cosas necesarias, ¿hay datos que me ayuden a llegar a esa información necesaria?
 - f. ¿Estoy ignorando alguna información que me está dando?
 - g. ¿Cuáles son las relaciones importantes entre los datos que tengo?

5. Haz diagramas, y toma nota de los datos que te puedan ayudar a resolver el problema.
6. Usa un procedimiento sistemático. Revisa el procedimiento lógico de cada paso, para estar seguro de que lo estás haciendo bien.
7. Usa las unidades para comprobar el resultado. Si las unidades no resultan las esperadas, revisa el problema. Si está bien resuelto, entonces generalmente las unidades serán las adecuadas.
8. Si te quedas atorado, vuelve a leer el problema. Es fácil perder el objetivo en un problema largo y difícil. Recuerda a dónde quieres llegar.

Ejemplo

El plomo tiene una densidad de 11.34 g/cm³, ¿cuál es la masa de un cilindro de plomo de 55 cm³?

- a. ¿Qué me está pidiendo el ejercicio?
 - ¿Cuál es la masa del cilindro de plomo?
- b. ¿Qué datos me está dando?
 - El volumen del cilindro es 55 cm³.
 - La densidad del plomo es 11.34 g/cm³.
- c. ¿Tengo toda la información necesaria?
 - Densidad es el cociente de m/V y es un factor de conversión, ya que 11.34 g es la masa de un centímetro cúbico de plomo. La densidad es el factor que permite transformar masa en volumen y viceversa, por lo tanto sí se tiene toda la información.

- d. ¿Estoy olvidando algún dato?
 - No.

Ahora se puede proceder, aplicando la fórmula de densidad que ya conoces:

$$\rho = \frac{m}{V} \text{ despejando: } m = \rho V$$

Aplicando la fórmula:

$$m = (11.34) \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} (55 \text{ cm}^3) = 623.7 \text{ g} = 624 \text{ g de plomo}$$

Apéndice 4

¿Cómo nombrar a las sustancias?

Escribir correctamente el nombre de un compuesto ha sido una preocupación constante de los químicos. El primer congreso científico en la historia de la ciencia, realizado en Karlsruhe, Alemania, en 1860, tenía como uno de sus principales objetivos sistematizar la manera de escribir las fórmulas químicas. Actualmente, la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC, por sus siglas en inglés) desarrolla y revisa periódicamente las reglas que se emplean en todo el mundo para nombrar correctamente los compuestos químicos. Algunas de esas reglas están resumidas en este apéndice.

Nomenclatura de compuestos inorgánicos

Compuestos binarios

Son los formados por dos elementos, generalmente un metal y un no metal o por dos no metales. En el primer caso, el metal se escribe siempre primero en la fórmula y al final en el nombre, mientras que el no metal, con la terminación "uro", al principio en el nombre y al final de la fórmula.

Ejemplo	
NaCl	cloruro de sodio
CaH ₂	hidruro de calcio
K ₂ S	sulfuro de potasio

Los compuestos binarios con oxígeno, como los no metales, son la excepción a esta regla, ya que se les llama empleando la palabra óxido.

Ejemplo	
Al ₂ O ₃	óxido de aluminio
FeO	óxido de hierro (II)

En este último ejemplo, el número (II) romano entre paréntesis indica la carga positiva del metal, o el número de oxidación, y se emplea cuando el metal en cuestión puede tener más de un número de oxidación.

Ejemplo	
Fe ₂ O ₃	óxido de hierro (III)
CuBr	bromuro de cobre (I)
CuI ₂	yoduro de cobre (II)

Cuando el compuesto binario está formado por dos no metales y éstos se combinan para formar solamente un compuesto, el nombre de este compuesto se escribe colocando el nombre del elemento más electronegativo (el que se localiza más a la derecha y arriba en la tabla periódica) con la terminación "uro" y unidos ambos nombres con la preposición "de".

