

Enseñando Química

Material de apoyo
para profesores
de secundaria

Jesús Valdés Martínez
Coordinador



Serie Enseñando Ciencias

Enseñando
Química
Material de apoyo
para profesores
de secundaria

Universidad Nacional Autónoma de México

Rector

ENRIQUE GRAUE WIECHERS

Secretario General

LEONARDO LOMELÍ VANEGAS

Coordinador de la Investigación Científica

WILLIAM LEE ALARDÍN

Directora General de la Facultad de Ciencias

CATALINA STERN FORGACH

Academia Mexicana de Ciencias

Presidente

JOSÉ LUIS MORÁN LÓPEZ

Vicepresidente

ESTELA SUSANA LIZANO SOBERÓN

Tesorera

MARÍA ESTER BRANDAN

Secretarios

CARLOS ARTEMIO COELLO COELLO

ALIPIO GUSTAVO CALLES MARTÍNEZ

Enseñando Química

Material de apoyo
para profesores
de secundaria

Coordinador

DR. JESÚS VALDÉS MARTÍNEZ
Instituto de Química, UNAM

Autores

I. Q. MARIZA DEL RÍO RAMÍREZ

DR. MARIO ALFREDO GARCÍA CARRILLO
Facultad de Química, UNAM



Coordinación general

ROSAURA RUIZ GUTIÉRREZ

Coordinación académica

ALFREDO ARNAUD BOBADILLA

Coordinación editorial

ROSANELA ÁLVAREZ RUIZ

Asistencia académica

DANIELA FRANCO BODEK

Diseño y formación digital

INTIDRINERO, S.A. DE C.V.

Diseño de portada

MIGUEL MARÍN

Corrección

LETICIA GARCÍA URRIZA

KENIA SALGADO

Enseñando química. Material de apoyo para profesores de secundaria.

1ª edición, 2020.

D.R. © febrero, 2020.

Universidad Nacional Autónoma de México

Secretaría General

Facultad de Ciencias

Ciudad Universitaria, Coyoacán, 04510, Ciudad de México

D.R. © febrero, 2020.

Academia Mexicana de Ciencias

Casa Tlalpan, Calle Cipreses s/n, km 23.5 Carretera Federal México-Cuernavaca,

San Andrés Totoltepec, Tlalpan, C.P. 14400, Ciudad de México

ISBN:

Hecho en México

Índice

Presentación	9
<i>Dr. Leonardo Lomelí Vanegas</i>	
Presentación	11
<i>Dra. Catalina Stern Forgach</i>	
Presentación serie “Enseñando ciencias”	13
<i>Dr. José Luis Morán</i>	
Prólogo	15
<i>Dra. Rosaura Ruiz Gutiérrez</i>	
Introducción al libro <i>Enseñando Química</i>	17
<i>Dr. Alfredo Arnaud</i>	
BLOQUE 1.	
Las características de los materiales	
La ciencia y la tecnología en el mundo actual	19
Identificación de las propiedades físicas de los materiales	21
Estados de agregación de la materia	22
Experimentación con mezclas	25
Relación entre la variación de la concentración de una mezcla (porcentaje en masa y volumen) y sus propiedades	26
Cómo deducir métodos de separación de mezclas con base en las propiedades físicas de sus componentes	28
Propiedades de las mezclas, según su concentración	30
Primera revolución de la química	36
Proyectos: ahora tú explora, experimenta y actúa	38
BLOQUE 2.	
Las propiedades de los materiales y su clasificación química	
Clasificación de los materiales	41
Estructura de los materiales	46
Propiedades de los metales	52
Tu vida y la contaminación	54
Segunda revolución de la química	56

Tabla periódica: organización y regularidades de los elementos químicos	57
Enlace químico	61
Proyectos: ahora tú explora, experimenta y actúa	68

Bloque 3.

La transformación de los materiales: la reacción química

Identificación de cambios químicos y el lenguaje de la química	69
Cambio de energía	71
Identifica las propiedades de los reactivos y los productos en una reacción química	71
Representación de las reacciones químicas	72
Ley de la conservación de la materia y las reacciones químicas	72
Identifica que en una reacción química se absorbe o se desprende energía en forma de calor	73
¿Qué me conviene comer?	74
La caloría como unidad de medida de la energía	78
El poder energético que poseen los alimentos. Toma de decisiones relacionada con los alimentos y su aporte calórico	81
Tercera revolución de la química	83
Comparación y representación de escalas de medida	84
Unidad de medida: mol	85
Proyectos: ahora tú explora, experimenta y actúa	86

Bloque 4.

La formación de nuevos materiales

Importancia de los ácidos y bases en la vida cotidiana	87
Propiedades y representación de los ácidos y las bases	88
Decisiones para una dieta correcta	98
Importancia de las reacciones de óxido y de reducción	101
Características y representaciones de las reacciones redox	102
Número de oxidación	103
Proyectos: ahora tú explora, experimenta y actúa	110

Bloque 5.

Química y tecnología

“¿Qué tan peligrosos son realmente algunos compuestos químicos?” Compuestos bajo sospecha ¹	111
“¿Ya te tomaste tus vitaminitas?” ¿Qué tan necesarios son los suplementos vitamínicos?	116
“La química detrás de los teléfonos inteligentes”. ¿Podrías vivir sin un teléfono celular?	118
“Elementos en <i>peligro de extinción</i> ”. ¿Cuánto vale realmente un globo de helio?	121

“El refinamiento de los minerales de plata por el ‘proceso de patio’”. Cuando en Nueva España se desarrolló la tecnología más avanzada del mundo	124
“Materiales del futuro”. Seis posibles revoluciones	125
Proyectos: ahora tú explora, experimenta y actúa	132

Bibliografía	135
---------------------	-----



Presentación

Estimados maestros y maestras:

Quisiera, en primer lugar, destacar que su labor como docentes de Educación Básica es de enorme relevancia, toda vez que están trabajando con los niños y jóvenes en la construcción de los conocimientos, de una estructura mental, de las habilidades y las aptitudes que les permitirán convertirse en ciudadanos, futuros profesionistas y protagonistas en la toma de decisiones y resolución de los grandes retos del país.

Consciente de su papel como Universidad Nacional, y preocupada por la educación en todos sus niveles educativos, la UNAM, a través de esta Secretaría General y la Academia Mexicana de Ciencias (AMC), han combinado sus esfuerzos para preparar esta serie “Enseñando ciencias”, compuesta de cuatro libros dirigidos particularmente a profesores de secundaria de las asignaturas de Biología, Física, Matemáticas y Química.

Para la realización de esta serie, nos hemos dado a la tarea de reunir a equipos de profesores e investigadores de amplia experiencia universitaria, con el fin de diseñar y elaborar estos materiales, cuyo fin es el de proporcionar a nuestros colegas profesores elementos valiosos en los ámbitos disciplinar y metodológico, y con ellos coadyuvar a preservar una educación de calidad, basada en el rigor, la constancia, el compromiso y el manejo de conceptos que cuentan con el sustento de la investigación científica de vanguardia que se realiza en las aulas y laboratorios universitarios.

Me congratulo, pues, de poner a disposición de los profesores de secundaria de nuestro país y de cualquier docente de habla hispana, estos materiales que seguramente serán perfectibles, pero que también representarán, estoy seguro, una oportunidad de contrastar ideas y proseguir con este diálogo continuo que motiva la adquisición y actualización permanente de nuestros conocimientos, mismos que irán en beneficio de los alumnos.

DR. LEONARDO LOMELÍ VANEGAS
Secretario General de la UNAM



Presentación

Estimados colegas:

Como parte de las tareas fundamentales que tiene la Facultad de Ciencias en el ámbito de la formación, la investigación y de la divulgación científica, me es grato presentar este libro que forma parte de la serie “Enseñando ciencias”.

Este texto, dirigido a profesores de secundaria, constituye uno más de los apoyos con los que podrán contar los maestros para diseñar y dirigir sus actividades diarias; sobre todo, ha de verse como un libro de referencia para su labor docente, en tanto aporta recomendaciones didácticas, actividades y contenido disciplinar adaptados al ciclo de secundaria, pero pensando al mismo tiempo en ofrecer mayores elementos y recursos: un panorama más completo y profundo de su disciplina.

La participación de la Facultad de Ciencias en este libro da cuenta del interés por contribuir en la permanente y ardua labor de formar individuos del siglo XXI responsables, informados, críticos, comprometidos con su sociedad y con el ambiente, y preocupados por sumarse al desarrollo de este país. Pero ese desarrollo, que hasta hace apenas unas décadas dependía de la industrialización y de la mecanización de los procesos, el día de hoy y hacia el futuro cercano exigirá cada vez más de profesionales en el ámbito de la biotecnología, la física y las matemáticas, capaces de actuar y pensar en el terreno de la interdisciplina, de la ciencia de datos y de la complejidad.

En este marco, resulta indispensable despertar vocaciones científicas desde temprana edad, fomentar el pensamiento complejo y apostar por la alfabetización científica con el fin de contar con una masa crítica extendida que sepa tomar decisiones bien informadas en lo individual y para su sociedad; que pueda prevenir, anticipar e identificar posibles problemas, afectaciones y amenazas, pero también oportunidades y beneficios.

Por lo anterior, sostengo que la educación es una enorme responsabilidad que debe tomarse con la seriedad y con toda la dedicación que merece ya que es el único recurso con el que realmente cuenta una sociedad para crecer, desarrollarse, vivir en armonía, ser justa, equitativa y productiva.

Quisiera, en este sentido, agradecer la dedicación y esfuerzo de los profesores de la Facultad de Ciencias, de la UNAM y de la Academia Mexicana de las Ciencias, por darse el tiempo de reflexionar, trabajar su disciplina a un nivel que no es en el que desarrollan cotidianamente su labor docente; por esforzarse, por plantearse continuamente retos, por preocuparse en difundir los temas que los apasionan y por estar siempre dispuestos al diálogo, a la discusión constructiva y, sobre todo, por contribuir a que los jóvenes se acerquen a la ciencia en un momento en el que nos es tan necesaria.

Y a ustedes, estimados maestros y maestras, agradezco el trabajo que realizan día a día, no sólo para educar, sino para formar a nuestros jóvenes, que serán las generaciones encargadas de conducir el destino de nuestro país. Espero que este libro les sea de utilidad para cumplir con esta gran misión que tienen en sus manos y resulte oportuno para ayudar a abrir horizontes y nuevos adeptos a la ciencia.

DRA. CATALINA STERN FORGACH
Directora General de la Facultad de Ciencias de la UNAM

Presentación serie “Enseñando ciencias”

En las últimas décadas, instituciones educativas de varios países han volteado a ver y a estudiar de manera muy seria el problema de la enseñanza en general y de las ciencias en particular. Lo anterior, en función de la demanda creciente de profesionistas que ha observado este ámbito y que tendrá en los próximos años, pero sobre todo porque la alfabetización científica es ahora, más que nunca, un derecho y una responsabilidad ciudadana en vistas del vertiginoso avance que han conocido las ciencias y la tecnología desde el último cuarto del siglo pasado y que, al día de hoy, tienen una aguda penetración en prácticamente todos los ámbitos de nuestra cotidianeidad.

Este escenario, nos lleva a considerar que mejorar el aprendizaje de los alumnos es una prioridad, y que alfabetizar en ciencias, no es una tarea fácil: implica formar ciudadanos que conozcan los principales conceptos y teorías de los distintos campos de conocimiento, que sean capaces de usarlos en la resolución de problemas, que conozcan la naturaleza social de la ciencia y sus implicaciones para la sociedad; supone también la formación de capacidades cognitivas, como la interpretación de fenómenos naturales, el procesamiento de información de distintas fuentes y la evaluación de dicha información. El reto para los docentes no es trivial; por ello, fortalecer su formación se convierte en una necesidad inaplazable.

Es, justamente, a partir de este compromiso que la UNAM y Academia Mexicana de las Ciencias (AMC) hemos asumido la tarea de elaborar la colección “Enseñando ciencias” donde se analizan teorías y conceptos centrales de la Biología, las Matemáticas, la Física y la Química, con el propósito de apoyar a los profesores en el fortalecimiento de sus conocimientos disciplinarios, ya que éstos constituyen un elemento central del proceso didáctico. Los nuevos enfoques en el campo de la didáctica de las ciencias, señalan que es fundamental que los docentes, además de una sólida formación pedagógica y didáctica, tengan una comprensión profunda sobre la ciencia a enseñar y que conozcan las dificultades en la enseñanza-aprendizaje inherentes a los distintos saberes científicos. Por tanto, deben contar con criterios disciplinarios claros que les permitan determinar los

conceptos, teorías, modelos, entre otros, que son relevantes en la comprensión de las disciplinas científicas en la educación secundaria.

Por lo anterior, me es muy gratificante ver consolidado el esfuerzo de varios colegas en esta colección que se pone al alcance de aquellos que tienen la gran tarea de preparar y formar a nuestros jóvenes en estas áreas de especial relevancia para el contexto actual.

DR. JOSÉ LUIS MORÁN
Presidente de la Academia Mexicana de Ciencias

Prólogo

Estimados maestros:

Es un verdadero gusto para mí presentar este libro que forma parte de la serie “Enseñando ciencias”, resultado de la labor que desde la Secretaría General de la UNAM y la Academia Mexicana de Ciencias venimos realizando desde hace más de una década en apoyo al fortalecimiento de la Educación Básica, Media Superior y Superior.

En efecto, he tenido el privilegio de coordinar e impulsar desde el año 2008, diversos proyectos institucionales en apoyo a profesores de todo el país, que se han visto consolidados en cursos, diplomados, estudios diagnósticos y materiales que a lo largo de los años se han ido ajustando y optimizando, con el único fin de coadyuvar al esfuerzo que muchas instituciones y grupos de académicos hemos venido realizando en pro del mejoramiento continuo y permanente de la educación en nuestro país.

A pesar de la trascendencia que tiene la formación científica para los ciudadanos, un buen número de trabajos muestran que los alumnos tienen dificultades para comprender teorías y conceptos científicos. Existe, asimismo, una gran dificultad para que modifiquen sus ideas previas, asimilen nuevas concepciones y para que apliquen los conocimientos adquiridos. A esto se suma la frustración de los profesores debido a los insuficientes resultados en su práctica docente. Son diversos los factores que han originado esta crisis, y entre los más importantes encontramos: la distancia entre las necesidades formativas de los estudiantes y los currículos de ciencia; la gran cantidad de temas que abordan los contenidos escolares y lo poco significativos que resultan para los estudiantes; en muchos casos, una enseñanza de la ciencia basada en visiones deformadas de la actividad científica y en estrategias memorísticas que poco alientan la formación que requiere la sociedad actual; las deficiencias en los enfoques didácticos empleados para abordar las estrategias de razonamiento y solución de los problemas propios de la ciencia.

El trabajo realizado durante estos años parte de la consideración de que la formación científica en campos como las Matemáticas, Física, Química y Biología

es fundamental para todos los ciudadanos, ya que cada una de estas disciplinas ofrece distintas maneras de leer, comprender, transformar y preservar el mundo que nos rodea. Los conocimientos que se derivan de estos campos de conocimiento pueden emplearse en la solución de problemas socialmente relevantes y ayudan a tomar decisiones argumentadas y razonadas; fomentan la formación de capacidades cognitivas como la interpretación de fenómenos, el procesamiento y la evaluación de información, la solución de problemas, entre muchos otros aspectos. Por estas razones es tan relevante que los estudiantes de secundaria conozcan teorías y conceptos centrales de estas ciencias y comprendan cómo cada una de ellas explica el mundo que nos rodea. Esto les aportará herramientas para configurar un pensamiento científico que les permita explicar situaciones que les afectan en su vida cotidiana y entender problemas de relevancia científica y social.

En este contexto, el presente libro, producto de la experiencia recabada a lo largo de muchos años de trabajo hombro con hombro con maestros y maestras de todo el país y del conocimiento y compromiso de expertos de la Universidad Nacional Autónoma de México en estos campos del saber, busca ofrecer a los profesores de secundaria un apoyo especialmente pensado para fortalecer sus conocimientos disciplinarios, que acompañados por su experiencia en el aula y su conocimiento pedagógico y didáctico, seguramente aportará elementos para reforzar su práctica docente, tarea fundamental en estos momentos en que el país requiere de ciudadanos educados y comprometidos con ellos mismos, con la sociedad y con el cuidado de la naturaleza.

DRA. ROSAURA RUIZ GUTIÉRREZ
Profesora de Tiempo Completo de la Facultad de Ciencias, UNAM

Introducción al libro

Enseñando Química

Estimados colegas:

Este libro, que forma parte de la Serie “Enseñando Ciencias”, es un texto dirigido y pensado para apoyar en su labor diaria a los profesores de secundaria que imparten la asignatura de química.

El texto está compuesto por cinco grandes apartados escritos por experimentados profesores de química de la UNAM en sus muy particulares áreas de especialización al interior de la química misma.

Cada uno de los apartados, descrito y abordado con rigor académico, contiene explicaciones amenas y sencillas, así como recomendaciones de aplicación en el aula; expone las características y propiedades de los materiales y su clasificación química, los cambios y transformaciones que experimentan al entrar en contacto con otros elementos, cuando se les expone a diversas condiciones de temperatura, presión o energía; asimismo, la formación de nuevos materiales y la estrecha e indisoluble relación que existe entre la tecnología y la química.

De esta forma, en los primeros dos bloques, se explica de manera muy clara y progresiva el tema de los materiales, iniciando con la identificación de las propiedades físicas de la materia, los estados de agregación, los instrumentos y unidades de medición, la experimentación con mezclas, los métodos para la separación de mezclas, hasta el concepto químico de molécula, el modelo atómico y la segunda revolución de la química.

El tercer bloque aborda la reacción química en sus manifestaciones macroscópicas; su representación simbólica; su relación con la energía y la que tiene directamente con nuestra salud al momento de ingerir diferentes tipos de alimentos; la estabilización de las sustancias a través de las estructuras de Lewis, así como la relación de los diferentes tipos de enlaces con la electronegatividad de los átomos que se hallan unidos.

En el cuarto bloque se ofrecen los elementos necesarios para que los alumnos comprendan dos conceptos de gran importancia en el campo de la química: por una parte, por qué se clasifican las sustancias como ácido o como base, y el resultado que se obtiene de reacciones sencillas entre un ácido y una base. Por

otro lado, se revisan las propiedades óxido-reducción cuyos impactos estarán centrados, principalmente, en el campo del desarrollo sustentable.

Para finalizar, en el quinto bloque se establece la relación que existe entre la química y la tecnología, sus implicaciones en los productos de uso diario, en nuestra salud, en los aparatos electrónicos y en los elementos no renovables.

Al final de cada uno de los bloques se reta a los alumnos a que realicen un proyecto con base en los contenidos explorados, de manera que se logren asociar los conceptos a hechos que les son significativos. Por ello, será posible que se conviertan en aprendizajes perdurables.

Es así como estos cinco bloques fueron planeados y desarrollados para entablar un diálogo con los profesores de química de secundaria, quienes encontrarán, sin lugar a dudas, estrategias, herramientas y valiosos consejos para la mejora y profundización de su práctica cotidiana.

DR. ALFREDO ARNAUD BOBADILLA
Coordinador Académico de la serie "Enseñando ciencias"

1 | Las características de los materiales

En este primer bloque se analiza el objeto de estudio de la química: la materia. Se presentan las características de la materia, se identifican sus propiedades, la manera en que éstas se miden y cómo se utilizan para diferenciar un tipo de materia de otro. Dado que las mezclas son la forma más común en que se encuentra la materia a nuestro alrededor, se examinan sus diferentes tipos y la manera de separarlas, ya que para la química es fundamental tener sustancias puras, las cuales tienen propiedades constantes y se pueden estudiar con más facilidad que las mezclas, cuyas propiedades cambian dependiendo de la cantidad de cada uno de sus componentes.

La ciencia y la tecnología en el mundo actual

Es conveniente hacer ver al alumno la importancia de la tecnología química que nos permite gozar de la calidad de vida que tenemos en la actualidad. No se puede negar que los productos químicos han contaminado este mundo, pero tampoco que algunos de los grandes problemas que enfrenta la humanidad (contar con agua potable, alimentos, energías limpias, salud y un medio ambiente sustentable) no se podrán resolver sin un uso racional de la química. Finalmente, los problemas que ha causado el uso irresponsable de la tecnología química, generalmente debido a intereses económicos ajenos a la química como ciencia, requieren de una solución química.

Toda la materia conocida está compuesta por elementos químicos o de compuestos formados por elementos. Todos los procesos de los seres vivos están controlados por reacciones químicas; por otro lado, la comprensión que tenemos de la naturaleza material de nuestro mundo se basa en el conocimiento químico que tenemos de esos procesos. Por ello, resulta fundamental saber química para entender nuestro entorno y tomar decisiones fundamentadas en asuntos que nos afectan a todos. No es posible tener una posición sensata sobre temas como el calentamiento global, la contaminación o el uso de ciertos materiales sin un conocimiento científico que permita que nuestras opiniones estén basadas en evidencias y no en opiniones sin fundamentos o en lo que puedan afirmar grupos con intereses propios (**figura 1-1**).

Desafortunadamente, la fama de la química en la sociedad no es buena, los medios suelen destacar los problemas derivados del uso irracional e irrespon-

Londres en el evento conocido como la Gran Niebla de 1952. También tendríamos que calentar la comida con leña o carbón y no la podríamos refrigerar. Nos tendríamos que transportar sin automóviles, aviones, trenes ni motocicletas; en su lugar tendríamos que caminar, usar animales de carga o carretas jaladas por caballos, lo cual es absurdo en cualquier ciudad moderna. No tendríamos los medicamentos que tenemos, analgésicos, antibióticos ni anestésicos, entre otros. Imaginemos lo que sería ir al dentista o ser operado sin la tecnología moderna (figura 1-2).

Sugerimos que esta lección se base en un intercambio de ideas en el que el docente dirija la discusión sobre los puntos a tratar. Se puede pedir a los estudiantes en el salón de clase, o como tarea, ejemplos de su propia vida en los que se ilustre cómo la tecnología química ha mejorado su calidad de vida, o que contesten preguntas tales como: ¿cuánto de lo que hay en el salón de clase existiría sin la tecnología química?, ¿cómo sería ir al dentista si no hubiera anestésicos? También se les puede pedir ejemplos, tanto ciertos como falsos, de la aseveración: *lo que es natural es bueno*. Discutir con ellos por qué no les pueden vender “hamburguesas sin químicos”, así como investigar en qué consistió la Gran Niebla de 1952 en Londres.

Identificación de las propiedades físicas de los materiales

En nuestra vida diaria estamos en contacto con muy diversas formas de la materia. Por sus cursos anteriores, es muy probable que los estudiantes sepan que materia es **todo aquello que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio**, y que la materia puede ser modificada por la energía. También saben, por experiencia propia, que el agua es generalmente un líquido, pero que si se calienta pasa al estado gaseoso, y que si el agua líquida se enfría se convierte en un



Figura 1-2. Dentista del siglo XVII. Óleo del pintor holandés Gerard van Honthorst (1622). Fuente: Wikimedia Commons.

sólido al que llamamos hielo. También saben que si un pedazo de papel se calienta más allá de cierta temperatura, se prende y se quema y deja de ser papel para transformarse en otras sustancias: gases (vapor de agua, dióxido de carbono) y cenizas; que si tienen acidez estomacal, se toman un “antiácido”; que la comida tarda más en descomponerse si se le refrigera. Es importante aprovechar estos conocimientos para que los estudiantes se den cuenta de que la química está presente en sus vidas y que no es algo lejano a ellos.

Estados de agregación de la materia

Los tres estados físicos o estados de agregación de la materia, que se estudiarán en este libro,¹ son: sólido, líquido y gaseoso. El estado sólido se caracteriza por tener forma y volumen propio; los líquidos no tienen una forma propia, por eso el agua en estado líquido toma la forma del recipiente que la contiene, pero sí tienen un volumen propio, por lo que se puede tener “un vaso medio lleno”. Por otro lado, los gases no tienen forma ni volumen propio, ocupan el volumen y la forma del recipiente que los contiene. Tanto los líquidos como los gases son fluidos, por ello fluyen en una tubería y se pueden transportar de esa manera, como se hace con el agua, la gasolina y el gas que se usa para cocinar o calentar el agua (figura 1-3, tabla 1-1).

¹ Aunque existan otros estados de la materia, como el plasma, éstos no se estudiarán en este libro y no son relevantes para la química.



Figura 1-3.

El agua es sus tres estados de agregación: sólido (hielo), líquido y gaseoso (vapor de agua). Icebergs desprendiéndose de glaciares en Groenlandia. Fuente: Wikimedia Commons.

Tabla 1-1. Propiedades de los estados de la materia

Estado físico	Volumen	Forma
Sólido	Propio	Propia
Líquido	Propio	La del recipiente que lo contiene
Gaseoso	El del recipiente que lo contiene	La del recipiente que lo contiene

Cuando se calienta hielo, su temperatura comienza a elevarse hasta alcanzar 0 °C y se mantiene fija, *aunque se siga calentando*, hasta que todo el hielo se haya fundido. A la temperatura en la que se encuentran presentes el hielo y el líquido –se dice que el sólido y el líquido están en equilibrio– se le conoce como **punto de fusión**. Una vez que todo el hielo se convierte en líquido, si se sigue calentando la temperatura sube de nuevo hasta alcanzar los 100 °C, que es la temperatura de ebullición del agua; a esta temperatura se encuentran presentes el agua como líquido y como gas, y se le conoce como **punto de ebullición**. Esta temperatura se mantiene constante hasta que toda el agua se evapora y una vez que esto sucede la temperatura comienza a ascender de nuevo.

Las propiedades que nos permiten distinguir un tipo de materia de otro son sus propiedades características. Todos hacemos observaciones gracias a las cuales sabemos que el cobre, el aluminio, el oro y el hierro son sólidos, tienen brillo y si los golpeamos los podemos moldear; que el alcohol y la acetona son líquidos con olores característicos; que si calentamos papel, se quema (se descompone y no pasa al estado líquido), y que el gas que contiene una botella de refresco “se sale” en cuanto lo destapamos. Estas propiedades son cualitativas, ya que no les asignamos un valor numérico, pero cuando tenemos que realizar una investigación científica necesitamos medir y asignar un valor numérico, necesitamos cuantificar.

Las propiedades que podemos medir con nuestros sentidos se conocen como propiedades organolépticas. Vale la pena hacer, con ayuda de los alumnos, una lista de tales propiedades que pueden detectarse con los sentidos. A manera de ilustración, en la **tabla 1-2** se presentan algunas de ellas.

Tabla 1-2. Algunos ejemplos de propiedades organolépticas

Sentido	Propiedades
Vista	Color, brillo, forma
Oído	Tono, intensidad del sonido, frecuencia
Olfato	Olor, humedad o sequedad del ambiente
Gusto	Sabores: amargo, dulce, salado, agrio
Tacto	Suavidad, aspereza, caliente, frío

Con la finalidad de medir las propiedades de la materia de manera objetiva y con la mayor exactitud posible, los seres humanos hemos desarrollado una serie de instrumentos que nos ayudan en esta tarea. Así, por ejemplo, no utilizamos las manos para medir la temperatura, ya que éstas no son un instrumento de medición confiable; utilizamos un termómetro (véase el ejercicio anexo que permite constatar lo inadecuado que puede ser medir la temperatura con nuestras manos); para medir distancias no utilizamos nuestras manos o pies, sino una

regla calibrada; los ángulos los medimos con un transportador y para medir el volumen utilizamos una probeta. Además, hay propiedades de la materia que no podríamos medir utilizando nuestro cuerpo, como por ejemplo la densidad. Los instrumentos también nos permiten ampliar nuestra capacidad de percepción.

Cuando se hace un descubrimiento científico es importante que otros investigadores lo puedan reproducir. Con el propósito de que las mediciones hechas por diferentes personas sean equivalentes, se ha implementado una serie de patrones de medición. Entre los sistemas desarrollados a lo largo de la historia, el que se utiliza actualmente en ciencia es el Sistema Internacional de Unidades (SI), el cual tiene siete unidades básicas (tablas 1-3 y 1-4, figura 1-4).

Tabla 1-3. Unidades básicas del Sistema Internacional de Unidades (SI)

Medida	Unidad	Símbolo
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Tiempo	segundo	s
Intensidad de corriente	amperio	A
Temperatura	kelvin	K
Cantidad de sustancia	mol	Mol
Intensidad luminosa	candela	Cd

Tabla 1-4. Algunas unidades derivadas del SI

Medida	Unidades	Símbolo
Área	m^2	
Volumen	m^3	
Velocidad	m/s	
Aceleración	m/s^2	
Fuerza	$kg\ m/s^2$	N (newton)
Trabajo y energía	$kg\ m^2/s^2$	J (joule)
Carga eléctrica	A s	C (coulomb)
Cantidad de materia	Mol	

Algunas propiedades de la materia dependen de la cantidad de materia, en tanto la masa y el volumen dependen de cuánta materia haya: a mayor cantidad de materia, mayor es la masa y el volumen de una misma sustancia. Éstas se

conocen como **propiedades extensivas**. Existen otras propiedades que no dependen de la cantidad de materia: el agua funde a 0 °C y hierve a 100 °C (a nivel del mar), independientemente de la cantidad de agua; a una atmósfera de presión y a una temperatura de 3.8 °C, el agua tiene una densidad de 1 kg/litro, sin importar la cantidad de agua. (Más adelante se define la densidad.) Las propiedades independientes de la cantidad de materia se conocen como **propiedades intensivas**. Aunque las propiedades intensivas pueden parecer muy abstractas, los alumnos tienen vivencias que les permiten reconocer algunas; por ejemplo, el olor de la acetona o de la gasolina no cambian con la cantidad –aunque sí lo hace la intensidad del olor– y el color de una moneda de plata o de cobre no cambia con el tamaño de la moneda.

Para identificar si dos sustancias son diferentes o iguales, no basta con conocer sus propiedades generales, es necesario conocer también sus propiedades particulares. Las propiedades generales son aquellas que tienen todas las sustancias y que, por lo tanto, no nos sirven para identificar una sustancia o para diferenciarla de otra, y corresponden a las propiedades extensivas. Las propiedades específicas (que son las intensivas) nos permiten diferenciar a las sustancias e identificarlas, con sus propiedades características. Por ejemplo, si queremos diferenciar el agua del alcohol no podemos utilizar el peso o el volumen, ya que podríamos tener un kilogramo o un litro de cualquiera de ellos; sin embargo, su punto de fusión, punto de ebullición y densidad sí nos permiten diferenciarlos. En la **tabla 1-5** se aprecian las diferencias.



Figura 1-4. Instrumentos de medición. Ilustración de Estefani Neftali Ramírez.

Tabla 1-5. Propiedades del alcohol (etanol) y del agua

	Alcohol	Agua
Punto de fusión	-114 °C	0 °C
Punto de ebullición	78 °C	100 °C
Densidad	789 (kg/m ³)	1 000 (kg/m ³)

Experimentación con mezclas

La mayoría de las sustancias con las que estamos en contacto cotidianamente no son sustancias puras, sino que consisten en una mezcla de diferentes sustancias. El aire que respiramos contiene principalmente nitrógeno y oxígeno, pero también tiene otras sustancias, especialmente si es el aire contaminado de las ciudades, el cual tiene gases que salen de los motores, como los óxidos de nitrógeno (los NOx), el trióxido de azufre y el ozono. Un refresco contiene muchas

sustancias, entre ellas, algunas que le dan sabor y hacen que sepa dulce y a naranja, limón o cola; otras le dan el color que corresponde al sabor (anaranjado si es de naranja, negro si es de cola, etcétera); el dióxido de carbono disuelto (el gas que sale cuando lo abrimos) y, desde luego, mucha agua. Un anillo de oro seguramente tendrá, además de oro, cobre para hacerlo más resistente, y una soldadura de estaño-plomo contiene precisamente estaño y plomo. Todas las mezclas anteriores no parecen estar formadas por más de una sustancia, se ven uniformes y homogéneas, y por ello se les llama **mezclas homogéneas**.

Un caso muy diferente es observar el aire mientras llueve o durante una tolvanera; en ambos casos, aunque no vemos los gases que forman el aire, sí vemos que hay lugares donde caen gotas de lluvia y en otros no, o en la tolvanera vemos los granos de arena. En una mezcla de aceite y agua se ven claramente separados el agua y el aceite, y en una mezcla de arena y limadura de hierro se ven, a simple vista, las diferentes partes que la forman. Estas mezclas se llaman **mezclas heterogéneas**.

Una mezcla está formada por dos partes: un disolvente y un soluto. El disolvente es la sustancia que se encuentra en mayor cantidad y el soluto la que se encuentra en menor cantidad. Así, por ejemplo, si disolvemos un poco de sal en agua, formaremos una mezcla homogénea también llamada disolución. Todas las disoluciones² son mezclas homogéneas.

² En la vida diaria a las disoluciones las llamamos simplemente soluciones. El *Diccionario de la lengua española* de la Real Academia, que se puede consultar por internet, considera ambos términos como sinónimos.

Relación entre la variación de la concentración de una mezcla (porcentaje en masa y volumen) y sus propiedades

La concentración de una sustancia se define como la cantidad de soluto que hay dividida por la cantidad de disolución:

$$\text{concentración} = \frac{\text{(cantidad de soluto)}}{\text{(cantidad de disolución)}}$$

La cantidad de soluto y la cantidad de disolvente se pueden expresar de distintas maneras; dos de las más comunes son expresar ambas como cantidad de masa o ambas como cantidad de volumen. Analicemos algunos casos.

Por ciento en masa: cuando se expresan tanto la cantidad de soluto como la de disolvente por su masa, indicando cuántos kilogramos de soluto hay en cien kilogramos de disolvente, se tiene la concentración en por ciento en masa, % (m/m). El símbolo % significa por ciento (es decir, por cada cien) y (m/m) sirve para poner en claro que tanto la cantidad de soluto como la de disolvente están expresadas en unidades de masa. Sin embargo, lo más común es que se nos diga que un cierto número de kilogramos de soluto se encuentran disueltos en tantos kilogramos de disolvente (recordar que el soluto es la sustancia que se encuentra en menor cantidad).

Supongamos que se prepara una disolución de azúcar en agua de tal manera que en 10 kg de la disolución se tienen 1.05 kg de azúcar. Si queremos conocer la concentración en % (m/m), tenemos que utilizar la siguiente fórmula:

$$\% (m/m) = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de la disolución}} \times 100\%$$

Para el ejemplo anterior sería:

- masa de soluto = 1.05 kg
- masa de disolución = 10 kg,

que, aplicando la fórmula, queda:

$$\frac{1.05 \text{ kg de azúcar}}{10 \text{ kg de disolución}} \times 100\% = 10.5\%,$$

lo que quiere decir que si tuviéramos 100 kg de disolución, en ellos habría 10.5 kg de azúcar.

También se puede expresar la concentración dando la cantidad de soluto y de disolución en volumen, por ejemplo, en litros, lo cual es muy común cuando tanto el soluto como el disolvente son líquidos. Es decir, si tuviéramos una disolución en la que en 0.950 litros de la disolución hay 0.380 litros de alcohol, la concentración expresada en % (V/V) sería:

- cantidad de soluto expresada en litros = 0.380 L
- cantidad de disolución expresada en litros = 0.950 L

Aplicando la fórmula tenemos:

$$\frac{0.380 \text{ L de alcohol}}{0.950 \text{ L de disolución}} \times 100\% = 40\%,$$

que es aproximadamente la concentración de una bebida fuerte, como el mezcal o el tequila. Este 40% quiere decir que en 100 litros de la bebida hay 40 litros de alcohol.

Desde luego que no solamente se utilizan kg y L, se puede usar g para la masa y mL para el volumen, incluso es común expresar la cantidad de soluto en gramos y la de la disolución en mililitros (mL). Por ejemplo, podríamos tener un vaso de agua (aprox. 200 mL) en el que hemos disuelto 21 g de azúcar (aproximadamente 4 cucharadas). Si quisiéramos expresar el porcentaje masa/volumen de la disolución, % (m/v), tendríamos:

- cantidad de soluto en gramos = 21 g de azúcar,
- cantidad de disolución en mL = 200 mL de disolución.

Aplicando la fórmula tenemos:

$$\frac{21 \text{ g de azúcar}}{200 \text{ mL de disolución}} \times 100\% = 10.5\% \text{ (m/v)}.$$

Vale la pena preguntar a los estudiantes si se tomarían un vaso de agua o una taza de café con cuatro cucharadas de azúcar, o si les parece demasiada azúcar, para después hacerles ver que ésa es la cantidad de azúcar que tiene un refresco de cola.

En ocasiones el soluto se encuentra en cantidades muy pequeñas y entonces se utilizan otras unidades de medida. Por ejemplo, para reportar la contaminación ambiental suelen utilizarse partes por millón (ppm); otra manera de expresar la concentración es también (m/m), pero ahora la masa del soluto está en cantidades de miligramos y la de la disolución en kilogramos. Así, un reporte en el que se diga que hay 5 ppm de algún contaminante quiere decir que hay 5 mg de contaminante en un kilogramo de aire.

El cálculo se realiza de manera similar a como calculamos los %, pero ahora usando ppm, teniendo cuidado en expresar la cantidad de masa en las mismas unidades. En el ejemplo anterior, si usamos gramos como unidad de masa, tendríamos que:

- cantidad de soluto = 5 mg = 0.005 g,
- cantidad de disolución = 1 kg = 1000 g.

Utilizando una fórmula similar a la anterior, pero teniendo en cuenta que ahora queremos saber cuánto soluto hay por cada millón de partes de disolución, multiplicamos por 1 000 000 ppm en lugar de 100% en la fórmula

$$\frac{0.005 \text{ g de contaminante}}{1000 \text{ g de aire}} \times 1\,000\,000 \text{ ppm} = 5 \text{ ppm}.$$

Es muy probable que a los alumnos les resulte complicado realizar cálculos de ppm; sin embargo, se puede ilustrar cómo se hacen los cálculos, ya que, como veremos más adelante, en la vida diaria nos encontramos con ellos al hablar de la contaminación ambiental.

