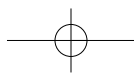


CUBIERTA



CIENCIAS NATURALES

NOVENO GRADO

I PARTE

PROVISIONAL

CURSO ESCOLAR 2009-2010


Editorial
Pueblo y Educación



Edición: Ing. Carmen T. Navarro Ponce
Diseño de cubierta: Olga L. Domínguez Sánchez
Diseño: Elena Faramiñán Cortina
Corrección: Magda Dot Rodríguez
Emplane: María de los Ángeles Ramis Vázquez
Ilustración: José Carlos Chateloín

© Ministerio de Educación, Cuba, 2009
© Editorial Pueblo y Educación, 2009

ISBN 978-959-13-1995-1 Obra completa
ISBN 978-959-13-1996-8 Primera parte

EDITORIAL PUEBLO Y EDUCACIÓN
Ave. 3ra. A No. 4605 entre 46 y 60,
Playa, Ciudad de La Habana,
Cuba. CP 11300.

ÍNDICE

Presentación / 6

Capítulo 1 **Las ciencias naturales en la solución de los problemas de la práctica social** / 7
Dr. C. Andrés L. Yera Quintana

Capítulo 2 **Las sales** / 11
Lic. Ysidro Hedesá Pérez

Capítulo 3 **La electricidad y su naturaleza. Circuitos eléctricos** / 30
Dr. C. Jorge L. Contreras Vidal

Capítulo 4 **Los hidróxidos. Los hidrácidos** / 48
Lic. Ysidro Hedesá Pérez

Capítulo 5 **Electromagnetismo** / 67
Dr. C. Jorge L. Contreras Vidal

Capítulo 6 **La Ley Periódica. Sistematización** / 76
M. Sc. Osmel Jiménez Denis

Capítulo 7 **Luz y dispositivos ópticos** / 88
Dr. C. Jorge L. Contreras Vidal

PRESENTACIÓN

Este material es el resultado de una cuidadosa compilación de los textos para la enseñanza de Geografía, Física, Química y Biología en secundaria básica, a cargo de prestigiosos profesores de nuestro país. Estas materias han sido relacionadas coherente y armónicamente, de manera que permitan comprender los complejos fenómenos naturales de forma más integral.

El aporte fundamental del contenido que se ofrece fue elaborado por los siguientes profesores: Dr. C. Jorge Hernández Mujica, Lic. Natalia R. Campuzano Senti, Prof. Agapito M. Díaz Hernández, Prof. Lourdes M. Fumero Durán, Prof. Esther Miedes Díaz, Lic. José Miguel Mesa Baldassarri, Dra. C. Edith Miriam Santos Palma, Prof. Migdalia Fernández Meneses, Dr. C. Pablo Valdés Castro, Lic. Carlos Sifredo Barrios, M. Sc. Luis Orlando Pérez Albejales, Dr. C. Pedro A. Hernández Herrera, Dr. C. Elio Lázaro Amador Lorenzo, Dr. C. Pedro Pablo Recio Molina, M. Sc. Minerva Cándano Acosta, M. Sc. Lina María Chiralde García, M. Sc. Margarita Guzmán Roque, Dr. C. Manuel Pérez Capote, Dr. C. Oscar Rodríguez Díaz, M. Sc. Yolanda Sosa García, Dr. C. Eduardo Rodríguez Reynaldo, Prof. Ysidro Hedesa Pérez, Prof. Mercedes Cuervo Castro, Dr. C. Francisco Pérez Álvarez, y Prof. Jesús L. Hernández Méndez.

Agradecemos a estos autores la posibilidad de utilizar su obra y resolver una nueva necesidad: enseñar las Ciencias Naturales como una sola asignatura en el currículo escolar de la secundaria básica cubana.

Valiosas contribuciones realizaron un equipo de profesores de la Universidad de Ciencias Pedagógicas Frank País de Santiago de Cuba: Dra. C. Librada García Leiva, Dra. C. Adaris Parada Ulloa, M. Sc. Nivaldo Ferrer Sagarra, Lic. Franklin Madrid Estrada y la Lic. Georgina Miranda. Asimismo, es importante destacar la revisión realizada por la Dra. C. María Antonia Torres Cueto, directora nacional de Salud Escolar del MINED, al contenido del capítulo “Medio ambiente y salud”, la labor de los profesores generales integrales de secundaria básica, especialistas de las universidades de ciencias pedagógicas, funcionarios de la Educación Secundaria Básica de las provincias y el nivel central que participaron en el proceso de oponencias, en diversas consultas e intercambios sobre el contenido de los libros, y ofrecieron sus acertadas observaciones y recomendaciones para el enriquecimiento del material que constituye una versión preliminar de lo que será el texto definitivo de esta asignatura.