Ejemplo	
HBr	bromuro de hidrógeno
OF ₂	fluoruro de oxígeno

En el caso de que se pueda formar más de un compuesto binario a partir de la combinación de los dos no metales, se utilizan los prefijos griegos que aparecen en la siguiente tabla:

Tabla A 4.1 Prefijos griegos y su número

Prefijo griego	Número	Prefijo griego	Número
Mono	1	Hexa	6
Di	2	Hepta	7
Tri	3	Octa	8
Tetra	4	Nona	9
Penta	5	Deca	10

Ejemplo	
CO	monóxido de carbono
CO ₂	dióxido de carbono
NF ₃	trifluoro de nitrógeno
PCl ₅	pentacloruro de fósforo

Hay dos compuestos binarios que, por su importancia, tienen nombre propio: el agua (H₂O) y el amoníaco (NH₃).

Además hay otros compuestos que, sin ser estrictamente binarios, toman la terminación "uro" en el nombre de sus compuestos:

- Compuestos de amonio (NH₄)⁺, en donde el ion amonio actúa como un metal de la primera familia de la tabla periódica.
- Compuestos de cianuro (CN)⁻, en donde el ion cianuro actúa como un elemento no metálico de la familia 17 en la tabla periódica.
- Hidróxidos, que contienen el anión (OH)⁻, que actúan de igual manera que el cianuro, pero conservan el nombre hidróxido.

Ejemplo	
(NH ₄) ₂ S	sulfuro de amonio
Fe(CN) ₂	cianuro de hierro (II)
Fe(OH) ₃	hidróxido de hierro (III)
Ca(OH) ₂	hidróxido de calcio

Compuestos ternarios

Son aquellos que contienen tres elementos diferentes. En ellos se puede identificar la presencia de cationes y de aniones (en este caso se cumple generalmente que la carga de estos iones coincide con su valencia, esto es, un catión con carga 1+ se combinará con un anión de carga contraria 1-, o sea, que ambas tienen valencia uno). La tabla A 4.2, en la siguiente página, enumera algunos cationes y aniones más comunes; ahí se puede observar que la mayoría de los aniones formados por más de un átomo contienen oxígeno, y son los llamados oxianiones.

Un elemento particular, como el N o el Cl, puede formar más de un oxianión. Se emplea la terminación "ato" para designar a aquel que tiene mayor cantidad de átomos de O, y la terminación "ito" para el de la menor.

Cuando hay más de dos oxianiones diferentes se requiere, además, del prefijo "hipo", que indica el menor número de átomos de O, y el prefijo "per" para el mayor.

Ejemplo	
NH ₄ NO ₃	nitrato de amonio
AuNO ₂	nitrito de oro (I)
KClO ₄	perclorato de potasio (más oxígeno que el clorato)
NaClO	hipoclorito de sodio (menos oxígeno que el clorito)
HClO ₂	clorito de hidrógeno
AgClO ₃	clorato de plata

Ácidos

Son una clase particular y muy importante de compuestos que reciben un nombre especial. Una de las definiciones de los ácidos indica que son aquellas sustancias capaces de producir iones H⁺ al disolverse en agua.

Así, el gas cloruro de hidrógeno al disolverse en agua forma el ácido clorhídrico; otro gas muy tóxico, el cloruro de hidrógeno en agua, forma el ácido cianhídrico. La tabla A 4.3, en la siguiente página, muestra el nombre de algunos

de los ácidos más importantes. ¿Puedes encontrar alguna relación entre estos nombres y los de los aniones que aparecen en la tabla A 4.2?