Cómo deducir métodos de separación de mezclas con base en las propiedades físicas de sus componentes

Dado que las sustancias tienen propiedades físicas diferentes, las mezclas de sustancias se pueden separar utilizando estas diferencias. Entre los procedimientos más comunes mediante los cuales se pueden separar las mezclas están la decantación, centrifugación, filtración, cristalización, destilación, sublimación y cromatografía; otros procedimientos son la adsorción, emulsificación, extracción y absorción (véase la [figura 1-5](#)).

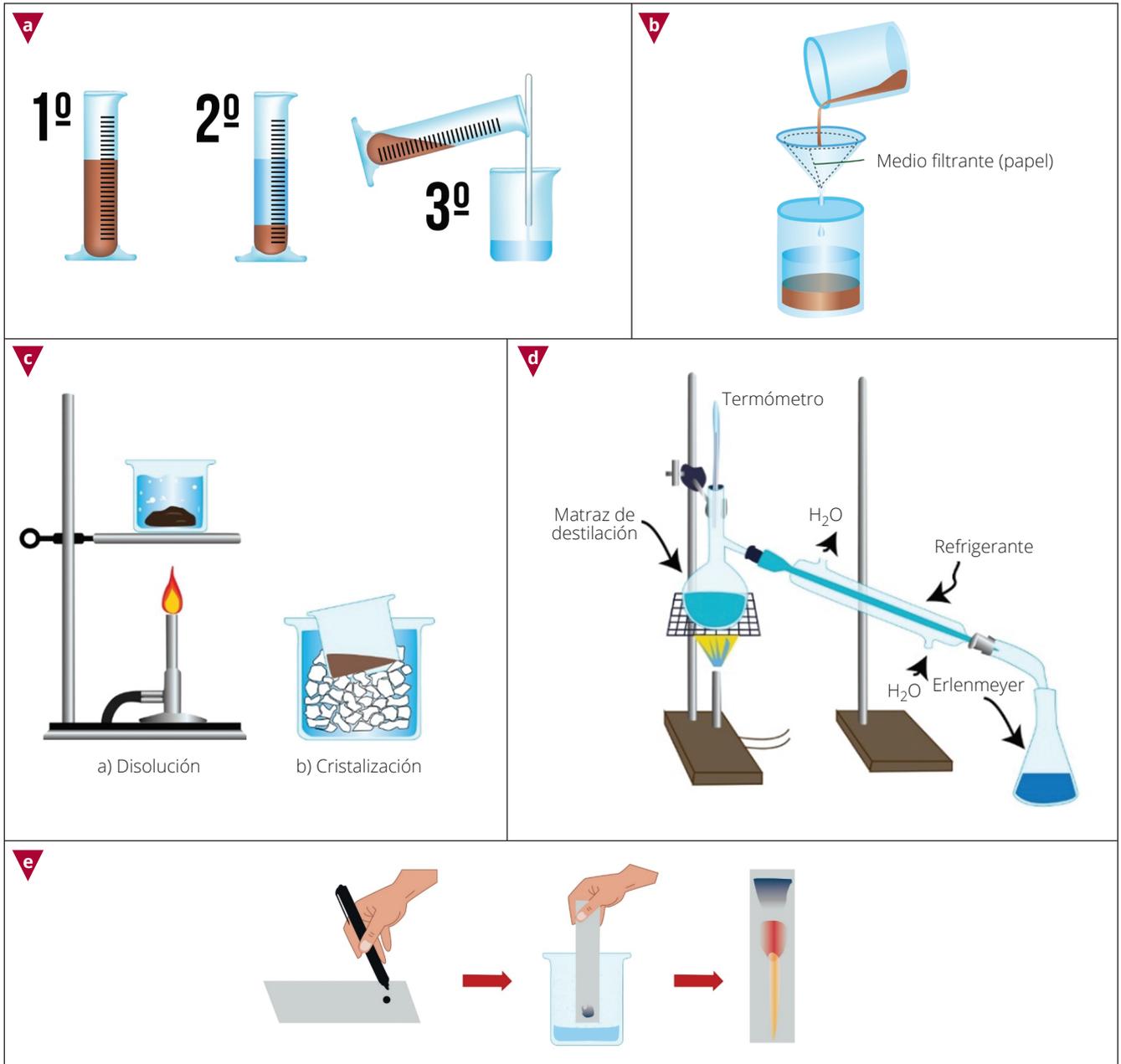


Figura 1-5. Distintos métodos de separación de mezclas: *a)* decantación, *b)* filtración, *c)* cristalización, *d)* destilación y *e)* cromatografía. Ilustración de Estefani Neftali Ramírez.

Veamos un ejemplo para ilustrar su uso. Supongamos que tenemos una mezcla formada por rebaba de hierro, arena de mar y sal de cocina (cloruro de sodio), y necesitamos conocer qué propiedades son diferentes entre estas tres sustancias. Es claro que una de ellas es soluble y que otra es atraída por un imán. Sugerimos realizar una práctica o una demostración de los experimentos que a continuación se mencionan.

Propiedades magnéticas. De las tres sustancias la única de ellas que es atraída por un imán es la rebaba de hierro; por lo tanto, se puede separar de las otras dos por medio de un imán.

Propiedad de solubilidad. Mientras que la sal de mesa es soluble en agua, la arena de mar no lo es; por lo tanto, se puede utilizar la diferencia en solubilidad para separar la sal de la arena agregando agua, hasta que toda la sal se disuelva.

Diferencia de tamaño. La mezcla obtenida tiene sal disuelta en agua y arena. Ahora se puede decantar el agua, aprovechando que se tiene un sólido y una disolución, ya que la disolución fluye porque es un líquido, aunque seguramente no se podría quitar toda el agua y quedaría algo de sal con la arena. Es preferible aprovechar otra propiedad: la diferencia de tamaño entre la sal disuelta y los granos de arena; mientras que la sal disuelta puede pasar por un papel filtro, la arena no pasa a través del filtro y queda retenida en él, incluso podemos lavar la arena con más agua para garantizar que toda la sal pase a la disolución.

Pero aún no hemos terminado, ya que la sal se encuentra ahora formando una disolución, mezcla homogénea, con el agua. ¿Cómo la separamos? Para ello se puede aprovechar la propiedad de que ambos tienen un punto de ebullición diferente y evaporar el agua dejando la sal en el recipiente; así el agua pasaría al ambiente.

El punto de ebullición se puede aprovechar para separar dos líquidos que tengan diferentes puntos de ebullición; mientras más diferentes sean estos puntos el proceso es más fácil. En un caso simple se utiliza un aparato de destilación como el que se muestra en la **figura 1-5d**. Si queremos separar acetona y agua podemos aprovechar sus diferentes puntos de ebullición (100 °C para el agua y 57 °C para la acetona). Se coloca la mezcla en el matraz de destilación y se calienta; con el termómetro se puede comprobar que al llegar a los 57 °C un líquido (la acetona) se comienza a evaporar, los vapores pasan por el refrigerante, en donde se condensan (pasan a ser líquidos de nuevo) y se recogen en el matraz Erlenmeyer. Si se sigue calentando la temperatura no subirá hasta que toda la acetona se haya evaporado. Una vez que no haya acetona, la temperatura comienza a subir y al llegar a 100 °C comienza a destilar el agua, la cual se enfría con el refrigerante y se recoge en un matraz Erlenmeyer diferente.

La destilación es un método de separación muy importante en la industria del petróleo, donde se utilizan enormes sistemas de torres o columnas de destilación para separar los diferentes componentes volátiles del petróleo.

Propiedades de las mezclas, según su concentración

Un café es una mezcla homogénea, pero sus propiedades cambian dependiendo de la cantidad de solutos que haya en el agua. Así, por ejemplo, el café sabe amargo (el sabor es una propiedad organoléptica del café), pero si se le agrega azúcar sabe dulce, y más dulce cuanto más azúcar se le agregue. Su color es café, pero es más claro si se le agrega leche, y mientras más leche le agregues más claro será. En el primer caso el sabor y en el segundo el color, nos permiten saber cuál de los cafés contiene más de la segunda sustancia. De hecho, el color es una manera de saber cuánto hay de una sustancia en otra. Sugerimos que se realice el siguiente experimento para ilustrar lo anterior.

Ejemplo de la relación entre el color y la concentración

Se necesita un refresco de color –por ejemplo, de naranja–, agua y cinco vasos iguales. Prepárense las siguientes soluciones:

1. Refresco sin diluir.
2. Tres cuartos de vaso de refresco y un cuarto de agua.
3. Medio vaso de refresco y medio vaso de agua.
4. Un cuarto de vaso de refresco y tres cuartos de vaso de refresco.
5. Un vaso lleno de agua.

¿Cómo es el color de las soluciones cuando tienen más refresco? Desde luego, mientras más refresco tenga el vaso, el color anaranjado será más intenso.

De hecho, se puede utilizar este método para saber aproximadamente cuánto refresco hay en una mezcla.

Prepárense mezclas diferentes y que después alguien que no las haya preparado, comparando con las soluciones de concentración conocida, diga cuál es aproximadamente la concentración de la disolución desconocida. Desde luego, mientras más soluciones de concentración conocida se preparen se puede determinar mejor la concentración de la disolución desconocida. Existen instrumentos llamados espectrofotómetros que permiten realizar estos estudios con gran exactitud (figura 1.6).

Es conveniente medir la concentración de los componentes de una mezcla ya que éstos pueden tener efectos negativos para nuestra salud. De hecho, en el siglo XVI Bombast von Hohenheim (mejor conocido como Paracelso) expuso claramente la importancia de la concentración con la frase **“la dosis hace el veneno”**, ya que cualquier sustancia puede ser tóxica, todo depende de la cantidad que de ella se consuma.

Lo anterior nos hace ver con claridad que no todo lo natural es bueno; si no conocemos qué sustancias contiene un alimento o bebida, estamos en grave peligro de sufrir una intoxicación sin darnos cuenta. Un ejemplo dramático sucedió en Estados Unidos en el siglo XVII en el evento conocido como juicio de las



Figura 1-6.
Ejemplo de espectrofotómetro.
Fuente: Wikipedia, foto de Tim Vickers.

brujas de Salem. En esa época hubo una intoxicación masiva producto de un hongo que se alojó en los granos que se utilizaron para consumo humano, provocando alucinaciones y cambios de conducta que fueron interpretados como posesiones demoniacas, a raíz de lo cual decenas de personas fueron acusadas de brujería y muchas de ellas (principalmente mujeres) fueron quemadas. Aunque menos dramático, pero más común, es que el consumo en altas dosis de ciertos tés provoca daños a la salud en lugar de los beneficios esperados. Por otro lado, aunque estamos acostumbrados a pensar que las bacterias y microorganismos son dañinos, los que se usan en la elaboración de lácteos como el queso y el yogur, y en el pan, no nos causan daño necesariamente.

En muchos casos se puede saber si la comida o el agua están descompuestas o contaminadas por medio de la observación: la comida tiene un aspecto diferente al habitual, cambia de color y de sabor o el agua está turbia; sin embargo, la observación por medio de nuestros sentidos no es suficiente para comprobarlo, necesitamos de la ayuda de instrumentos que nos permitan medir cuánto hay de alguna sustancia. Esto es importante en la industria, especialmente en la farmacéutica y alimentaria, pero también en los procesos de manufactura la contaminación de las materias primas o sustancias usadas puede cambiar y perjudicar los productos finales, ya sea en su calidad o por algún contaminante dañino para el ser humano.

La contaminación se define como cualquier sustancia química, biológica o agente físico en el ambiente o la combinación de éstos en concentraciones que pueden ser nocivas para la salud humana, la vida animal y vegetal, así como al ambiente por presencia de sustancias tóxicas. Se considera como tóxica “toda sustancia que modifica algún mecanismo bioquímico del objeto biológico”. Nótese que hay diferencia entre la contaminación en la industria farmacéutica, de alimentos o de manufactura y en nuestra vida diaria (comida, agua, medicinas). En la industria de procesos se busca que en la fabricación o transformación no se alteren sus productos en cuanto a calidad, por lo que se tienen pruebas de calidad en las que, a través de análisis químicos específicos, se determina si hay contaminación de alguna sustancia. En la vida cotidiana no sometemos a análisis químicos la comida, el agua o los medicamentos que ingerimos, nos basamos en la observación, de modo que nuestros sentidos actúan para distinguir aspecto, olor, sabor o ver su caducidad. En la **tabla 1-6** se presenta una lista de las sustancias más tóxicas que hay en la Tierra.

Recordemos que, en principio, todas las sustancias son tóxicas, todo depende de la dosis que se consuma; sin embargo, como se ve en la **tabla 1-6**, hay sustancias que incluso en cantidades muy pequeñas son tóxicas, y curiosamente las sustancias más tóxicas ¡son naturales! y no las elaboradas por los seres humanos.

¿Beberías agua lodosa? Lo más probable es que no, porque te podrías enfermar; de hecho, muchos seres humanos en el mundo mueren por beber agua contaminada. Aunque filtraras esa agua, ésta pasará de ser una mezcla heterogénea a una homogénea, pero, aun así, si la bebieras te podrías enfermar ya que muy probablemente contendría bacterias que no debes beber; para beber esa

Tabla 1-6. Sustancias más tóxicas sobre el planeta Tierra

Naturaleza	Sustancia	Origen	Dosis letal* LD50
Proteínica	Toxina botulínica	<i>Clostridium botulinum</i>	0.00005
	Toxina tetánica	<i>Clostridium tetani</i>	0.0001
	Toxina gangrénica	<i>Clostridium perfringens</i>	0.0001
	Ricina	Higuerilla	0.03
	Toxina crotálica	Víbora de cascabel	80
No proteínica	Batracotoxina	Rana colombiana	2
	Tetrodotoxina	Botete y salamandra	5
	Saxitoxina	Dinoflagelados	5
	Antoxinas	<i>Amanita</i> sp.	150
	Toxina ciguatera	Plancton	500
	Estricnina	<i>Strychnos</i> sp.	500
	Paraoxón	Sintético	700
	Faloidina	<i>Amanita</i> sp.	2000
	Cianuro de sodio	Inorgánico	10000
	Trióxido de arsénico	Inorgánico	11000

* Expresada como $\mu\text{g}/\text{kg}$ en ratones.

agua habría que purificarla. Un método para purificar el agua es destilándola, pero es un método muy complicado para realizarlo en casa; sin embargo, hervirla también funciona, o agregarle alguna sustancia química como el hipoclorito de sodio (al que comúnmente llamamos "cloro"), que mata las bacterias.

Enfermarse o no, no depende solamente de que haya bacterias en el agua, también de la cantidad que haya y del tipo que sean. Mientras más bacterias tenga el agua es más peligroso tomarla, ya que la dosis (la cantidad de bacterias que ingeriremos) será mayor. Si el agua está contaminada con la bacteria que produce el cólera, produciría diarrea, vómito y una rápida deshidratación que pueden llegar a causar la muerte. Se calcula que en el año 2010 entre tres y cinco millones de seres humanos se infectaron de cólera y murieron entre 100 000 y 130 000. Se considera que uno de los problemas graves que habrá en un futuro no muy lejano será la falta de agua potable, es por ello que debemos ser muy responsables en el uso que le damos al agua.

Mientras que en la cocina se pueden medir los ingredientes de una receta con poca exactitud (una cucharada, una taza, etcétera), en química es muy importante medir las cantidades de una sustancia en una mezcla con la mayor exactitud posi-

ble. En una mezcla común indicar el porcentaje de cada componente es suficiente; pero cuando uno de los componentes se encuentra en cantidades muy pequeñas es más conveniente indicar cuánto hay de él en partes por millón (ppm); es decir, de cada millón de partes de la disolución cuántas son de ese componente que se encuentra en pequeñas cantidades. En la industria farmacéutica la pureza de una sustancia debe ser muy alta y sólo puede haber cantidades pequeñísimas de un componente que pueda ser dañino para la salud; es decir, debe estar en una dosis muy pequeña.

Identificar que las diferentes concentraciones de un contaminante en una mezcla tienen distintos efectos en la salud y en el ambiente

En muchas ocasiones hemos leído alguna noticia sobre la contaminación, ya sea del agua, del suelo, del aire o sobre la contaminación sonora, visual o térmica, que causan daños a los ecosistemas. En las grandes ciudades, como la de México, Guadalajara o Monterrey, hay contaminación ambiental provocada por el humo de los tubos de escape de los automóviles, el humo de las chimeneas de las fábricas, la quema de basura y polvos industriales (cemento, yeso, concentrado de minerales, etcétera). A los anteriores se les llama contaminantes primarios, entre los que se encuentran el dióxido de azufre (SO_2), los óxidos de nitrógeno (NO_x), el amoníaco (NH_3), el metano (CH_4), el monóxido y el dióxido de carbono (CO y CO_2), el fluoruro de hidrógeno (HF), partículas en suspensión, etcétera. También están los contaminantes secundarios, que son las sustancias que se forman como consecuencia de las reacciones químicas y fotoquímicas que transforman los contaminantes primarios al reaccionar entre ellos o con otros componentes de la atmósfera; entre ellos se encuentran el trióxido de azufre (SO_3), el ácido sulfúrico (H_2SO_4), el ácido nítrico (HNO_3) y el ozono (O_3), todos estos compuestos alteran la calidad del aire de las ciudades, por lo que se miden constantemente. En la Ciudad de México y el área conurbada se utiliza una escala numérica de 0 a 500 puntos y de colores que está asociada a la prevención de riesgos a la salud por la calidad de aire, se le llama escala del Imeca (Índice Metropolitano de la Calidad del Aire), e integra todos los contaminantes de una manera fácil de comprender sin tener que hacer transformaciones de concentración o de los valores de cada contaminante que están dados en partes por millón (ppm) o en microgramos por metro cúbico ($\mu\text{g}/\text{m}^3$). Las Normas Oficiales Mexicanas establecen los límites permisibles y las directrices sobre calidad del aire de acuerdo con las propuestas de la Organización Mundial de la Salud (OMS) (véase listado con números en la página 17), aunque son más difíciles de comprender que la escala del Imeca. El Imeca nos ayuda a identificar la calidad del aire que respiramos, cuando hay malas condiciones se nos alerta para evitar exponernos y se implementan contingencias ambientales. Desafortunadamente, no se tiene el mismo control en las otras áreas de contaminación que también tienen un impacto en el ambiente y la salud.

Vale la pena recalcar a los alumnos que hay que considerar una serie de factores para determinar la toxicidad de una sustancia, como son la dosis letal mínima (LD50) o la concentración letal (LC50), y que la dosis depende de la vía o ruta de acceso de la sustancia tóxica al organismo, de la concentración del ambiente, del tiempo de exposición, la edad de quien estuvo expuesto, su estado de salud, exposiciones previas y su sistema inmunitario, así como de los factores ambientales y la interacción del contaminante con otras sustancias, drogas o medicamentos.

Como ejercicio se puede pedir a los alumnos que lean una noticia sobre algún tipo de contaminación y su causa, y de ser posible investigar cómo se midió.

Entre los datos y cifras proporcionados por la OMS sobre la contaminación se encuentran:



Figura 1-7. Contaminación en la Ciudad de México. Fuente: Wikipedia, foto de Usfirstgov.

1. La contaminación atmosférica constituye un riesgo medioambiental para la salud y se estima que causa alrededor de dos millones de muertes prematuras al año en todo el mundo.
2. Cuanto menor sea la contaminación atmosférica de una ciudad, mejor será la salud respiratoria (a corto y largo plazo) y cardiovascular de su población.
3. Se calcula que la contaminación del aire de interiores causa aproximadamente dos millones de muertes prematuras, en la mayoría de los casos en los países en desarrollo. Casi la mitad de esas muertes se debe a neumonías en menores de cinco años.
4. Se calcula que la contaminación atmosférica urbana causa en el mundo 1.3 millones de muertes al año, y afecta de manera desproporcionada a aquellos que viven en países de ingresos medios.
5. La exposición a los contaminantes atmosféricos está en gran medida fuera del control personal y requiere medidas de las autoridades a nivel regional, nacional e internacional.
6. Las *guías de calidad del aire de la OMS* constituyen el análisis más consensuado y actualizado sobre los efectos de la contaminación en la salud, y recogen los parámetros de calidad del aire que se recomiendan para reducir la contaminación y de modo significativo los riesgos sanitarios. Dichas guías señalan que una reducción de la contaminación por partículas (PM 10) de 70 a 20 microgramos por metro cúbico permite reducir en aproximadamente un 15% las muertes relacionadas con la calidad del aire.

Primera revolución de la química

Aportaciones de Lavoisier: la ley de conservación de la masa



Figura 1-8.
Antoine-Laurent de Lavoisier. Fuente:
Wikimedia Commons.

Sin duda un momento fundamental en la transformación de la química en ciencia fue el descubrimiento de Antoine-Laurent de Lavoisier (1743-1794) de la ley de la conservación de la materia. Aunque en la actualidad se da por hecho que es cierta y se repite su enunciado, esta ley no es para nada obvia. Baste pensar con lo que sucede cuando se quema un cerillo, una vez que el cerillo se quema es evidente que la masa que queda es menor que la que se tenía inicialmente, pero ¿qué sucede con los gases que se formaron?, ¿cuál es su masa? Una contribución muy importante de Lavoisier fue el uso sistemático y cuidadoso de la balanza y el estudio de las reacciones químicas en un sistema cerrado. Basándose en mediciones experimentales lo más precisas posibles realizadas en un sistema cerrado, del cual no podía salir ni entrar materia, estableció que en una reacción química la materia no se crea ni se destruye, sólo se transforma (**figura 1-8**).

Como sucede con los grandes descubrimientos, esta ley sirvió de base para nuevos descubrimientos en el siglo XIX. La ley de las proporciones definidas de Proust y la teoría atómica de Dalton derivan de los descubrimientos de Lavoisier.

Otra contribución muy importante de Lavoisier fue que a través de experimentos descubrió que el oxígeno es fundamental para la combustión y logró desechar las ideas erróneas que se tenían sobre este fenómeno.

La ley de conservación de la masa parece muy trivial, y repetir sin entender su enunciado es muy fácil. Sugerimos plantear al grupo algunos problemas para corroborar que comprendieron el significado de esta importante ley. Los siguientes problemas conceptuales pueden ser útiles para ayudar a los alumnos a entender el significado de esta ley.

1. Se tiene un recipiente con 10 kg de agua al cual se le agrega 1 kg de azúcar. Una vez que el azúcar se ha disuelto, ¿cuál es la masa de la disolución resultante?
 - a) 9 kg
 - b) 10 kg
 - c) 11 kg
 - d) entre 10 y 11 kilogramos

Respuesta: de acuerdo con la ley de conservación de la masa el resultado es 11 kg (10 del agua y 1 kg de azúcar). Sin embargo, muchos alumnos escogen otra respuesta, en parte porque al disolverse el azúcar “desaparece” y entonces suponen que ya no tiene masa.

2. En un tubo de vidrio se coloca 1 g de yodo, se extrae el aire del tubo y se sella herméticamente; la masa del tubo y el yodo es de 31 g. El tubo se calienta hasta que el yodo sublima y queda como vapor. ¿Cuál es la masa del tubo después de ser calentado?
 - a) 29 g
 - b) 30 g
 - c) 31 g
 - d) 32 g

La respuesta correcta es 31 g, ya que, dado que el tubo está sellado, el yodo no puede escapar, y aunque se encuentre en fase gaseosa no pierde su masa y por lo tanto sigue pesando 1 gramo.

Proyectos: ahora tú explora, experimenta y actúa

Con la intención de integrar y aplicar los conocimientos adquiridos en este bloque, se sugiere que los alumnos realicen pequeños ensayos en los que den respuesta a preguntas como las siguientes:

- ¿Cómo funciona una salinera y cuál es su impacto en el ambiente?
- ¿Qué podemos hacer para recuperar y reutilizar el agua?
- ¿Qué ventajas y desventajas tiene la utilización del petróleo como combustible?
- Identifica un problema de contaminación y propón una solución para él.

³ La respuesta correcta se muestra en negritas.

Ejercicios propuestos³

1. ¿Cuáles son los estados de agregación de la materia?
 - a) **Sólido, líquido y gas.**
 - b) Ebullición, fusión y solidificación.
 - c) Fusión, condensación y evaporación.
 - d) Plasma, gas y evaporación.

2. ¿Cuáles son dos propiedades intensivas de la materia?
 - a) Densidad, masa.
 - b) Punto de fusión, volumen.
 - c) Punto de ebullición, densidad.
 - d) **Volumen, masa.**

3. ¿En cuál de las siguientes opciones se presentan propiedades características de la materia?
 - a) **Olor, densidad y color.**
 - b) Volumen, masa y densidad.
 - c) Ebullición, inercia y puntos de fusión.
 - d) Peso, densidad y masa.

4. ¿Cuál de las siguientes propiedades corresponde a un sólido?
 - a) Fluye.
 - b) No tiene volumen fijo.
 - c) Tiene volumen fijo, pero no tiene forma definida.
 - d) **Su forma es independiente del recipiente que lo contiene.**

5. ¿Cuál de las siguientes es una característica de las mezclas?
 - a) Son poco comunes en la naturaleza.
 - b) Se pueden separar por métodos químicos en las sustancias que las forman.
 - c) **Se pueden separar por métodos físicos en las sustancias que las forman.**
 - d) Pueden ser un compuesto o un elemento.

6. Menciona una característica de las sustancias.
 - a) Se pueden separar en sus componentes por métodos físicos.
 - b) Puede ser una mezcla heterogénea.
 - c) **Puede ser un compuesto o un elemento.**
 - d) Siempre se puede separar en los elementos que las forman usando métodos físicos.

7. ¿Cómo separarías las siguientes mezclas?
 - a) Arena y limadura de metal.
 - b) Agua y aceite.
 - c) Los colorantes de la tinta de un plumón.
 - d) Los componentes de la sangre.
 - e) Sal con agua, recuperando la sal.



2 | Las propiedades de los materiales y su clasificación química

Clasificación de los materiales

Mezclas y sustancias puras: compuestos y elementos

Durante nuestra vida respiramos constantemente. Se han preguntado ¿qué es lo que respiramos? Si preguntamos a los alumnos probablemente responderán que aire, pero ¿de qué está hecho el aire? El aire está formado principalmente por una combinación física de dos sustancias, además de otras que se encuentran presentes en cantidades variables y que dependen del lugar. Las cinco sustancias más comunes son: nitrógeno, oxígeno, argón, dióxido de carbono y agua en estado gaseoso –a la que comúnmente llamamos “vapor de agua”–. Los cuatro primeros componentes se encuentran normalmente en el aire, pero el vapor de agua puede variar desde 0% en el desierto hasta 5% en la selva tropical. La composición del aire seco, sin agua, es 78% de nitrógeno, 21% de oxígeno y 1% de otros gases.

Cuando respiramos, el oxígeno del aire es absorbido por la sangre a través de los pulmones y transportado por todo el organismo. El oxígeno reacciona con los alimentos que consumimos y en este proceso se libera energía que requiere nuestro organismo.

En la **tabla 2-1** se muestra la diferencia entre el aire que respiramos y el que exhalamos.

Tabla 2-1. Composición típica del aire seco que inhalamos y exhalamos*

Sustancia	Aire inhalado (%)	Aire exhalado (%)
Nitrógeno	78.0	75.0
Oxígeno	21.0	16.0
Argón	0.9	0.9
Dióxido de carbono	0.04	4.0
Vapor de agua	0	4.0

* American Chemical Society (2009).

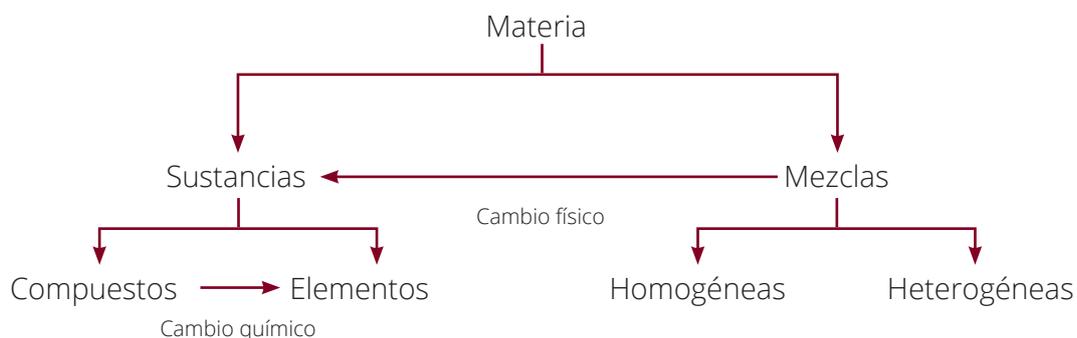
El oxígeno reacciona dentro del organismo formando agua y dióxido de carbono que exhalamos; es por ello que, aunque inicialmente no había agua en el aire, al salir de nuestro organismo contiene 4% de agua, y la cantidad de dióxido de carbono aumenta. El argón es un gas inerte que no reacciona. El aire que exhalamos sigue conteniendo oxígeno, es por ello que podemos dar resucitación boca a boca. Aunque el nitrógeno es esencial para la vida, los seres humanos no podemos aprovechar el nitrógeno del aire, lo adquirimos a través de los alimentos.¹

El aire que respiramos está formado por la mezcla de diferentes sustancias, por lo que se dice que es una mezcla. Las mezclas no tienen una composición fija, como sucede con el aire. Las cinco sustancias que componen el aire se pueden separar por medios físicos, como los tratados en el bloque I.

Las sustancias que forman el aire son de dos tipos: unas que no se pueden descomponer en sustancias más sencillas llamadas **elementos**, en este caso el nitrógeno, el oxígeno y el argón; y otras que se pueden separar en los elementos que las forman, llamadas **compuestos**. En el caso del aire son el agua y el dióxido de carbono. El agua se puede separar en hidrógeno y oxígeno por medio de un proceso químico llamado electrólisis.² Durante este proceso se rompen, por medio de energía eléctrica, los enlaces que unen a los átomos de hidrógeno con los de oxígeno y se forman nuevos enlaces hidrógeno-hidrógeno y oxígeno-oxígeno. Hay un poco más de 110 elementos, y todas las formas comunes de materia que nos rodean están formadas por uno o más de ellos. Unos 90 de estos elementos existen naturalmente en nuestro planeta y los demás los hemos obtenido por medio de reacciones nucleares. Uno de ellos es el plutonio.

¹ Si se compara el porcentaje de nitrógeno, parece que consumimos nitrógeno, pero el porcentaje se reduce por el incremento del agua y el dióxido de carbono. La cantidad relativa de nitrógeno disminuyó, pero no la cantidad de nitrógeno.

² Se pueden encontrar en YouTube videos en español que muestran la electrólisis del agua.



Dado que los nombres de los elementos, y especialmente de los compuestos, son muy largos, en lugar de escribir su nombre completo utilizamos símbolos para representarlos. Así, por ejemplo, el hidrógeno lo representamos con una H, el oxígeno con una O y el carbono con una C. Algunos elementos se escriben con dos letras: el argón es Ar y el níquel Ni; en este caso usamos las dos primeras letras del nombre en su símbolo, aunque no siempre es así; el símbolo del cadmio es Cd ya que el Calcio es Ca. En algunos casos no hay relación entre el nombre del elemento en español y su símbolo, esto se debe a que el símbolo proviene del nombre del elemento en otro idioma, por ejemplo, cobre es Cu, mercurio es Hg, oro es Au, plomo es Pb, plata es Ag y hierro es Fe. Esto se debe a que se utiliza el nombre en latín de esos elementos: *ferrum* para hierro, *plumbum* para plomo e

hydrargyrum para mercurio. En la **tabla 2-2** se presenta el nombre de los elementos más comunes y sus símbolos.

Una característica muy importante de los compuestos es que tienen una composición fija. Esto quiere decir que en 100 g de agua siempre habrá 11 g de hidrógeno y 89 g de oxígeno, lo que implica que en cualquier cantidad de agua siempre habrá 89% de oxígeno y 11% de hidrógeno en masa. Esto se debe a que el agua está formada por moléculas que tienen un número definido de átomos: dos de hidrógeno y uno de oxígeno, de ahí su fórmula H_2O . El dióxido de carbono contiene siempre 27% de carbono y 73% de oxígeno en masa. Otra característica de los compuestos es que sus propiedades físicas, como su punto de fusión o de ebullición, son constantes y sirven para caracterizarlos ya que permiten diferenciarlos de otros compuestos.

Átomos y moléculas

Hasta aquí hemos hablado de elementos y compuestos sin preocuparnos por su estructura microscópica. Sin embargo, sabemos a ciencia cierta que los elementos y los compuestos están formados por átomos, los cuales son la unidad más pequeña estable e independiente que puede existir de un elemento. La palabra átomo proviene del griego *atomon*, que significa que no se puede cortar; sin embargo, sabemos que los átomos están formados por entidades más pequeñas: los electrones, los protones y los neutrones.

Los átomos son extraordinariamente pequeños, tan pequeños que en una sola gota de agua hay 5×10^{21} átomos, es decir, un 5 seguido de 21 ceros: 5 000 000 000 000 000 000 000. Si hiciéramos crecer la gota de agua, y con ella todos los átomos que la forman al tamaño de la luna, los átomos de oxígeno del agua serían apenas del tamaño de un melón y los de hidrógeno del tamaño de una manzana.

Aunque los átomos son tan pequeños, los científicos han desarrollado microscopios que nos permiten no sólo “ver” los átomos, sino también manipularlos y hasta escribir palabras con ellos, como se muestra en la **figura 2-1**. Estos microscopios se llaman microscopios de barrido de efecto túnel y fueron desarrollados por la compañía IBM de Zúrich, motivo por el cual sus inventores, Gerd Binnig y Heinrich Rohrer (de IBM Zúrich), recibieron el Premio Nobel de Física en 1986.

Es importante introducir un concepto químico más, el de molécula. Una **molécula** es un conjunto fijo de átomos unidos entre sí por medio de enlaces químicos con un cierto acomodo espacial. Los átomos de hidrógeno (H) y de oxígeno (O) que forman el agua no se encuentran como tales, sino que están combinados químicamente para formar una molécula de agua, y lo mismo sucede con los átomos de carbono (C) y de oxígeno (O) en el dióxido de carbono. Si representamos los átomos como esferas, las siguientes figuras representarían una molécula de agua y una de dióxido de carbono.

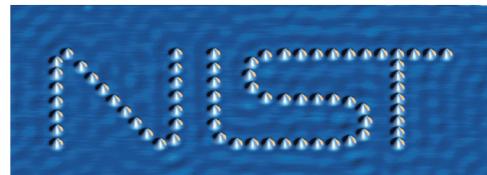


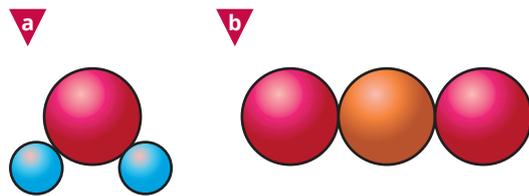
Figura 2-1. Letrero del NIST (Instituto Nacional de Estándares y Tecnología, por sus siglas en inglés) hecho con átomos de cobalto sobre una superficie de cobre.
Fuente: Wikipedia, autores de la imagen: Joseph Stroscio, Robert Celotta / NIST.

Tabla 2-2. Elementos comunes y sus símbolos en orden alfabético

Elemento	Símbolo	Elemento	Símbolo
Aluminio	Al	Kriptón	Kr
Antimonio	Sb	Litio	Li
Argón	Ar	Magnesio	Mg
Arsénico	As	Manganeso	Mn
Azufre	S	Mercurio	Hg
Bario	Ba	Neón	Ne
Bismuto	Bi	Níquel	Ni
Boro	B	Nitrógeno	N
Bromo	Br	Oxígeno	O
Cadmio	Cd	Paladio	Pd
Calcio	Ca	Platino	Pt
Carbono	C	Rutenio	Ru
Cloro	Cl	Silicio	Si
Cromo	Cr	Selenio	Se
Cobalto	Co	Sodio	Na
Cobre	Cu	Plata	Ag
Estaño	Sn	Plomo	Pb
Flúor	F	Titanio	Ti
Fósforo	P	Uranio	U
Galio	Ga	Xenón	Xe
Helio	He	Yodo	I
Hidrógeno	H	Zinc	Zn
Hierro	Fe		

Figura 2-2.

Moléculas de *a*) agua (H_2O) y *b*) dióxido de carbono (CO_2) representadas por medio de esferas.



Para representar la composición de los compuestos se utiliza una fórmula química, en la cual se presentan los elementos que los forman, indicando la cantidad que hay de cada uno de ellos por medio de subíndices; así, por

ejemplo, el agua es H_2O que quiere decir que es una molécula que contiene dos átomos de hidrógeno por cada átomo de oxígeno, unidos, como veremos más adelante, por enlaces de tipo covalente. El dióxido de carbono es CO_2 , ya que hay

dos átomos de oxígeno unidos a uno de carbono; pero si la fórmula fuera CO entonces se trataría de otro compuesto: el monóxido de carbono, el cual se produce cuando se quema carbón en presencia de poco oxígeno. Este compuesto es sumamente tóxico, por ello es muy peligroso que en un cuarto cerrado se prenda un anafre para calentarlo. En un inicio la combustión de carbono produce CO_2 , pero conforme se va terminando el oxígeno se comienza a formar CO; el primero de ellos nos ahoga, lo que puede hacer que despertemos, pero el segundo toma el lugar del oxígeno en la sangre y el efecto es que nos vamos durmiendo y terminamos por morir.

Un ejemplo que sirve para ilustrar a los alumnos la importancia de la presencia de un solo átomo sobre las propiedades de un compuesto es comparar el agua con el agua oxigenada. La fórmula del agua es H_2O y la del agua oxigenada es H_2O_2 ; la diferencia entre ellas es un átomo de oxígeno. Se puede preguntar a los estudiantes si es lo mismo lavarse el pelo con agua que con agua oxigenada, seguramente algunos saben que el agua oxigenada se usa para decolorar el pelo, y que si se lavan con ella su pelo quedará "rubio".