Los compiladores

CAPÍTULO 1

Las ciencias naturales en la solución de los problemas de la práctica social

1.1 Importancia de las ciencias naturales para el desarrollo del hombre y la sociedad

Desde la Educación Primaria y en los grados anteriores en la Secundaria Básica se ha estado estudiando la asignatura Ciencias Naturales, la cual se encarga del estudio de los sistemas y cambios físicos, químicos y biológicos que tienen lugar en el universo teniendo en consideración el papel del hombre en la relación naturaleza-tecnología-sociedad.

Las ciencias naturales son consideradas una de las tres esferas del saber humano, unidas a las ciencias sobre la sociedad y sobre el pensamiento. En este grado se continúa el estudio de la asignatura, se sistematizan y consolidan los contenidos ya estudiados, y se introducen otros nuevos que permitirán alcanzar una mejor preparación para comprender y explicar las relaciones que existen entre los objetos, los fenómenos y los procesos que ocurren en la naturaleza de manera integrada.

De todos los seres vivos, el hombre es el que percibe su medio y responde a él de modo más complejo. Su curiosidad, su intelecto y los medios de comunicación que ha desarrollado le permiten relacionarse con su ambiente de manera excepcionalmente provechosa: recepciona información sobre él, organiza esa información e investiga las regularidades que en ella pueden existir, se cuestiona luego el porqué de esas regularidades, si existen, y transmite sus experiencias a las generaciones que le suceden.

A la actividad planificada y organizada por los hombres con el objetivo de profundizar en el conocimiento, o explicar las causas de diversos problemas, utilizando métodos y formas específicas de trabajo, se le ha denominado *ciencia*.

Se utiliza el término ciencia en un sentido abarcador, generalizador de toda la actividad realizada, con el fin de elaborar un nuevo conocimiento de valor teórico o práctico; sin embargo, se sabe que el hombre ha dirigido muchos de sus estudios en diferentes campos del saber y como resultado han surgido diversas ciencias: médicas, agronómicas, de la comunicación, de la informática, naturales y otras.

Los métodos más ligados al surgimiento y desarrollo de la ciencia han sido y siguen siendo en la actualidad la observación, la descripción, el planteamiento de hipótesis, la planificación y ejecución de experimentos, el análisis de sus resultados, la elaboración de conclusiones y la comunicación de los resultados,

todos ellos utilizados en función de resolver los problemas que se le presentan en la vida al ser humano, tales como: obtener más y mejores rendimientos en las cosechas, producir alimentos, obtener medicamentos para la prevención y cura de enfermedades, entre otros no menos importantes. La búsqueda de solución a tales demandas tiene como base el conocimiento más profundo de la realidad en que vive.

El profundizar en los conocimientos desde la búsqueda de explicaciones posibilita un mejor desempeño en la vida y favorece el interés por la ciencia y la técnica, tan necesario en la época moderna, ya que el desarrollo y la utilización de ambas, desde posiciones de respeto al ser humano y en función de su bienestar individual y social, deben contribuir a la supervivencia y desarrollo armónico de las especies en el planeta. El estudio de las ciencias naturales debe acompañarse del análisis de las implicaciones sociales de los descubrimientos científicos y sus aplicaciones, ello incrementa sin dudas la cultura científica tan necesaria para vivir en el mundo contemporáneo.

El desarrollo de la ciencia y la técnica se produce a tal velocidad que tiene una influencia directa y decisiva en la sociedad, de manera que cada vez se hacen mayores las relaciones de interdependencia entre los seres humanos que habitan el planeta.

En la actualidad se viven cambios acelerados que repercuten en todos los órdenes de la vida de la especie humana; los mismos deben situar al ser humano en una posición de preocupación y ocupación permanente que lo lleve a evaluar cómo ellos pueden afectarlo no solo a él, sino a toda la vida en el planeta y en este sentido tomar las medidas pertinentes que le permitan mantener una relación más consecuente con su medio, y que no ponga en peligro su vida ni la de las futuras generaciones.