Tabla A 4.2 Iones comunes

Cationes (iones positivos)			Aniones (iones negativos)		
Nombre	Símbolo	Carga	Nombre	Símbolo	Carga
Amonio	NH ₄	1+	Bromuro	Br	1-
Cobre (I)	Cu	1+	Clorato	ClO ₃	1-
Hidrógeno	H	1+	Cloruro	Cl	1-
Plata	Ag	1+	Clorito	ClO ₂	1-
Oro	Au	1+	Cianuro	CN	1-
Sodio	Na	1+	Fluoruro	F	1-
Potasio	K	1+	Hidruro	H	1-
Bario	Ba	2+	Bicarbonato	HCO ₃	1-
Calcio	Ca	2+	Bisulfato	HSO ₄	1-
Cobalto (II)	Co	2+	Hidróxido	OH	1-
Cobre (II)	Cu	2+	Hipoclorito	ClO	1-
Hierro (II)	Fe	2+	Yoduro	I	1-
Plomo (II)	Pb	2+	Nitrito	NO ₂	1-
Magnesio	Mg	2+	Nitrato	NO ₃	1-
Estaño (II)	Sn	2+	Perclorato	ClO ₄	1-
Zinc	Zn	2+	Permanganato	MnO ₄	1-
Aluminio	Al	3+	Peróxido	O ₂	1-
Cromo (III)	Cr	3+	Carbonato	CO ₃	2-
Hierro (III)	Fe	3+	Cromato	CrO ₄	2-
Oro (III)	Au	3+	Óxido	O	2-
Estaño (IV)	Sn	4+	Sulfato	SO ₄	2-
Plomo (IV)	Pb	4+	Sulfuro	S	2-
			Sulfito	SO ₃	2-
			Fosfato	PO ₄	3-

Tabla A 4.3 Ácidos importantes

HF	ácido fluorhídrico	H ₂ SO ₃	ácido sulfuroso
HBr	ácido bromhídrico	H ₂ SO ₄	ácido sulfúrico
HI	ácido yodhídrico	HNO ₃	ácido nítrico
H ₂ CIO	ácido hipocloroso	HNO ₂	ácido nitroso
HClO ₂	ácido cloroso	H ₂ CO ₃	ácido carbónico
HClO ₃	ácido clórico	H ₃ PO ₃	ácido fosforoso
HClO ₄	ácido perclórico	H ₃ PO ₄	ácido fosfórico

Ejemplos

P ₂ O ₅	Pentóxido de fósforo
Sr(HSO ₄) ₂	Bisulfato de estroncio. El Sr está en la misma familia que el Ca y el Ba, y tiene la misma valencia.
Sn(IO ₃) ₄	Yodato de estaño (IV). El I, al igual que el Cl, presenta cuatro oxiniones.
HBrO ₄	Ácido perbromico
LiMnO ₄	Permanganato de litio. El litio tiene valencia 1, por lo que forma iones con carga 1+, al igual que los otros elementos de su familia como el Na y el K.
CaSiO ₃	Silicato de calcio. Puesto que el carbonato es CO ₃ con carga 2+, el silicato es SiO ₃ con la misma carga.
Pb ₃ (PO ₄) ₂	Fosfato de plomo (II)

Apéndice 5

Lo que hay que saber de la toma de decisiones

La ciencia como una manera de ver el mundo y la tecnología, como forma de transformarlo, han sido sin duda exitosas. Más esta última que la primera, una vez que la mayoría de las personas enfrenta las consecuencias del saber científico sin saber cómo éste ha sido construido: las vacunas, la electricidad, los medios de comunicación y la posibilidad de conservar los alimentos, los fertilizantes, los nuevos materiales y los medicamentos,

Desde hace al menos doscientos años, en promedio cada generación tiene una esperanza de vida mayor que su antecesora. Ustedes seguramente vivirán más años que sus padres. A pesar de lo anterior, los riesgos y los beneficios asociados a las actividades científico-tecnológicas muchas veces son inequitativamente identificados, pesando más los riesgos que los beneficios.

A continuación se caracteriza una serie de términos necesarios para entender en qué consisten los riesgos y a partir de ellos cómo tomar decisiones:

- Riesgo es la posibilidad de un daño por la decisión que se toma frente a un peligro.
- Peligro es sinónimo de amenaza y es la causa potencial del daño.
- Daño es un efecto adverso para la salud, la seguridad o el ambiente.
- Vulnerabilidad es el resultado de la susceptibilidad de sufrir un daño y la capacidad de recuperarse del mismo.