Es importante hacer notar a los estudiantes que algunos elementos se encuentran en la naturaleza en forma de moléculas, entre ellos el hidrógeno y el oxígeno, cuyas fórmulas son H_2 y O_2 , respectivamente; a diferencia de los compuestos, estas moléculas están formadas por átomos iguales; el argón, en cambio, es un elemento formado por un solo átomo. En la **figura 2-3** se muestran imágenes de estos elementos representados como esferas.

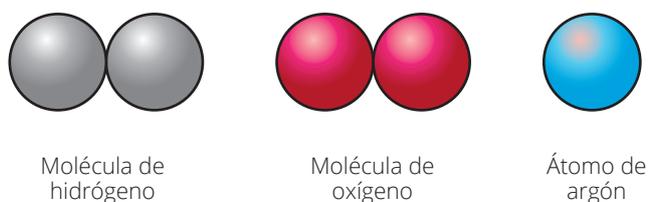


Figura 2-3. Representación de moléculas de hidrógeno (H_2), de oxígeno (O_2) y de un átomo de argón (Ar). Los colores son arbitrarios y no indican que los átomos o moléculas tengan esos colores.

En la **tabla 2-3** se resumen las diferencias entre elemento, compuesto y mezcla.

Tabla 2-3. Clasificación de la materia

Sustancia	Propiedades macroscópicas observables	Propiedades microscópicas (nivel atómico)
Elemento	No se pueden descomponer en sustancias más simples.	Formadas por un solo tipo de átomos.
Compuesto	Composición fija. Se pueden separar sus elementos.	Dos o más átomos diferentes unidos en proporciones fijas.
Mezcla	Composición variable de elementos, compuestos o ambos.	Combinación variable de átomos, moléculas o de ambos.

Estructura de los materiales

Modelo atómico

Gracias a los estudios realizados a finales del siglo XIX y principios del siglo XX por investigadores como Joseph J. Thomson y Ernest Rutherford, ambos ganadores del Premio Nobel de Química, así como a los trabajos de James Chadwick, entre otros, se sabe que los átomos están formados por un núcleo en el cual se encuentra concentrada la mayor parte de la masa del átomo, que en él se localizan los protones con carga positiva y los neutrones que no tienen carga, y que alrededor del núcleo se encuentran los electrones con carga negativa. La masa de un protón es aproximadamente igual a la de un neutrón y más o menos 2000 veces mayor que la de un electrón.

Al número de protones que tiene un átomo se le llama número atómico, que define al elemento, y se representa con la letra Z . Si un átomo tiene un protón su número atómico es 1, es decir, $Z = 1$, y será un átomo de hidrógeno. Si su número atómico es $Z = 6$, tiene seis protones y será un átomo de carbono.

A manera de ilustración, en la **figura 2-4** se muestra la constitución del átomo de hidrógeno, de acuerdo con el modelo propuesto por Rutherford, el cual tiene en el núcleo un protón y fuera del núcleo un electrón.

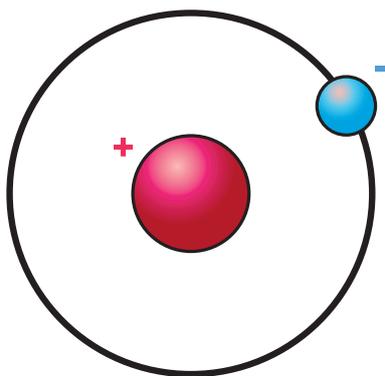


Figura 2-4.
Ilustración del átomo de hidrógeno, según el modelo de Rutherford.
Fuente: Wikimedia Commons, adaptada por el autor.

Dado que cuando tienen el mismo número de protones que de electrones todos los átomos son eléctricamente neutros, la carga del protón y del electrón deben ser iguales. Se considera que la carga de un protón es $+1$ y la carga de un electrón es de -1 . Todas las cargas observadas en la naturaleza son múltiplos de la carga del electrón, si se trata de cargas negativas, o de la carga del protón si se trata de cargas positivas, ya que en la materia siempre se encuentra un número entero de protones o de electrones, nunca una fracción de ellos. Existe la posibilidad de que un átomo gane o pierda elec-

trones formando un ion; si gana electrones el ion tendrá una carga negativa igual al número de electrones que haya ganado y se llama **anión**, si pierde electrones tendrá una carga positiva igual al número de electrones que haya perdido y se llama **cation**; como la masa de un electrón es despreciable, comparada con la masa de un protón o un neutrón, se asume que la masa del ion es igual a la del átomo del que procede.

En un proceso químico los átomos pueden ganar o perder electrones, pero no protones; a través de un proceso químico un átomo de hidrógeno puede perder un electrón y será entonces un catión hidrógeno, y si gana un electrón será un anión hidruro, pero no puede perder su protón. Para que un elemento gane o pierda protones se necesita de una energía mucho mayor que la de las reacciones químicas, se requiere de una reacción nuclear.

Un experimento relativamente sencillo en el que se mide la mínima energía para separar un electrón de un átomo, y que se conoce como potencial de ionización, permite proponer un modelo del átomo en el que los electrones se acomodan en capas. Nombramos a esta primera capa con el número 1, a la segunda como la capa 2 y así sucesivamente. Los experimentos de potencial de ionización muestran que en la primera capa se pueden colocar dos electrones, pero en la segunda capa se pueden colocar ocho electrones. En la **tabla 2-4** se muestra el número de electrones que tendrían los átomos del 1 al 10, y en la última columna se indica de manera resumida el número de electrones que hay en cada capa. A esta manera de mostrar el acomodo de los electrones se le conoce como configuración electrónica. El símbolo 1^1 quiere decir que en la capa 1 hay 1 electrón, de manera similar; 2^5 quiere decir que en la capa 2 hay 5 electrones, el número de electrones siempre es el superíndice.

Tabla 2-4. Acomodo de los electrones de los primeros 10 elementos en las diferentes capas

Elemento	Número de protones (número atómico, Z)	Número de electrones en la primera capa	Número de electrones en la segunda capa	Configuración electrónica según las capas
H	1	1		1^1
He	2	2		1^2
Li	3	2	1	$1^2 2^1$
Be	4	2	2	$1^2 2^2$
B	5	2	3	$1^2 2^3$
C	6	2	4	$1^2 2^4$
N	7	2	5	$1^2 2^5$
O	8	2	6	$1^2 2^6$
F	9	2	7	$1^2 2^7$
Ne	10	2	8	$1^2 2^8$

La participación de las diferentes capas en un átomo es muy diferente en el momento en el que los átomos se combinan entre sí, ya que únicamente los electrones que se encuentran en la última capa (la más externa) participan en las reacciones químicas. Los átomos que tienen de 3 a 10 protones, y por lo tanto también de 3 a 10 electrones, tienen dos capas, en la primera todos ellos poseen 2 electrones, y se dice que es una capa llena, esta capa no interviene en las reacciones químicas y se llama **capa interna**. La segunda capa sólo se encuentra llena en el elemento neón (Ne) que ya tiene los 8 electrones que caben en ella,

los demás elementos no tienen esa capa llena, a esta última capa se le llama **capa de valencia**, ya que es la capa que vale para la química (la palabra valencia viene de valer). Como veremos más adelante, los átomos se combinan unos con otros a través de los electrones que se encuentran en la capa de valencia.

Por medio de otros experimentos, específicamente utilizando una técnica conocida como espectroscopia fotoelectrónica, se puede conocer la energía que tiene cada uno de los electrones en un átomo, y a través de ella se observa que la segunda capa está formada por dos subcapas: la primera de ellas se llama subcapa **s** y la segunda se llama **p**. La capa uno sólo tiene una subcapa, la **s**. Los experimentos muestran que en la subcapa **s** sólo caben dos electrones; mientras que en la subcapa **p** se pueden acomodar seis electrones, por lo tanto, los electrones de los elementos del 1 al 10 quedan acomodados en capas y subcapas de la manera en que se muestra en la **tabla 2-5**. En la quinta columna se describe de manera simplificada el acomodo de los electrones; es decir, su configuración electrónica. En este caso $1s^1$ quiere decir que en la subcapa s de la capa 1 hay un electrón y $2p^4$ indica que en la subcapa p de la capa 2 hay 4 electrones. La configuración electrónica del neón es $1s^2 2s^2 2p^6$, ya que este elemento tiene en la primera capa 2 electrones en la subcapa 1s y en la segunda capa tiene 2 electrones en la subcapa 2s y 6 en la subcapa 2p.

Tabla 2-5. Configuración electrónica de los primeros 10 átomos

Elemento	Número de protones (número atómico, Z)	Número de electrones en la primera capa	Número de electrones en la segunda capa	Configuración electrónica
H	1	1		$1s^1$
He	2	2		$1s^2$
Li	3	2	1	$1s^2 2s^1$
Be	4	2	2	$1s^2 2s^2$
B	5	2	3	$1s^2 2s^2 2p^1$
C	6	2	4	$1s^2 2s^2 2p^2$
N	7	2	5	$1s^2 2s^2 2p^3$
O	8	2	6	$1s^2 2s^2 2p^4$
F	9	2	7	$1s^2 2s^2 2p^5$
Ne	10	2	8	$1s^2 2s^2 2p^6$

Los experimentos de espectroscopia fotoelectrónica muestran que la tercera capa tiene tres subcapas y la cuarta capa tiene cuatro, pero esto no es motivo de estudio en este curso.

Estructuras de Lewis

Gilbert N. Lewis propuso un modelo para representar los átomos y los electrones de la capa de valencia que resulta muy útil para entender en una primera aproximación el enlace químico; es decir, la manera en la que los átomos se unen unos con otros para formar las moléculas.

Lewis propuso un modelo en el que se representa el núcleo y los electrones que se encuentran en las capas internas –que no participan en las reacciones químicas– por medio del símbolo del elemento y de los electrones de la capa de valencia por puntos alrededor del átomo. Se acostumbra ir escribiendo los electrones de valencia alrededor del átomo de uno en uno hasta que se llega al quinto electrón y en ese momento se comienza a ponerlos por pares (se dice que un par de electrones está apareado), como se muestra en la **figura 2-5**. En el caso del helio (He) se ponen los dos electrones juntos, ya que éstos se encuentran apareados.

H•							He:
Li•	•Be•	•B•	•C•	•N:	•O:	•F:	•Ne:

Figura 2-5. Estructura de Lewis de los primeros 10 elementos.

Las estructuras de Lewis se pueden utilizar también para representar a los iones de un átomo. En la **figura 2-6** se muestran varios iones, tanto positivos (cationes) como negativos (aniones). En todos los casos es necesario indicar la carga correspondiente del ion. Mientras que los iones Li^+ y Be^{2+} ya no tienen electrones en su capa de valencia, los iones de flúor (ion fluoruro) y de oxígeno (ion óxido) han quedado con 8 electrones en su capa de valencia.

Cationes	Aniones
Li^+	F^-
Be^{2+}	O^{2-}

Figura 2-6. Estructura de Lewis de algunos iones.

Breve historia de los metales

Los metales han sido fundamentales en el desarrollo de la humanidad, ya que su uso ha tenido un impacto tecnológico muy importante; tan es así que la historia de la humanidad se divide considerando el metal que era fundamental en una época dada.

En un primer periodo los seres humanos elaboraron herramientas a partir de hueso, madera y otros materiales, fundamentalmente piedra; a este periodo de la prehistoria, que abarca desde que se utilizaron herramientas obtenidas de piedra hasta que se descubrieron los metales, se le conoce como la Edad de Piedra. Posteriormente se desarrolló la metalurgia, con lo que dio inicio la Edad de Cobre, y posteriormente la de Bronce y la de Hierro, recibiendo cada una de ellas su nombre a partir del metal que se utilizaba para la elaboración de herramientas.

El cobre fue uno de los primeros metales que utilizaron los seres humanos, ya que se presenta en la naturaleza sin combinarse con otros elementos, y se le utilizó moldeándolo a golpes. Las técnicas metalúrgicas se fueron desarrollando y con ello se comenzaron a producir aleaciones, que son mezclas de metales fundidos que al volver al estado sólido presentan propiedades diferentes a las de los metales iniciales. La más importante de ellas fue la obtenida al mezclar cobre con estaño, a la que se llama bronce. Con el desarrollo del bronce se pasó de la Edad de Cobre a la Edad de Bronce.

La metalurgia cambió la vida social y económica de las sociedades que la utilizaron, intensificando el comercio a larga distancia y creando una especialización laboral, con lo cual aumentaron las diferencias sociales.

La Edad del Hierro es un periodo muy importante, en el que se descubrió y difundió el uso del hierro como materia prima para fabricar armas y herramientas. La tecnología metalúrgica para trabajar el hierro apareció simultáneamente con cambios tecnológicos, culturales, agrícolas e incluso en los estilos artísticos y en las creencias religiosas. El hierro empezó a sustituir al bronce por ser más fácil de trabajar, a un menor costo y por su mayor dureza, lo que permitió hacer armas

más resistentes. En la **tabla 2-6** se muestra la época aproximada en la que se descubrieron diferentes metales.



Figura 2-7.
Navaja de afeitar púnica de bronce.
Fuente: Wikimedia.

Tabla 2-6. Descubrimiento de diferentes metales

Elementos descubiertos en la antigüedad	Época	Lugar
Cobre	9000 a. e. c.	Oriente Medio
Oro	Antes del 6000 a. e. c.	Oriente Medio
Plomo	7000 a. e. c.	Oriente Próximo
Plata	5000 a. e. c.	Asia Menor
Hierro	3750 a. e. c.	África del Norte
Estaño	3500 a. e. c.	

La metalurgia ha sido la base para el desarrollo tecnológico que se conoce en la actualidad, pero requiere de la explotación de minas, lo que ha causado, y sigue causando la explotación y muerte de muchos seres humanos y una enorme contaminación ambiental. Detrás de esto se encuentra generalmente la ambición de algunos, que han puesto su interés por encima de la vida humana y del medio ambiente, y también la utilización de compuestos químicos tóxicos, como cianuro, plomo y mercurio, que se han utilizado de manera irresponsable.

La metalurgia se desarrolló en épocas y con metales distintos en los diferentes lugares del mundo. En América fue fundamentalmente con el oro, la plata y el bronce. En México la minería tuvo un auge muy importante ya que, durante la Colonia, México se convirtió en el principal productor de plata y oro a nivel mundial, siendo nuestro país el que tenía los desarrollos tecnológicos más importantes en el mundo. Las principales minas se encontraban en Guanajuato, Zacatecas, Pachuca, San Luis Potosí, Fresnillo y Real del Monte. La época dorada de las minas en México se alcanzó en el siglo XVII, la plata fue el principal producto de las minas novohispanas y su gran importancia se reflejó en la orfebrería, que alcanzó un gran prestigio mundial y ayudó a la consolidación de la ganadería y la agricultura, lo que trajo un mejor nivel de vida a una parte de la sociedad. En la **tabla 2-7** se muestra el lugar que ocupa México en la producción mundial de algunos metales.

Tabla 2-7. México como productor de metales

Metal	Lugar mundial
Plata	1°
Bismuto	3°
Hierro	4°
Plomo	5°
Oro	9°
Cobre	11°



Figura 2-8.

Uso de metales en nuestros días.
Fuente: Wikimedia Commons, foto de Yannik Wenk.

Propiedades de los metales

Las tecnologías derivadas del uso de los metales siguen siendo importantes en la actualidad. En nuestra vida cotidiana vemos metales en muy diversos usos, como el aluminio en papel aluminio, los cancelos de las ventanas y en utensilios de cocina como sartenes y cazos; el cobre en tuberías, y en cables y alambres en las instalaciones eléctricas; el hierro en clavos, tuberías, ventanas, rejas y herrería en general; el plomo se utiliza en la industria, principalmente como óxido de plomo, silicatos de plomo y durante muchos años se usó en las gasolinas como tetraetilo de plomo. El plomo también se usa en aleaciones con diferentes metales, como cubiertas para cables de teléfono, de televisores, internet, electricidad y en imanes; el oro se usa en joyería, computadoras y equipo espacial.

La razón por la cual los metales son tan importantes deriva de sus propiedades físicas y químicas. En términos generales los metales:

- Tienen brillo metálico.
- Son buenos conductores del calor y la electricidad.
- Son maleables, es decir, pueden deformarse bajo tensión o compresión sin romperse, lo cual permite trabajarlos con rodillos de estiramientos o golpearlos para formar láminas o tiras de alambre, ya que tienen resistencia mecánica.
- Son dúctiles, por lo que al ser estirados forman alambres o cables.
- Tienen un alto punto de fusión –con alguna excepción, como es el caso del mercurio.

Cuando los metales se combinan con metales diferentes para hacer aleaciones, se pueden hacer más resistentes, pueden conducir mejor la electricidad y hacerse más dúctiles.

Las propiedades químicas de los metales están relacionadas con su capacidad de combinarse con otros elementos. Esta capacidad es muy diversa, algunos metales son muy activos en contraste con otros que son inactivos. Entre los metales muy activos se encuentran los metales alcalinos, por ejemplo, el sodio y el potasio, que no pueden existir como tales en la naturaleza ya que reaccionan rápidamente con el oxígeno y violentamente con el agua. Por otro lado, los metales poco reactivos se encuentran en la naturaleza sin combinar, como sucede con el cobre, el oro, el platino y la plata.

Los metales no reaccionan entre sí, por lo que metal + metal = mezcla, a la que se llama aleación. Dado que las mezclas se pueden separar por medios físicos, una aleación se puede separar aprovechando la diferencia en el punto de fusión de los metales que la forman, condición que podemos utilizar para reciclarlos.

Sin los metales no se habrían logrado los grandes avances científicos y tecnológicos de la actualidad, ya que gracias a ellos se fue desarrollando la tecnología. Hoy en día la mayoría de las personas los usamos como parte de celulares y

computadoras; en medicina en instrumental quirúrgico, prótesis e implantes, y en equipos como el tomógrafo, la resonancia magnética de imagen y los rayos X; también en los reactores nucleares, en el fuselaje de aviones, la microelectrónica, la nanotecnología, las celdas solares, las pantallas planas, los automóviles y camiones, las tarjetas de crédito, los microchips, los satélites, las consolas de videojuegos, en todos los dispositivos portátiles, etcétera.

Se puede sugerir a los estudiantes que revisen los objetos que hay en sus casas y que investiguen de qué metal están hechos.

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

Los metales han sido y son de gran importancia para el desarrollo de la humanidad; sin embargo, la mayoría de los metales pesados como el estaño (Sn), el cobre (Cu), el plomo (Pb), el zinc (Zn), el níquel (Ni), mercurio (Hg), cromo (Cr) y el tungsteno (W) no son biodegradables, y cuando se desechan contaminan el suelo, la tierra y el aire. En la actualidad utilizamos más de 62 elementos de los primeros 82 de la tabla periódica. Desafortunadamente muchos de estos elementos se encuentran en serio riesgo de escasear o desaparecer si los usamos irracionalmente y no los reciclamos. Los métodos de extracción empiezan a ser demasiado costosos y complicados. En el caso de algunos metales, se está invirtiendo mayor capital en la explotación de los yacimientos, ya que se encuentran cada vez más adentro de la corteza terrestre y alejados de su centro de producción. A finales del siglo XX, para obtener 9 millones de toneladas de cobre se tenían que reprocesar 990 millones de toneladas de mineral. El reciclaje se vuelve cada vez más importante, tanto para la industria como para la sociedad y el ambiente, ya que los costos de la técnica se incrementarán y con ellos los de las diferentes tecnologías afectando los costos de salud, y de muchas de las comodidades que hoy damos por sentadas.

El impacto ambiental que la obtención de los metales genera es muy grande, por lo que desde la década de 1970 se empezó a usar la regla de las "R" para el cuidado del medio ambiente. Las R son: *Recicla*, *Reduce* y *Reutiliza*. A partir de 2004 se usa una R más que es *Recuperar*, y en los últimos años se utiliza una quinta R para *Rechazar*. Reciclando podemos evitar 70% de contaminación de agua, aire y suelo. Si comparamos la contaminación producida en el uso del aluminio –que es el segundo metal más utilizado en la actualidad– como materia prima con su reciclado, vemos que se reduce 95% de contaminación y se ahorra energía eléctrica. El acero se recicla desde hace más de 100 años y es completamente reciclable sin que pierda sus propiedades; de los 784 millones de toneladas que se producen al año de acero, 43% se obtiene del reciclaje de chatarra.

REducir
REciclar
REutilizar



Figura 2-9.
La regla de las tres "R".

Tu vida y la contaminación

¿Te has preguntado qué impacto ambiental dejas en la Tierra con tus actividades cotidianas y cómo contribuyes al cambio climático? ¿Y cómo puedes hacer más sostenible o sustentable tu entorno?

Para lograr un menor impacto ambiental en tu entorno es importante que tengas en cuenta la regla de las "R", reduce, reutiliza, recicla, recupera y rechaza antes de descartar, de esa manera contribuirás a mejorar las condiciones ambientales. Los seres humanos debemos asumir una serie de responsabilidades, haciendo una sociedad más consciente de la importancia de minimizar o revertir los efectos de la contaminación ambiental ocasionada por nuestro estilo moderno de vida.

Entre las cosas que puedes hacer para mejorar el medio ambiente se encuentran:

1. Haz en tu casa una lista de todo lo que puedes reutilizar, reducir y reciclar y cómo puedes hacerlo.
2. Cuando hagan las compras para tu casa piensa qué puedes rechazar al elegir y por qué.

Cómo usar la regla de las "R" en tu casa y escuela:

1. ¿Qué cosas descartas de tu casa?
2. ¿Cuáles son los desechos más contaminantes de tu casa y escuela?

Si vives o vivieras en el campo, ¿cómo aplicarías la regla de las "R"? Considera si causan el mismo impacto ambiental los desechos de tu casa o escuela en una zona urbana que en una zona rural, ¿por qué?

Datos interesantes:

- El papel expuesto al medio ambiente tarda en descomponerse aproximadamente 5 años, la tela 8 meses, los chicles 5 años, la madera pintada 13 años, los plásticos 500 años, el vidrio un millón de años y el caucho un tiempo indeterminado.
- Un país como México consume más de 20 millones de latas de acero diariamente.
- Al reciclar 5 botellas de PET se puede producir toda la fibra requerida para el relleno de una chamarra de esquiador.

- El vidrio es 100% reciclable ya que puede volver a usarse infinitamente y sin que pierda sus propiedades.
- Brasil se dio a la tarea de reciclar anualmente 160 000 toneladas de latas de aluminio, lo que es equivalente a la fabricación de 65 aviones Airbus A38.
- Las latas de conserva están formadas en un 99% por acero, y en el interior son forradas con una pequeña capa de estaño para evitar la oxidación del material que contienen.
- Reciclando una lata de aluminio se ahorra la energía para mantener una TV encendida por 3 horas.
- Alrededor de 70% de los metales que contaminan los basureros públicos provienen de aparatos electrónicos que desechamos inadecuadamente.
- Alrededor de 2 millones de toneladas de residuos tóxicos son producidos cada año, y la mayoría llega al mar.
- Por cada tonelada de acero que se recicla, se ahorran 1.5 toneladas de mineral de hierro y 500 kg de carbón.
- Una lata requiere solamente una parte de la energía necesaria para obtener una lata igual a partir de materias primas.

Segunda revolución de la química

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

Se ha propuesto que una Segunda Revolución en la Química sucedió aproximadamente entre 1855 y 1875, y que ésta inició un acceso a la química desde un punto de vista molecular. En ella participaron un grupo de químicos que contribuyeron al desarrollo de conceptos como valencia y estructura molecular, y a la resolución del problema de determinar los pesos atómicos y moleculares. Esta revolución se pudo dar gracias a la participación de diversos investigadores. Las primeras semillas de esta revolución fueron sembradas por Dalton al utilizar resultados de la revolución molar del siglo XVIII. En ese momento se sabía que los compuestos tenían una composición específica en masa, a este conocimiento se le conoce como el análisis gravimétrico de los compuestos. Se sabía que el agua contenía siempre 11% de hidrógeno y 89% de oxígeno. Dalton propuso que los pesos atómicos podrían servir para conectar el atomismo especulativo del siglo XVII con los datos experimentales obtenidos por gravimetría. Desafortunadamente, las reglas que propuso para designar la posible fórmula de los compuestos resultaron ser equivocadas, lo que causó una confusión que duró medio siglo. Dalton propuso erróneamente que los compuestos más estables y abundantes estaban formados por dos átomos en una relación de 1:1, por lo que el agua era HO, el amoníaco NH y el ácido clorhídrico HCl. La influencia de Dalton era tan importante que se pasaron por alto los resultados encontrados por Gay-Lussac, quien demostró sin lugar a duda que el agua contenía dos volúmenes de hidrógeno por cada volumen de oxígeno y que en general existe una relación de números sencillos enteros entre los volúmenes de los gases que participan en una reacción, si éstos se miden a temperatura y presión constantes. Estos resultados, junto con la hipótesis de Avogadro que proponía que a la misma presión y temperatura volúmenes iguales de dos gases contenían el mismo número de moléculas y que ciertos elementos se encuentran en la naturaleza como moléculas diatómicas, sugerían correctamente que la fórmula del agua era H₂O y no HO, como lo había propuesto Dalton.

La pieza clave para resolver este problema se debió a Stanislao Cannizzaro, quien logró determinar un conjunto consistente de pesos atómicos. La aproximación de Cannizzaro fue totalmente original: combinando datos gravimétricos con las densidades de los gases, tanto para sustancias simples como para compuestos, coincidió con los resultados obtenidos por otros investigadores, siendo además totalmente general y eliminando ambigüedades. Cannizzaro presentó sus resultados en un congreso científico en 1860, en Karlsruhe, Alemania, revolucionando el mundo de la química y permitiendo que ésta se desarrollara de una manera mucho más rápida a partir de ese momento. Los pesos atómicos obtenidos permitieron, entre otras cosas, llevar a la organización de los elementos en lo que conocemos como la tabla periódica, a cuyo estudio dedicaremos las próximas páginas.

Tabla periódica: organización y regularidades de los elementos químicos

Regularidades en la tabla periódica de los elementos químicos representativos

La tabla periódica de los elementos sintetiza una enorme cantidad de conocimiento acerca del comportamiento de los elementos. Aunque solemos dar todo el crédito de su propuesta al químico ruso Dimitri I. Mendeléyev, muchos otros investigadores contribuyeron para que él pudiera hacer la propuesta. Los pesos atómicos de Cannizzaro proporcionaron la base que permitió hacer un primer ordenamiento de los elementos. Algunos investigadores encontraron que existían comportamientos similares entre ciertos elementos, de modo que propusieron organizaciones como las tríadas de J. W. Döbereiner y las octavas de Newlands; pero fueron los trabajos de Lothar Meyer y Mendeléyev los que permitieron encontrar la *ley periódica*, que dice que cuando los elementos se acomodan en orden creciente de su masa atómica, ciertos conjuntos de propiedades se repiten periódicamente. En la actualidad se utiliza el concepto de número atómico (número de protones) en lugar del de masa atómica para enunciar esta ley.

En su versión moderna, particularmente en el arreglo conocido como “tabla periódica larga moderna”, los elementos se acomodan en columnas, a cada una de las cuales se le asigna un número del 1 al 18 que corresponden a los grupos o familias de elementos, como se muestra en la **figura 2-10**.

Figura 2-10.
Tabla periódica de los elementos.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Lantánidos	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Actínidos	Rf	Ha	Sg	Ns	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Se conoce como elementos representativos a los que se encuentran en los grupos 1, 2 y del 13 al 18. En algunas tablas periódicas y libros se sigue utilizando una nomenclatura diferente, llamando a estos grupos IA, IIA, IIIA hasta VIIIA, pero no corresponden a la nomenclatura actual.

Algunos de los grupos de los elementos representativos tienen nombres que los identifican:

- 1: alcalinos,
- 2: alcalinotérreos,
- 16: calcógenos,
- 17: halógenos,
- 18: gases nobles.

A los elementos que se encuentran entre los grupos 3 al 12 se les conoce como “elementos de transición”, y a los que se encuentran separados en las dos filas inferiores se les llama “elementos de transición interna”. Los de la primera fila se conocen como lantánidos y a los de la segunda actínidos. A los lantánidos (más el escandio y el itrio) suele llamárseles “tierras raras”, lo cual es doblemente erróneo ya que no son “tierras” (las “tierras” son compuestos y no elementos) y son suficientemente abundantes como para considerarlos “raros”; de hecho, mucha de la tecnología moderna se basa en aprovechar algunas de sus propiedades (véase el ensayo en el bloque V).

Algunos elementos tienen una vida muy corta y se han obtenido por medio de reacciones nucleares. El elemento con mayor número atómico que es estable en la naturaleza es el uranio (92).

Carácter metálico

La mayoría de los elementos se comportan como metales. En la tabla periódica de la **figura 2-10** son aquellos que se encuentran en gris. Los metales, como hemos visto, son brillantes, buenos conductores de la electricidad y del calor, maleables y dúctiles, químicamente tienden a reaccionar con los ácidos y a formar cationes.

Valencia

La valencia se define como la capacidad de combinación de un átomo. El hidrógeno tiene una valencia de 1. Si vemos con cuántos átomos se combinan los diferentes elementos, encontramos que entre los elementos representativos todos los de una familia presentan la misma valencia, como se ilustra para algunos de ellos en la **tabla 2-8**. Ésta fue una de las observaciones que utilizó Mendeléyev para proponer su tabla periódica.

Tabla 2-8. Valencia de las diferentes familias de los elementos representativos

Familia	1	2	13	14	15	16	17	18
	LiH	BeH ₂	BH ₃	CH ₄	NH ₃	H ₂ O	HF	Ne
	NaH	MgH ₂	AlH ₃	SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl	Ar
Valencia	1	2	3	4	3	2	1	cero

Número atómico y número de masa

El número atómico es el número de protones que tiene un átomo, es el número que aparece en la esquina derecha de los átomos en la tabla periódica. Como vimos con anterioridad, el número atómico define a un elemento; es decir, sabemos de qué elemento se trata al conocer su número atómico. En el núcleo atómico además de haber protones hay neutrones, por lo que para describir correctamente un núcleo atómico se necesita indicar también el número de neutrones que tiene el átomo; esto se hace por medio del número de masa (A), que es la suma de protones y neutrones. Así, por ejemplo, el átomo de carbono más común tiene en el núcleo 6 protones y 6 neutrones, por lo tanto, su número de masa es 12. Para describir un átomo se escribe el número de masa como superíndice a la izquierda del símbolo del átomo. Un átomo de carbono con 6 protones y 6 neutrones es un carbono 12 y se escribe como ^{12}C . Un átomo de sodio 23 se escribe como ^{23}Na ; dado que el sodio tiene un número atómico de 11, un átomo de sodio 23 tendrá $23 - 11 = 12$ neutrones.

Masa atómica

La masa atómica es la suma de la masa de todos los protones, neutrones y electrones que tiene un elemento. Dado que el número de neutrones que tienen algunos elementos puede variar, los valores de masa atómica que se encuentran en la tabla periódica son el promedio de las masas de los posibles isótopos. Se llama isótopo a cada uno de los átomos que, teniendo un mismo número de protones, tienen diferente número de neutrones. El carbono, por ejemplo, tiene tres isótopos que se presentan naturalmente; uno de ellos tiene 6 neutrones y los otros 7 y 8, los tres isótopos son: ^{12}C , ^{13}C y ^{14}C . En la naturaleza se encuentran dos isótopos del hidrógeno: el ^1H y el ^2H ; ambos son isótopos, de la misma manera en que dos hermanos son hermanos uno del otro. La abundancia de cada isótopo es diferente, pero se considera que es la misma en cualquier muestra de un elemento en la Tierra, por lo que la masa atómica que se presenta en las tablas periódicas es el promedio de la masa de los isótopos. Dado que se considera que la masa de un átomo es fundamentalmente la masa del núcleo y que tanto la masa del protón como la del neutrón son las mismas e iguales a 1 unidad de

masa atómica (uma), la masa del ^{12}C es 12 uma, pero en la tabla periódica aparece como 12.011 uma, ya que aunque el ^{12}C es el más abundante (98.83%) hay un 1.07% de ^{13}C , y una pequeñísima cantidad de ^{14}C . El ^{14}C es un isótopo radiactivo que decae lentamente, con una vida media –el tiempo necesario para que la mitad de la muestra decaiga– de 5730 años. La abundancia relativa del ^1H y el ^2H es de 99.985% y 0.015%, respectivamente.

Los elementos químicos y los seres vivos

Hemos visto que toda la materia que nos rodea está hecha de elementos y compuestos. Los seres vivos estamos también hechos de materia, es decir, de átomos y moléculas. En el bloque III veremos algunos de los compuestos más importantes en nuestro organismo, como las proteínas, los carbohidratos, los lípidos y las vitaminas, pero en este momento vamos a concentrarnos en los elementos que forman estos y otros compuestos en nuestro organismo.

De los aproximadamente 90 elementos que existen en la naturaleza, sólo 11 constituyen el 99% de la masa del cuerpo humano. Éstos se muestran en la **tabla 2-9**.

Tabla 2-9. Elementos más abundantes en el cuerpo humano

Elemento	Símbolo	Porcentaje en masa	Abundancia relativa por millón de átomos en el cuerpo
Oxígeno	O	64.6	255 000
Carbono	C	18.0	94 500
Hidrógeno	H	10.0	630 000
Nitrógeno	N	3.1	13 500
Calcio	Ca	1.9	3 100
Fósforo	P	1.1	2 200
Cloro	Cl	0.40	570
Potasio	K	0.36	580
Azufre	S	0.25	490
Sodio	Na	0.11	300
Magnesio	Mg	0.03	130

Existen otros elementos que se encuentran en cantidades muy pequeñas en el organismo, en trazas, como el hierro, el cobalto, el cobre, el zinc, el yodo y el selenio.

estar unidas las entidades que los forman. En la **tabla 2-11** se muestra la temperatura de fusión de algunos materiales sólidos.

Tabla 2-10. Abundancia relativa de los elementos en la Vía Láctea, la Tierra y el cuerpo humano

Elemento	Símbolo	Número atómico	Porcentaje en la Vía Láctea*	Porcentaje en la Tierra	Porcentaje en el cuerpo humano
Hidrógeno	H	1	73.9	0.14	9.5
Helio	He	2	24.0	Trazas	Trazas
Oxígeno	O	8	10.4	47	65
Carbono	C	6	4.60	0.03	18.5
Nitrógeno	N	7	0.96	Trazas	3.3
Sodio	Na	11	Trazas	2.8	0.2
Magnesio	Mg	12	Trazas	2.1	0.1
Fósforo	P	15	Trazas	0.07	1
Azufre	S	16	Trazas	0.03	0.3
Cloro	Cl	17	Trazas	0.01	0.2
Potasio	K	19	Trazas	2.6	0.4
Calcio	Ca	20	Trazas	3.6	1.5
Hierro	Fe	26	Trazas	5	Trazas

* Estimados espectroscópicamente. Fuente: Ken Crowell, *Alchemy of the Heavens*, Nueva York, Anchor, 1996.

Tabla 2-11. Temperaturas de fusión de diferentes materiales

Material sólido	Punto de fusión (°C)
Carbonato de sodio	851
Cobre	1 083
Fluoruro de calcio (fluorita)	1 330
Carbono	3 800
Glucosa	146
Ácido acetilsalicílico	138
Agua	0
Etanol	-114

Es claro que existen compuestos que tienen una temperatura de fusión mucho más elevada que otros. La temperatura a la que funde un material es la temperatura a la que cambia del estado sólido al líquido. Al ir aumentando la temperatura de un sólido, los átomos y las moléculas se mueven con mayor velocidad (su energía cinética aumenta) y las entidades que forman el material comienzan a separarse unas de otras hasta que dejan de ocupar posiciones fijas y pasan al estado líquido. Mientras más fuerte sea la unión entre las entidades, mayor será la energía que se requiere para separarlas, pero ése no es el único factor que importa, también hay que considerar el número de interacciones que haya, mientras mayor sea el número de interacciones más difícil será separar las entidades que lo forman. Por lo tanto, la intensidad y el número de interacciones que exista entre las entidades determinará qué tanta energía se requiere para que cambien de estado.

En los sólidos con una temperatura de fusión elevada podemos suponer que las entidades que los forman interactúan al mismo tiempo con muchas entidades formando estructuras tridimensionales.

En los sólidos con bajo punto de fusión las interacciones deben estar más localizadas, como en el agua, en donde un hidrógeno sólo interactúa con un oxígeno, formando moléculas de agua. Podemos proponer entonces que los compuestos formados por moléculas serán sólidos con bajo punto de fusión, líquidos o gases.

Conductividad eléctrica

Como hemos visto, los átomos están formados por electrones que tienen una carga negativa, y protones que tienen carga positiva, por lo que si estas cargas se pueden mover en el material, éste podría conducir la corriente eléctrica. Algunos de ellos lo hacen bajo ciertas condiciones y esto nos da indicaciones sobre la manera en la que interactúan las entidades que forman el material. Podemos considerar la conductividad de los compuestos en los tres estados de agregación, bajo diferentes condiciones, como se muestra en la **tabla 2-12**.

Tabla 2-12. Conductividad de algunos sólidos bajo diferentes condiciones³

Compuesto	Sólido	Sólido fundido	Sólido disuelto en agua
Hierro	Conduce	Conduce	Insoluble
Cobre	Conduce	Conduce	Insoluble
Cloruro de sodio	No	Conduce	Conduce
Fluoruro de calcio	No	Conduce	Conduce
Glucosa	No	No	No
Ácido acetilsalicílico	No	No	No

³ Adaptado a partir de A. Garritz, L. Gasque y A. Martínez (2010), cap. 4.