El desarrollo de la ciencia, y en particular de las ciencias naturales, debe darse sobre la base de observar con rigor los efectos que producen las aplicaciones de sus resultados. El hombre debe poner la ciencia en función del desarrollo sano de la sociedad para la satisfacción de sus necesidades esenciales, sin que ello conduzca al deterioro del medio, ni a poner en riesgo la existencia misma de la especie humana. La ciencia debe servir esencialmente para propiciar la paz entre los hombres y permitir el desarrollo y el bienestar del ser humano y con ello favorecer el desarrollo armónico de la vida en el planeta.

El estudio de la asignatura en este grado debe contribuir precisamente a ese fin, lo que se aprende debe ponerse en función de una mejor calidad de vida del ser humano.

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Argumente con tres razones la importancia que le atribuye a las ciencias naturales en la vida del ser humano.
2. Investigue en la localidad en que se encuentra su escuela, en el municipio o en la provincia donde vive, si existe algún centro de investigaciones relacionado con las ciencias naturales. Recopile la información siguiente sobre el mismo lugar en que está ubicado, tema o temas en los que se investiga, resultados que ha obtenido, e importancia que tiene dicho centro para el desarrollo del ser humano, la sociedad y la ciencia.

1.2 La interrelación de los contenidos de Ciencias Naturales en el 9no. grado

En 8vo. grado se estudiaron los cuerpos, las sustancias y las mezclas, los óxidos como un tipo de sustancia, el movimiento en la naturaleza, la energía y los animales. Todas las unidades desarrolladas tuvieron la intención de destacar la unidad y diversidad de los procesos, fenómenos, sustancias, cuerpos y organismos en el universo.

Asimismo, los contenidos tratados posibilitaron revelar las relaciones de causa-consecuencia que se dan entre los diferentes procesos y fenómenos estudiados, así como las relaciones que se establecen entre la estructura de las sustancias, sus propiedades y aplicaciones. Se insistió en la necesidad del ahorro de la energía, la educación ambiental para el desarrollo sostenible, la educación para la salud y sexual, la necesidad de poseer valores como el amor al trabajo y a la ciencia, la responsabilidad, la honestidad, la honradez, la solidaridad, entre otros no menos importantes.

En el estudio de los contenidos del grado resultó de especial importancia el desarrollo de actividades práctica-experimentales, las cuales sirvieron de punto de partida para adquirir nuevos conocimientos teóricos y contribuyeron a consolidarlos, es decir, a que perduraran mayor tiempo en la memoria y que pudieran ser recordados y utilizados convenientemente en la solución de algún ejercicio o problema que debía ser resuelto tanto en la escuela como en la vida cotidiana.

Lo aprendido en 8vo. grado sentó las bases para el nuevo curso de Ciencias Naturales en el que se continuará el análisis de otros tipos de sustancias, procesos, hechos y fenómenos con un nivel de profundidad mayor.

El estudio de la asignatura en este grado tiene como intención sistematizar los conocimientos de grados anteriores y la propia experiencia adquirida en las relaciones con el medio; fomentar el amor al trabajo y a la ciencia, el cuidado y protección del medio ambiente, a partir del aprendizaje sistemático de los contenidos que forman parte de este material, y sobre todo estimular el cuestionamiento permanente y la profundización de los temas que sobre el desarrollo de la ciencia se dan a conocer por los diversos medios de comunicación.

Los contenidos en el programa de esta asignatura están organizados de manera que se puedan establecer los vínculos que permitan fijarlos mejor. El estudio de las diferentes unidades en el grado posibilitará dar respuesta a interrogantes como las siguientes: ¿Qué relación guarda lo que se aprenderá con lo que ya se conoce? ¿Cómo lo ya conocido, al vincularlo con lo nuevo, permite desarrollar el pensamiento al resolver los problemas que se presentan en la asignatura y en la vida? ¿En qué medida lo que se aprende se relaciona con los intereses de continuidad de estudio? ¿Cómo con el nuevo conocimiento se comprende mejor lo que ocurre en el medio? ¿Qué significación han tenido para la especie humana y la vida en general en el planeta los descubrimientos científicos realizados por el hombre? Lo más importante es que en cada momento de la vida el estudiante sea protagonista directo de lo que aprende, que se pregunte, estudie y compruebe lo que aprende, así estará más cercano cada día a un pensamiento científico.