Con lo anterior se puede identificar el riesgo como:

$$\text{Riesgo} = \text{Peligro} \times \text{Vulnerabilidad}$$

Los peligros existen o no existen, por lo que es en la vulnerabilidad donde reside nuestro actuar. Ésta depende de las decisiones que un individuo tome y pueden tener valores arbitrarios, que van desde cero (cuando se es invulnerable) hasta 10, cuando la vulnerabilidad es máxima. Estas decisiones están limitadas por la situación particular en la que cada uno se encuentre:

- Física (características ambientales y del espacio construido).
- Económica (acceso a recursos materiales, infraestructura, servicios).
- Biológica (edad, sexo, salud).
- Psicológica (creencias, motivaciones, conductas).
- Sociocultural (usos, costumbres, leyes).
- Científico-tecnológica (avance del conocimiento sobre el fenómeno considerado).

Así, por ejemplo, existe la posibilidad (riesgo) de que las personas que consumen en forma excesiva (vulnerabilidad) alcohol (peligro) desarrollen cirrosis hepática (daño).

- La situación física indica la disponibilidad de bebidas alcohólicas.
- La situación económica denota la capacidad de comprarlas.
- La situación biológica indica la posibilidad de una persona de ingerirlas (los bebés no pueden hacerlo por ellos mismos).
- La situación psicológica se refiere a la situación de placer o de aparente seguridad que puede producirse después de ingerirlas.

- La situación sociocultural se refiere al medio social que no solamente censura o autoriza el consumo de bebidas alcohólicas, sino que también educa para su manejo.
- La situación científico-tecnológica permite conocer lo que sucede en nuestro cuerpo con la ingestión de las bebidas alcohólicas; por ejemplo, en qué consiste la cirrosis.

La vulnerabilidad está en el consumo excesivo, y allí es donde se centra la decisión. Las decisiones que tomamos dependen entonces no sólo de estar científicamente bien informados, sino también de todos los otros límites que caracterizan la situación en la cual tomamos esa decisión. Las decisiones dependen entonces de muchos factores, y eso es lo que muchas veces las hace tan difíciles de tomar.

Lo anterior es muy importante. Una persona toma una decisión en un contexto determinado. En otra situación diferente se puede tomar otra decisión. En ambos casos la información científico-tecnológica es muy importante, pero no única. El reconocimiento de la complejidad en la toma de decisiones es ya un valioso aprendizaje.

En la siguiente tabla se resume lo anterior, utilizando el ejemplo que desarrollamos respecto al consumo de bebidas alcohólicas.

Tabla A 5.1

Daño (Efecto adverso para la salud o el ambiente por consumir bebidas alcohólicas)	Desde	Embotamiento, pérdida de reflejos, euforia pasajera, desinhibición
	Hasta	Daños en el aparato digestivo, cirrosis hepática.
Peligro (Agente o causa potencial de daño)	Sustancia	Alcohol
	Fenómeno	Alcoholismo (adicción)
	Causa	Consumo de bebidas alcohólicas.
Vulnerabilidad (susceptibilidad de sufrir daño, considerando además la capacidad de recuperarse del mismo)	Empieza por	Tomar ocasionalmente bebidas con alcohol en reuniones sociales.
Riesgo (posibilidad de daño)	Multiplica el peligro por la vulnerabilidad	$R = 0 \times 10 = 0$ si no se consumen bebidas alcohólicas $R = 1 \times 5 = 5$ si se consumen bebidas alcohólicas con moderación. $R = 1 \times 10 = 10$ si se consumen en grandes cantidades. La vulnerabilidad aumenta conforme se consuman más bebidas en una ocasión o con mayor frecuencia, es entre 0 si no se consumen estas bebidas a 10 si ya se convirtió en una adicción.