Modelos de enlace: iónico, covalente y metálico

Con la intención de explicar las propiedades de los compuestos, se han propuesto tres modelos de enlace. El enlace iónico, el enlace covalente y el enlace metálico.

Enlace iónico

Como hemos visto, los átomos pueden formar iones. Iones positivos cuando pierden electrones e iones negativos cuando ganan electrones. Los primeros los llamamos cationes y a los segundos aniones. Los metales tienden a formar cationes y los no metales, aniones.

Si utilizamos las estructuras de Lewis, podemos representar la ionización de un átomo de litio y de un átomo de flúor de la siguiente manera:



Por lo que podemos representar la reacción entre un átomo de litio y uno de flúor como:



Dado que los iones tienen cargas opuestas, se atraen entre sí formando un **enlace iónico**. Como las cargas eléctricas no tienen una dirección favorecida, un ion cargado atrae a otro de carga opuesta sin importar la dirección en la que se encuentre. Esto hace que muchos iones se atraigan entre sí formando una estructura tridimensional, como se muestra en la **figura 2-11** para el cloruro de sodio. En este caso, cada ion sodio atrae a seis iones cloruro y cada ion cloruro atrae a seis iones sodio, que se encuentran en cada caso arriba y abajo, a la derecha e izquierda, y enfrente y atrás, de cada uno de ellos, formando una estructura tridimensional. Ésta es la razón por la que el NaCl tiene un alto punto de fusión, ya que para que los iones se puedan mover se tienen que romper muchos enlaces.

En el cloruro de sodio, NaCl no representa la fórmula del compuesto, sólo indica que por cada ion sodio hay un ion cloruro –es la **fórmula mínima**–. Es importante hacerle notar esto al alumno, ya que siempre estamos hablando de moléculas y rara vez mencionamos que hay compuestos que no son moleculares, y esto no sólo sucede con las sales, el grafito o el diamante también forman redes tridimensionales (3D) y tienen un elevado punto de fusión, aunque el enlace que forman entre sí los átomos de carbono en ambos casos es covalente.

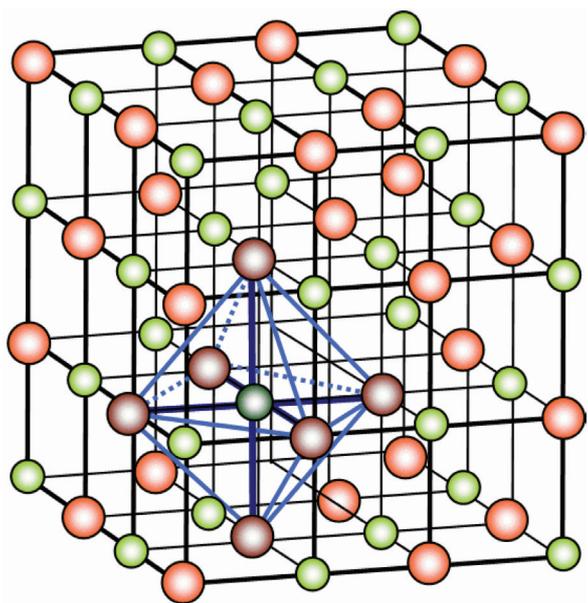


Figura 2-11.

Acomodo de los iones cloruro y sodio en un cristal de cloruro de sodio. Los iones sodio (Na^+) en morado, y los iones cloruro (Cl^-) en morado.

Fuente: Wikimedia Commons, autor de la imagen: H. Hoffmeister.

La reacción entre el calcio y el oxígeno para formar óxido de calcio se puede representar de la siguiente manera:

Formación del ion calcio: Ca^{2+}



Formación del ion óxido: O^{2-}



Los dos electrones que pierde el átomo de calcio los gana el átomo de oxígeno. La reacción general es:



Los iones Ca^{2+} y O^{2-} se atraen entre sí y forman enlaces iónicos, generando una red tridimensional. Dado que forman una red tridimensional con múltiples interacciones entre iones Ca^{2+} y O^{2-} , el óxido de calcio, CaO , tiene un punto de fusión elevado.

La estructura tridimensional de los compuestos iónicos explica por qué estos compuestos tienen elevado punto de fusión. Sin embargo, por estar formados por iones pueden conducir la electricidad, siempre y cuando estos iones se puedan mover, como sucede cuando está fundido (es decir, en estado líquido) o disuelto en agua. En estado sólido los iones se encuentran en posiciones fijas por lo que no se pueden mover y conducir la electricidad.

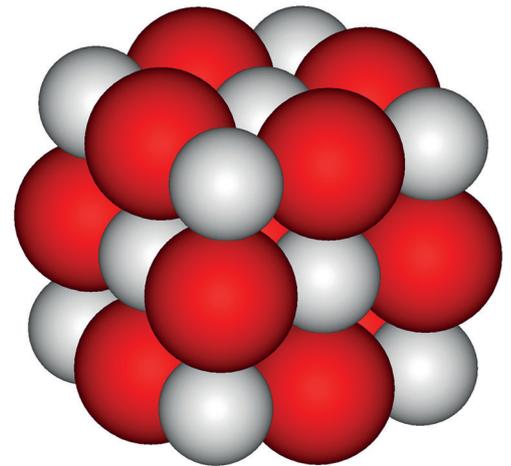


Figura 2-12. Sección de la estructura tridimensional del óxido de calcio. Fuente: Wikimedia Commons.

Enlace covalente

Gilbert N. Lewis propuso que los átomos se combinaban unos con otros hasta tener ocho electrones en su capa de valencia, es decir, hasta tener una configuración de gas noble. De acuerdo con su teoría los átomos, para tener ocho electrones, lo que hacen es ganar o perder electrones –como sucede en el enlace iónico que acabamos de ver– o comparten electrones entre sí. Cuando los átomos de un elemento se combinan con átomos del mismo elemento o con átomos de otro elemento compartiendo electrones, decimos que forman un enlace covalente. Lewis propuso que un enlace covalente sencillo estaba formado por un par de electrones, si los átomos comparten cuatro electrones entre sí para completar su octeto, entonces el enlace es doble, y triple si comparten tres pares de electrones. Los pares electrónicos compartidos se representan generalmente como líneas entre los átomos.

Enlace covalente sencillo

Sabemos que el hidrógeno se encuentra en la naturaleza formando moléculas en las que se combinan dos átomos de hidrógeno. Esto sucede ya que de esa manera los átomos de hidrógeno tienen la configuración del gas noble correspondiente: el helio.

Figura 2-13.

Enlace entre dos átomos de hidrógeno: a) muestra el par de electrones; y b) con una línea se representa el enlace sencillo entre los átomos.



Para saber cuántos electrones tiene un átomo en una molécula se cuentan los electrones que comparte como pertenecientes al átomo que se está analizando; así, para la molécula de hidrógeno, si contamos los electrones del átomo que está a la izquierda consideramos que los dos electrones del enlace le pertenecen a él y por lo tanto tiene dos electrones con lo que ha completado su configuración de gas noble. Cuando contamos los electrones del átomo que se encuentra del lado derecho, también consideramos que los dos electrones le pertenecen a él, y por lo tanto tiene configuración de gas noble, como se muestra a continuación.



El flúor también forma moléculas diatómicas. Dado que cada átomo de flúor tiene siete electrones, al compartir dos átomos de flúor su electrón desapareado, ambos completan su octeto (véase la **figura 2-14**). Con excepción del hidrógeno, los demás elementos que estamos estudiando adquieren la configuración de gas noble con ocho electrones; es por ello que la regla propuesta por Lewis se conoce como **regla del octeto**.

Figura 2-14.

Dos representaciones de la estructura de Lewis de dos átomos de flúor, cada uno de ellos compartiendo dos electrones, representados en el inciso a) con dos puntos; y en el inciso b) con una línea.



La regla del octeto nos ayuda a entender por qué el agua tiene la fórmula H_2O , el dióxido de carbono es CO_2 , y por qué el carbono forma cuatro enlaces o tiene valencia de cuatro. La estructura de estas moléculas se ilustra en la **figura 2-15**.

Figura 2-15.

Estructuras de Lewis para a) el agua, b) el metano.



Enlaces covalentes dobles triples

El oxígeno y el nitrógeno también se encuentran en la naturaleza en forma de moléculas diatómicas. Sin embargo, si compartieran únicamente un electrón entre los átomos que las forman no completarían su octeto.



Para completar el octeto deben compartir cuatro electrones en el caso del oxígeno, y tres pares de electrones en el caso del nitrógeno, como se ilustra en la figura 2-17.



Las moléculas están formadas por enlaces covalentes que están localizados entre átomos específicos, es por ello que tienen bajos puntos de fusión. Como no están constituidos por iones, no tienen cargas que puedan transportar la corriente eléctrica.

Enlace metálico

Los metales son buenos conductores de la electricidad, por ello utilizamos alambre de cobre para conducir la electricidad en nuestras casas. Los metales en estado líquido también conducen la electricidad; por ejemplo, el mercurio (Hg) es un conductor de la electricidad. El modelo de enlace que permite explicar estos hechos requiere que los electrones se puedan mover en el metal tanto en estado sólido como líquido, por lo que se consideran como un conjunto de iones unidos en una estructura 3D con electrones libres que se pueden mover dentro del material cuando se aplica una diferencia de potencial, como se ilustra en la figura 2-18.

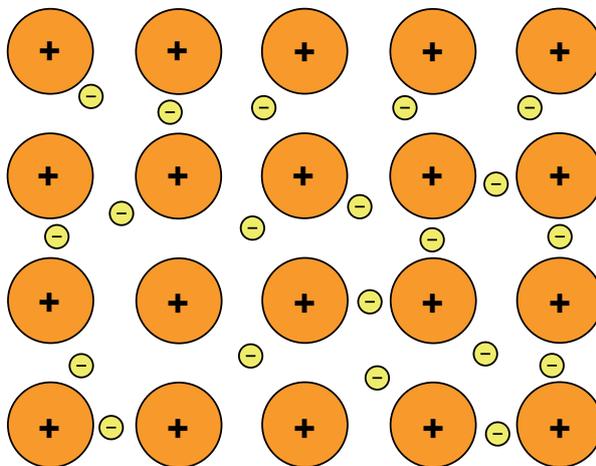


Figura 2-18.

Ilustración del modelo del enlace metálico. Fuente: Wikimedia Commons, autor de la imagen: Muskid.

Figura 2-16.

Estructuras de Lewis de las moléculas de a) oxígeno y b) nitrógeno que no cumplen con la regla del octeto, ya que los átomos de oxígeno tienen 7 electrones cada uno y los de nitrógeno sólo 6.

Figura 2-17.

Estructuras de Lewis de las moléculas de a) oxígeno, que muestra un doble enlace, y b) nitrógeno, que muestra un triple enlace. Estas estructuras sí cumplen con la regla del octeto, ya que todos los átomos tienen 8 electrones.

En la **tabla 2-13** se muestra la relación entre el tipo de enlace y las propiedades de los sólidos.

Tabla 2-13. Relación entre tipo de enlace y las propiedades de los sólidos

Tipo de enlace	Estructura	Punto de fusión	Conductividad
Iónico	Tridimensional	Elevado	Líquido, disuelto en agua
Covalente	Molécula	Bajo	No conductor
Metálico	Tridimensional	Elevado	Sólido, líquido

Como puedes ver, los datos de punto de fusión y conductividad nos permiten proponer el tipo de enlace en un compuesto.

Proyectos: ahora tú explora, experimenta y actúa

Integración y aplicación

- ¿Cuáles elementos químicos son importantes para el buen funcionamiento de nuestro cuerpo?
- ¿Cuáles son las implicaciones en la salud o el ambiente de algunos metales pesados?

Ideas:

- ¿Cómo se separan las sustancias que forman el aire que respiramos?
- Identifica el lugar que tienen los elementos más abundantes en el cuerpo humano en la tabla periódica.
- Compara la abundancia de los elementos en la corteza terrestre con los del cuerpo humano.



3 | La transformación de los materiales: la reacción química

En este bloque trataremos un tema fundamental de la química: la reacción química, sus manifestaciones macroscópicas y la manera en que la representamos simbólicamente. Veremos también que la energía juega un papel importante en los procesos químicos, de tal suerte que hay reacciones químicas que liberan energía y otras que requieren de energía para llevarse a cabo. Analizaremos la manera en que los compuestos químicos almacenan energía en sus enlaces y cómo la energía que tienen los alimentos varía dependiendo de qué sustancias están compuestos y de la manera en que su consumo afecta nuestra salud y la de nuestros estudiantes. Finalmente, veremos cómo las sustancias se estabilizan cuando alcanzan una configuración estable a través de las estructuras que propuso Lewis y cómo los diferentes tipos de enlaces están relacionados con la electronegatividad de los átomos que se encuentran unidos.

Identificación de cambios químicos y el lenguaje de la química

Las reacciones químicas se encuentran presentes en todo momento en nuestra vida y a pesar de que se llevan a cabo entre los átomos que forman las moléculas y se producen debido a la ruptura de enlaces (de los reactivos) y la formación de nuevos enlaces (para formar los productos), existen manifestaciones macroscópicas que nos permiten identificar que una reacción se está llevando a cabo: cambio de temperatura, cambio de color, desprendimiento de un gas y formación de un precipitado. Veamos algunas de ellas.

Cuando disolvemos un Alka-Seltzer en agua aparece una efervescencia, vemos que se forma un gas; este gas es dióxido de carbono, el cual no estaba presente en las pastillas, sino que es uno de los productos de la reacción entre el bicarbonato de sodio y el ácido acetilsalicílico de los que está formada la pastilla; el otro producto que se forma es el acetilsalicinato de sodio. Si escribimos esta reacción con palabras tendríamos que:

Ácido acetilsalicílico + bicarbonato de sodio → acetilsalicilato de sodio + dióxido de carbono

Las sustancias que están del lado izquierdo son los reactivos y las que se encuentran del lado derecho son los productos; la flecha indica que se lleva a cabo



Figura 3-1.

Imágenes que muestran reacciones químicas: *a)* cerillo encendido, *b)* plátano en diferentes estados de maduración. Fuentes: *a)* Wikimedia Commons, foto de Sebastian Ritter; *b)* Wikimedia Commons, foto de Protoplasma Kid.

una reacción química en la que los reactivos se transforman en los productos. En este caso la efervescencia que observamos macroscópicamente (debida a la formación de un gas) indica que una reacción química se está llevando a cabo en el mundo microscópico de los átomos y las moléculas.

Una reacción química muy común es la que sucede cuando prendemos una estufa: el gas (que llamaremos butano) reacciona con el oxígeno del aire y se producen dióxido de carbono y agua. ¿Qué es lo que sucede que nos permite darnos cuenta de que está sucediendo una reacción química? Vale la pena preguntar a los alumnos, para que nos digan que se genera calor (que usamos para calentar la comida) y luz. En este caso éstas son las observaciones macroscópicas que indican que se está llevando a cabo una reacción química. Si representamos con palabras esta reacción química tendremos:



La maduración de una fruta se debe a una serie de reacciones químicas. ¿Cómo sabemos que sucede una reacción química, es decir, que se forman nuevas sustancias? ¿Qué cambios externos observamos? Sabemos que se forman nuevas sustancias por el sabor de las frutas, porque cuando maduran se vuelven más dulces, y cuando se pudren tienen un sabor y un olor desagradable; el cambio en sabor y olor se debe a que se han formado nuevos compuestos. Otra observación que es muy clara es que hay un cambio de color; los cambios de color pueden suceder cuando se lleva a cabo una reacción química.

Resumiendo lo anterior, cuando en el mundo microscópico sucede una reacción química, en el mundo macroscópico muchas veces podemos observar la formación de un gas o de un sólido, que se emite luz o calor y que hay un cambio

de color. Es conveniente hacer notar que no siempre que sucede una reacción química se observan estos fenómenos, y desde luego conocer los productos que se forman, aun cuando conozcamos los reactivos, puede ser muy complicado y es de hecho uno de los trabajos a los que los químicos dedican más tiempo. Para ello tienen que purificar las sustancias formadas y determinar sus propiedades características. Puede ser que estas sustancias ya existan en la naturaleza o que sean sustancias que antes no existían.

Cambio de energía

Cuando hacemos una fogata y ponemos leña a quemar, vemos fuego y se desprende energía en forma de calor; ésta es una reacción exotérmica. Hay reacciones químicas que para que sucedan es necesario calentarlas, a estas reacciones las llamamos endotérmicas.

Identifica las propiedades de los reactivos y los productos en una reacción química

Al llevarse a cabo una reacción química, las propiedades del (o de los) compuesto(s) formado(s) pueden ser totalmente diferentes de las sustancias que reaccionaron. Podemos ilustrar con un par de ejemplos utilizando sustancias comunes: el cloruro de sodio (sal de mesa) y el agua.

El cloruro de sodio es la sal de mesa común, la adicionamos a la comida para darle mejor sabor y si no la comemos en exceso no nos causa problemas de salud –recuerda que la dosis hace el veneno–. Sin embargo, es el producto de la reacción entre el sodio y el cloro:



El cloro es un gas venenoso de color verdoso y el sodio es un metal blando que reacciona violentamente con el agua, por lo que ambas sustancias son muy tóxicas para nosotros. Un gas verde venenoso y un sólido metálico también tóxico reaccionan y forman un sólido de color blanco que no es tóxico.

El agua es un líquido fundamental para la vida de una toxicidad bajísima, tendríamos que tomar una cantidad enorme de agua para que ésta resulte tóxica. El agua se puede obtener de la reacción entre el hidrógeno y el oxígeno.



A temperatura ambiente el agua es un líquido, pero tanto el hidrógeno como el oxígeno son gases. El hidrógeno es un gas combustible y el oxígeno es un gas que mantiene la combustión, ¡ambos reaccionan para formar un compuesto que sirve para apagar el fuego!

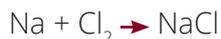
Representación de las reacciones químicas

Hemos estado representando las reacciones químicas utilizando palabras, pero ésta es una manera poco conveniente de hacerlo, los químicos utilizan una forma mucho más adecuada: las fórmulas de los compuestos expresadas mediante el símbolo de los elementos. Así, por ejemplo, la reacción entre el hidrógeno y el oxígeno podemos representarla, en una primera aproximación, de la siguiente manera:



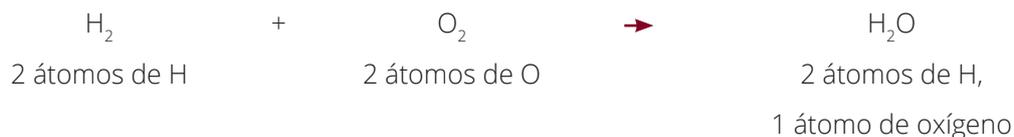
Las fórmulas del hidrógeno y del oxígeno se muestran como formadas por dos átomos, ya que se sabe que ésta es su fórmula, y el agua se representa como H_2O , ya que una molécula de agua está formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. Como ves, escribir la fórmula de los compuestos tiene la ventaja de que sabemos que el agua no sólo está formada de hidrógeno y oxígeno, también cuánto hay de cada uno de ellos. Los químicos obtienen estos datos realizando experimentos que les permiten determinar qué elementos y en qué cantidad hay en cada sustancia que estudian, a este proceso se le llama análisis elemental.

Otro ejemplo es la obtención de la sal común mediante la reacción entre el sodio metálico y el gas cloro:



Ley de la conservación de la materia y las reacciones químicas

Como vimos en el bloque I, Lavoisier descubrió que la ley de la conservación de la materia se cumplía en las reacciones químicas; esto quiere decir que debe haber el mismo número de átomos del lado de los reactivos que de los productos, ya que de otra manera habrían desaparecido o se habrían formado átomos durante la reacción química, lo cual violaría la ley de conservación de la materia. Si revisamos la reacción de formación del agua escrita anteriormente, nos daremos cuenta de que mientras del lado de los reactivos hay dos átomos de hidrógeno y dos de oxígeno, del lado de los productos hay dos átomos de hidrógeno pero tan sólo uno de oxígeno, por lo tanto decimos que la reacción no está balanceada:



Los animales –humanos o no humanos– obtenemos energía de la comida, ya que ésta se encuentra almacenada en los enlaces químicos en forma de energía química. La cantidad y calidad de lo que comemos es por lo tanto importante para nuestra salud.

¿Qué me conviene comer?

Antes de revisar qué es lo que nos conviene comer, tenemos que considerar cómo está constituido el cuerpo humano. Nuestro cuerpo está formado por agua, lípidos, carbohidratos, proteínas, algunos elementos químicos como el calcio, el potasio y el fósforo, así como vitaminas y algunos minerales, aproximadamente en las proporciones que se muestran en la **tabla 3-1**.

Tabla 3-1. Porcentaje de los diferentes compuestos presentes en el cuerpo humano

Compuesto	Porcentaje
Agua	60%
Lípidos	20%
Carbohidratos, proteínas, calcio y potasio	19%
Vitaminas y otros minerales	1%

Los **carbohidratos** son compuestos formados por carbono (C), hidrógeno (H) y oxígeno (O) y su fórmula general es: $C_n(H_2O)_n$, en donde “n” es el número de moléculas o elementos que se encuentran presentes en el tipo de carbohidrato; como vemos, estas moléculas pueden ser muy diferentes, por lo tanto, son complejas y van desde los compuestos simples (monosacáridos) –como los diferentes tipos de azúcares (fructosa, glucosa, lactosa)– hasta los complejos (polisacáridos) –como el almidón, el glucógeno y la celulosa–. Los carbohidratos se encuentran en los vegetales y son fuente de energía para los seres humanos.

Los carbohidratos son la principal fuente de energía para el cerebro y el sistema nervioso gracias a un compuesto químico, la enzima amilasa o sacarasa, que ayuda a digerir el glucógeno y el almidón para formar azúcares simples. La amilasa es una proteína que se produce principalmente en las glándulas salivales y en el páncreas. Una enzima es una proteína compleja que ayuda a producir un cambio químico en el cuerpo y descompone los alimentos que comemos para que el cuerpo los pueda usar. Más adelante veremos qué es una proteína.

Los carbohidratos simples como la fructosa se encuentran en la fruta; la lactosa y la galactosa se encuentran en los productos lácteos; la maltosa se encuentra en algunas verduras y la cerveza; y la sacarosa es el azúcar procesada que comemos. Los carbohidratos que contienen vitaminas y minerales se encuentran

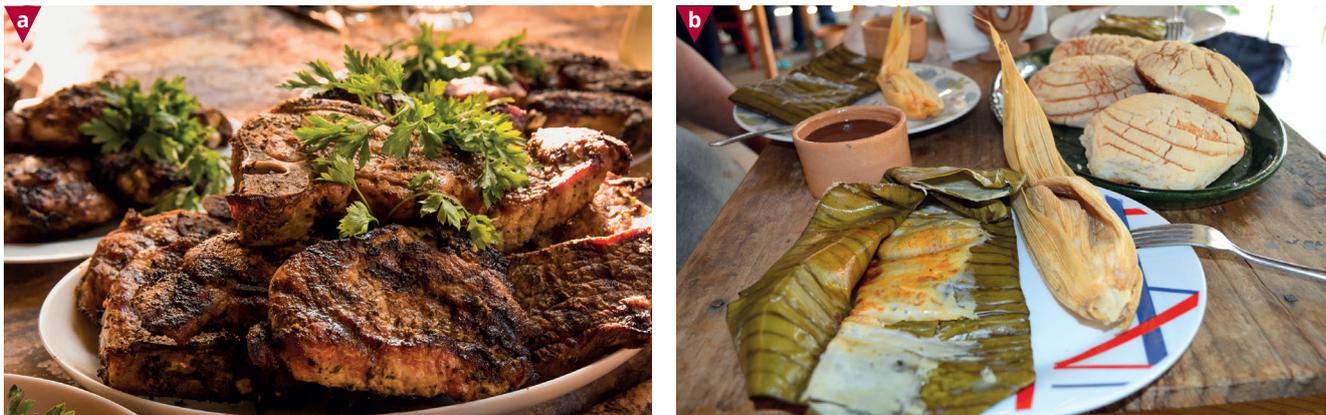


Figura 3-2.

Alimentos que contienen: *a)* proteínas y *b)* carbohidratos. Fuentes: *a)* Pixabay; *b)* Wikimedia Commons, foto de Alejandro Linares García.

en forma natural en las frutas, la leche y sus derivados, y en las verduras. Los carbohidratos complejos se encuentran en las legumbres, las verduras ricas en almidón, los panes y los cereales integrales.

Las **proteínas** se encuentran en todas las células vivas, son compuestos químicos complejos formados por cadenas de aminoácidos. Durante la digestión, las proteínas se descomponen en aminoácidos para posteriormente formar las proteínas que necesita el organismo. Existen dos tipos generales de aminoácidos: los “esenciales”, que son aquellos que necesitamos ingerir con la comida, y los “no esenciales”, que son los que el propio cuerpo produce. Las proteínas son indispensables para el funcionamiento del cuerpo humano, son necesarias para producir nuevas células y repararlas, y realizan funciones diferentes, como la estructural, la inmunológica, la enzimática, la protectora, etcétera.

Los animales obtenemos las proteínas de las plantas o de otros animales; los vegetales las obtienen a partir de nitratos y sales de amoníaco que hay en el suelo.

Las **grasas** contienen carbono, hidrógeno y oxígeno. Son insolubles en agua, pero solubles en disolventes orgánicos, como el éter, el cloroformo y el benceno. Por “grasa” nos referimos en este contexto a las grasas y aceites comestibles; desde aquellos que son sólidos a temperatura ambiente fría, como la manteca, hasta los que son líquidos a temperaturas similares, como los aceites de cacahuate o de semillas de algodón.

Los **lípidos** son las grasas corporales y se dividen en dos categorías: grasa almacenada y grasa estructural. La grasa almacenada brinda una reserva de combustible para el cuerpo, mientras que la grasa estructural forma parte de la estructura intrínseca de las células. El colesterol es un lípido presente en todas las membranas celulares. Tiene una función importante en el transporte de la grasa y es precursor de las sales biliares y las hormonas sexuales y suprarrenales.

Los ácidos grasos que consumimos los seres humanos se dividen en dos grupos: saturados y no saturados (éstos pueden ser monoinsaturados y poliinsaturados). Los ácidos grasos saturados tienen el mayor número de átomos de hidrógeno que su estructura química permite. Todas las grasas y aceites que consumimos los seres humanos son una mezcla de ácidos grasos saturados y no saturados. En general, las grasas de animales terrestres contienen más ácidos



Figura 3-3. Diferentes tipos de aceites y grasas comestibles. Fuente: Wikimedia Commons, foto de Bill Branson / National Cancer Institute.

grasos saturados que las de origen vegetal. Las grasas de productos vegetales tienen más ácidos grasos no saturados, particularmente los ácidos grasos poliinsaturados (AGPis). Sin embargo, hay excepciones: por ejemplo, el aceite de coco, que tiene una gran cantidad de ácidos grasos saturados. El consumo excesivo de grasas saturadas es uno de los factores de riesgo para enfermedades del corazón. En contraste, se cree que los AGPis tienen una función protectora.

Aunque la grasa le da un buen sabor a la comida, contiene alrededor de 9 kcal/g, que es más del doble de la energía liberada por gramo por los carbohidratos y las proteínas (aproximadamente 4 kcal/g).

El cuerpo humano almacena grasa como reserva de combustible. Es una forma económica de almacenar energía ya que rinde casi el doble de energía, peso por peso, en relación con los carbohidratos o las proteínas. La grasa se encuentra debajo de la piel y actúa como un aislamiento contra el frío y forma un tejido de soporte para muchos órganos como el corazón y los intestinos. No toda la grasa corporal proviene necesariamente de la grasa que se consume. El exceso de calorías ingeridas en los carbohidratos y las proteínas, se pueden convertir en grasa en el organismo humano.

Las vitaminas y minerales, al igual que los carbohidratos, proteínas, lípidos y agua son de vital importancia para el cuerpo humano ya que ayudan a las funciones metabólicas. Se utilizan en pequeñas cantidades y las obtenemos de los alimentos que consumimos, ya que no pueden ser sintetizadas por el organismo y actúan como catalizadores en todos los procesos fisiológicos.

Las **vitaminas** son sustancias orgánicas presentes en cantidades muy pequeñas en los alimentos, pero necesarias para el metabolismo –conjunto de reacciones y procesos que ocurren en una célula y en el organismo y que son la base de la vida a escala molecular–. Cada vitamina tiene una función específica, por lo que la deficiencia en alguna de ellas puede enfermarnos –de hecho, todas ellas se descubrieron en relación con las enfermedades que causan su carencia–. El cuerpo necesita 13 vitaminas: A, C, D, E, K y la B, de la cual existen diferentes tipos: tiamina, riboflavina, niacina, ácido pantoténico, biotina, vitamina B-6, B-12 y ácido fólico. Aunque son esenciales, las vitaminas pueden ser tóxicas, entre ellas se encuentran principalmente la D y la A. Hay ciertas vitaminas que sólo pueden ser

digeridas, absorbidas y transportadas por las grasas y se les llama liposolubles, entre ellas se encuentran la vitamina A, D, E y K. La recomendación para consumir la cantidad adecuada de vitaminas es comer cinco raciones de vegetales o frutas frescas al día; no es necesario estar consumiendo vitaminas en pastillas, a menos que el médico así lo recomiende.

Los **minerales** son compuestos químicos que se encuentran en la naturaleza como sales inorgánicas o pueden estar presentes en algunos compuestos orgánicos. Existen dos tipos de minerales: los macrominerales como el calcio, fósforo, potasio, sodio, cloro, azufre, magnesio, y los oligoelementos: cromo, cobre, yodo, hierro, flúor, manganeso, molibdeno, selenio, zinc y cobalto –estos últimos son tóxicos si se encuentran en niveles elevados–. El organismo usa los minerales para numerosas funciones. El cloro, el sodio y el potasio se encuentran como sales en los líquidos corporales, su función principal es la de mantener la presión osmótica. Otros minerales forman parte de la estructura de los tejidos, por ejemplo, el calcio y el fósforo se encuentran en los huesos. También se encuentran en los ácidos o bases corporales, como el cloro, que se encuentra en el estómago, y algunos son esenciales para el funcionamiento de algunas hormonas, como el yodo en la tiroxina que produce la glándula tiroides. Los minerales de mayor importancia en la nutrición humana son el calcio, hierro, yodo, flúor y zinc. Algunos minerales son necesarios en cantidades muy pequeñas; sin embargo, son vitales para el metabolismo; se les conoce como “metales traza” o “elementos traza esenciales”.

Tabla 3-2. Elementos químicos que conforman el cuerpo humano

Elemento	Símbolo	gramos por cada 100 gramos de masa en el cuerpo	%
Oxígeno	O	64.6	25.5
Carbono	C	18	9.5
Hidrógeno	H	10	62.9
Nitrógeno	N	3.1	1.4
Calcio	Ca	1.9	0.3
Fósforo	P	1.1	0.2
Cloro	Cl	0.40	0.07
Potasio	K	0.36	0.05
Azufre	S	0.25	0.04
Sodio	Na	0.11	0.03
Magnesio	Mg	0.03	0.01

El **agua** es imprescindible, ya que es el componente principal de los seres vivos. Participa en muchos procesos, como el metabolismo de la glucosa y de las grasas, de ahí que es importante su ingestión del exterior ya sea en los alimentos o en forma líquida.

La caloría como unidad de medida de la energía

Los organismos vivos requieren de energía para poder funcionar, y la obtienen de los alimentos. Como se vio en el curso de Física, la energía se mide en el Sistema Internacional de Unidades en joules (newton-metro); sin embargo, en la vida diaria, y comúnmente en química, se utiliza como unidad la caloría, la cual se define como la energía necesaria para elevar la temperatura de 1 g de agua pura 1 °C, a una presión de una atmósfera. La equivalencia entre una caloría (cal) y un joule¹ (J) es: 1 cal = 4.19 J. Es muy común utilizar con los alimentos *Calorías* (con C mayúscula), las cuales representan kilocalorías, es decir, 1 caloría = 1 000 calorías = 1 kc.

¹ La unidad de energía se llama joule en honor del físico inglés James Prescott Joule (lo honramos dando su apellido a la unidad, aunque lo escribimos en minúsculas). Debemos respetar su apellido y llamar a la unidad "joule" y no "julio", como suele usarse erróneamente en algunos textos en español.

La cantidad de energía que gastamos depende de factores personales, edad, género, la actividad física que realicemos y la eficiencia de nuestro organismo, entre otros factores. En la **tabla 3-3** se muestra la cantidad estimada de calorías necesarias para mantener el balance calórico para varios grupos por género y edad, considerando tres diferentes niveles de actividad física. Las estimaciones están redondeadas a las 200 calorías más cercanas. Los requerimientos de un individuo en particular pueden ser más elevados o bajos que los promedios aquí estimados, ya que los mostrados en la tabla están calculados para las personas "ideales".

Los niños y adolescentes necesitan más calorías conforme avanza su edad, mientras que para los adultos esta necesidad disminuye conforme aumentan de edad.



Figura 3-4. Persona con obesidad y en peso normal. Fuente: Wikimedia Commons, foto de CGP Grey.

Tabla 3-3. Requerimientos calóricos necesarios por día, considerando la edad, género y nivel de actividad física

Género	Edad (años)	Nivel de actividad física*		
		Sedentario	Moderadamente activo	Activo
Infante (niño o niña)	2-3	1 000-1 200	1 000-1 400	1 000-1 400
	4-8	1 200-1 400	1 400-1 600	1 400-1 800
Femenino**	9-13	1 400-1 600	1 600-2 000	1 800-2 200
	14-18	1 800	2 000	2 400
	19-30	1 800-2 000	2 000-2 200	2 400
	31-50	1 800	2 000	2 200
	51+	1 600	1 800	2 000-2 200
	4-8	1 200-1 400	1 400-1 600	1 600-2 000
Masculino	9-13	1 600-2 000	1 800-2 200	2 000-2 600
	14-18	2 000-2 400	2 400-2 800	2 800-3 200
	19-30	2 400-2 600	2 600-2 800	3 000
	31-50	2 200-2 400	2 400-2 600	2 800-3 000
	51+	2 000-2 200	2 200-2 400	2 400-2 800

* *Sedentario* se refiere a una persona que solamente realiza actividades físicas ligeras asociadas a la vida diaria. *Moderadamente activo* se considera una persona que incluye una actividad similar a caminar entre 2.5 y 5 km al día a una velocidad de 4.8 a 6.4 km/h, además de las actividades ligeras de la vida diaria. *Activo* se refiere a una persona que realiza una actividad superior a caminar 5 km al día a una velocidad de 4.8 a 6.4 km/h, adicionalmente a las actividades ligeras de la vida diaria.

** Las estimaciones para las mujeres no consideran mujeres embarazadas o que se encuentren amamantando.

Existen ecuaciones que permiten calcular nuestro metabolismo basal, que es el gasto energético que un cuerpo necesita diariamente para seguir funcionando. Estas ecuaciones se basan en las propuestas hechas por Harris-Benedict, una revisión reciente, muy utilizada en la actualidad, hecha por Mifflin y St. Jeor en 1990:

$$\text{Hombres} \quad \text{MB} = (10 \times \text{peso en kg}) + (6.25 \times \text{altura en cm}) - (5 \times \text{edad en años}) + 5$$

$$\text{Mujeres} \quad \text{MB} = (10 \times \text{peso en kg}) + (6.25 \times \text{altura en cm}) - (5 \times \text{edad en años}) - 161$$

A ese cálculo hay que añadir las actividades extras que se pueden hacer cada día. La cantidad diaria de calorías recomendada, según la propuesta de Harris-Benedict, se puede calcular utilizando la **tabla 3-4**.

Tabla 3-4. Cálculo de la cantidad de calorías diarias recomendada para que una persona mantenga su peso actual

Actividad	Calorías diarias
Poco o ningún ejercicio	$MB \times 1.2$
Ejercicio ligero (1-3 días a la semana)	$MB \times 1.375$
Ejercicio moderado (3-5 días a la semana)	$MB \times 1.55$
Ejercicio fuerte (6-7 días a la semana)	$MB \times 1.725$
Ejercicio muy fuerte (dos veces al día, entrenamientos muy duros)	$MB \times 1.9$

Realicemos, como ejemplo, el cálculo de las calorías que debe ingerir una mujer de 18 años, que pesa 58 kg, tiene una altura de 160 cm y realiza ejercicio de manera moderada.

Su metabolismo basal será:

$$MB = (10 \times \text{peso en kg}) + (6.25 \times \text{altura en cm}) - (5 \times \text{edad en años}) - 161$$

$$MB = (10 \times 58) + (6.25 \times 160) - (5 \times 18) - 161 = 1329$$

Considerando que se ejercita de manera moderada:

$$\text{Calorías diarias requeridas} = 1329 \times 1.55 = 2059$$

Valor similar al propuesto en la [tabla 3-3](#).



Figura 3-5. Ejercicio, indispensable para la buena salud. Fuente: Wikimedia Commons, foto de Usien.

El poder energético que poseen los alimentos. Toma de decisiones relacionada con los alimentos y su aporte calórico

Se nos recomienda consumir una cantidad moderada y variada de alimentos, de tal manera que tengamos una alimentación equilibrada que nos mantenga sanos. Pero ¿cómo podemos lograrlo? A continuación te proponemos una manera sencilla de alcanzar este propósito.

El poder energético de los alimentos se puede medir a través de su densidad energética, la cual se determina comparando el contenido de energía (en kcal o Cal) con el peso del alimento. Un alimento que es rico en energía pero que pesa relativamente poco se considera denso de energía, ya que unos cuantos gramos de este alimento contienen mucha energía, como las galletas y los alimentos fritos. Por el contrario, los alimentos con una densidad baja de energía, en la misma cantidad de gramos contendrán mucho menos energía, como sucede con las frutas, las verduras y cualquier alimento que incorpore mucha agua, como la avena.