El análisis de los procesos, los fenómenos, las sustancias, los cuerpos y los sistemas que se desarrolla en las distintas clases del programa favorece el estu-

dio del organismo humano. Las tres últimas unidades del grado permiten integrar, a nivel de consolidación del contenido, los conceptos y teorías estudiadas, por ello es muy importante que al estudiar el organismo humano se identifiquen y apliquen los conocimientos aprendidos sobre las sales, los hidróxidos, los hidrácidos, la electricidad, la luz y los dispositivos ópticos en el funcionamiento del organismo.

Resulta muy importante para el aprendizaje de los contenidos de la asignatura en el grado, que el estudio se oriente a destacar las relaciones que se establecen entre los conocimientos científicos obtenidos por el hombre, el desarrollo de la sociedad y su impacto en el medio ambiente. Al organizar y desarrollar su aprendizaje es esencial que se preste mucha atención a la comprensión de fenómenos y teorías tanto en los componentes no vivos como vivos de la naturaleza, destacando dentro de estos últimos al ser humano, en el que se manifiestan en una cualidad superior los referidos procesos y fenómenos por la complejidad que lo caracteriza.

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Exprese, en un resumen, cinco contenidos de Ciencias Naturales que le resultaron más interesantes en 8vo. grado.
2. Revele las relaciones que se establecen entre tres de los contenidos expresados en la tarea anterior. Utilice para el establecimiento de dichas relaciones la unidad de lo vivo y lo no vivo en la naturaleza.
3. Mencione algunos de los problemas que se le han presentado en la práctica y que ha podido resolver con la aplicación de los contenidos estudiados en Ciencias Naturales.
4. ¿Considera que sin el experimento y la observación es posible el conocimiento y desarrollo de las ciencias naturales? Valore el significado de ambos métodos en su estudio.

CAPÍTULO 2

Las sales

Las sales son sustancias muy difundidas en la naturaleza. El cloruro de sodio (sal de cocina), NaCl, es una de las más conocidas por el hombre. Otras sustancias como el cloruro de potasio (fertilizante), KCl; el carbonato de calcio (mármol), CaCO₃, y el nitrato de potasio (fertilizante), KNO₃, también son sales.

La corteza terrestre está constituida por un gran número de minerales, muchos de los cuales tienen entre sus componentes fundamentales las sales (tabla 2.1).

Tabla 2.1 **Minerales y sales que los componen**

Mineral	Nombre de la sal	Fórmula de la sal
Galena	Sulfuro de plomo (II)	PbS
Fosforita	Fosfato de calcio	Ca ₃ (PO ₄) ₂
Siderita	Carbonato de hierro (II)	FeCO ₃
Fluorita	Fluoruro de calcio	CaF ₂
Blenda	Sulfuro de cinc	ZnS

Las aguas de los océanos, ríos y lagos constituyen disoluciones salinas. Las sales son componentes de las células de las plantas, los animales y el hombre.

Atendiendo a su composición, las sales se clasifican en binarias y ternarias. Las sales binarias son compuestos formados por un elemento metálico y uno no metálico, excepto el oxígeno y el hidrógeno. Ejemplo de estas son el cloruro de sodio (NaCl) y el sulfuro de plomo (II), PbS.

Existe otro tipo de sales donde, además de un elemento metálico y uno no metálico, está presente el oxígeno; tal es el caso del sulfato de cobre (II), (CuSO₄), del carbonato de calcio (CaCO₃), que constituye las estalactitas y estalagmitas presentes en muchas cuevas, como por ejemplo las Cuevas de Bellamar, en la provincia de Matanzas. Este tipo de sales se conoce con el nombre de sales ternarias.

2.1 Propiedades físicas y estructura de las sales

A temperatura y presión ambiente las sales son sólidos cristalinos de relativamente elevadas temperaturas de fusión y de ebullición (tabla 2.2).

Tabla 2.2 Temperaturas de fusión y de ebullición y solubilidad en agua de algunas sales

Nombre	Fórmula química	t.f./°C	t.e./°C	Solubilidad en agua
Cloruro de sodio	NaCl	801	1 413	Soluble
Yoduro de potasio	KI	682	1 324	Soluble
Fluoruro de calcio	CaF ₂	1 418	2 407	Prácticamente insoluble
Cloruro de cinc	ZnCl ₂	283	732	Soluble
Carbonato de calcio	CaCO ₃	1 282	Descompone	Prácticamente insoluble

Muchas sales se disuelven en agua a temperatura ambiente con gran facilidad. Otras necesitan temperaturas más altas para disolverse apreciablemente.