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 H Hidrógeno 1.008	2 He Helio 4.003	3 Li Litio 6.941	4 Be Berilio 9.012	5 B Boro 10.81	6 C Carbono 12.011	7 N Nitrógeno 14.007	8 O Oxígeno 15.999	9 F Flúor 18.998	10 Ne Neón 20.179	11 Na Sodio 22.990	12 Mg Magnesio 24.305	13 Al Aluminio 26.982	14 Si Silicio 28.086	15 P Fósforo 30.974	16 S Azufre 32.06	17 Cl Cloro 35.453	18 Ar Argón 39.948
19 K Potasio 39.102	20 Ca Calcio 40.08	21 Sc Escandio 44.956	22 Ti Titanio 47.88	23 V Vanadio 50.941	24 Cr Cromo 51.996	25 Mn Manganeso 54.938	26 Fe Hierro 55.847	27 Co Cobalto 58.933	28 Ni Níquel 58.71	29 Cu Cobre 63.546	30 Zn Zinc 65.37	31 Ga Galio 69.72	32 Ge Germanio 72.59	33 As Arsénico 74.922	34 Se Selenio 78.96	35 Br Bromo 79.904	36 Kr Criptón 83.80
37 Rb Rubidio 85.468	38 Sr Estroncio 87.62	39 Y Itrio 88.906	40 Zr Zirconio 91.22	41 Nb Niobio 92.906	42 Mo Molibdeno 95.94	43 Tc Tecnecio 98.906	44 Ru Rutenio 101.07	45 Rh Rodio 102.905	46 Pd Paladio 106.4	47 Ag Plata 107.868	48 Cd Cadmio 112.40	49 In Indio 114.82	50 Sn Estaño 118.69	51 Sb Antimonio 121.75	52 Te Telurio 127.60	53 I Yodo 126.905	54 Xe Xenón 131.30
55 Cs Cesio 132.905	56 Ba Bario 137.34	57 La Lantánidos 138.905	58 Pr Praseodimio 140.907	59 Ce Cerio 140.12	60 Nd Neodimio 144.24	61 Pm Prometio 144.912	62 Sm Samario 150.4	63 Eu Europio 151.96	64 Gd Gadolinio 157.25	65 Tb Terbio 158.925	66 Dy Disprosio 162.50	67 Ho Holmio 164.930	68 Er Erbio 167.26	69 Tm Tulio 168.934	70 Yb Iterbio 173.04	71 Lu Lutecio 174.97	
87 Fr Francio (223)	88 Ra Radio 226.02	89-103 Actínidos 89-103	104 Rf Rutherfordio 261.10	105 Db Dubnio 262.11	106 Sg Seaborgio 266.12	107 Bh Bohrio 264.12	108 Hs Hassio 269.13	109 Mt Meitnerio 268.14	110 Ds Darmstadtio 272.15	111 Rg Roentgenio 272.15	112 Cn Copernicio 277	113 Nh Nihonio 286	114 Fl Flerovio 289	115 Mc Moscovio 288	116 Lv Livermorio 289	117 Ts Teneso 293	118 Og Oganesson 293

* Lu Lutecio 174.97	* Yb Iterbio 173.04	* Tm Tulio 168.934	* Er Erbio 167.26	* Ho Holmio 164.930	* Dy Disprosio 162.50	* Tb Terbio 158.925	* Gd Gadolinio 157.25	* Eu Europio 151.96	* Sm Samario 150.4	* Pm Prometio 144.912	* Nd Neodimio 144.24	* Ce Cerio 140.12	* Pr Praseodimio 140.907	
** La Lantánidos 138.905	** Ce Cerio 140.12	** Pr Praseodimio 140.907	** Nd Neodimio 144.24	** Pm Prometio 144.912	** Sm Samario 150.4	** Eu Europio 151.96	** Gd Gadolinio 157.25	** Tb Terbio 158.925	** Dy Disprosio 162.50	** Ho Holmio 164.930	** Er Erbio 167.26	** Tm Tulio 168.934	** Yb Iterbio 173.04	** Lu Lutecio 174.97

Fuente: <https://lupa.org/what-we-do/periodic-table-of-elements/> (consultada: 24 de enero de 2017).

<input type="checkbox"/> Metales	<input type="checkbox"/> No metales	<input type="checkbox"/> Metales de transición	<input type="checkbox"/> Gases nobles	<input type="checkbox"/> Tierras raras (Lantánidos y Actínidos)	<input type="checkbox"/> Número atómico	<input type="checkbox"/> Símbolo	<input type="checkbox"/> Nombre	<input type="checkbox"/> Masa atómica
----------------------------------	-------------------------------------	--	---------------------------------------	---	---	----------------------------------	---------------------------------	---------------------------------------

Bibliografía

Fuentes de consulta recomendadas

Algunos artículos sobre química publicados en la revista de la UNAM ¿Cómo ves? relacionados con este curso

Arjonilla, Elia y Andoni Garriz, "El dominio del fuego", 2 (14), 30-33, 2000.