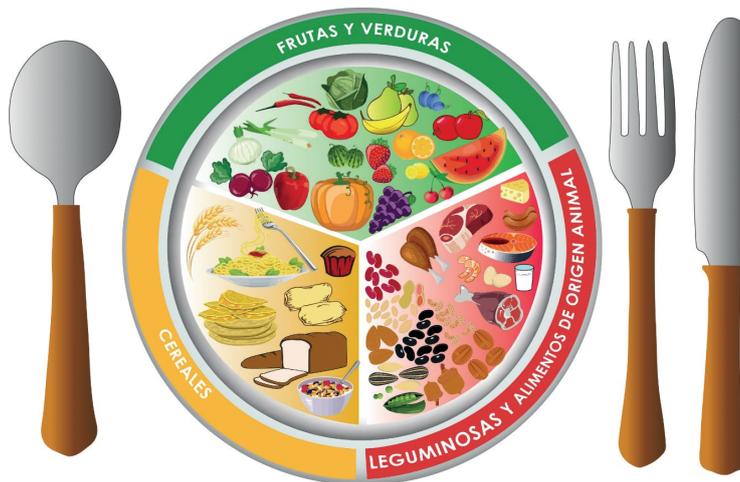


Figura 3-6. Plato del buen comer. Ilustración de Estefani Neftali Ramírez.

Tabla 3-5. Densidad de energía relativa de los alimentos comunes

Muy baja densidad energética (< 0.6 kcal/g)	Baja densidad energética (0.6 a 1.5 kcal/g)
Lechuga	Leche entera
Tomate rojo	Avena
Fresas	Queso tipo <i>cottage</i>
Brócoli	Frijoles
Salsa de tomate, cebolla y chile	Plátanos
Toronja	Pescado asado
Leche sin grasa	Yogur sin grasa
Zanahorias	Cereales para desayuno con leche baja en grasa (1%)
Sopa de verduras	Papa al horno entera
Frutos en general	Arroz cocido
Col	Espagueti, tallarines
	Algunas leguminosas

Densidad energética media (1.5 a 4 kcal/g)	Alta densidad energética (> 4 kcal/g)
Huevos	Galletas
Jamón	Galletas de sándwich
Pastel de calabaza o cualquier verdura	Chocolate
Pan de trigo entero	Galletas con trocitos de chocolate
Bagel	Tostadas de tortilla
Pan blanco	Tocino
Pasas	Papas fritas
Queso crema	Cacahuete
Pastel con recubrimiento	Mantequilla de cacahuete
Pasteles de arroz	Mayonesa
Pan dulce	Mantequilla o margarina
Donas	Aceites vegetales
Churros	Crema batida dulce
Hot dog	Semillas como nueces, almendras, etcétera
Atoles	Pizzas
Carne sin grasa ni nervios (magra)	Quesadillas fritas
	Tamales
	Papas a la francesa
	Carne con grasa

En la **tabla 3-5** se muestran los datos de densidad de energía de diversos alimentos comunes.

Si durante una semana anotamos todo lo que ingerimos y la cantidad, podremos contabilizar el aporte energético promedio que tenemos y ver si es el adecuado para nosotros, ya que si es superior a lo que debemos consumir subiremos de peso. Si no lo es, podemos modificar nuestros hábitos alimenticios. También podemos ver la diferencia de lo que comemos cuando estamos en clases o en vacaciones. Es necesario tener conciencia sobre el exceso de comida que ingerimos ya que la responsabilidad de lo que ingerimos es nuestra, como lo es mantener una vida activa. La infancia es la única etapa de nuestra vida en la que la alimentación depende de los adultos que están a cargo de nosotros.

Tercera revolución de la química

A diferencia de las primeras dos revoluciones, las cuales fueron fundamentalmente revoluciones internas de la química, la tercera fue compartida con la física e involucró muchos participantes. Esta revolución dio acceso a una visión eléctrica de la química, y se puede proponer que se expande desde que Richard Abegg propuso, en 1904, que existía una correlación entre el número de electrones de valencia, hasta 1923 cuando Gilbert N. Lewis publicó su monografía sobre la valencia y la estructura de los átomos y moléculas. La física fue muy importante en el cambio de visión de un mundo fundamentalmente mecánico –que había dominado la ciencia occidental desde principios del siglo XVII– a una visión eléctrica del mundo.

Entre los varios factores que contribuyeron a la tercera revolución en la química podemos considerar: la hipótesis cuántica, el desarrollo de la espectroscopia, la tabla periódica, la electroquímica, los tubos de descarga y la radiactividad, en los cuales participaron físicos y químicos por igual.

En la **figura 3-7** se presenta un diagrama que incorpora las tres revoluciones de la química.²

Es conveniente discutir brevemente la razón por la que hablamos de “revoluciones de la química”. William B. Jensen sugiere que éstas son revoluciones, ya que presentan:

1. Una reinterpretación radical del pensamiento existente.
2. Resuelven un debate añejo, cuya solución cambia profundamente la clase de problemas que los científicos son capaces de atacar exitosamente de manera rutinaria.
3. Abre un nuevo nivel de entendimiento teórico que convierte a las viejas teorías en casos particulares de un principio más general.

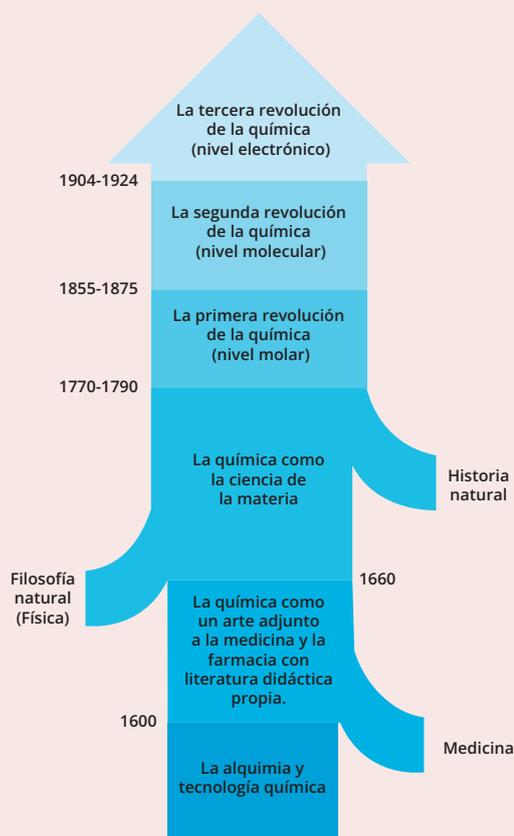


Figura 3-7. Las revoluciones de la química. Ilustración de Estefania Neftali Ramírez.

² Adaptado a partir de William B. Jensen (1998).

Comparación y representación de escalas de medida

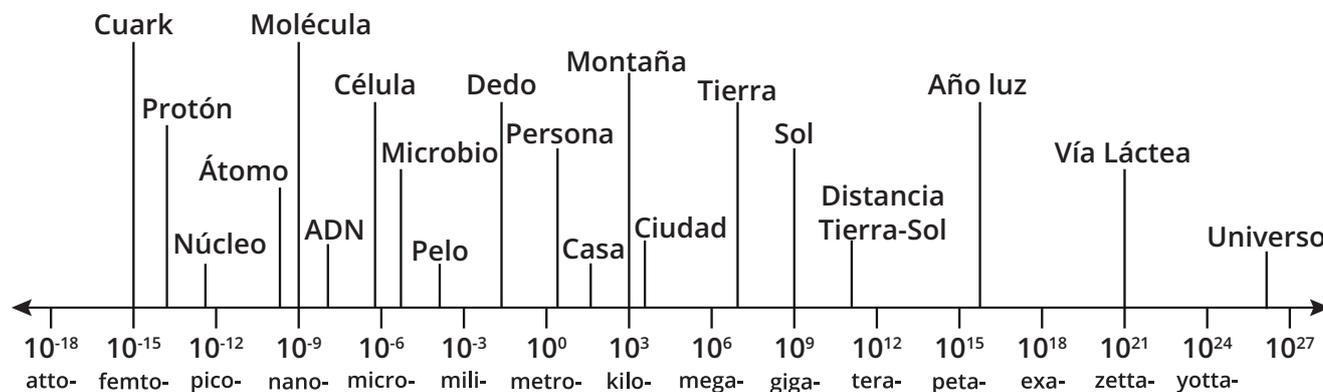
Escalas y representación

Si queremos saber qué tan lejos se encuentra algo o cuál es nuestra estatura, todos sabemos que lo que tenemos que hacer es comparar con algún objeto y ver cuántas veces éste cabe en el otro. Podemos usar una vara o nuestros pulgares o manos. ¿Qué hacemos si tenemos un objeto más pequeño?, pues usamos una referencia más pequeña, vemos cuántas veces cabe en la más grande y así subdividimos la más grande. En la actualidad usamos el metro y éste tiene subdivisiones como el decímetro, que divide el metro en 10 partes iguales, el centímetro que divide en 100 partes iguales el metro, y el milímetro que lo divide en 1 000 partes iguales. Sin embargo, no siempre podemos comparar directamente con un metro; por ejemplo, si queremos conocer la distancia entre el pico de dos montañas no podemos usar una regla, aprovechamos las propiedades del triángulo. Este método se puede usar para medir la distancia de la Luna a la Tierra: se utilizan dos telescopios en lugares diferentes de la Tierra, la distancia entre los dos telescopios se conoce, y con ellos se miden los ángulos que se necesitan para formar el triángulo, la distancia de la Tierra a la Luna medida de esta manera es de aproximadamente 4×10^8 m. Este método se puede usar también para medir la distancia de la Tierra a las estrellas cercanas. Pero dicho método no siempre se puede aplicar y los científicos han tenido que crear otras maneras de medir distancias muy grandes. En la actualidad hemos medido la distancia de la Tierra al centro de nuestra galaxia –aproximadamente 10^{20} m–. En la **figura 3-8** se muestran distancias grandes y pequeñas.

Figura 3-8.

Ilustración de tamaños, desde muy pequeños (un cuark) hasta muy grandes (el universo conocido). Los tamaños están en metros, por lo que hay que agregar la palabra metro a los prefijos indicados; por ejemplo, **micrómetro** y **kilómetro**.

Ya vimos que subdividir el metro no es un problema, pero dividir un milímetro en mil partes es algo que ya no podemos hacer con nuestros ojos; sin embargo, podemos utilizar un muy buen microscopio y dividirlo en 1 000 partes iguales, con lo que tendremos micras (millonésimas de metro). Para realizar mediciones más pequeñas tenemos que usar otros métodos, con un microscopio electrónico podemos tomar fotografías de objetos de 10^{-8} m y utilizando rayos X podemos determinar la distancia entre los átomos en un cristal 10^{-10} m. Incluso hemos logrado medir el radio del núcleo 10^{-15} metros.



Unidad de medida: mol

La necesidad de conocer la cantidad de unidades elementales que existían en una cierta cantidad de materia de la que se conocía, por ejemplo, su masa o volumen, llevó a la introducción de la magnitud “cantidad de sustancia”, cuya unidad es el “mol”. Un mol se define como la “cantidad de sustancia que contiene el mismo número de entidades elementales (átomos, iones, moléculas, etcétera) que hay en 12 g de ^{12}C ”.

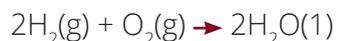
La cantidad de entidades elementales que hay en 12 g de ^{12}C es igual a 6.02×10^{23} y se conoce como constante de Avogadro; por lo tanto, un mol de átomos de carbono contiene 6.02×10^{23} átomos/mol. La cantidad de sustancia (n) se relaciona de manera inversamente proporcional con la constante de Avogadro (N_A).

$$n = \frac{N}{N_A}$$

En donde N representa la cantidad de partículas.

La cantidad de sustancia permite contar macroscópicamente el número de partículas que hay en una cierta cantidad de materia que puede participar en una reacción química. Esta contabilización se hace de manera indirecta –ya que no podemos contar directamente las partículas de tamaño nanoscópico– a través de magnitudes que podemos medir, como la masa y el volumen.

La cantidad de sustancia está relacionada con la masa, el volumen y desde luego con el número de partículas presentes en una cierta cantidad de materia. Si representamos la reacción entre el hidrógeno molecular y el oxígeno molecular por medio de una ecuación balanceada tendríamos:



Esta ecuación indica que 2 moléculas de hidrógeno reaccionan con 1 de oxígeno y producen 2 moléculas de agua. Si es así, también dice que 4 moléculas de hidrógeno lo harán con 2 de oxígeno y 20 de hidrógeno con 10 de oxígeno, 200 de hidrógeno con 100 de oxígeno, 2 millones de moléculas de hidrógeno lo harán con 1 millón de moléculas de oxígeno. Si se tuvieran 2 moles (es decir, dos veces 6.02×10^{23} moléculas de hidrógeno) éstas reaccionarían con un mol de moléculas de oxígeno (6.02×10^{23} moléculas de oxígeno).

Dado que el número de partículas es enorme, si lo comparamos con las distancias discutidas en el inciso anterior estaríamos hablando de números tan grandes como el tamaño de la Vía Láctea, que sería imposible contar. Afortunadamente, la cantidad de sustancia está relacionada con propiedades macroscópicas que podemos medir. Así, por ejemplo, para el caso de la reacción anterior encontramos que 2 volúmenes de gas hidrógeno reaccionan con 1 volumen de oxígeno, por lo tanto, la cantidad de sustancia debe ser proporcional al volumen. Para un gas en las llamadas condiciones estándar para los gases (STP por sus siglas en inglés), que corresponden a una presión de 1 atmósfera y una

temperatura de 0 °C, se ha encontrado que un mol de un gas ocupa 22.4 L. Este volumen se conoce como volumen molar ($V_m = 22.4$ L). Por lo que:

$$n = \frac{V}{V_m}$$

La otra magnitud con la que está relacionada la cantidad de materia es la masa; sin embargo, aquí la relación no es tan directa. Siguiendo con el ejemplo del agua, si descomponemos electroquímicamente 36 gramos de agua, obtenemos 32 g de oxígeno molecular y 4 gramos de hidrógeno molecular, que no corresponden a una relación de 2 a 1, como sucedía en los casos anteriores. Así, los 32 g de oxígeno ocuparían un volumen de 22.4 L, es decir, son 1 mol de moléculas de oxígeno y los 4 gramos de hidrógeno; por sorprendente que pueda parecer, ocuparían 2×22.4 L, que corresponden a 2 moles de moléculas de hidrógeno. Como te darás cuenta las sustancias no reaccionan en términos de gramos (masa), sino de moles (cantidad de sustancia), de ahí la necesidad para los químicos de definir esta variable. Para relacionar el número de moles con la masa de cierta sustancia necesitamos utilizar la masa molar de la sustancia M , cuyas unidades son g/mol. La relación que se obtiene es:

$$n = \frac{m}{M}$$

Proyectos: ahora tú explora, experimenta y actúa

Integración y aplicación

Ejercicios

1. Se puede proponer investigar la riqueza de algunos aminoácidos en algunos alimentos esenciales.
2. Diferenciar entre el colesterol bueno y el colesterol malo.
3. ¿Qué es la nutrición y la desnutrición?
4. La gente obesa ¿está bien nutrida?, ¿por qué?
5. ¿Cómo se elaboran los jabones?



4 | La formación de nuevos materiales

En este cuarto bloque definiremos, de acuerdo con el modelo de Arrhenius, los ácidos y las bases. Es importante que el alumno entienda por qué se clasifica una sustancia como ácido o base y que a partir de este modelo pueda identificar los compuestos que se forman en reacciones sencillas entre un ácido y una base. Se discutirá la acidez de los alimentos y los efectos que ocasiona el consumo frecuente de éstos en la salud con el fin de elegir una dieta correcta, y hablaremos sobre las sustancias que neutralizan la acidez estomacal.

Por otro lado, se introducirán algunos ejemplos de reacciones de óxido-reducción en actividades experimentales de su entorno, en la vida diaria y en la industria. Se relacionará el número de oxidación de algunos elementos con su ubicación en la tabla periódica. Dado que la química es fundamental para estudiar las propiedades ácido-base y óxido-reducción de las sustancias, en este bloque se proponen preguntas y alternativas de soluciones a situaciones problemáticas, con el fin de tomar decisiones relacionadas con el desarrollo sustentable.

Importancia de los ácidos y bases en la vida cotidiana

Es importante, al introducir este tema, hacer preguntas sobre aquello que los alumnos hayan presenciado o vivido, por ejemplo: ¿han probado la leche agria?, ¿han sentido dolor en sus músculos después de haber hecho mucho ejercicio?, ¿han lavado el baño con un limpiador para baños?, ¿te ha picado una hormiga?, ¿has tenido malestar estomacal después de haber comido demasiado?, ¿has tomado una tableta de vitamina C?, ¿has tomado un antiácido para contrarrestar la acidez estomacal?, ¿has destapado un drenaje con un destapacaños?, ¿has usado cal para abonar la tierra de una planta en maceta o en jardín? o ¿has lavado ventanas o el piso con limpiadores domésticos?

Seguramente ellos responderán que sí a muchas preguntas, por lo que ya han experimentado con la química de un ácido o una base. A pesar de que son experiencias diferentes, las preguntas antes descritas comparten una química en común: la química de los ácidos y las bases.

Antes de entrar de lleno al bloque IV, es recomendable para el profesor y los alumnos tener como antecedente la **disociación de los compuestos**.

La química ácido-base tiene un papel importante en muchos procesos que ocurren en el organismo. Por ejemplo, los ácidos juegan un papel importante



Figura 4-1.

El ejercicio produce ácido láctico como subproducto de los procesos celulares. Fuente: Wikimedia Commons, foto de Willtron.

durante el ejercicio. Cuando haces ejercicio se produce ácido láctico como subproducto de los procesos celulares. Si el ejercicio es intenso se puede producir más ácido láctico del que tu sistema circulatorio puede eliminar, por lo que éste se acumula en los músculos y provoca dolor muscular, hasta que el organismo elimina el ácido.

Propiedades y representación de los ácidos y las bases

El estudio de la química se simplifica al clasificar a las sustancias en grandes

categorías. En cada esquema, por lo general, las categorías son contrarias, como las de metal y no metal, iónico y covalente, soluble e insoluble. Los miembros de cada categoría no comparten exactamente las mismas propiedades, pero sí son semejantes. Del mismo modo, las sustancias que se clasifican como ácidos o como bases pueden considerarse contrarias. Las sustancias de cada categoría comparten ciertas propiedades generales que las hacen diferentes de otras.

Es conveniente revisar aspectos cotidianos de los materiales de uso habitual en los que es evidente la importancia de los ácidos y las bases y se reconocen ambas como propiedades sencillas que se puedan observar.



Figura 4-2.

Los cítricos contienen ácidos. Fuente: Wikimedia Commons, foto de Scott Bauer.

A pesar de que el sabor no es una manera segura de clasificar los ácidos y las bases, todos estamos familiarizados con el sabor agrio de los ácidos. Por ejemplo, el jugo de limón y el vinagre son disoluciones acuosas de ácidos. Por otra parte, las bases tienen sabor amargo, y son resbaladizas al tacto. Al igual que el sabor, el tacto no es una prueba química segura para las bases, pero seguramente el alumno está familiarizado con la consistencia del jabón. Las bases, como el jabón, reaccionan con las proteínas de la piel, esta reacción es la que le confiere al jabón la sensación resbaladiza, lo mismo que la acción limpiadora de un producto lavadrenajes.

Algunas bases son excelentes disolventes de cabello, que con frecuencia son la causa de obstrucción de los lavamanos.

Como se había comentado, las sustancias con propiedades contrarias, como los ácidos y las bases, tienden a reaccionar entre sí. Las reacciones de los ácidos y las bases son muy importantes en la química de los seres vivos, el ambiente y

en muchos procesos industriales. En la **tabla 4-1**¹ se muestran los 10 productos químicos industriales de mayor producción en Estados Unidos. Es importante enfatizar que la mitad de ellos son ácidos y bases.

¹ R. Chang (2003).

Los ácidos y las bases provocan que algunos colorantes cambien de color. El colorante más comúnmente usado es el tornasol, el cual cuando se mezcla con un ácido da un color rojo, mientras que cuando se le agrega una base es azul; por ello, es un buen indicador de si una sustancia es un ácido o una base.

Tabla 4-1. Los 10 productos químicos industriales de mayor producción en Estados Unidos

Producto químico	Millones de toneladas	Ácido-base	Algunos usos
Ácido sulfúrico	35.7	Ácido	Batería de automóviles, fertilizantes, papel, fabricación de productos químicos.
Nitrógeno	30.66		Materia prima para muchos productos químicos. Como atmósfera inerte para conservar alimentos.
Oxígeno	22.55		Producción de acero, en hospitales, tratamiento de agua y en la industria química en general.
Etileno	22.03		Para la producción de etileno, el plástico más utilizado y otros productos químicos como óxido de etileno y dicloro etileno.
Cal	17.41	Base	Neutraliza los terrenos ácidos.
Amoniaco	17.22	Base	Fertilizante, limpiador, fabricación del rayón, <i>nylon</i> y ácido nítrico.
Propileno	13.09		Producción del plástico polipropileno y otros productos como óxido de propileno, acrilonitrilo y ácido acrílico.
Hidróxido de sodio	11.73	Base	Limpiador de drenajes y hornos, fabricación de jabón y de productos químicos.
Ácido fosfórico	11.47	Ácido	Fabricación de detergentes y fertilizantes, refrescos.
Cloro	10.97		Manufactura de PVC, blanqueadores y purificación de agua.

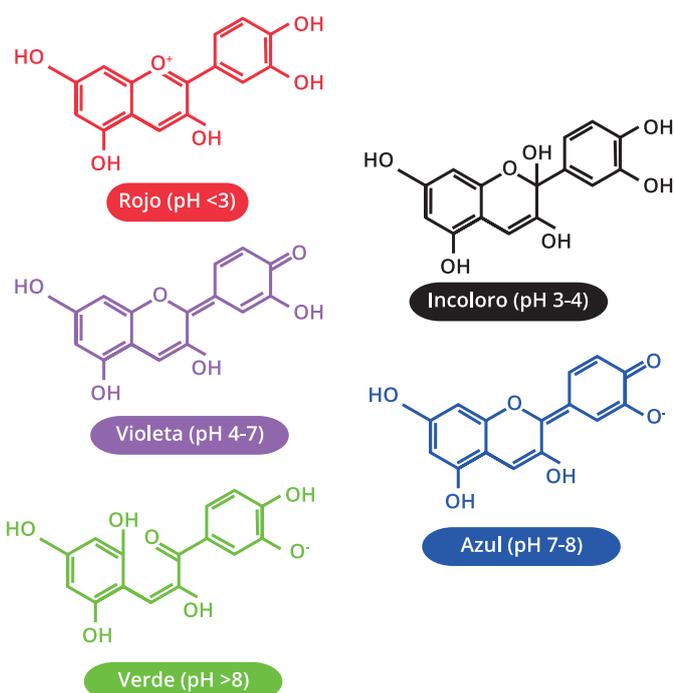


Figura 4-3.

Colores de la antocianina obtenida de las nochebuenas, dependiendo de la cantidad de ácido o base que haya en el medio.

Fuente: Wikimedia Commons.

Otros materiales comunes que actúan como indicadores ácido-base a los que se puede tener fácil acceso son: la col morada, los rábanos, los tulipanes y los pétalos de las rosas.

Las flores pueden ser utilizadas en disoluciones indicadoras de la acidez y la basicidad debido a que contienen una molécula llamada antocianina que cambia de color dependiendo de qué tanto ácido o qué tanta base tenga. En la **figura 4-3** se muestran las diferentes estructuras de la antocianina y el color que toma cada una de ellas.

Otra propiedad característica de los ácidos es que reaccionan con los metales que son más activos que el hidrógeno. El hierro metálico reacciona rápidamente con ácido clorhídrico, para formar cloruro de hierro (II) e hidrógeno gaseoso. Sin embargo, un trozo de cobre metálico no reacciona con el ácido. Esto explica por qué el ácido corroe la mayoría de los metales. Por lo general las bases no reaccionan con los metales. En este punto será importante dejar una búsqueda bibliográfica o una tarea a los alumnos que consista en averiguar por qué el cobre metálico no reacciona con el ácido clorhídrico. A continuación, se muestran en orden decreciente de actividad algunos metales que reaccionan con ácidos:

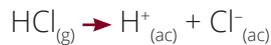
litio > potasio > calcio > sodio > magnesio > aluminio > zinc > cromo > hierro > níquel > estaño > plomo

Estos metales son más activos que el hidrógeno y por lo tanto reaccionan con el ácido clorhídrico. Ejemplos de metales que son menos activos que el hidrógeno, y que no reaccionan con el ácido clorhídrico son: cobre, mercurio, plata, oro y platino.

Otra prueba sencilla que distingue a los ácidos de las bases es la reacción de los ácidos con los carbonatos, para formar dióxido de carbono gaseoso y agua. Un ejemplo de esta reacción –que se puede observar– es el origen de la acción destructiva de la contaminación ácida sobre las esculturas de mármol y de

piedra caliza. Las bases no reaccionan con los carbonatos. El vinagre, una disolución de ácido acético, reacciona con el cascarón de los huevos, que está formado principalmente por carbonato de calcio, para producir dióxido de carbono, acetato de calcio y agua.

Analicemos a continuación el comportamiento de los ácidos y las bases desde un punto de vista microscópico. Según el famoso químico y físico August Arrhenius, un **ácido** es una sustancia que produce iones hidrógeno, H^+ , cuando se disuelve en agua.² Cuando el cloruro de hidrógeno gaseoso ($HCl_{(g)}$) se disuelve en agua líquida, se producen iones hidrógeno en medio acuoso ($H^+_{(ac)}$), e iones cloruro en medio acuoso ($Cl^-_{(ac)}$), por lo tanto, el HCl es un ácido.



El ácido acético $HC_2H_3O_2(ac)$ produce una reacción semejante cuando se disuelve en agua, para formar una disolución, que en concentraciones diluidas llamamos vinagre.



Sugerimos que el profesor se detenga en este punto y haga notar a los estudiantes las semejanzas de estas dos últimas ecuaciones químicas. En ambos casos, la sustancia que se disuelve forma iones hidrógeno, H^+ , y un ion con carga negativa.

Cualquier átomo de hidrógeno de un ácido que se puede ionizar se llama **hidrógeno ácido**. En el ejemplo del ácido acético, a pesar de que la molécula tiene cuatro átomos de hidrógeno, sólo uno es el hidrógeno ácido, los otros átomos de hidrógeno permanecen como parte del ion acetato. Hay ácidos que tienen más de un hidrógeno ácido. Para ayudar al profesor y al estudiante a distinguir los ácidos orgánicos de otras moléculas que contienen hidrógeno, se acostumbra escribir los hidrógenos ácidos de otro color y al principio de la fórmula. Siempre que el hidrógeno sea el primer elemento de la fórmula de un compuesto, la sustancia es un ácido.

Si un átomo de hidrógeno pierde su electrón, lo que queda es un protón, se usa el término *prótico* para referirse a los protones. Los ácidos como el acético y el clorhídrico se llaman ácidos monopróticos. Los ácidos monopróticos sólo tienen un hidrógeno ácido. Todos los ácidos que tienen más de un hidrógeno ácido por molécula se llaman ácidos polipróticos. Los ácidos polipróticos con dos hidrógenos ácidos son ácidos dipróticos. Aquellos con tres hidrógenos ácidos son ácidos tripróticos.

² En la actualidad se sabe que los iones H^+ reaccionan con el H_2O y forman iones hidronio H_3O^+ , pero nosotros usaremos H^+ , de acuerdo con la propuesta de Arrhenius.

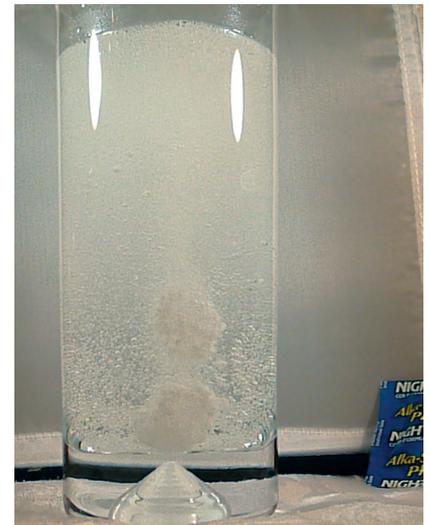
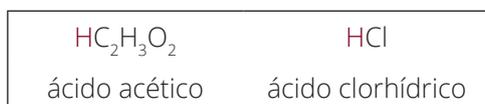
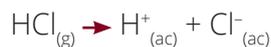


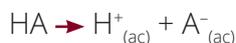
Figura 4-4. Reacción que sucede entre el bicarbonato de sodio y los ácidos acetilsalicílico y cítrico al disolver una pastilla de Alka-Seltzer en agua. Fuente: Wikimedia Commons, foto de F. Delventhal.



Ahora escribiremos las reacciones químicas que ocurren en los procesos ácido-base. La ionización del HCl se representa como:



En general, se puede representar un ácido monoprótico mediante la fórmula general HA. Por lo que la reacción general de ionización de un ácido monoprótico es:



Se aplican ecuaciones semejantes para la transferencia de iones hidrógeno a partir de ácidos polipróticos. A continuación se muestran algunos ejemplos en la **tabla 4-2**.

Tabla 4-2. Representación de reacciones de ionización de ácidos

General	Ejemplo
$\text{H}_2\text{A}_{(ac)} \rightarrow \text{H}^+_{(ac)} + \text{HA}^-_{(ac)}$ $\text{HA}^-_{(ac)} \rightarrow \text{H}^+_{(ac)} + \text{A}^{2-}_{(ac)}$	$\text{H}_2\text{SO}_{4(ac)} \rightarrow \text{H}^+_{(ac)} + \text{HSO}_4^-_{(ac)}$ $\text{HSO}_4^-_{(ac)} \rightarrow \text{H}^+_{(ac)} + \text{SO}_4^{2-}_{(ac)}$
$\text{H}_3\text{A}_{(ac)} \rightarrow \text{H}^+_{(ac)} + \text{H}_2\text{A}^-_{(ac)}$ $\text{H}_2\text{A}^-_{(ac)} \rightarrow \text{H}^+_{(ac)} + \text{HA}^{2-}_{(ac)}$ $\text{HA}^{2-}_{(ac)} \rightarrow \text{H}^+_{(ac)} + \text{A}^{3-}_{(ac)}$	$\text{H}_3\text{PO}_{4(ac)} \rightarrow \text{H}^+_{(ac)} + \text{H}_2\text{PO}_4^-_{(ac)}$ $\text{H}_2\text{PO}_4^-_{(ac)} \rightarrow \text{H}^+_{(ac)} + \text{HPO}_4^{2-}_{(ac)}$ $\text{HPO}_4^{2-}_{(ac)} \rightarrow \text{H}^+_{(ac)} + \text{PO}_4^{3-}_{(ac)}$

Debido a que los ácidos se ionizan en agua para formar iones, las disoluciones ácidas conducen la electricidad. Las sustancias que al disolverse en agua forman disoluciones conductoras se llaman electrolitos. Una evidencia experimental que se puede realizar en clase se muestra en la **figura 4-5**.

A diferencia de las disoluciones de los compuestos iónicos, como la sal de mesa, que siempre son excelentes conductores de la electricidad, la conductividad de las disoluciones ácidas oscila en un intervalo desde fuertes (debido a que se forman muchos iones) hasta débiles (porque se forman pocos iones). El inter-

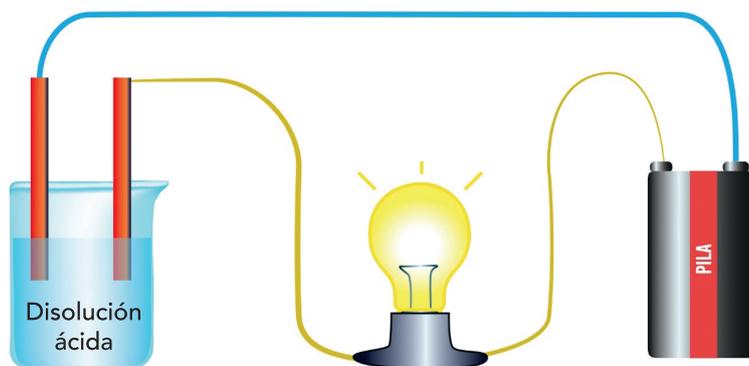


Figura 4-5. La disolución de un ácido conduce la electricidad, es un electrolito. Ilustración de Estefani Neftali Ramírez.

valo de la conductividad eléctrica que muestran las diferentes disoluciones ácidas permite distinguir qué tanto se ionizan de compuestos iónicos.

El comportamiento de las bases también se describe a nivel molecular mediante la interacción de la base con el agua. Una base es una sustancia que produce iones hidróxido, OH^- , cuando se disuelve en agua.

La clase más sencilla de bases es un compuesto iónico soluble en agua, como el hidróxido de sodio, contiene el ion hidróxido como ion negativo. Por ejemplo, cuando el NaOH se disuelve en agua se disocia en iones sodio e iones hidróxido acuosos, como se muestra a continuación:



Sin lugar a dudas, el NaOH es una base porque produce iones hidróxido cuando se disuelve en agua. Se puede predecir que cualquier hidróxido metálico, soluble en agua o ligeramente soluble en agua, será una base cuando se le agregue agua.

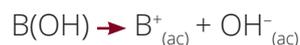
De igual forma que los ácidos polipróticos en agua producen más de un ion hidrógeno, es posible que una unidad fórmula de un hidróxido metálico produzca más de un ion hidróxido. El hidróxido de calcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, y el hidróxido de aluminio, $\text{Al}(\text{OH})_3$, son ejemplos de este tipo de bases.

Existe otro tipo de bases que al disolverse en agua producen iones hidróxido mediante la transferencia de un ion hidrógeno del agua hacia la base. El ejemplo más común de este tipo de bases es el amoníaco, NH_3 . Cuando el amoníaco gaseoso se disuelve en agua, algunas de las moléculas de amoníaco acuoso reaccionan con las de agua para formar iones amonio e iones hidróxido, como se muestra en la reacción:



El amoníaco es una base. Produce iones hidróxido en agua, pero por un mecanismo diferente al del NaOH . En la reacción con amoníaco, la molécula de agua es un reactivo químico activo. Las moléculas de agua transfieren iones hidrógeno, H^+ , a las moléculas de amoníaco.

La reacción general para la ionización de una base es:



Debido a que una base en agua produce iones, se puede predecir que las disoluciones acuosas de las bases conducirán la electricidad. Igual que con los ácidos, la capacidad de las disoluciones básicas para conducir la electricidad varía dependiendo de la base. Esta variación es una muestra de que existen diferencias en la capacidad de diversas bases para producir iones.



Figura 4-6. Muestra sólida de hidróxido de sodio. Fuente: Wikimedia Commons, foto de Ondřej Mangl.

Existen dos clases de compuestos relacionados con los ácidos y las bases que no encajan en los modelos previos, pero que actúan como ácidos y bases. Estos compuestos son los óxidos, los cuales contienen sólo oxígeno unido a otro elemento.

Los óxidos de los no metales forman ácidos cuando reaccionan con agua, por lo que se llaman anhídridos de ácidos. Por otra parte, los óxidos de los metales que reaccionan con agua para formar bases se llaman anhídridos básicos. En ambas reacciones el agua actúa como un reactivo y no sólo como un disolvente.

Probablemente el anhídrido de ácido más común es el dióxido de carbono. Cuando se hace burbujear dióxido de carbono en agua se forma el ácido carbónico. Una disolución de dióxido de carbono tiene un sabor agrio que es una de las razones por la cual el agua carbonatada es una bebida refrescante.

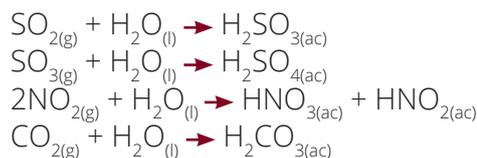
El dióxido de carbono es un componente menor de la atmósfera terrestre y un componente importante del ciclo de carbono. Como el CO_2 siempre está en la atmósfera, cuando llueve se disuelve en el agua de lluvia y forma ácido carbónico. El resultado es que la lluvia siempre es ligeramente ácida.

La acidez normal de la lluvia no causa daño al ambiente. Sin embargo, son de interés otros óxidos de no metales, que no están presentes en la atmósfera de forma natural, así como los niveles de dióxido de carbono mayores de lo normal.

La fuente principal de óxidos de azufre en la atmósfera es la combustión de la hulla que contiene azufre en las plantas industriales. Como este tipo de hulla se quema en un horno, se produce dióxido de azufre gaseoso, SO_2 , que escapa a la atmósfera, en donde puede reaccionar con más oxígeno para formar trióxido de azufre. Esta reacción se ve favorecida a las altas temperaturas de los motores de los coches y camiones, ya que las gasolinas contienen pequeñas cantidades de azufre.

A temperatura ambiente, la reacción entre el nitrógeno y el oxígeno es lenta e insignificante. A la temperatura elevada del motor de un automóvil, la reacción entre nitrógeno y oxígeno se produce con rapidez y genera grandes cantidades de óxidos de nitrógeno, conocidos como NO_x . En la **figura 4-7** se muestra la imagen de contaminación por automóviles, fuente principal de óxidos de nitrógeno en el ambiente.

Cuando los óxidos de azufre, los óxidos de nitrógeno y las altas cantidades de dióxido de carbono se disuelven en la lluvia, se producen reacciones de formación de ácidos y se forma lo que comúnmente se conoce como lluvia ácida.



La lluvia ácida se ha reducido durante la década pasada en la medida en que se han desarrollado nuevos mecanismos para controlar los óxidos de los no metales, que antes se dejaban en la atmósfera.

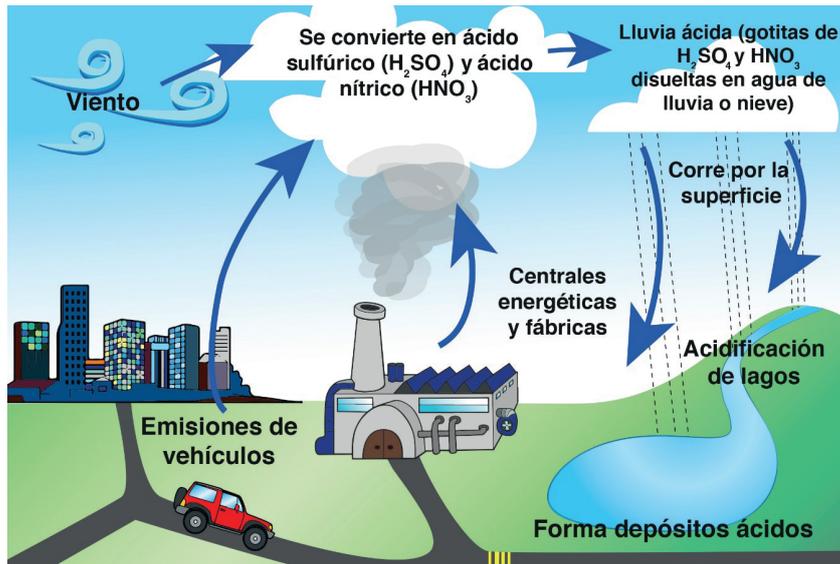


Figura 4-7. Formación de la lluvia ácida. Ilustración de Estefani Neftali Ramírez.

A diferencia de los óxidos de los no metales, los óxidos de los metales, como ya se mencionó, reaccionan con agua y producen iones hidróxido.

Algunas veces los jardineros usan cal para tratar el suelo. *Cal* es el nombre común del compuesto químico óxido de calcio, CaO. Cuando se esparce la cal en el suelo reacciona con el agua de éste para formar hidróxido de calcio.

Históricamente se usaba una reacción semejante para preparar un importante producto, el jabón. Los antiguos fabricantes de jabón hacían uso de las propiedades básicas de los óxidos metálicos. Cuando se quema la madera, durante el proceso de combustión los átomos metálicos que contiene la madera forman óxidos metálicos. Entre éstos predominan los de sodio, potasio y calcio. Estos óxidos son el componente principal de las cenizas que quedan cuando se termina el fuego.

Como vimos, el comportamiento de los ácidos en agua es el mismo, sabor agrio, mas no el grado de disociación, la conductividad de una disolución de ácido clorhídrico es mucho mayor que la de una disolución de ácido acético. Lo mismo ocurre con disoluciones de hidróxido de sodio y amoníaco.

Hay que hacer reflexionar al estudiante que, aunque no duda en usar ácido acético diluido (vinagre) para una ensalada, dudaría en usar ácido clorhídrico con algún tipo de alimento, ya que éste se usa para limpiar ladrillos. También todas las bases comparten algunas propiedades, pero difieren en otras. Por ejemplo, una disolución diluida de amoníaco se usa como limpiador, pero no dejamos que el hidróxido de sodio tenga contacto directo con la piel, ya que se usa para limpiar drenajes. Estas dos bases difieren mucho en su forma de reaccionar.



Figura 4-8. Los ladrillos se limpian con ácido clorhídrico (ácido muriático). Fuente: Wikimedia Commons, foto de W. Oelen.

Se sabe que cuando los ácidos y las bases reaccionan con agua forman iones. Mucho del comportamiento de los ácidos y las bases depende de cuántos iones se forman, en particular con agua. El grado con que los ácidos y bases producen iones depende de la naturaleza del ácido y la base.

Los ácidos y las bases se clasifican en dos categorías, lo cual depende del grado en el que forman iones. Se dice que son fuertes aquellas sustancias, como el hidróxido de sodio y el ácido clorhídrico, que se disocian o se ionizan por completo y producen el máximo número de iones cuando se disuelven en agua. Todos los demás ácidos y bases se clasifican como débiles, porque producen pocos iones cuando se disuelven en agua.

El hidróxido de sodio es una base fuerte porque cuando se disuelve en agua todas las unidades fórmula de hidróxido de sodio se disocian en iones sodio e iones hidróxido. La disociación de la base es completa. La fuerza de una base depende del porcentaje de unidades disociadas, es decir, del número de iones hidróxido que se producen. Algunas bases, como el hidróxido de magnesio, no son muy solubles en agua y no producen un gran número de iones hidróxido. Sin embargo, se consideran bases fuertes porque toda la que se logra disolver se ioniza por completo. En la **tabla 4-3** se muestran bases y ácidos fuertes.

Tabla 4-3. Ácidos y bases fuertes

Ácidos fuertes	Bases fuertes
Ácido perclórico (HClO_4)	Hidróxido de litio (LiOH)
Ácido sulfúrico (H_2SO_4)	Hidróxido de sodio (NaOH)
Ácido yodhídrico (HI)	Hidróxido de potasio (KOH)
Ácido bromhídrico (HBr)	Hidróxido de calcio ($\text{Ca}(\text{OH})_2$)
Ácido clorhídrico (HCl)	Hidróxido de estroncio ($\text{Sr}(\text{OH})_2$)
Ácido nítrico (HNO_3)	Hidróxido de bario ($\text{Ba}(\text{OH})_2$)
	Hidróxido de magnesio ($\text{Mg}(\text{OH})_2$)

El ácido clorhídrico es un ácido fuerte porque en disolución no existen moléculas de HCl , ya que el 100% de las moléculas se encuentran ionizadas. En la tabla anterior se muestran ejemplos de ácidos fuertes. Cuando se disuelven en agua, todos se disocian en un 100% y forman iones.

La categoría de ácidos y bases débiles contiene a aquellos con un amplio intervalo de fuerzas. Es la categoría a la cual pertenecen la mayoría de los ácidos y de las bases. En lugar de estar ionizados parcialmente, los ácidos y las bases débiles sólo están parcialmente ionizados.

El ácido acético es un buen ejemplo de un ácido débil. Una disolución de ácido acético similar a la del vinagre (1.0 M) se ioniza menos del 0.5% de las moléculas del ácido, mientras que el 99.5% de las moléculas del ácido acético permanecen

como moléculas. Otra forma de apreciar este proceso es imaginar 1 000 moléculas de ácido acético en una disolución acuosa. En promedio, sólo 5 de las 1 000 moléculas se ionizan; la concentración del ion H^+ producida es mucho menor que la de las moléculas de ácido acético.

El amoniaco es una base débil porque la mayoría de las moléculas no reaccionan con agua para formar iones. La concentración de iones hidróxido en una disolución de amoniaco es mucho menor que de moléculas de amoniaco.

A pesar de que la mayoría de los ácidos y las bases se clasifican como débiles son compuestos muy importantes. La mayor parte de la química ácido-base en los sistemas vivos sucede por las interacciones entre ácidos y bases débiles. Por ejemplo, los aminoácidos, las moléculas pequeñas que sirven como bloques de construcción de las proteínas, tienen propiedades tanto de ácidos débiles como de bases débiles. La parte amino de la molécula actúa como una base cuando tiene contacto con un ácido fuerte y la parte ácida de la molécula actúa como un ácido débil cuando se expone frente a una base. Las vueltas del ADN para formar la doble hélice también se deben a las interacciones entre los ácidos y las bases débiles. Por lo que débil no significa sin importancia.

A pesar de que los términos *fuerte* y *débil* se usan para comparar las fuerzas de los ácidos y de las bases, los términos diluido y concentrado se usan para describir la concentración de las disoluciones. La combinación de fuerza y concentración determina, finalmente, el comportamiento de la disolución. Por ejemplo, es posible tener una disolución concentrada de un ácido débil o de una base débil. De forma semejante, se puede tener una disolución concentrada de un ácido fuerte o de una base fuerte, así como una disolución diluida de un ácido fuerte o de una base fuerte.

El intervalo de concentraciones posibles de iones hidrógeno y de iones hidróxido abarca desde 10^{-14} (moles/L) hasta 1 (mol/L). Este enorme intervalo de concentraciones presenta un problema cuando se comparan diferentes ácidos y bases. Para hacer más sencillo el trabajo con este intervalo, el bioquímico danés S. P. L. Sorensen desarrolló en 1909 la escala de pH mientras trabajaba en la fabricación de cerveza. El pH es una abreviatura en francés, de *pouvoir d'hydrogene* o bien, en español, "potencia de hidrógeno".

Sorensen definió el pH como:

$$pH = -\log[H]$$

Aunque el uso de esta ecuación rebasa los fines de este curso, es importante hacer notar algunos hechos importantes que hay en ella. El pH es una escala matemática logarítmica en la que la concentración de iones H^+ de una disolución se expresa como un número que va desde 0 hasta 14. El signo negativo se usa para hacer positivo el valor negativo que se obtiene del logaritmo de números menores de 1, ya que las concentraciones van de 10^{-14} a 1. Pero la escala queda al revés de lo que esperaríamos, las soluciones con mayor concentración de iones H^+ tienen valores menores de pH, como puede verse en la **figura 4-9**. Otro aspecto importante es que por ser logarítmica la diferencia de concentración en iones

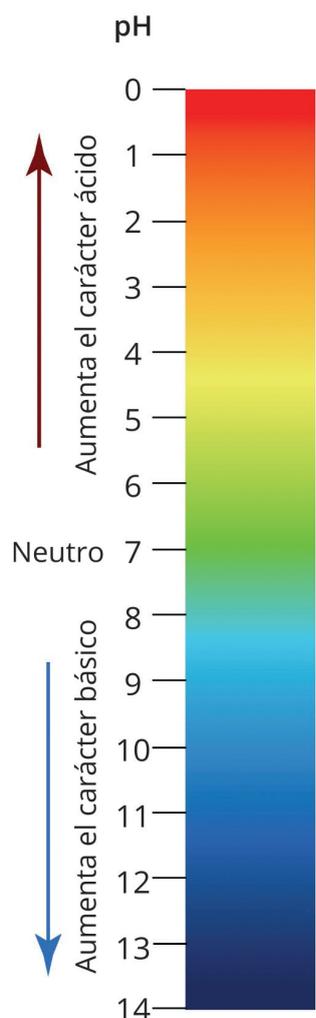


Figura 4-9. Relación entre la escala de pH y la concentración de iones H^+ . Ilustración de Estefani Neftali Hernández.

H^+ entre un valor y otro no es de una unidad sino de 10. Así es que las soluciones de $pH = 1$ tienen una concentración de 10 veces mayor que una de $pH = 2$. Aunque, como puede verse, la escala de pH tiene sus puntos finos, la gran ventaja es que es mucho más sencillo trabajar con escalas desde 0 hasta 14 que con un intervalo desde 1 hasta 10^{-14} . Sin duda la escala de pH es una forma conveniente para describir la concentración de iones H^+ en las disoluciones.

Como se puede ver en la **figura 4-9**, la escala del pH se divide en tres regiones. Si una disolución tiene exactamente un pH de 7, se dice que la disolución es neutra. No es ácida ni básica. Un pH menor a 7 es ácido y un pH mayor a 7 es básico. A medida que el pH disminuye de 7, la disolución aumenta su acidez. Conforme el pH aumenta de 7, la disolución se vuelve más básica.

Hasta el momento ya se puede concluir que a medida que baja el pH, la concentración de los iones hidrógeno, H^+ , aumenta y la concentración de iones hidróxido disminuye. Cada unidad que disminuye el pH significa un factor de incremento de 10 en la concentración de los iones hidrógeno. Por ejemplo, una disolución con un pH de 4 y una disolución de pH de 3 son ácidas porque su pH es menor que 7. La disolución de pH de 3 tiene 10 veces la concentración de H_3O^+ de la disolución de pH de 4. Pequeños cambios en el pH pueden significar grandes cambios

en la concentración de iones hidrógeno.

De forma semejante, cuando el pH aumenta por encima de 7, la concentración de iones hidróxido también se incrementa a la vez que la concentración de iones hidrógeno disminuye. Por ejemplo, imagina que se tiene una disolución con pH 10 y otra con pH 11. La disolución con pH 11 tiene 10 veces más iones hidróxido que la otra. La disolución de pH 11 tiene la décima parte de la concentración de iones hidrógeno que la disolución que tiene pH 10.

En una disolución neutra la concentración de iones hidróxido y la de iones hidrógeno es igual.

Decisiones para una dieta correcta

En la **figura 4-11** se muestran los valores de pH de algunos alimentos comunes.

Si se compara el pH del vinagre con el de la leche, según la marca y el tipo de vinagre, éste tiene un pH de entre 2.4 y 3.4, es ácido. La leche con un pH de 6.4,



Figura 4-10. Diferentes métodos para medir el pH de una solución. Fuente: Wikimedia Commons.

también es ácida, pero la diferencia entre ellos es de 3 unidades de pH. Se puede pensar que 3 unidades no es mucho, pero hay que recordar que cada unidad de pH representa una potencia de 10. La concentración de iones hidrógeno del vinagre es 10^3 , o sea 1 000 veces la concentración de iones hidrógeno de la leche.

De aquí que se debe tomar en consideración qué alimentos son los indicados para tener una digestión y salud sana. Al mirar la figura anterior podemos ver que las bebidas y los alimentos que producen agruras tienen pH bajos.

La química ácido-base de los trastornos estomacales es un gran negocio. Aunque los estudiantes, por ser muy jóvenes, no utilicen antiácidos comerciales, mucha gente los consume. Los términos *irritación ácida* o *estómago ácido* son un poco exagerados; para estar saludable necesitas un estómago ácido, el pH del ácido gástrico, debido principalmente al ácido clorhídrico, es de alrededor de 2.5.

La combinación del ambiente ácido del estómago y las enzimas funcionan para transformar las moléculas complejas que se convierten en moléculas más pequeñas que pueden ser transportadas a través de la sangre y llegan a cada célula del cuerpo humano. Estas moléculas más pequeñas son la fuente de energía y el material estructural para las células.

pH	Alimento	pH	Alimento	pH	Alimento
2.00-2.80	Limón	4.40-4.90	Pimiento	5.80	Ajo
2.40-3.40	Vinagre	4.50-5.20	Plátanos	5.90	Frijoles refritos
3.00-3.75	Toronja	5.00-6.20	Pan blanco	5.90-7.30	Elote
3.00-3.90	Fresas	5.12-5.78	Pepino	6.00	Zanahorias
3.33-4.00	Manzana	5.50-6.80	Espinacas	6.08-6.5	Pasta
3.69-4.34	Naranjas	5.69-6.10	Calabacitas	6.40-6.80	Leche
3.70-4.20	Miel	5.70-6.00	Apio	6.58	Huevo
4.30-4.90	Jitomates	5.80-6.15	Lechuga	7.20	Té

Figura 4-11. Valores de pH para diversos alimentos.

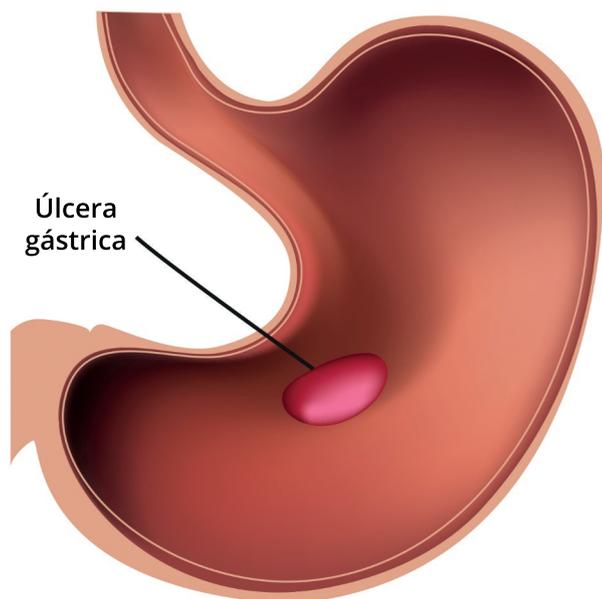


Figura 4-12.
Úlcera gástrica.
Ilustración de Estefani
Neftali Hernández.

El estómago está formado por proteínas que no son muy distintas de las proteínas de una hamburguesa. Las paredes internas del estómago están cubiertas con una membrana mucosa basal que lo protege de la fuerza del ácido y de las enzimas. Si el contenido del estómago es muy ácido, esta membrana se destruye debido a reacciones de neutralización ácido-base. En el punto donde la barrera es neutralizada, los jugos gástricos pueden comenzar a digerir las proteínas que forman la pared del estómago lo cual ocasiona las molestias de la indigestión ácida y puede provocar problemas más serios. A esto se le conoce como úlcera gástrica.

En la mayoría de las personas, esta destrucción de la membrana mucosa se repara por sí misma en un lapso breve y no se daña el estómago a largo plazo. Sin embargo, en algunos casos el daño puede ser permanente y, si no se trata, se puede formar una úlcera. El proceso de corrección se puede acelerar mediante el empleo de un antiácido.

Aunque se puede disponer de una gran cantidad de antiácidos que se compran sin receta y otros que sólo se venden por prescripción médica, todos ellos comparten una química ácido-base en común. La siguiente tabla muestra una lista de las bases que más se utilizan en los antiácidos. Los compuestos se pueden dividir en dos categorías: las bases que contienen hidróxido y las bases que contienen carbonato.

Aunque se puede disponer de una gran cantidad de antiácidos que se compran sin receta y otros que sólo se venden por prescripción médica, todos ellos comparten una química ácido-base en común. La siguiente tabla muestra una lista de las bases que más se utilizan en los antiácidos. Los compuestos se pueden dividir en dos categorías: las bases que contienen hidróxido y las bases que contienen carbonato.

Tabla 4-4. Antiácidos comunes derivados de hidróxidos insolubles y carbonatos

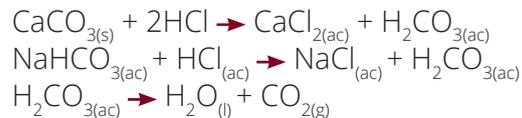
Hidróxidos insolubles	Carbonatos
Hidróxido de aluminio, $\text{Al}(\text{OH})_3$	Carbonato de calcio, CaCO_3
Hidróxido de magnesio, $\text{Mg}(\text{OH})_2$	Carbonato de magnesio, MgCO_3
	Bicarbonato de sodio, NaHCO_3
	Bicarbonato de potasio, KHCO_3

Si se examina la lista de ingredientes de un antiácido, probablemente se reconocerá como una base a cualquiera de los compuestos que contienen hidróxido. Los hidróxidos que se utilizan en los antiácidos son poco solubles en agua. Como el pH de la saliva es neutro o ligeramente básico, estos hidróxidos insolubles no se disuelven, y reaccionan luego de pasar por la boca y el esófago hasta llegar al medio ácido del estómago.

La leche de magnesia –una suspensión acuosa de hidróxido de magnesio– es un buen ejemplo de este tipo de antiácido. Si alguna vez has probado la le-

che de magnesia sin sabor, habrás notado que tiene sabor amargo, lo cual es común de una base.

Debido al análisis acerca de la regulación del pH estomacal y de la lluvia ácida, ya se está familiarizado con la capacidad que tienen los carbonatos y bicarbonatos para neutralizar los ácidos. Los antiácidos con carbonatos y bicarbonato reaccionan con HCl y forman ácido carbónico, el cual se descompone en gas dióxido de carbono y agua.



Muchos carbonatos y bicarbonatos son insolubles en agua y tienen gran poder neutralizante. Son los componentes principales de muchas tabletas antiácidas que se venden sin receta.

Al igual que con cualquier medicamento que se consigue sin receta médica, se debe indicar a los alumnos que los antiácidos están diseñados para usarse ocasionalmente. Si una persona los usa con frecuencia por ataques de gastritis, posiblemente tiene un problema de salud más serio y debe consultar al médico.

Importancia de las reacciones de óxido y de reducción

¿Recuerdas la última vez que mordiste una manzana fresca y jugosa? Después de quitarle la piel, cada mordida a la fruta resultó mejor que la siguiente. Pero qué sucede si dejas la manzana durante unos minutos y luego regresas a terminarla. ¿Todavía se vería apetitosa? Los puntos de manchas cafés que aparecen en la fruta la hacen menos apetecible.

Nos podemos preguntar ¿qué causa el color café que aparece en las frutas y en algunas verduras después de pelarlas o cortarlas? ¿Por qué no cambia el color de la fruta que no se ha cortado? Hay que recordar que el cambio de color es una de las señales de que ha ocurrido una reacción química. Las manzanas, al igual que todos los tejidos vegetales y animales, contienen grandes cantidades de moléculas que pueden experimentar muchas reacciones diferentes que se llevan a cabo en los organismos vivos. Entonces, ¿qué clase de reacción ocurre en una manzana que ha sido mordida? Una clave importante para resolver este rompecabezas es la observación de que la fruta se vuelve café sólo cuando se le ha quitado la piel y que si se cubre con un plástico no se vuelve café o lo hace mucho menos y más lentamente. La reacción que causa el color café se debe a las moléculas que quedan expuestas en la manzana con el oxígeno del aire. Muchas de las reacciones de los procesos comunes también son causadas por el oxígeno. Después de introducirnos a estas reacciones, el estudiante podrá explicar no sólo por qué las manzanas se ponen de color café, sino también por qué los clavos se enmohecen, incluso por qué brillan las luciérnagas.



Figura 4-13.
Metal oxidado. Fuente:
Wikimedia Commons.

Características y representaciones de las reacciones redox

El oxígeno produce muchas reacciones cuando se encuentra frente a otras sustancias. Una de estas reacciones es la responsable del oscurecimiento de las frutas. Otra forma es la causa de la herrumbre que deteriora las partes metálicas de las bicicletas y los automóviles. Probablemente un alumno podrá adivinar cómo se le dio el nombre a esta reacción, ya que el oxígeno es uno de los reactivos, aunque no todas las reacciones de oxidación se deben al oxígeno. Las reacciones de oxidación nunca ocurren solas, siempre van acompañadas de su opuesto: las reacciones de reducción. Veamos cuáles son las características de estas reacciones y por qué siempre ocurren juntas.

El oxígeno es el elemento más abundante de la corteza terrestre. Es muy reactivo y se puede combinar con casi todos los demás elementos. Un elemento que se une con el oxígeno para formar un nuevo compuesto, al que llamamos óxido, por lo general pierde electrones porque el oxígeno atrae más fuertemente a los electrones. Debido a esta fuerte atracción, el oxígeno puede aceptar electrones de otros átomos. Las reacciones en las que los elementos se combinan con el oxígeno para formar óxidos fueron las primeras que estudiaron los químicos de la antigüedad, las agruparon y las llamaron *reacciones de oxidación*. Más tarde, observaron que algunos otros elementos no metálicos se podían combinar con algunas sustancias de la misma forma que el oxígeno, y que esas reacciones eran semejantes a las reacciones de oxidación. Los químicos modernos usan el término *oxidación* para referirse a cualquier reacción química en la que un elemento o un compuesto cede electrones a otro.

Una reacción de oxidación muy común es la que sucede cuando el hierro metálico cede electrones al oxígeno. Cada año, la corrosión de los metales, en particular el hierro del acero tiene un costo de miles de millones de pesos, por el lento deterioro de automóviles, barcos, puentes y otras estructuras. Cuando el hierro

se corroe, el hierro metálico reacciona con el oxígeno para formar óxido de hierro (III), es decir, herrumbre. La corrosión del hierro se puede evitar cubriendo la superficie externa del acero con pintura o con otro recubrimiento, como plástico. Si la capa protectora se daña o se rompe, inmediatamente se forma herrumbre. También se puede proteger el acero de la oxidación si se recubre con un metal más activo, como el zinc. El zinc cede electrones al oxígeno con mayor rapidez que el hierro, por lo cual se oxida y se forma una dura capa protectora de óxido de zinc. La cubierta de zinc y óxido de zinc impide la formación de herrumbre y evita que el oxígeno entre en contacto con el hierro. El acero que se recubre con zinc se llama acero galvanizado.

¿Qué le sucede al zinc en el acero galvanizado? Pues reacciona con el oxígeno para formar óxido de zinc, según la reacción siguiente:



La formación de óxido de zinc cae en una amplia clase de reacciones que se caracterizan por la transferencia de electrones desde un átomo o ion hacia otro. Este tipo de reacción se llama **reacción de oxidación-reducción**, comúnmente conocida como reacciones **redox**. Muchas reacciones químicas importantes son reacciones redox. La formación de herrumbre es un ejemplo, la combustión es otro. En cada reacción redox, un elemento pierde electrones y otro elemento los gana.

Número de oxidación

Es importante explicar cómo pierden o ganan electrones los átomos o iones en una reacción redox. Para esto se analizará la reacción entre el zinc y el oxígeno con más cuidado; se puede ver qué átomos ganan electrones y cuáles lo pierden. También se puede determinar dónde quedan los electrones durante una reacción redox al comparar el **número de oxidación** de cada tipo de átomo o ion antes y después de que se efectúe la reacción.

Para calcular el número de oxidación de los átomos en esta reacción se siguen las siguientes reglas:

1. El número de oxidación de un ion es igual a su carga.
2. Todos los elementos, cuando están en su forma libre, presentan carga de cero y se les asigna un número de oxidación cero.
3. En el compuesto iónico que se forma, cada ion óxido tiene carga 2- y un número de oxidación de 2-. Como el compuesto debe ser neutro, la carga positiva total debe ser 2+; por lo tanto, en el ejemplo de la reacción con el zinc, cada ion zinc debe tener una carga y un número de oxidación de 2+.



Figura 4-14.
Cubeta galvanizada.

Entonces hay que enfatizar al estudiante que cuando una reacción en la que un elemento pierde electrones se llama reacción de oxidación. El elemento que pierde electrones se queda con mayor carga positiva, es decir, su número de oxidación aumenta. Se dice que el elemento se oxidó durante la reacción. El zinc se oxida durante la formación del óxido de zinc porque cada átomo de zinc metálico pierde dos electrones. La reacción de oxidación se puede escribir sola para mostrar cómo cambia el zinc durante la reacción redox. Esto es lo que le sucede a cada átomo de zinc.



Los electrones que perdió el zinc no se quedan aislados, se transfieren a otro átomo o ion, en este caso al oxígeno. Ésta es la razón por la que las reacciones de oxidación no ocurren solas. Siempre van apareadas con las de reducción. Una reacción de reducción es aquella en la que un elemento gana uno o más electrones. Se dice que el elemento que gana los electrones, y adquiere mayor carga negativa durante la reacción, se reduce; es decir, su número de oxidación disminuye, o se reduce. Como las reacciones de oxidación y de reducción ocurren juntas, a cada una de ellas se les llama semirreacción.

En cada reacción redox, por lo menos un elemento se reduce mientras otro se oxida. De la misma forma que un buen pase de fútbol americano requiere que un jugador lance la pelota y otro la reciba, una reacción redox debe tener un elemento que ceda electrones y otro que los acepte. La estructura electrónica de ambos reactivos cambia durante una reacción redox. Lo mismo que la reacción de oxidación, se puede escribir sola la reacción de reducción.



La ecuación de la semirreacción de reducción muestra un átomo de oxígeno reaccionando. Sin embargo, el oxígeno no se encuentra en la naturaleza como átomos sencillos; dos átomos se combinan para formar una molécula diatómica de O_2 . La ecuación de reducción debe multiplicarse por 2 para reflejarlo. Así, la ecuación balanceada de la reacción de reducción se escribe como sigue:



Dado que la molécula de oxígeno gana cuatro electrones, deben tomar parte dos átomos de zinc para producir esos cuatro electrones. Por lo tanto, la ecuación balanceada para la reacción de oxidación se debe escribir como sigue:



Ahora se puede escribir la ecuación total balanceada de la reacción como se muestra a continuación. Esta ecuación es la misma que la ecuación de la formación del óxido de zinc que se vio al principio del estudio de las reacciones redox.



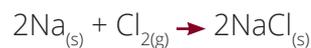
Figura 4-15. Horno de fundición de hierro. Fuente: Wikimedia Commons.

La reacción neta de oxidación-reducción es la suma de una semirreacción de oxidación y una semirreacción de reducción.



Si un elemento gana electrones, ¿por qué se dice que es una reacción de reducción? Una razón histórica antigua del uso del término reducción es que el nombre se dio, por primera vez, a los procesos de los hornos en donde se aíslan los metales de sus minerales a elevada temperatura, **figura 4-15**. Durante estos procesos se elimina oxígeno de los minerales, en los que está combinado con el metal, por lo que el mineral se reduce hasta el metal libre. Existe una reducción en la cantidad del material sólido y una disminución del volumen bastante grande.

La oxidación del zinc es una reacción redox en la que el oxígeno es un reactivo. Se ha aprendido que otros elementos diferentes al oxígeno pueden aceptar electrones y reducirse durante las reacciones redox. Un ejemplo es la reacción explosiva entre el sodio y el cloro para formar cloruro de sodio (sal de mesa).



¿Se transfieren electrones durante esta reacción? Sí, porque cada átomo de sodio pierde un electrón para convertirse en un ion sodio con carga de 1+. El número de oxidación del sodio aumenta desde cero hasta 1+. Cada átomo de cloro gana un electrón para formar un ion cloruro. El número de oxidación del cloro disminuye de cero hasta 1-. Por lo tanto, éste es otro ejemplo de una reacción redox.

Otra reacción redox en la que no participa el oxígeno es la que se lleva a cabo cuando se coloca un trozo de zinc metálico en una disolución de sulfato de cobre (II). Se puede seguir con facilidad el desarrollo de esta reacción porque se produce un cambio fácilmente observable.



¿Cuál es la función de los iones cobre en la reacción redox? Cada ion cobre se reduce a cobre metálico, sin carga, cuando acepta electrones del zinc metálico. Como el ion cobre es el agente que oxida al zinc metálico hasta ion zinc, el Cu^{2+} se llama agente **oxidante**. Un agente oxidante es la sustancia que gana electrones en una reacción redox; es decir, es el material que se reduce. Debido a que siempre van juntas la oxidación y la reducción, debe estar presente un agente **reductor**. Un agente reductor es la sustancia que pierde electrones en una reacción redox; es decir, es el material que se oxida.

Por ahora dejemos un momento los conceptos teóricos para aplicar lo aprendido. Las reacciones redox naturales nos rodean todos los días. Esto se debe, en parte, a la abundancia de oxígeno, que actúa como agente oxidante y se reduce en algunas reacciones redox. Otros agentes oxidantes llevan a cabo diferentes reacciones redox, en particular en ambientes en donde no se encuentra mucho oxígeno gaseoso. Cerca del cráter de los volcanes, donde se expulsan compuestos de azufre desde el fondo de la tierra, se encuentran grandes depósitos de azufre sólido, amarillo. El azufre actúa de ambas formas: como agente oxidante y como agente reductor en la reacción que forma los depósitos de azufre. Como un ejercicio en clase el profesor puede pedir a sus alumnos que digan cuál es la función de cada compuesto de azufre en la siguiente reacción:



Hay que hacer notar que en una reacción se puede oxidar o reducir más de un elemento. Tanto el azufre del sulfuro de hidrógeno como el oxígeno del dióxido de azufre se oxidan. El azufre del dióxido de azufre y el hidrógeno del sulfuro de hidrógeno se reducen. Cada reactivo actúa como agente reductor y como agente oxidante.

La comprensión de las reacciones redox en la naturaleza, como la que se lleva a cabo en los volcanes de azufre, ha permitido a los químicos desarrollar muchos procesos que utilizan las reacciones de oxidación y de reducción. Sin ellas, no existirían las fotografías ni el acero y sería mucho más difícil eliminar las manchas de la ropa.

Leonardo da Vinci describió una cámara muy primitiva antes de 1519, en la cual alguien tenía que trazar las imágenes enfocadas por una placa de vidrio, que estaba dentro de una caja. Sin embargo, fue hasta 1839 cuando el inventor francés L. J. M. Daguerre logró fijar las imágenes de una cámara en una placa de cobre plateada y hacer las primeras fotografías. En su honor, estas primeras fotografías se llamaron daguerrotipos.

Los rollos fotográficos que se desarrollaron posteriormente se hacen con un soporte de plástico cubierto con una capa de gelatina que tiene embebidos millones de granos de bromuro de plata. Cuando la luz choca contra un grano, los

iones plata y bromuro se convierten en sus formas elementales por medio de una reacción redox. La ecuación química de esta reacción es la siguiente:



La reacción empieza cuando se abre el obturador de una cámara. La luz de la escena que se va a fotografiar pasa a través de la lente de la cámara y del obturador y choca con el bromuro de plata que hay en el rollo, que es sensible a la luz. La energía luminosa hace que algunos iones bromuro cedan electrones, oxidándose hasta bromo elemental. Los electrones se transfieren a los iones plata, reduciéndolos hasta átomos de plata metálica. Ahora estos granos están activados. Los reveladores químicos continúan la reacción redox haciendo que los granos activados se conviertan en plata metálica. En las zonas en las que es más brillante la luz se activan más granos y después del revelado se convierten en zonas oscuras. No se forman átomos de plata en las zonas del rollo en las que no llegó la luz, por lo que esas zonas permanecen transparentes. Después se revela el rollo expuesto para obtener un negativo, y durante este proceso se eliminan, por lavado, el bromuro de plata, AgBr , y el Br_2 remanentes.

El hierro pocas veces se encuentra en su forma elemental, como se necesita para la fabricación del acero. Para obtener el hierro metálico se debe separar y purificar el mineral del hierro, por lo general, la hematita, Fe_2O_3 . Este proceso se

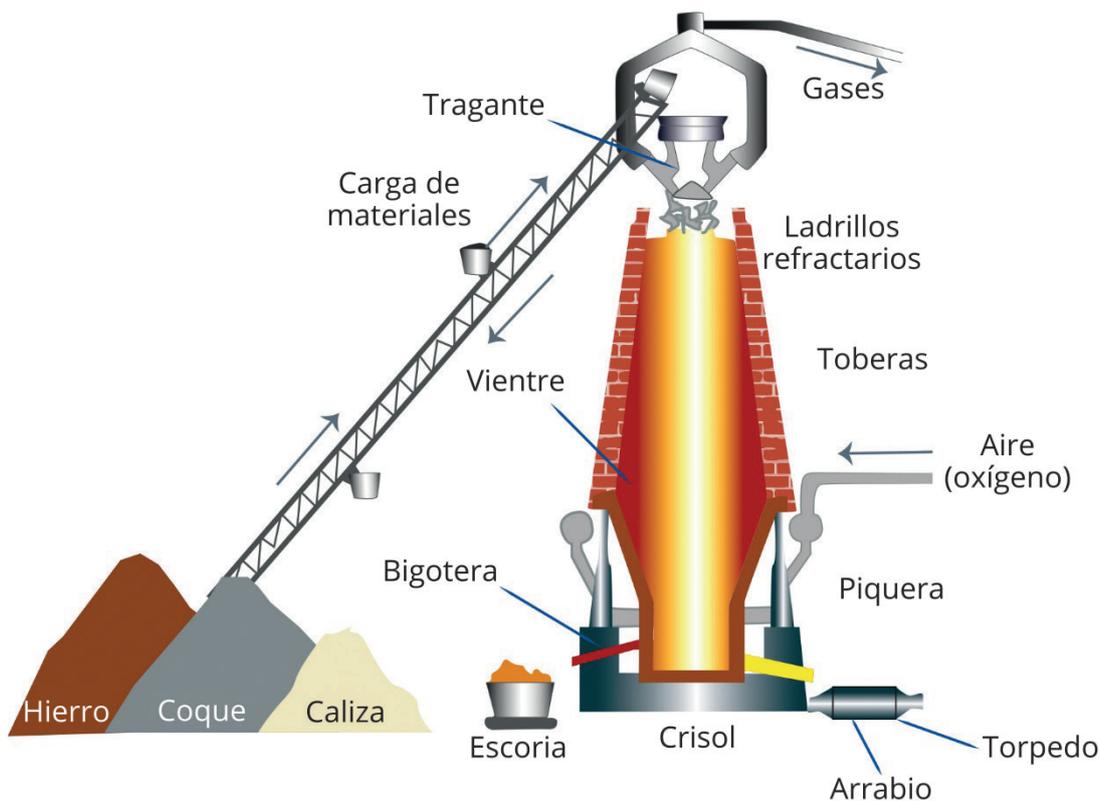
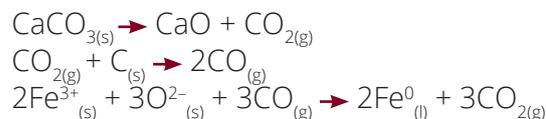


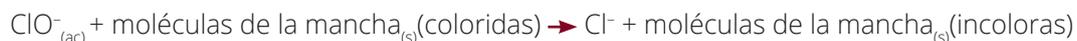
Figura 4-16. Alto horno para la obtención de hierro. Ilustración de Estefani Neftali Hernández.

lleva a cabo en un alto horno por medio de una serie de reacciones redox. La reacción principal, en la que se reduce el mineral de hierro hasta el hierro metálico, usa monóxido de carbono gaseoso como agente reductor.

Primero, el aire caliente en un alto horno hace que se queme el coque, una forma de carbono, para producir CO_2 y calor. La piedra caliza, CaCO_3 , que se mezcla con el mineral de hierro en el horno, se descompone para formar cal (CaO) y más dióxido de carbono. Después, el dióxido de carbono oxida al coque, mediante una reacción redox, para formar monóxido de carbono, que se usa para reducir el mineral de hierro hasta hierro metálico. Las reacciones del proceso se describen a continuación:



Otra tecnología en la que podemos encontrar reacciones óxido-reducción es en los blanqueadores. Se pueden usar blanqueadores para eliminar las manchas de la ropa. ¿A dónde se van las manchas? Realmente el blanqueador no elimina los productos químicos que causan las manchas en las telas: reacciona con ellas para formar compuestos incoloros. En los blanqueadores con cloro, un compuesto iónico de cloro, del blanqueador, reacciona con el compuesto responsable de la mancha. Este compuesto iónico es hipoclorito de sodio (NaClO). El ion hipoclorito oxida las moléculas que causan las manchas oscuras.