Bernal, U. Margarita y Gertrudis Uruchurtu, "La extravagancia del agua", 6 (72), 29-33, 2004.

Beyer, R. María Emilia, "La química como lenguaje", 2 (20), 16-19, 2000.

Chamizo, José Antonio, "El decálogo del vidrio", 1 (4), 26-28, 1999.

Gálvez, M. Amanda, "El protocolo de Montreal o saber qué estamos comiendo", 2 (17), 6-7, 2000.

García, R. Karla, "Mano Molina Pasquel: un adicto al conocimiento", 5 (57), 28-29, 2003.

Gasque, Laura, "El elemento con múltiples personalidades", 6 (64), 22-25, 2004.

Gasque, Laura, "El nitrógeno. Uno de los secretos de la vida", 6 (72), 26-29, 2004.

Guerrero, M. Verónica, "Agua, el recurso más valioso", 8 (88), 10-15, 2006.

López, M. Agustín, "Cuando el estrés oxidativo nos alcance", 8 (89), 10-15, 2006.

Mazari, H. Marisa, "El agua como recurso", 5 (54), 10-12, 2003.

Peregrina, Karla, "Apta para todo público: agua potable", 5 (54), 17-19, 2003.

Sosa, Plinio, "Michael Jordan: Un tipo con mucha química", 2 (24), 17-19, 2000.

Sosa, R. Ana María, "La química del pelo", 3 (36), 30-33, 2001.

_____, "Los plásticos: materiales a la medida", 4 (43), 22-25, 2002.

Uruchurtu, Gertrudis, "Dimitri Mendeleiev: el orden oculto de la materia", 7 (81), 22-25, 2005.

Libros recomendados a los alumnos

Asimov, Isaac, *Breve historia de la química*, España, Alianza Editorial, 1980.

Chamizo, G. J. A., *Química Mexicana*, México, Dirección General de Publicaciones, 2003 (Biblioteca escolar).

Chamizo, G. J. y A., Chamizo, *Los cuatro elementos*, México, Santillana, 2003 (Libros del Rincón).

De Grinberg, Dora M. K., *Los señores del metal: minería y metalurgia en Mesoamérica*, México, Conaculta/Pangea, 1990.

De Régules, Sergio, *Después del miedo, la ciencia*, México, Castillo, 2007.

García, H., *El universo de la química*, México, Santillana, 2002 (Biblioteca escolar).

García, H., *La naturaleza discontinua de la materia*, México, Santillana, 2002 (Biblioteca escolar).

Golombek, Diego y Pablo Schwarzbaum, *El nuevo cocinero científico*, Buenos Aires, Siglo XXI, 2007.

Gribbin, J., et al., *Del átomo al infinito. El universo en todas sus escalas*, Madrid, Paidós Ibérica Ediciones, 2007 (Libros del Rincón).

Hoffman, R. et al., *Química imaginada. Reflexiones sobre la ciencia*, México, Fondo de Cultura Económica, 2006 (Biblioteca del aula).

Irazaque, G. et al., *La química de fluidos*, México, Santillana, 2002 (Biblioteca escolar).

Noreña, Francisco, *Dentro del átomo*, México, Conaculta, 2005.

Rugj, R., *La química*, México, Ediciones Laberinto, 2003 (Biblioteca del aula).

Páginas de internet recomendadas para los alumnos

<http://www.100ciaquimica.net/exper/>

<http://www.quimicaweb.net/>

<http://www.sigoaprendiendo.org/ciencias-iii-eacutenfasis-en-quiacutemica.html>

http://curso.cnice.mec.es/cnice2005/35_las_reacciones_quimicas/curso/

http://curso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/

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

http://curso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/estados/estados1.htm

<http://www.educaplus.org/index.php?mcid=3>

(Consulta: 2 de noviembre de 2016).

Bibliografía (continuación)

Fuentes de consulta recomendadas para el profesor

Libros

American Chemical Society, *Quim Com. Química en la Comunidad*, 2a. ed., México, Addison Wesley México/Iberoamericana, 1998.

Arena, Susan y Morris Hein, *Fundamentos de química*, México, Thomson, 2001.

Chang, Raymond, *Química*, México, McGraw-Hill Interamericana, 2007.

Dickson, Thomas, *Química: enfoque ecológico*, México, Limusa Noriega, 1999.

Fernández Flores, Rafael, editor, *La Química en la sociedad*, México, UNAM, Facultad de Química, 1994.

Flor, José Ignacio, *Recursos para la investigación en el aula*, Sevilla, Diada, 1996.

Flores de Labardini, Teresita, et al., *Actualización de docentes en el enfoque químico en microescala. Memorias del 3er. coloquio sobre la enseñanza de las ciencias*, México, UNAM, 1995.

Garriz, Andoni, Laura Gasque y Ana Martínez, *Química universitaria*, México, Pearson Prentice Hall, 2005.

Garriz, Andoni y José Antonio Chamizo, *Tú y la química*, México, Pearson Educación, 2001.

Gutiérrez, Alba, Eufrosina, Olivia Rodríguez y Catalina Carmona, *La Química en tus manos*, México, UNAM, 2004.

Hill, John, W y Doris K. Kolb, *Química para el nuevo milenio*, México, Prentice Hall, 1999.

Jara Reyes, Silvia y Norma Mónica López Villa, *Acércate a la química I*, México, Larousse, 2003.

López, G. Daniel y Miguel Nadal P., *Ciencias 3*, México, Oxford-SEP, 2002.

Madras, Samuel, *Química: curso preuniversitaria*, México, McGraw-Hill, 2000.

Malone, Leo, J., *Introducción a la química*, México, Limusa-Wiley, 2003.

More, John W, et al., *El mundo de la química: conceptos y aplicaciones*, México, Pearson Educación, 2000.

SEP, *Retos y perspectivas de las ciencias naturales en la escuela secundaria*, México, Biblioteca para la actualización del maestro, 2003.

Sitios de internet recomendados para el profesor

<http://biblioteca.digital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/html/quimica.html>

<http://www.conocimientosfundamentales.unam.mx/vol1/quimica/pdfs/interior.pdf>

<http://benve.edu.mx/EduSec/2semes/especialidades/quimica.pdf>

<http://videoeducativo.blogspot.mx/p/quimica.html>

http://dpto.educacion.navarra.es/publicaciones/pdf/qui_dg.pdf

<http://bibliografia.educacionfiles.wordpress.com/2012/11/quimica-del-carbono-6.pdf>

http://academia.edu/2159057/QUIMICA_DIVERTIDA_EXPERIENCIAS_DE_CATEDRA_QUIMICA_PARA_ESTUDIANTES_DE_NIVEL_MEDIO

<http://www.joseantoniochamizo.com/pdf/Qu%C3%ADmicaensecundaria.pdf>

<http://recursositic.educacion.es/ciencias/ulloa/web/>

<https://docentesinnovadores.net/Contenidos/Ver/4476>

http://www.cad.unam.mx/programas/actuales/maestrias/maestria_form_cn_ec_SEIEM_2011/00/02_material/02_toluca/mod1/archivos/03_Chamizo_Modelos_Eureka_2010.pdf

(Consulta: 2 de noviembre de 2016).

Créditos iconográficos

SHUTTERSTOCK

PP. 18, 46, 51, 70, 76, 87, 96, 105, 133, 165, 166, 168, 169, 170, 174, 191, 196, 208, 209, 212, 215, 216, 237, 248, 257, 258,

AE

PP. 13, 14, 15, 17, 23, 24, 25, 26, 27, 28, 34, 38, 39, 41, 43, 45, 47, 60, 63, 85, 87, 94, 104, 105, 111, 112, 114, 115, 131, 142, 153, 161, 180, 184, 190, 196, 205, 206, 207, 209, 222, 224, 230, 233, 254, 258, 259,

PROTOCOLO DE KYOTO

P. 16

http://www.laregion.es/imagenes/elementos/813_1667649.jpg