Se debe tener cuidado con los blanqueadores que contienen hipoclorito (ClO^-) porque éste es un agente oxidante muy fuerte que puede estropear las telas. Generalmente, estos blanqueadores tienen una etiqueta con indicaciones para que el usuario haga primero una prueba con una pequeña parte de la tela antes de usar el producto. Además de actuar como agente blanqueador, los iones hipoclorito también se usan como desinfectantes.

Los alcoholes orgánicos reaccionan con los iones dicromato, de color anaranjado, para producir iones de cromo (III), de color azul-verde. Esta reacción se usaba en el analizador del aliento (alcoholímetro) para detectar la presencia de alcohol en el aliento de una persona.

Algunas reacciones redox pueden liberar energía luminosa a temperatura ambiente. La producción de luz en frío mediante una reacción química se llama quimioluminiscencia. La luz de las reacciones quimioluminiscentes se puede usar para linternas de emergencia que funcionan sin una fuente externa. Algunas reacciones redox quimioluminiscentes ocurren de manera natural en la atmósfera, como resultado de los rayos del Sol. Otras reacciones quimioluminiscentes se deben al luminol, compuesto orgánico que emite una luz fría cuando se oxida. Los químicos forenses usan las reacciones del luminol para analizar las evidencias en las investigaciones criminalísticas. Rocían luminol sobre algún lugar donde se sos-

pecha la presencia de sangre. Si la hay, los iones hierro (II) sanguíneos oxidan al luminol para formar un compuesto quimioluminiscente que resplandece en la oscuridad. El luminol reduce al hierro.

Durante su hibernación, ¿cómo pueden los osos mantener el calor suficiente para no congelarse? ¿Cómo obtienen energía los corredores del maratón para terminar una carrera sin detenerse a comer? En ambos casos se oxidan las grasas almacenadas en el organismo. Las moléculas de oxígeno del aire se reducen cuando ganan electrones para formar agua. En una serie de reacciones redox, llamadas respiración, se libera energía. En los organismos vivos se llevan a cabo muchas reacciones redox. Durante la fotosíntesis se transfieren electrones entre las moléculas por reacciones redox.

Algunos organismos pueden usar la energía liberada durante las reacciones redox para convertir la energía química en energía luminosa, mediante un proceso llamado bioluminiscencia. Probablemente los alumnos estarán familiarizados con las luces que producen las luciérnagas durante su vuelo nupcial, pero ¿sabrán que muchos organismos diferentes, como algunos peces, por lo menos un tipo de hongos y una oruga, conocida como gusano de luz, también son bioluminiscentes?



Figura 4-17. Imagen de una luciérnaga. Fuente: Wikimedia Commons.

Proyectos: ahora tú explora, experimenta y actúa

1. La producción de ácido sulfúrico es un tema que tiene muchos puntos interesantes sobre los que se puede solicitar al estudiante un trabajo de investigación. Algunas preguntas relevantes para guiar el trabajo son: ¿cuál es el proceso de fabricación del ácido sulfúrico? ¿Por qué se hace burbujear el trióxido de azufre en una disolución de ácido sulfúrico en lugar de hacerlo directamente en agua para producir ácido sulfúrico? ¿Por qué se utiliza la cantidad de ácido sulfúrico que se produce en un país como un indicador económico?
2. Dado que los óxidos de los no metales al reaccionar con el agua producen lluvia ácida, se puede solicitar a los estudiantes que investiguen sobre la contaminación producida por la lluvia ácida y los daños que ocasiona.
3. Es conveniente que después de introducir la escala de pH a los alumnos se deje un trabajo que hable del pH en los cosméticos, como los champús y productos para la piel. El alumno deberá investigar cómo está conformada la capa externa del cabello, es decir, la cutícula, y cómo ayuda o cómo afecta el pH del champú al cabello. De igual manera la capa de la piel tiene una estructura de queratina, la proteína natural del cabello, que hará que un producto para la piel tenga un pH alto o un pH bajo. Es bueno que se infiera por qué si se vive en un lugar donde el agua tiene altos contenidos de sales (agua dura), se lave el cabello con jugo de limón para que no se vea opaco o por qué una persona con acné usa productos con pH neutro o ligeramente ácido.
4. Aunque en la actualidad las fotografías se hacen de manera digital, una actividad de investigación interesante es pedir a los estudiantes que investiguen sobre el proceso de revelado y de impresión.
5. Otra actividad recomendada es la de investigar la reacción que ocurre en los propulsores sólidos para los cohetes y que identifiquen las especies que se oxidan y se reducen.
6. ¿De qué manera se puede evitar la corrosión?
7. ¿Cuál es el impacto de los combustibles y las posibles alternativas de solución?



5 | Química y tecnología

Con la intención de que los estudiantes puedan realizar un proyecto, en este bloque presentamos algunos temas que el profesor puede usar de base para que realicen alguna actividad. Los temas presentados incluyen cuestiones que ayudarán a despertar la curiosidad y el escepticismo informado de los alumnos. En ellos se tratan asuntos históricos, se muestra lo complejo de algunas tecnologías que usamos en nuestra vida diaria, la importancia de cuidar el medio ambiente e incluso la posibilidad de que algunos materiales que no existen en la actualidad sean en un futuro una realidad. Se hace evidente la importancia de la imaginación en el trabajo científico. Al final se plantean algunos otros temas que los alumnos podrían desarrollar.

Con excepción de un artículo, el material está basado en artículos publicados en revistas de divulgación científica o educación. Los artículos escritos originalmente en inglés fueron traducidos, pero no se citan de manera textual, y en todos los casos se comentan. La intención de hacerlo así es enseñar al alumno que cuando se le pide un trabajo no se trata simplemente de buscar la información en internet, o en alguna revista de divulgación científica para posteriormente copiar y pegar lo que se encontró, sin entenderlo.

“¿Qué tan peligrosos son realmente algunos compuestos químicos?” Compuestos bajo sospecha¹

¹ Sanderson y Davis (2014).

El artículo de K. Sanderson y E. Davis nos hace ver que nuestra comida, ropa, muebles y en realidad todo lo que nos rodea contiene productos químicos industriales. De hecho, los medios suelen presentar los productos químicos como algo terrible y que sólo daña nuestra salud y el medio ambiente, provocando una fobia hacia la química (quimifobia), pero ¿es esto una realidad?, ¿qué tan peligrosos son? El artículo analiza algunos compuestos sobre los que hay disputa entre lo que dicen los medios de comunicación y los expertos y cuál es su situación actual.

Inicialmente los autores nos hacen notar que “si comemos una fruta, pensamos que estamos ingiriendo lo más sano y natural que pueda haber. Sin embargo, pruebas científicas cuidadosas demuestran que esta fruta contiene un coctel de productos químicos adicionales, algunos de los cuales son bienvenidos, pero otros no lo son. Una manzana contiene residuos de insecticidas, fungicidas y her-

bicidas, y esto sucede en realidad con prácticamente toda la comida que se ha examinado. No es sólo a través de los alimentos que estos productos entran a nuestro organismo, estamos en contacto con ellos también por la piel, por el agua que tomamos y el aire que respiramos”. En general, la cantidad (dosis) de estos compuestos con la que estamos en contacto no es dañina, de acuerdo con las regulaciones existentes –recuerda que la dosis hace el veneno–. Se ha visto que algunos de estos compuestos no tienen un efecto dañino en los seres humanos y otros, como habíamos comentado, su seguridad está en disputa entre lo que dicen los medios de comunicación y los expertos.

Antimicrobianos

En la sociedad moderna solemos utilizar sustancias para evitar el mal olor del sudor, la boca o el producido por los hongos en los pies. Los autores discuten una sustancia sobre la que hay sospecha que sea dañina: el triclosán –cuya imagen se muestra en la **figura 5-1**–, el cual se adiciona a jabones, pastas de dientes y cosméticos. Nos dicen que “en 1998 un reporte sugirió que el triclosán podía estar contribuyendo a la resistencia que hemos desarrollado a los antibióticos”. Posteriormente, en el 2007, estudios en ratas sugirieron que el triclosán podría estar dañando el funcionamiento de la tiroides. A partir de ese momento la Agencia de Protección del Ambiente (EPA, por sus siglas en inglés) de Estados Unidos ha mantenido mucha atención sobre los posibles efectos de esta sustancia. Algunas compañías han dejado de utilizarlo en sus productos; sin embargo, en Europa el Comité Científico Europeo para la Protección del Consumidor considera que el uso del triclosán es seguro, aunque acepta que se requiere de más estudios.

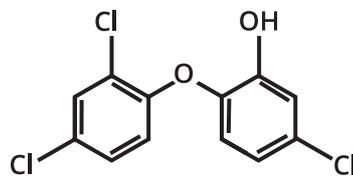


Figura 5-1.
Estructura del triclosán.

Dictamen. El dictamen al que llegan los autores es que no existe una evidencia directa de que el triclosán perjudique la salud humana, pero su uso está bajo escrutinio.

Resistencia a las manchas

Los siguientes compuestos que analizan los autores son los compuestos químicos perfluorados, CPF, cuya estructura se muestra en la **figura 5-2**. Los CPF son compuestos orgánicos que en lugar de tener enlaces C–H tienen enlaces C–F. Nos dicen que “éstos tienen la propiedad de repeler el agua, ser resistentes a las manchas y evitar que los alimentos se peguen a ellos, por lo que se comenzaron

a utilizar industrialmente desde 1940. Desafortunadamente, numerosos estudios muestran que todos tenemos pequeñas cantidades de estos compuestos en nuestra sangre”.

Dicen los autores que se ha visto que los CPF que contienen cadenas largas son especialmente difíciles de degradar y permanecen por ello más tiempo en el ambiente y que estudios en humanos han mostrado que pueden causar enfermedades en la tiroides y elevar el colesterol, entre otros problemas. Nos informan que en el año 2009 los CPF de cadena larga pasaron a formar parte de la lista de compuestos considerados como contaminantes orgánicos persistentes. Los mayores productores de estos compuestos se comprometieron a dejar de utilizarlos para 2015.

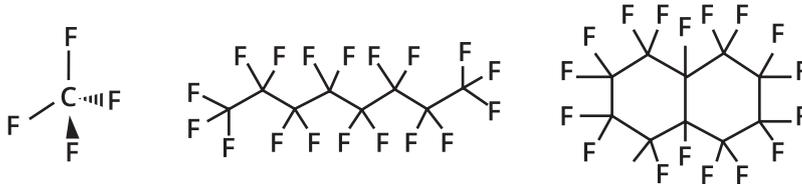


Figura 5-2. Estructura de diversos CPF.

Los productores han cambiado a CPF de cadena corta, comentan los autores, ya que éstos se degradan más fácilmente, por lo que permanecen menos tiempo en el organismo humano. Pero nos alertan que se ha visto en los últimos años un incremento dramático de CPF en la sangre humana, aunque aún permanece en niveles relativamente bajos, y que estudios recientes sugieren que otros compuestos fluorados que se usan, por ejemplo, para envolver alimentos, pasan a la comida y se convierten en el organismo en CPF de cadena larga.

Dictamen. Los autores consideran que se trata de un grupo de compuestos ampliamente utilizados con evidente impacto en la salud humana.

Cosméticos

Los cosméticos son compuestos de uso muy generalizado, los autores comentan sobre los llamados parabenos, cuya estructura puedes ver en la **figura 5-3**. Los autores nos dicen que en el año 2004 surgió la preocupación por los compuestos químicos llamados parabenos, debido a un reporte que afirmaba que estos compuestos se encontraban presentes en muestras de cáncer de mama, y se sugería que había una conexión entre el uso de desodorantes y esta enfermedad. Esto desató una discusión sobre los parabenos, pero los resultados no son concluyentes y los grupos protectores de los consumidores en Estados Unidos y Europa consideran que, aunque efectivamente los parabenos interfieren con el sistema endocrino, la cantidad de ellos en los cosméticos es muy pequeña y además los desodorantes para las axilas no contienen parabenos.

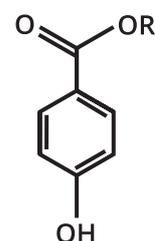


Figura 5-3. Estructura general de los parabenos, la R representa un grupo orgánico.

Continúan los autores comentando que en el año 2012 los mismos investigadores realizaron otro estudio, pero grupos protectores del cáncer de mama en el Reino Unido dijeron que el estudio tenía muchas deficiencias y que no presentaba pruebas de que las mujeres no debieran estar preocupadas por ellos. Nos dicen que otros grupos importantes han afirmado que los animales expuestos a cantidades verdaderamente elevadas de parabenos muestran de manera consistente que éstos no producen efectos adversos. Sin embargo, debido a la presión del público las compañías que producen cosméticos han comenzado a sustituir este compuesto.

Dictamen. Los autores concluyen que no existe evidencia convincente de que los parabenos que contienen los cosméticos sean un peligro para la salud humana.

Plásticos

Los plásticos nos rodean todo el tiempo. Los autores dedican una sección a discutir los ftalatos (véase la **figura 5-4**). Nos dicen que estos compuestos se utilizan para incrementar la flexibilidad de los plásticos, y que además están presentes en muchos otros lugares, desde la cubierta de las píldoras hasta la tinta de las impresoras. Es por ello que estos compuestos se encuentran en pequeñas cantidades en todas las personas estudiadas por los Centros para el Control y Prevención de Enfermedades de Estados Unidos.

Comentan los autores que se ha identificado que estos compuestos interfieren con el sistema endocrino, pero su efecto a bajas concentraciones no es claro; y que en estudios con animales, la exposición a concentraciones medias, y sobre todo altas, se asocia con problemas de fertilidad masculina y deformaciones anatómicas en los recién nacidos.

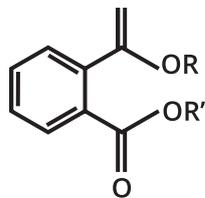


Figura 5-4. Estructura general de los ftalatos. R y R' representan grupos orgánicos.

Dictamen. Los autores consideran que no son claros los efectos de los ftalatos en la salud humana y que dado que su uso es tan extenso, es difícil evitar estar en contacto con ellos.

Productos contra incendios

Construir muebles y ropa resistentes al fuego es importante, especialmente en países en los que las casas están construidas con madera. Desafortunadamente, muchos de los productos químicos que sirven para retardar las flamas plantean un serio riesgo a la salud.

Los autores analizan un grupo de estos compuestos: los difenil éteres polibrominados (PBDE, por sus siglas en inglés). Nos dicen que los PBDE vienen en muchas formas y tiene múltiples usos, desde aparatos electrónicos hasta ropa

de cama. Muchos de ellos han sido prohibidos debido a su posible efecto en la reducción de la fertilidad y el sano desarrollo de los niños.

Un compuesto ampliamente usado que se encuentra bajo serio escrutinio es el llamado tetrabromobisfenol A (TBBPA, por sus siglas en inglés), cuya imagen se muestra en la **figura 5-5**. Se ha mostrado que el TBBPA causa cáncer en los ratones y daña el sistema endocrino.

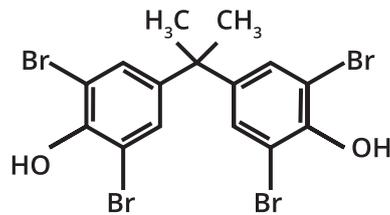


Figura 5-5.
Estructura del TBBPA.

Dictamen. Por lo anterior, los autores consideran que los productos retardantes del fuego son dañinos para la salud y están ampliamente difundidos, y que los compuestos más nuevos requieren de más estudios.

Metales

Los autores analizan el peligro que representan un par de metales en nuestra salud: el plomo y el mercurio. En México hasta hace algunos años la gasolina contenía plomo y también se utilizaba en los barnices para las ollas de barro. A pesar de que su uso se ha eliminado, nos dicen los autores que los daños que produce están de regreso a través de los alimentos, principalmente los cereales, los vegetales y el agua de la llave, ya que el plomo ahora se encuentra en el suelo. Es prácticamente imposible evitar el plomo. Comentan que es tan dañino para la salud que la cantidad de plomo en la sangre que se considera segura se ha llevado prácticamente a cero.

Con respecto al mercurio, nos dicen que también es un problema, mucho mercurio puede causar problemas de desarrollo en bebés y niños pequeños. Los estudios recientes muestran que la presencia de mercurio ha aumentado en la superficie del mar. Llega a nosotros a través de la comida ya que se va acumulando a lo largo de la cadena alimenticia, por lo que está presente en los depredadores principales. Sin embargo, nos dicen, el mercurio que hay en las amalgamas dentales no representa un riesgo ya que la cantidad de mercurio en ellas es muy pequeña.

Dictamen. Los autores concluyen que estos metales son culpables de todos los cargos e indican que podemos reducir la ingesta de mercurio evitando comer peces que sean depredadores principales (los peces más grandes).

² A. Coghlan et al. (2014).

“¿Ya te tomaste tus vitaminitas?” ¿Qué tan necesarios son los suplementos vitamínicos?²

Las vitaminas y los minerales son fáciles de conseguir ya que no se necesita de una receta médica para adquirirlos. Los comerciales de televisión insisten en lo importante que son tanto para evitar enfermedades como para curarnos de ellas. Si te sientes bajo de energía, alguien te recomendará que tomes un complemento vitamínico. En este artículo los autores discuten la conveniencia o no del consumo de vitaminas.

Los autores mencionan que el éxito en asociar ciertas enfermedades con deficiencias en vitaminas llevó a que el público se interesara en ellas y la industria lo aprovechó comercialmente. En la actualidad, en Estados Unidos es un negocio de 30000 millones de dólares al año. Sin embargo, se preguntan si realmente necesitamos ingerir estos suplementos sin que sean recetados por un médico y si podemos tomarlos en grandes cantidades sin que nos causen problemas. Nos dicen que recientemente han surgido dudas de que estos suplementos sean necesarios e incluso seguros, y analizan lo que la ciencia dice de algunos de ellos.

Vitamina A

Los autores nos dicen que el término vitamina A se refiere a varios compuestos. La vitamina A es vital para el crecimiento, la visión y el desarrollo. Los productos lácteos y los aceites de pescado son ricos en ella. Algunas provitaminas como el pigmento naranja betacaroteno se convierten en vitamina A en el organismo. Nos hacen notar que con tan sólo media zanahoria se cubren las necesidades diarias que son de 0.6 a 0.7 miligramos, y que el consumo excesivo de esta vitamina hace que se acumule en los tejidos grasos y puede interferir con los efectos benéficos de la vitamina D y debilitar los huesos.

Dictamen. El dictamen que emiten es que debemos evitar los suplementos de vitamina A, y consumirlos únicamente si existe diagnóstico de su deficiencia.

Complejo B (vitaminas B1, 2, 3, 5, 6, 7 y 12)

Comentan los autores que todas las vitaminas B son esenciales para el proceso de convertir los alimentos en energía. Las vitaminas B se obtienen fácilmente de los alimentos, pero previenen a los vegetarianos o veganos, ya que la vitamina B₁₂ sólo se encuentra naturalmente en la carne, los huevos y los productos lácteos, por lo que es recomendable que la consuman en forma de complemento alimenticio y en comidas fortificadas con esta vitamina.

Nos dicen que, aunque existen declaraciones de que la ingestión de vitaminas B es buena para prevenir enfermedades cardíacas, infartos y declinación cognitiva, los estudios no apoyan estas afirmaciones.

Mencionan que entre los alimentos que contienen vitaminas B se encuentran: granos enteros, huevos, lácteos, arroz, hígado, pescado, tomates, papas, cacahuates, plátanos, espinacas, espárragos y la carne de res.

Dictamen. Los autores emiten como dictamen que para los veganos o vegetarianos, es indispensable un complemento de vitamina B₁₂, pero para los omnívoros no tanto.

Ácido fólico

Los autores comentan que junto con la vitamina B₁₂, el ácido fólico –también llamado vitamina B₉– es importante en la formación de las células rojas de la sangre. Los adultos requieren entre 200 y 400 microgramos diarios, y las mujeres embarazadas entre 400 y 600 microgramos. En algunos países los cereales se fortifican con ácido fólico. Hay poca evidencia que sostenga la conveniencia de que otras personas tomen ácido fólico.

Dictamen. Los suplementos de ácido fólico son recomendados durante el embarazo. En los demás casos se debería ingerir suficiente con los alimentos.

Vitamina C

Sin duda la favorita de todos, los suplementos de vitamina C, son los más populares; sin embargo, los autores comentan que se ha comprobado que una pastilla de vitamina C no ayuda a prevenir los resfriados ni a proteger contra el cáncer. Nuestro cuerpo no produce vitamina C, por lo que es necesario consumirla. Un adulto requiere 40 mg de vitamina C, lo cual se logra fácilmente. El brócoli, las fresas e incluso los chiles la contienen. De hecho, una sola naranja es suficiente para satisfacer las necesidades diarias de vitamina C.

Los autores mencionan que los estudios sobre el uso de la vitamina C son un buen ejemplo de la manera en que funciona la ciencia. Inicialmente recibió mucha atención cuando el dos veces ganador del premio Nobel, Linus Pauling –y el único en haberlo recibido él solo en dos ocasiones: el de química y el de la paz– propuso el consumo de megadosis de vitamina C tanto para prevenir un resfriado como para prolongar la vida. No obstante sus premios, los argumentos de autoridad no funcionan en la ciencia y los estudios que él había realizado han sido repetidos, con resultados muy diferentes a los reportados por Pauling. Estudios recientes sugieren que 200 mg de vitamina C pueden reducir la severidad y duración de un resfriado.

Dictamen. La vitamina C no sirve para prevenir una gripe, pero si te resfrías, tomar pequeñas cantidades diariamente puede ayudar a que te recuperes más rápido.

Vitamina D

Los autores comentan que es conocido que la falta de vitamina D produce desórdenes óseos, pero es poco conocido que también incrementa el riesgo de padecer enfermedades autoinmunes y la susceptibilidad a las enfermedades virales. La vitamina D tiene la característica única de que el organismo humano puede producirla a través de la acción de la luz sobre nuestra piel. Por lo que en un país como el nuestro exponerse diariamente de 10 a 15 minutos al sol es suficiente para obtener la vitamina necesaria. Los peces grasos son una de las mejores fuentes de esta vitamina.

Dictamen. Los autores comentan que es conveniente que las mujeres embarazadas y los adultos mayores tomen suplementos de vitamina D.

“La química detrás de los teléfonos inteligentes”. ¿Podrías vivir sin un teléfono celular?

³ B. Rohrig (2015).

De acuerdo con el autor del artículo aquí comentado,³ en 2014 se adquirieron a nivel mundial más de mil millones de teléfonos celulares, los cuales serán obsoletos en un par de años, ya que cada vez son más “inteligentes”. Comenta que un pequeño teléfono celular tiene más poder de cómputo del que se utilizó para poner al hombre en la Luna. Con él podemos escuchar música, mandar mensajes de texto, viajar por internet, tomar fotografías, ¡incluso llamar por teléfono! El autor enfatiza que “todo esto no sería posible sin la química” y nos aclara que “los

elementos son los que permiten que los teléfonos inteligentes sean *inteligentes*”. Comenta que de los 83 elementos estables (no radiactivos), 70 de ellos se pueden encontrar en un teléfono inteligente, ¡el 84% de los elementos estables! Especialmente importantes son los metales de los cuales un teléfono puede contener 62 tipos diferentes. Los metales llamados *tierras raras*: escandio, itrio y los elementos llamados lantánidos (del 57 al 71) son particularmente importantes. En un iPhone hay 8 metales de las tierras raras, y en otros pue-

de haber de 16 a 17. El único que no se encuentra es el promenio (Pm), ya que es radiactivo. Los colores vivos como el rojo, el azul y el verde que se ven en las pantallas se deben a las tierras raras, además forman parte de los circuitos del teléfono y de los altavoces. El teléfono vibra gracias al neodimio y al disprosio.



Figura 5-6.
Química de los teléfonos inteligentes.
Fuente: Wikimedia Commons, foto de Pangkakit.

Nos hace ver que las tierras raras no sólo se utilizan en los teléfonos inteligentes, también se encuentran en muchos otros dispositivos de alta tecnología: en los televisores, las computadoras, los lentes de las cámaras, las bombillas fluorescentes y los convertidores catalíticos. Los elementos de las tierras raras son muy importantes en la electrónica y las comunicaciones. Los metales de las tierras raras no son necesariamente raros, pero tienden a estar dispersos dentro de la Tierra. Por lo general, no se encuentran en una alta concentración en un mismo lugar y su extracción puede ser difícil y costosa. Los metales de las tierras raras son un recurso finito, y no hay sustituto conocido para muchos de ellos. Uno de los mayores retos de la industria actual de la telefonía celular es encontrar sustitutos adecuados para muchos de estos elementos.

Comenta que la pantalla es una parte muy importante de un teléfono inteligente ya que interactúas con el teléfono a través de ella. Seguramente habrás tirado alguna vez un teléfono sin que la pantalla se rompa, esto se debe a que éstas son muy resistentes ya que están formadas por una cerámica de vidrio que es más dura y fuerte que los vidrios o las cerámicas por separado y que se conocen como vitrocerámicas.

El autor comenta que las vitrocerámicas son materiales sintéticos que comparten muchas propiedades con el vidrio y la cerámica, y aclara la diferencia entre uno y otro. “El vidrio es un sólido amorfo, ya que carece de una estructura cristalina (figura 5-7a). Las moléculas no tienen ningún tipo de orden, están organizadas más como un líquido; sin embargo, congeladas en su lugar. Debido a que el vidrio no contiene átomos acomodados en planos que puedan deslizarse uno sobre otro, no hay manera de aliviar la tensión que se les aplique. La tensión excesiva forma una grieta, y las moléculas en la superficie de la grieta se separan. A medida que la grieta crece, la intensidad de la tensión aumenta, se rompen más enlaces y la grieta se ensancha hasta que el vidrio se rompe. Las cerámicas, por otro lado, tienden a ser cristalinas (figura 5-7b)”. Nos dice también que “las cerámicas son frágiles, pero resisten la compresión, aunque pueden romperse cuando se les dobla.”

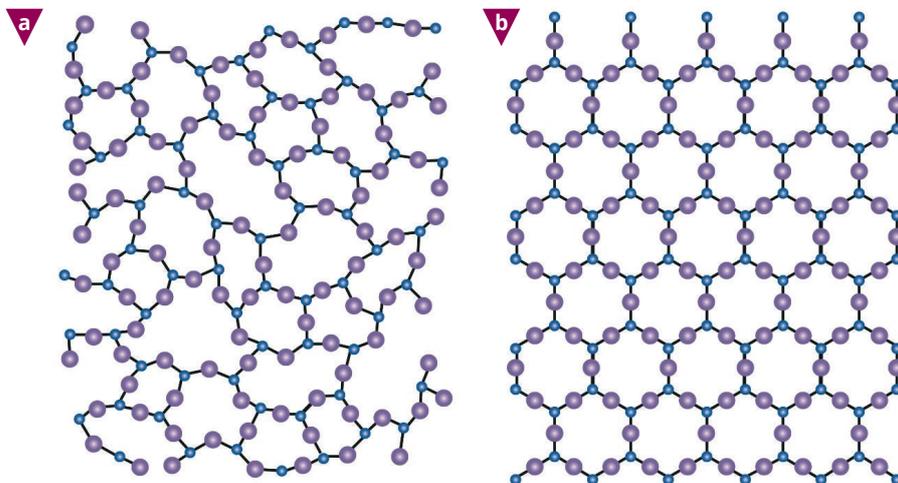


Figura 5-7. Comparación de las estructuras químicas de *a)* un sólido amorfo de dióxido de silicio (vidrio) y *b)* un cristal de dióxido de silicio (cerámica). Ilustración de Estefani Neftali Ramírez.

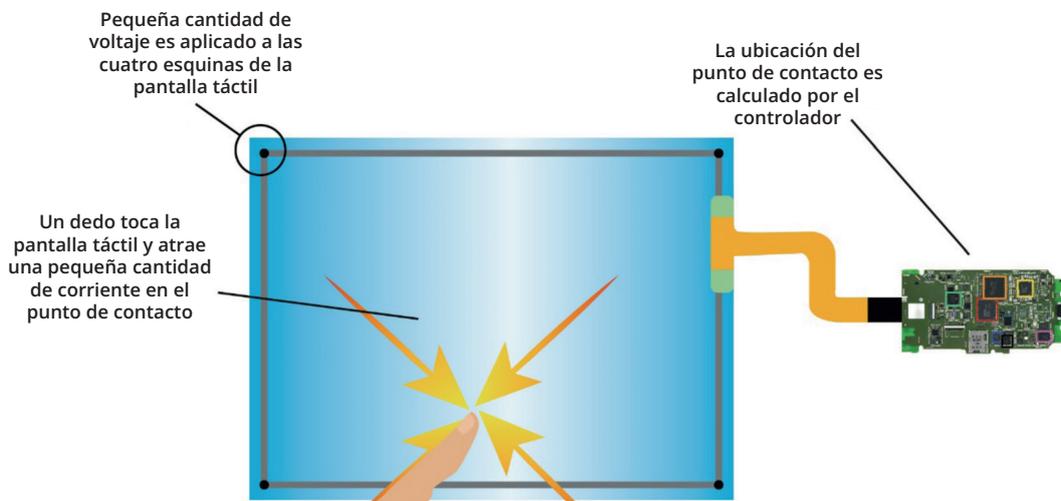
Nos explica que una cerámica de vidrio se forma por el sobrecalentamiento del vidrio, debido a ello una parte de su estructura se transforma en un material cristalino de grano fino. Las cerámicas de vidrio son al menos 50% cristalinas, y en algunos casos son más de 95% cristalinas.

El autor dedica buena parte de su artículo a discutir el funcionamiento de las pantallas de los teléfonos inteligentes, ya que éstas son mucho más que un pedazo de vidrio resistente. “Se trata de una pantalla que responde cuando se toca –bien llamada una pantalla táctil–, que da una conexión personal con el teléfono.” Los teléfonos inteligentes utilizan las llamadas pantallas táctiles capacitivas (**figura 5-8**), que son de naturaleza eléctrica. Un capacitor es cualquier dispositivo que almacena energía eléctrica. El vidrio, como es un aislante, no conduce la electricidad. A pesar de que el vidrio contiene iones, éstos están fijos en su lugar, evitando que la electricidad fluya a través del material. Por lo tanto, la pantalla de vidrio debe ser recubierta con una fina capa transparente de una sustancia conductora, usualmente de óxido de estaño e indio, que se presenta en tiras finas entrecruzadas para formar un patrón de rejilla. Esta parrilla conductora actúa como un capacitor, almacenando cargas eléctricas muy pequeñas. Cuando tocas la pantalla, un poco de esta carga eléctrica almacenada entra en tu dedo, y la pantalla lo detecta (aunque tú no sientes nada). Conforme esta carga eléctrica sale de la pantalla y entra en el dedo, la pantalla registra una caída de voltaje, la ubicación de la que precede la caída de potencial es procesada por un programa que ordena la acción correspondiente. La pequeña cantidad de corriente eléctrica entra en tu dedo porque la piel es un conductor eléctrico, por lo que tu cuerpo se convierte en parte del circuito.

La tecnología de los teléfonos inteligentes evoluciona a un ritmo vertiginoso, nos dice el autor. Ahora puedes utilizar el teléfono inteligente para comprobar tu nivel de azúcar en la sangre, ajustar el termostato de tu casa y arrancar tu auto. Hace 20 años nadie imaginó que la gente algún día podría tomar más fotografías con sus teléfonos celulares que con sus cámaras independientes. Nadie puede

Figura 5-8.

Cuando un dedo presiona hacia abajo una pantalla táctil capacitiva, una carga eléctrica muy pequeña se transfiere al dedo, creando una caída de tensión en ese punto de la pantalla. Un controlador en el teléfono inteligente procesa la ubicación de esta caída de tensión y ordena la acción apropiada. Ilustración de Estefani Neftali Ramírez.



adivinar lo que vendrá después. Gracias a la intersección de la química y la innovación, las posibilidades son ilimitadas.

“Elementos en *peligro de extinción*”. ¿Cuánto vale realmente un globo de helio?⁴

Seguramente habrás escuchado que existen muchos seres vivos que están en peligro de extinción. Animales como el rinoceronte, el elefante y el koala, entre muchos otros. En nuestro propio país se encuentran en peligro la mariposa monarca, el lobo gris y el puma, por mencionar tan sólo algunos. La situación para las plantas es mucho peor; de las 4000 especies que están adecuadamente estudiadas, 22% están clasificadas como amenazadas. El bosque tropical es el hábitat más amenazado y las especies en mayor peligro de extinción se encuentran en los trópicos. La mayor amenaza se debe a la pérdida de hábitat ocasionada por el hombre debido a la agricultura y al pastoreo de ganado.

Es indudable que la tecnología nos ha traído grandes beneficios y que gracias a ella vivimos más y mejor; sin embargo, también es cierto que el uso imprudente, muchas veces guiado por la avaricia, ha contaminado el medio ambiente y pone en peligro la vida no sólo de los animales no humanos y las plantas, también la de los seres humanos. Muchas veces decimos que tenemos que cuidar la Tierra: si somos sinceros la Tierra lleva millones de años y seguirá aquí por muchos millones más; lo que realmente nos preocupa es la civilización que hemos creado, pues o bien dejará de existir o al menos entrará en una crisis muy severa que puede causar la muerte y el sufrimiento a miles de millones de seres humanos. Mientras mayor conciencia tengamos de los daños que causan nuestras actividades estaremos mejor preparados para hacer lo que sea más correcto para preservar el medio ambiente.

⁴ Este artículo fue escrito ex profeso para este libro.



Figura 5-9.
a) Globos de helio;
b) oso polar (en peligro de extinción).
Fuentes: a) Pixabay; b) Wikimedia Commons, foto de Andreas Weith.

En una nota anterior vimos lo importante que es el uso de ciertos elementos para la tecnología moderna. Gracias a los avances en nuestra comprensión de la química, la física y la ciencia de los materiales, hemos desarrollado la habilidad de aprovechar las características únicas de algunos elementos que hasta recientemente no eran más que curiosidades de laboratorio. Hemos podido desarrollar imanes más fuertes, microprocesadores más pequeños, celdas solares más eficientes y materiales estructurales más ligeros, que nos han traído nuevas tecnologías sin las que las comodidades de la vida contemporánea no podrían existir.

Desafortunadamente, estas nuevas tecnologías dependen de elementos cuya extracción es difícil y en muchos casos muy contaminante. La compañía General Electric utiliza 72 de los primeros 82 elementos de la tabla periódica en su línea de producción. El crecimiento de la clase media a nivel mundial y la popularidad de los teléfonos celulares, las televisiones planas y las tabletas, ha hecho que se incremente enormemente la demanda de los elementos llamados tierras raras, tales como el europio, el terbio y el lantano, de los cuales dependen estas tecnologías.

Muchas de las tecnologías no contaminantes para obtener energía también dependen de estos elementos. Un área en la que esto sucede es la de los imanes de alto rendimiento, para los que se utilizan cantidades significativas de neodimio y disprosio. Los imanes obtenidos con ellos se pueden usar a altas temperaturas en coches eléctricos, incluidos los coches híbridos y las turbinas de viento para generar energía eléctrica. Los dispositivos fotovoltaicos, que son una fuente de energía sustentable, requieren de elementos poco comunes como el indio, el galio, el germanio, el telurio y el rodio.

La siguiente tabla periódica preparada por la American Chemical Society (Sociedad Americana de Química) muestra los elementos que se encuentran en "peligro de extinción". El término "peligro de extinción" se usa para hacer un símil entre lo que sucede con los seres vivos y estos elementos. Los elementos no se están "extinguendo" en el sentido de desaparecer de la Tierra, lo que está sucediendo es que hay una cantidad limitada de ellos y mientras más los usemos habrá menor cantidad para producir nuevos aparatos, hasta que llegue un momento en que ya no haya elementos sin utilizar. Es por ello que es muy importante que comencemos a tomar medidas como sociedad para evitar que esto suceda.

En la tabla periódica se muestran en rojo los elementos seriamente amenazados en los próximos 100 años. Entre ellos se encuentran elementos como el helio, el cual a pesar de ser el segundo elemento más abundante en el Universo (después del hidrógeno) en la Tierra es raro y precioso, y tiene propiedades únicas, por ejemplo, permanece en estado líquido a la temperatura de cero absoluto ($-273.15\text{ }^{\circ}\text{C}$). Sus 2 isótopos estables ^3He y ^4He son indispensables e irremplazables en sistemas que necesitan trabajar a temperaturas extremadamente bajas, como los imanes superconductores que se usan en las resonancias magnéticas de imagen –con las cuales se puede observar el interior del cuerpo humano, sin necesidad de abrirlo–. El helio es un elemento muy ligero y la gravedad terrestre

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Lantánidos	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Actínidos	Rf	Ha	Sg	Ns	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

- Seriamente amenazados en los próximos 100 años.
- Las amenazas se incrementan por el aumento en su demanda.
- Disponibilidad limitada, suministro futuro en riesgo.

Figura 5-10. Tabla periódica de los elementos en la que se resaltan aquellos que se encuentran “en peligro de extinción”.

no puede mantenerlo, por lo que escapa al espacio. En la Tierra se encuentra en cuevas cerradas mezclado con gas natural. Se calcula que el costo de un globo de helio de los que venden en la calle debería ser de unos 1 500 pesos para que reflejara su valor real.

El indio es uno de los elementos más críticos ya que, aunque es abundante –más que la plata–, su minería es mucho más compleja. Se usa ampliamente en forma de óxido de estaño e indio en todas las pantallas de las celdas solares y las pantallas planas, por lo que su uso se ha incrementado enormemente en los últimos años.

Es claro que no podemos seguir utilizando aparatos (*gadgets*) de la manera en que lo estamos haciendo, tirándolos a la basura cada vez que sale un nuevo modelo. El reciclaje de las piezas que los forman se ha ido convirtiendo en algo cada vez más necesario. En nuestro país se ha iniciado la búsqueda de tierras raras, las cuales no se explotan en la actualidad, pero parece haber lugares en los que su minería resultaría costeable.

“El refinamiento de los minerales de plata por el ‘proceso de patio’”. Cuando en Nueva España se desarrolló la tecnología más avanzada del mundo

Estamos acostumbrados a que las grandes tecnologías se desarrollan en el extranjero y la participación de México en el descubrimiento de nuevas tecnologías es pequeña; sin embargo, hubo una época en la que en México se desarrolló la tecnología más avanzada en el mundo para obtener plata pura, que es y era un elemento sumamente importante. Con la intención de celebrar los 450 años del desarrollo del proceso para el beneficio⁵ (refinamiento) de los minerales de plata, que se conocía como el “proceso de patio” o “amalgamación”, Jorge Ramírez Ortiz, de la Universidad Autónoma de Zacatecas, escribió un ensayo que aquí se comenta.⁶

⁵ Se llama beneficio a la extracción de las sustancias útiles de una mina.

⁶ J. Ramírez-Ortiz, “El beneficio de los minerales de plata por amalgamación”.

El doctor Ramírez comenta que este proceso fue desarrollado por el español Bartolomé de Medina y que “provocó una revolución tecnológica que cambió al mundo de su tiempo”. El proceso de patio transformó la minería del Nuevo Mundo y Europa. Fue la innovación más importante realizada en América antes de 1800. El autor nos hace notar que “fue una de las pocas invenciones entre la Edad Media y la Revolución industrial, a la par con creaciones como la pólvora, la brújula, el sextante y la imprenta, las cuales tuvieron una gran trascendencia en la historia”. Este proceso hizo posible el beneficio de minerales de plata con baja concentración de plata (baja ley), permitiendo que se explotaran minerales con concentraciones tan bajas como 0.56 kg de plata por tonelada de mineral, con lo que se incrementó entre 5 y 10 veces el beneficio de los minerales de plata.

Desafortunadamente –nos comenta el doctor Ramírez–, la importancia histórica del invento de Bartolomé de Medina no ha sido apreciada en su total dimensión: “El proceso de patio incrementó de manera dramática las fortunas de dos mineros: Diego de Ibarra, quien financió la exploración y el establecimiento de la Nueva Vizcaya (1563-1572); y Cristóbal de Oñate, cuya fortuna fue utilizada por su hijo para colonizar Nuevo México (1598-1610). Sin el invento de Bartolomé de Medina el establecimiento europeo en el norte de Zacatecas no habría ocurrido hasta siglos más tarde, ya que fue introducido a Zacatecas en 1557 y para 1562 existían 32 haciendas mineras que lo empleaban.”

Bartolomé de Medina nació en 1497, en Sevilla, España. Era un próspero comerciante cuando tuvo contacto con un metalúrgico alemán a quien él llamaba “el maestro Lorenzo” y quien le transmitió los secretos para beneficiar plata y oro con un sistema distinto y sustancialmente más barato que el que se usaba en aquel entonces, pero a quien no se le permitió venir a México por su origen judío.

Comenta el autor sobre las limitaciones del método de purificación utilizado en la época: “El método de purificación usado en esa época consistía en fundir el mineral del metal con litargirio (óxido de plomo (II), PbO). El PbO reduce el punto de fusión del mineral hasta una temperatura de alrededor de 700 °C que se puede alcanzar en un horno de carbón. El mineral fundido se purifica para producir plata metálica. Esta tecnología era utilizada por los romanos pese a su elevado costo y peligrosidad, pues se necesitaban grandes cantidades de PbO

y carbón (C); además los esclavos y trabajadores de los hornos sufrían envenenamiento por plomo (Pb), debido a los vapores que surgían continuamente del horno de fundición. Las restricciones anteriores significaban que el mineral en cuestión debía tener por lo menos un contenido de 5.67 kg de Ag/tonelada de mineral o el proceso no era costeable.” Como se puede ver por este comentario, el proceso era limitado, ya que para ser costeable requería de una concentración relativamente alta de plata en el mineral y el costo en la salud y vidas humanas era enorme.

Bartolomé de Medina se trasladó sólo a Pachuca por su creciente fama como centro minero y por su cercanía a la ciudad de México. Empezó a construir la Hacienda de la Purísima Concepción en las faldas del cerro de la Magdalena, junto al río de las Avenidas. Ahí puso en práctica la metodología que le había dado el *maestro Lorenzo*.

El método propuesto por el maestro Lorenzo era el siguiente: “Muela muy fino el mineral, revuévalo con revoltura salmuera (disolución concentrada de sal común) cargada, agregue azogue (mercurio) y mezcle bien. Repita la revoltura diariamente por varias semanas. Cada día tome una muestra del mineral hecho lodo y examine el azogue. ¿Ve? Está brillante y titilante. Al paso del tiempo debe oscurecerse conforme los minerales de plata se descomponen por la sal y la plata forma aleación con el azogue. La amalgama es pastosa. Lave el mineral empobrecido en agua. Queme el sobrante de la amalgama; se va el mercurio y queda la plata.”

Nos comenta el autor que al llegar a Pachuca, Bartolomé de Medina reunió a todos los mineros de la región para que presenciaran una demostración de su invento. Sin embargo, a pesar de que durante varios días los esclavos mezclaron el mineral molido con sus pies, el mercurio permanecía brillante y lustroso. Después de semanas era evidente que la prueba había fallado y los mineros se sintieron engañados. Bartolomé de Medina había puesto todo su empeño en esa empresa y tal parecía que estaba a punto de no conseguirla. Los meses pasaban y no se veía aún ningún resultado. Finalmente, nos comenta el autor, “buscó ayuda espiritual: ‘me encomendé a Nuestra Señora y le supliqué me alumbrase y encaminase’ –escribió en su diario–. Prometiéndole compartir un cuarto de todos los beneficios para darlos en caridad en su nombre, se puso a trabajar sobre la idea de agregar otros compuestos químicos comunes junto con la sal. Luego de poco tiempo, su gozo fue muy grande al descubrir que al añadir magistral, un mineral que contiene ambos metales (cobre y fierro), la amalgamación fue positiva”.

“Al parecer el logro de Bartolomé de Medina en Río Tinto se debió a la presencia de cobre (Cu) contenido en el mineral de plata. De hecho, el cobre y el fierro (Fe) son tan abundantes que el área en la cual corre el río está teñida de rojo, de ahí el nombre de tinto”, nos comenta el autor como una explicación al fracaso inicial de Bartolomé de Medina.

Los antiguos griegos sabían que la plata metálica pura o el cloruro de plata (AgCl) encontrado como el mineral clorargirita, formaba una amalgama con mercurio. Por el contrario, con el mineral de sulfuro de plata (Ag₂S) en las minas de Pachuca, el proceso de amalgamación estaba condenado a fracasar. En el método desarrollado por Medina el sulfuro de plata se transforma primero en cloruro

de plata que reacciona con mercurio para dar plata metálica, que posteriormente forma la amalgama con mercurio.

Nos dice el autor que “en 1555, el virrey Luis de Velasco le otorgó la patente de creador a Bartolomé de Medina por el ‘proceso de patio’ y lo facultó para cobrar regalías a quienes se beneficiaran con su invento, motivo que lo obligó a persuadir a los mineros para usarlo. A través de este invento obtuvo regalías desde 100 hasta 500 pesos por cada hacienda que empleara el ‘proceso de patio’. Pronto se convirtió en el método predilecto de las minas de toda la Nueva España, logró contratos con 17 dueños de minas de Pachuca y con otros 107 de diferentes regiones del país. Fue así como pudo financiar el viaje de su familia para que se reuniera con él”.

Pero aquellos eran otros tiempos, y cobrar el uso de una patente no era fácil y finalmente Bartolomé de Medina tuvo un final trágico. Según relata el autor: “Desafortunadamente para Medina el abastecimiento irregular de mercurio y la colección de derechos era muy difícil, pues determinadas regiones del país no reconocieron su patente, motivo por el cual algunos mineros simplemente se negaron a pagar. El 25% de su renta se iba para la casa hogar de niñas huérfanas de Pachuca, en honor a su santa patrona, la Corona recaudaba un quinto de todos los beneficios ganados de oro o plata, los problemas financieros terminaron por vencerlo y Bartolomé de Medina murió pobre en Pachuca, Hidalgo, en el año de 1585”.

El autor nos comenta que “Bartolomé de Medina nunca visualizó el impacto que tendría su invención en el mundo. El ‘proceso de patio’ fue la fuente primaria de plata hasta alrededor de 1900, cuando fue sustituido por el proceso de cianuración. En ese tiempo ayudó a Europa a ser el centro económico del mundo. La forma rústica para recuperar el mercurio del proceso resultó en altos niveles de contaminación. De hecho, por cada kg de plata purificada se perdían alrededor de 2 kg de mercurio, la cantidad exacta variaba con la calidad del mineral de plata y el precio del cinabrio (HgS), fuente principal del mercurio. Cuando el precio del cinabrio era bajo, el mercurio era liberado a la atmósfera o se le dejaba correr a los arroyos”.

El artículo hace evidente que esto ha tenido consecuencias en el medio ambiente, y que “en la actualidad, en Zacatecas los jales de la presa El Pedernalillo, situada a 10 km al oriente de la ciudad y su escurrimiento, que comprende un área de 17 por 2 km aproximadamente, conservan el mercurio, producto de la explotación minera de la época colonial. Al igual que otros lugares de México, los jales (los residuos) de las minas abandonadas contienen cantidades significativas de mercurio. Se cree que los altos niveles de mercurio encontrados en el medio ambiente son resultado directo de este proceso, especialmente en la Antártica y en el medio ambiente marino del hemisferio sur”.

Como se puede ver, este artículo ilustra aspectos importantes de la tecnología química que pueden, por un lado, ser de gran beneficio para la humanidad, pero por otro –en este caso fundamentalmente por ignorancia, en muchos otros, por avaricia– causan daños al medio ambiente que pueden durar siglos.

“Materiales del futuro”. Seis posibles revoluciones

Los siguientes materiales no son utilizados actualmente en la industria, sin embargo, es probable que lo hagan en un futuro. Los autores de los artículos que a continuación se comentan nos invitan a que echemos un vistazo a un posible futuro de los materiales y sus beneficios tecnológicos y ecológicos.

“Vidrios con memoria”, información almacenada para siempre

Almacenar información de manera segura y por largo tiempo es una preocupación actual. Aunque tenemos muchos medios para hacerlo, todos ellos tienen problemas. Los discos duros se pueden borrar fácilmente o dañar y quedar inservibles, las memorias USB se dañan con la temperatura y se deterioran después de algunos miles de ciclos de escritura. Aun los DVD se oxidan después de unas décadas, si es que no se rayan antes. El autor del artículo aquí comentado⁷ nos pregunta si no sería maravilloso tener un material que nos permitiera guardar una gran cantidad de información, que fuera estable a la temperatura y que además sirviera por miles de millones de años.

⁷ J. Cartwright (2014), “Wonder Stuff: Glass That Will Store Your Info for Ever”.

El autor refiere que en 1996 un equipo de físicos de la Universidad de Harvard demostró que era posible escribir datos en un material duradero y transparente como el vidrio. El vidrio es resistente al calor, los productos químicos y a la tensión mecánica –se puede hacer incluso a prueba de balas–. Escribir en él, dicen los investigadores, es tan fácil como enfocar un rayo láser intenso que causa un defecto en el cristal. La información se puede leer exponiendo el material a la luz, que lee los patrones formados.

Nos dice que, aunque ha tomado mucho tiempo utilizar esta tecnología –principalmente debido a la necesidad de tener láseres muy bien enfocados, una tecnología muy nueva–, la compañía Hitachi ya está planeando utilizar un material hecho de cuarzo fundido, un tipo de vidrio, próximamente.

Un grupo en el Reino Unido se encuentra desarrollando una nueva tecnología que piensan que será mejor que la de Hitachi. Este grupo ha calculado que este medio será estable hasta a 10000 °C, podrá sobrevivir un holocausto nuclear y persistir por 10000 millones de años, tiempo comparable a la edad del Universo.

“Shrilk”, el plástico del futuro

Los polímeros derivados del petróleo son sin duda los materiales que definen nuestra era y lo seguirán siendo por muchos años; de hecho, podríamos afirmar que vivimos en la *era del plástico*. La permanencia de los plásticos es tan grande que han invadido prácticamente toda la Tierra, considera la autora de este artículo,⁸ pues se encuentran en el fondo de los océanos e incluso se los encontró presentes en una expedición a la “zona muerta” del Monte Everest a 8000 metros sobre el nivel del mar.

⁸ S. Adee (2014b).

Sin embargo, será difícil sustituirlos ya que ningún material es tan flexible, barato y fuerte como el plástico. Los plásticos biodegradables derivados de la celulosa de las plantas tienen costos muy elevados, por lo que solamente se utilizan en 1% del mercado. De los 31.8 millones de toneladas de basura de plástico generada en 2012 en EE. UU., solamente se recicló 8.8 por ciento.

Donald Ingber y Javier Fernández de la Universidad de Harvard piensan que la solución se encuentra en el segundo polímero natural más abundante: la quitina, que es de lo que están hechos los exoesqueletos de los insectos. Combinando la quitina de caparzones de los camarones y fibroína, una proteína insoluble de las telas de araña, se obtiene un material al que han llamado *shrilk*.

El *shrilk*, nos dice, es más duro que la quitina y su flexibilidad se puede modular, es resistente a las llamas. Pero su fuerza es su principal limitación. Se han hecho hojas de *shrilk* que pueden permanecer en perfecto estado por años y que para desintegrarlas simplemente se colocan en una composta de microbios.

La autora considera que el *shrilk* es un material muy flexible y tiene todas las propiedades necesarias para reemplazar muchos plásticos, incluso el de las bolsas de plástico.

“Estaneno”, una súper vía para los electrones

¿Te ha sucedido que tu teléfono celular esté tan caliente que casi te quema la mano y que la batería se termine muy pronto? Esto se debe, nos dice el autor en el artículo aquí referido,⁹ a que dentro de tu teléfono están sucediendo muchas cosas que no podemos ver. Los electrones que transportan la información a través del procesador se mueven como si lo hicieran en medio de una muchedumbre, chocando continuamente con cosas como impurezas y cada una de estas colisiones produce calor. Este problema es el principal impedimento para mejorar el desarrollo de chips que sean más eficientes.

Un material que condujera la electricidad sin resistencia sería un éxito enorme. De hecho, los físicos nos dieron estos materiales hace mucho: los superconductores. Desafortunadamente, la mayoría de los superconductores funcionan a temperaturas cercanas al cero absoluto (-273 °C). A pesar de los enormes esfuerzos que se han hecho, nos encontramos aún muy lejos de tener un superconductor que funcione a temperatura ambiente.

El autor comenta que existe un nuevo tipo de materiales conocido como aislantes topológicos, hechos por primera vez en 2007, en los que los electrones se pueden mover en su superficie como si estuvieran en una supercarretera; desafortunadamente, su mejor funcionamiento también es a temperaturas muy cercanas al cero absoluto.

El estaneno, es uno de estos materiales. Tiene la estructura de una hoja de dos dimensiones con el ancho de un átomo; este hecho hace que los electrones sólo se puedan mover a lo largo del material aún a temperatura ambiente. En este momento el estaneno existe sólo como una propuesta en papel, pero hay rumores de que su síntesis será pronto anunciada (de hecho, ya fue anunciada).

⁹ R. Webb (2014), "Wonder Stuff: Electron Freeway for Cool Gadgets".

Los investigadores piensan que este material será una realidad en unos 10 años. La pregunta es: ¿podemos esperar tanto tiempo para tener un teléfono que se mantenga cargado por meses?

“Polímeros que se autorreparan”, objetos que se autorregeneran

Los autores plantean un tema muy atractivo: cuando te haces una pequeña cortada tu cuerpo se repara a sí mismo sin que tú tengas que hacer nada. ¿Te imaginas que lo mismo sucediera con los coches o la ropa? ¿Que los rayones en el coche o los jalones en la ropa se repararan ellos mismos y que después de un tiempo estuvieran “como nuevos”? Aunque parece de ciencia ficción, hay investigadores que piensan que no estamos tan lejos de que esto sea una realidad, gracias al desarrollo de polímeros autorreparables. En el 2001 se publicó un artículo de un polímero sobre el que se rocían microcápsulas que se rompen cuando se forma una grieta en el material, arrojando compuestos que repolimerizan la grieta, reparando el material. Aunque este polímero está patentado para su uso como protector de superficies que cubren desde puentes hasta las alas de un helicóptero, para protegerlas de los daños causados por el medio ambiente, en realidad su uso comercial es aún muy limitado.

Nos informan que se han ido desarrollando materiales en laboratorio que son cada vez más prometedores. La mayoría de ellos sólo sirven para reparar pequeñas grietas del ancho de un cabello, aunque recientemente un grupo anunció que habían sintetizado un polímero que reparaba agujeros de 3 centímetros de ancho. Desafortunadamente, el sistema que se utiliza para iniciar la autorreparación es muy complejo para utilizarlo fuera de los controles que se tienen en un laboratorio. Algunos investigadores piensan que, con un poco de suerte y apoyo económico, quizás en una década pudiéramos tener materiales que realmente se reparen a sí mismos.

Un problema muy interesante y que requeriría de una química muy sofisticada, nos comentan, es el de lograr materiales que se autorreemplacen de manera similar a como lo hacen los huesos que cada siete años se reemplazan a sí mismos. Imagina lo que sería que un edificio o un puente se reemplazara a sí mismo cada cierto tiempo. Desde luego esto está muy lejos de ser una realidad, pero a los científicos les gusta imaginar e ir resolviendo los problemas de ciencia básica que algún día nos permitan hacer estos materiales que ahora son sólo un sueño.

“Escuteruditas”, los eliminadores del calor

Las leyes de la termodinámica no perdonan, nos recuerdan las autoras; ellas dictaminan que una parte de la energía que utilizamos en los aparatos se perderá en forma de calor. Esto sucede, por ejemplo, en los coches movidos por petróleo, en los que se desperdicia como el 50% de la energía que obtenemos del combustible en forma de calor.

¹⁰ S. Adee (2014a).

La autora del artículo aquí reseñado¹⁰ nos hace ver que recuperar, aunque sea una pequeña parte de esa energía en forma de electricidad, sería un logro tecnológico enorme. Los materiales termoeléctricos nos permiten hacer eso al generar energía eléctrica a partir de una diferencia de temperatura. Si lográramos incorporar uno de estos materiales en un automóvil, podríamos aprovechar el calor que se desperdicia en los gases de salida del motor en forma de electricidad, para que funcionaran los elementos eléctricos que hay en el coche.

Desafortunadamente, los materiales que se han desarrollado tienen muchos problemas ya que o bien contienen materiales tóxicos como el plomo, o escasos como el telurio. Para empeorar las cosas, los poco eficientes materiales que hemos desarrollado funcionan peor conforme se aumenta la temperatura.

Las escuteruditas parecen ser una posible solución a este problema, apunta la autora. Se trata de compuestos en los que algunos elementos de las tierras raras, como el cerio y el terbio, vibran alrededor de una estructura tipo caja, de cobalto y antimonio, ideal para atrapar calor y dejar que los electrones fluyan, con una ventaja extra: funcionan mejor a mayores temperaturas.

La General Motors ya trabaja en utilizar estos materiales en una pickup que tendría un generador termoeléctrico que permita obtener energía de los gases del escape para que funcionen el radio, las luces y otros accesorios. Incluso piensan que se podría utilizar para cargar la batería de los coches híbridos. Los problemas principales para su desarrollo derivan del casi monopolio que tiene China de las tierras raras y el alto costo del cobalto.

Se están tratando de sustituir algunos de los elementos de las tierras raras; los avances son lentos, pero seguramente nos traerán sorpresas agradables.

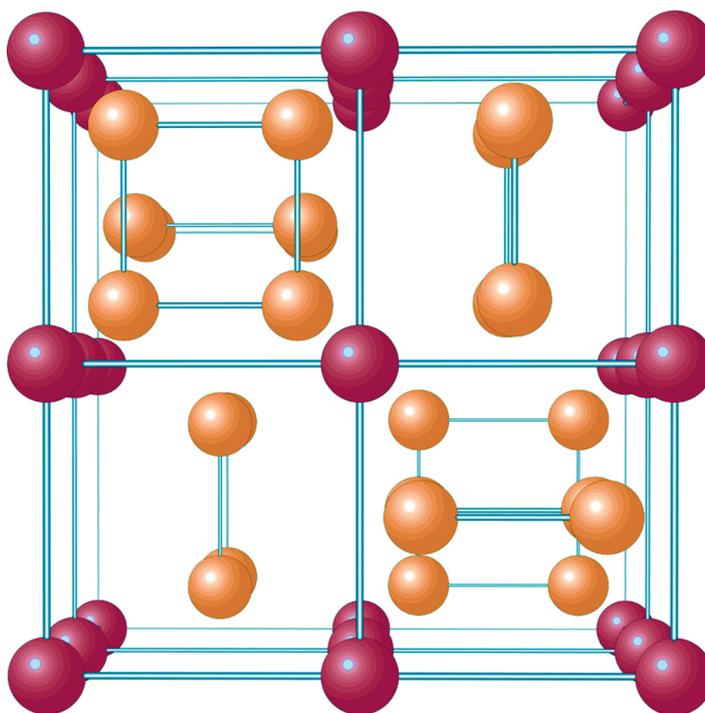


Figura 5-11. Estructura de la escuterudita. Las esferas rojas representan a los átomos de cobalto y las de color naranja los átomos de arsénico. Fuente: Wikipedia.

“Madera”, el retorno de un viejo favorito

Nos pregunta el autor del artículo aquí comentado¹¹ si podemos imaginar que los rascacielos del futuro ya no sigan siendo construidos con materiales tan demandantes de energía como el cemento y el acero, sino que quizás lo sean con nuevos materiales obtenidos en los laboratorios como el grafeno, un material que tiene una resistencia peso por peso 100 veces superior al acero, o de algún otro material sofisticado que aún no conocemos. El autor nos sorprende proponiéndonos que también es posible que éstos sean construidos de madera. Así es, este viejo material que si se cosecha de manera adecuada produce muy poco desperdicio y cuya huella de carbono —una manera de medir la cantidad de producción de dióxido de carbono que se genera en un proceso— es de entre 25 y 40% de la que requieren el acero y el concreto.

El problema que tiene la madera es que simplemente no tiene la fuerza que se necesita para soportar un edificio.

Pero eso está cambiando, nos dicen, pues se han desarrollado materiales derivados de la madera en los que hojas de este material se pegan de una manera especial con la que se obtiene un material ligero, pero resistente. Con este material se construyó un edificio de 10 pisos, conocido como Forte,¹² en el año 2012 en el puerto de Victoria en Melbourne Australia, que pronto será superado por un edificio en Bergen, Noruega. A éste le han llamado The Tree (El árbol), y una vez terminado tendrá una altura de 49 metros, igual a 14 pisos.

En la medida en que se entienda mejor la estructura de las paredes celulares es posible que éstas se puedan modificar genéticamente y se produzcan árboles específicamente diseñados para la construcción. La importancia de la madera y sus derivados no se concreta a la construcción, de ella se está tratando de obtener biocombustibles e incluso un papel barato y flexible que sirva para reemplazar al silicio en los productos electrónicos. ¡Habrà que ver!

¹¹ A. Ridgway (2014), “Wonder Stuff: Amazing Material that *Does* Grow on Trees”.

¹² Se puede ver un vídeo de la construcción de este edificio en: <https://www.youtube.com/watch?v=QR8Z-5cyzrI>. (Consultado el 9 de octubre de 2019.)

Proyectos: ahora tú explora, experimenta y actúa

Algunas ideas para trabajar con los alumnos

Se puede pedir a los alumnos que investiguen sobre algunos temas que aquí se han presentado o algunos otros relacionados como:

1. *Un laboratorio del tamaño de una tarjeta postal.* Existe un video de George Whitesides, el cual se puede ver por internet con subtítulos en español, sobre este tema y las enormes repercusiones que puede tener en un futuro próximo.¹³
2. *La huella de carbono.* Es una manera de medir la contaminación que producen las actividades humanas, por lo que se les podría proponer que investiguen qué es la huella de carbono y cómo repercute en el medio ambiente.
3. *Materiales novedosos.* Además de los materiales analizados en este capítulo, existen muchos otros sobre los que los alumnos podrían investigar, por ejemplo, los aerogeles, los nanotubos o el grafeno.
4. Se puede pedir a los alumnos que investiguen sobre algún elemento que esté en “peligro de extinción”.

¹³ Véase: http://www.ted.com/talks/george_whitesides_a_lab_the_size_of_a_postage_stamp. (Consultado el 9 de octubre de 2019.)

Algunas preguntas que plantea el programa son:

En la bibliografía se sugieren algunos artículos de la revista *¿Cómo ves?*, que publica la Dirección General de Divulgación de la Ciencia de la UNAM, que se pueden utilizar para las actividades propuestas. Algunos de ellos incluyen una guía para el maestro que se puede utilizar en la clase.

- ¿Cómo se sintetiza un material elástico?
- ¿Qué aportaciones a la química se han generado en México?

Además del tema tratado en este bloque sobre el beneficio de los minerales de plata, conviene discutir el tema del daño que causan a la capa de ozono los compuestos clorofluorocarbonados cuyo descubrimiento le valió el premio Nobel de química al doctor Mario Molina. Otro tema muy importante es el del desarrollo del primer anticonceptivo oral, en el que participó de manera fundamental el laboratorio Syntex, en donde colaboraron miembros de la UNAM. También lo es la producción de tetraetilo de plomo después de la expropiación petrolera que permitió producir gasolinas en México.

- ¿Cuáles son los beneficios y riesgos del uso de fertilizantes y plaguicidas?
- ¿De qué están hechos los cosméticos y cómo se elaboran?
- ¿Cuáles son las propiedades de algunos materiales que utilizaban las culturas mesoamericanas?
- ¿Cuál es el uso de la química en diferentes expresiones artísticas?
- ¿Puedo dejar de utilizar los derivados del petróleo y sustituirlos por otros compuestos?



Bibliografía

- Adee, S. (2014a), "Wonder Stuff: Heat Scavengers Promise Energy Bonanza", *New Scientist*, núm. 2990.
- _____ (2014b), "Wonder Stuff: Shrimp Plus Spider Kills Plastic", *New Scientist*, núm. 2990.
- American Chemical Society (2009), *Chemistry in Context*, 6.ª ed., McGraw-Hill.
- Cano Borrego, P. (2015), "El tratamiento del mineral de plata en la América española", Disponible en: <https://www.numismaticodigital.com/noticia/9009/articulos-numismatica/el-tratamiento-del-mineral-de-plata-en-la-america-espanola.html>
- Cartwright, J. (2014), "Wonder Stuff: Glass That Will Store Your Info for Ever", *New Scientist*, núm. 2990.
- Chang, R. (2003), *Química*, México, McGraw-Hill.
- Coghlan, A., C. de Lange, L. Geddes, A. George, J. Griggs, J. Hamzalou, D. Thomson, J. White y C. Wilson (2014), "Pills of Wisdom?", *New Scientist*, pp. 32-38.
- Croswell, Ken (1996), *Alchemy of the Heavens*, Nueva York, Anchor.
- Garritz, A. y J. A. Chamizo (1998), *Química*, Addison Wesley Longman de México.
- _____ (2001), *Tú y la química*, México, Pearson Educación.
- Garritz, A., L. Gasque y A. Martínez (2010), *Química universitaria*, México, Pearson Educación.
- Jensen, William B. (1998), *Journal of Chemical Education*, núm. 75, pp. 961-969.
- Pérez Tamayo, R. (1997), *De la magia primitiva a la medicina moderna*, México, Fondo de Cultura Económica (La ciencia para todos).
- Ridgway, A. (2014), "Wonder Stuff: Amazing Material that Does Grow on Trees", *New Scientist*, núm. 2990.
- Rohrig, B. (2015), "Teléfonos inteligentes: química inteligente", *ChemMatters*, pp. 2-5.
- Sanderson, K. y E. Davis (2014), "Toxic Shockers: Key Chemicals to Look Out for", *New Scientist*, pp. 34-39.
- Wardlaw, G. W., J. S. Hampl y R. A. DiSilvestro (2004), *Perspectivas en nutrición*, 6.ª ed., McGraw-Hill.
- Webb, R. (2014), "Wonder Stuff: Electron Freeway for Cool Gadgets", *New Scientist*, núm. 2990.

Artículos recomendados de la revista *¿Cómo ves?*

Para algunos de estos artículos existe una guía para el maestro que se puede utilizar como actividad en el salón de clase –cuando esta guía existe, se indica con un asterisco después del título de artículo–. En el caso de que los artículos estén disponibles en la red, se da la liga. Por otro lado, es posible conseguir los primeros 200 números de la revista en un USB que incluye el material didáctico.

- Apátiga Castro, L. M. (2010), "La transmutación del tequila en diamantes", *¿Cómo ves?*, año 12, núm. 136, pp. 16-18.
- Arjonilla, E. y A. Garritz (2000), "El dominio del fuego", *¿Cómo ves?*, núm. 14, p. 30.
- Bernal U., M. y G. Uruchurtu (2004), "La extravagancia del agua",* *¿Cómo ves?*, año 6, núm. 72, pp. 30-33.
- Beyer, M. E. (2000), "La química como lenguaje", *¿Cómo ves?*, núm. 20, pp. 16-19.
- Cárdenas Guzmán, G. (2010), "Hacia una nueva era del plástico", *¿Cómo ves?*, núm. 139, p. 22.
- Castro, A. (2009), "Ventanas de cobre", *¿Cómo ves?*, año 11, núm. 122, pp. 20-21.
- Catalá, R. M. (2000), "La esfera que cayó del cielo",* *¿Cómo ves?*, núm. 15, p. 16.
- _____ (2001), "Los cohetes: artífices de la era espacial",* *¿Cómo ves?*, núm. 34, pp. 22-25.
- Chamizo, J. A. (1999), "El decálogo del vidrio",* *¿Cómo ves?*, núm. 4, pp. 26-27.
- _____ (2002), "El tiempo de la química", *¿Cómo ves?*, núm. 42, p. 30.
- Espinosa, A. E. (2004), "Manchas herrumbrosas", *¿Cómo ves?*, año 6, núm. 68, pp. 20-21.
- Flores, R. (2008), "La quitina, molécula multiusos", *¿Cómo ves?*, año 10, núm. 115, pp. 16-18.
- García Bergua, A. (2008), "La nueva visión del cerebro", *¿Cómo ves?*, año 10, núm. 111, pp. 10-14. Disponible en: <<http://www.comoves.unam.mx/numeros/articulo/111/la-nueva-vision-del-cerebro>>.
- Gasque, L. (2004), "El nitrógeno: uno de los secretos de la vida", *¿Cómo ves?*, año 6, núm. 64, pp. 22-25.
- _____ (2005), "Retrato del oxígeno",* *¿Cómo ves?*, año 7, núm. 83, pp. 16-19.
- _____ (2006), "El hidrógeno, energético del futuro",* *¿Cómo ves?*, año 8, núm. 93. Disponible en: <<http://www.comoves.unam.mx/numeros/articulo/93/el-hidrogeno-energetico-del-futuro>>.
- _____ (2007), "Mercurio, el metal bello y venenoso", *¿Cómo ves?*, año 9, núm. 101, pp. 30-33.
- _____ (2007), "De los corales a los rascacielos",* *¿Cómo ves?*, año 9, núm. 105, pp. 22-25.
- _____ (2011), "El arsénico, más que un veneno",* *¿Cómo ves?*, núm. 149, p. 22.
- _____ (2014), "Oro, plata y cobre", *¿Cómo ves?*, año 16, núm. 189, pp. 16-19.
- Gasque Silva, L. (2001), "El fármaco más pequeño",* *¿Cómo ves?*, núm. 23, pp. 30-33.
- _____ (2001), "Un elemento con múltiples personalidades", *¿Cómo ves?*, núm. 28, pp. 16-19.
- _____ (2002), "Platino, el más noble de los metales", *¿Cómo ves?*, núm. 39, pp. 30-32.
- Godoy, M. (2004), "Alcohol, la ciencia de la libación", *¿Cómo ves?*, año 6, núm. 63, pp. 28-31.
- Godoy, M. R. (2006), "Hay algo en el aire... ¡feromonas!", *¿Cómo ves?*, año 8, núm. 88, pp. 22-25.
- González, N. (2013), "Isótopo, cuéntame cómo pasó", *¿Cómo ves?*, año 15, núm. 176, pp. 22-25.

- Guerrero Mothelet, V. (2008), "Hasta los huesos",* *¿Cómo ves?*, año 10, núm. 120. Disponible en: <<http://www.comoves.unam.mx/numeros/articulo/120/hasta-los-huesos>>.
- _____ (2015), "Fracking. Beneficios fugaces... ¿daños permanentes?*",* *¿Cómo ves?*, año 17, núm. 198. Disponible en: <<http://www.comoves.unam.mx/numeros/articulo/198/fracking-beneficios-fugaces-danos-permanentes>>.
- Guevara-Casas, C. (2011), "Sangre de tu sangre",* *¿Cómo ves?*, año 13, núm. 153, p. 26.
- Marmase, N. (2002), "Cristales", *¿Cómo ves?*, año 4, núm. 45, pp. 20-21.
- Martínez, J. Carlos (2010), "Humildes utensilios", *¿Cómo ves?*, año 12, núm. 134, pp. 20-21.
- Martínez Vázquez, A. y A. López-Munguía (2010), "Vino, zanahorias y sexo entre aves", *¿Cómo ves?*, núm. 141, p. 22.
- Mirena de Olaizola, M. (2011), "Experimento en Groenlandia", *¿Cómo ves?*, núm. 149, p. 30.
- Murray Tortarolo, G., V. J. Jaramillo y G. Murray Prisant (2015), "La crisis de los fertilizantes", *¿Cómo ves?*, año 17, núm. 195, pp. 26-29.
- Lopez Munguía, A. (2007), "En busca de la energía perdida, ¿qué te tomas?*",* *¿Cómo ves?*, año 9, núm. 98. Disponible en: <<http://www.comoves.unam.mx/numeros/articulo/98/en-busca-de-la-energia-perdida-que-te-tomas>>.
- _____ (2011), "La química y la magia", *¿Cómo ves?*, año 14, núm. 157, pp. 30-33.
- _____ (2011), "Las superfrutas: no son todas las que están, ni están todas las que son",* *¿Cómo ves?*, núm. 152, p. 22.
- López Pérez, V. M. (2012), "Micotoxinas: venenos naturales", *¿Cómo ves?*, año 15, núm. 169, pp. 30-33.
- Rubio Godoy, M. (2012), "Moda prehistórica", *¿Cómo ves?*, año 14, núm. 162, pp. 22-24.
- Ruiz Loyola, B. (2002), "Las armas químicas",* *¿Cómo ves?*, núm. 38, pp. 22-25.
- _____ (2002), "Cosas que brillan", *¿Cómo ves?*, año 4, núm. 41, pp. 22-25.
- Ruiz Loyola, B. y J. B. Ruiz Gutiérrez (2011), "Lecciones de Fukushima", *¿Cómo ves?*, núm. 151, p. 16.
- _____ (2011), "La química verde", *¿Cómo ves?*, núm. 150, p. 30.
- _____ (2011), "La picante historia de la jeringa", *¿Cómo ves?*, núm. 148, p. 26.
- _____ (2011), "Química y civilización", *¿Cómo ves?*, núm. 146, p. 30.
- Salgado, A. y L. Vaca (2008), "El Chile y el termómetro corporal", *¿Cómo ves?*, año 10, núm. 113, p. 22.
- Solís Hernández, U. (2010), "Gastronomía molecular",* *¿Cómo ves?*, núm. 145, p. 22.
- Sosa, A. M. (2002), "Los plásticos: materiales a la medida", *¿Cómo ves?*, año 4, núm. 43, pp. 22-25.
- Sosa, P. (2000), "Michael Jordan, un tipo con mucha química",* *¿Cómo ves?*, núm. 24, pp. 17-19.
- Sosa Reyes, A. M. (2001), "La química del pelo", *¿Cómo ves?*, núm. 36, pp. 30-33.
- Talanquer, V. (1999), "La química en el siglo XXI", *¿Cómo ves?*, núm. 12, pp. 30-32.
- Trujillo-Roldán, M. A. y N. A. Valdez-Cruz (2002), "Pasteur y las moléculas en el espejo",* *¿Cómo ves?*, año 4, núm. 44, pp. 26-29.
- Uruchurtu, G. (2004), "Los secretos del café",* *¿Cómo ves?*, año 6, núm. 69, pp. 16-19.
- _____ (2005), "El largo viaje de la alquimia a la química",* *¿Cómo ves?*, año 7, núm. 77, pp. 26-29.
- _____ (2006), "Aire limpio, ¿un milagro?", *¿Cómo ves?*, año 8, núm. 91. Disponible en: <<http://www.comoves.unam.mx/numeros/articulo/91/aire-limpio-un-milagro>>.

- _____ (2006). "Venenos, envenenados y envenenadores", *¿Cómo ves?*, año 8, núm. 90. Disponible en: <<http://www.comoves.unam.mx/numeros/articulo/90/venenos-envenenados-y-envenenadores>>.
- _____ (2012), "Dorothy Crowfoot: revelaciones de los cristales", *¿Cómo ves?*, año 14, núm. 168, pp. 26-29.
- _____ (2012), "En busca de la arquitectura molecular", *¿Cómo ves?*, año 14, núm. 162, pp. 26-29.
- _____ (2012), "La historia de los colores", *¿Cómo ves?*, año 14, núm. 161, pp. 26-30.
- Valdés Martínez, J. (1998), "Lluvia ácida. No siempre lo que cae del cielo son refrescantes gotas de agua", *¿Cómo ves?*, núm. 1, pp. 18-19.
- Valek, Gloria (2011), "Leopoldo Río de la Loza, un incansable impulsor de la química en México", *¿Cómo ves?*, núm. 147, p. 26.