Atendiendo a la masa de sal que se disuelve en una masa determinada de disolvente, generalmente agua, las sales se clasifican en solubles, poco solubles y prácticamente insolubles.

A diferencia de los metales, las sales en estado sólido no conducen la corriente eléctrica (aisladores). En estado líquido (fundidas) o disueltas en agua sí permiten el paso de la corriente eléctrica.

El cloruro de sodio es un sólido iónico formado por iones con una carga eléctrica positiva, Na⁺, e iones cloruro con una carga eléctrica negativa, Cl⁻, que se mantienen unidos por la fuerte atracción de sus cargas contrarias. Al igual que el cloruro de sodio, muchas sales están formadas por iones, aunque en todos los casos no tienen la misma distribución espacial.

En los cristales iónicos no existen moléculas, por lo que las fórmulas químicas de estas sustancias solo indican la menor relación que hay entre el número de partículas positivas y las negativas. Por ejemplo, la fórmula NaCl nos informa que en la sustancia cloruro de sodio *por cada ion sodio* (Na⁺) *hay un ion cloruro* (Cl⁻).

Las sales, al igual que todas las sustancias, son eléctricamente neutras. Por esta razón, en todos los casos la suma de las cargas eléctricas de los cationes (+) y de los aniones (-) es igual a cero.

Los altos valores de las temperaturas de fusión y de ebullición del cloruro de sodio, y en general de las sales, se deben a la fuerte atracción que une los iones que constituyen este tipo de sustancia. Por ejemplo, al fundir una sal es necesario un gran calentamiento para producir la destrucción del cristal. En la sal sólida los iones presentes en el cristal tienen un movimiento vibratorio alrededor de una posición fija, mientras que en la sal fundida los iones adquieren una mayor movilidad, por lo que conducen la corriente eléctrica.

Cuando el cloruro de sodio se disuelve en agua se produce la ruptura del cristal por la interacción entre las moléculas del agua y los iones del cristal. Como consecuencia, los iones se separan de la red y adquieren una mayor movilidad; por esto, la disolución acuosa del cloruro de sodio conduce la corriente eléctrica. El proceso de disolución de muchas sales ocurre de manera semejante al descrito para el cloruro de sodio.

Las sales se separan en iones cuando se disuelven en agua o se funden.

En las sales fundidas o en sus disoluciones (tabla 2.3) se encuentran los iones que las componen, por esta razón conducen la corriente eléctrica. A las sustancias que como el cloruro de sodio conducen la corriente eléctrica al estar disueltas o fundidas, se les denomina *electrolitos*.

Tabla 2.3 **Representación de los iones presentes en las sales fundidas y en disolución acuosa**

Fórmula de la sal	Representación química de los iones presentes en la sal fundida	Representación química de los iones de la sal en disolución acuosa
NaCl	Na ¹⁺ y Cl ¹⁻	Na ¹⁺ (ac) y Cl ¹⁻ (ac)
MgCl ₂	Mg ²⁺ y Cl ¹⁻	Mg ²⁺ (ac) y Cl ¹⁻ (ac)
K ₂ S	K ¹⁺ y S ²⁻	K ¹⁺ (ac) y S ²⁻ (ac)

En las sales ternarias iónicas los cristales están formados por cationes metálicos y por aniones constituidos por más de un elemento químico, uno de los cuales es el oxígeno. Los iones formados por dos o más átomos se denominan *iones poliatómicos*; ejemplo de ellos son los aniones nitrato (NO₃¹⁻), sulfato (SO₄²⁻) y carbonato (CO₃²⁻). En estas sales existen dos tipos de enlace químico: iónico (entre los cationes metálicos y los aniones poliatómicos que forman el cristal) y covalente polar (entre los átomos que forman el anión poliatómico). Las sales ternarias oxigenadas al disolverse en agua forman disoluciones electrolíticas donde están presentes cationes metálicos y aniones de forma semejante a como ocurre en las sales binarias. Por ejemplo, en una disolución de sulfato de cobre (II) están presentes los iones de la sal: Cu²⁺ (ac) y SO₄²⁻ (ac).

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Establezca una comparación, a partir de un cuadro resumen, entre las sales binarias y las sales ternarias en cuanto a: composición, tipo de enlace, y propiedades físicas.
2. Clasifique las sustancias representadas a continuación atendiendo a su composición y propiedades:
a) Na₂S; b) CaO; c) K₂CO₃; d) NiCl₂; e) FeSO₄; f) AgNO₃; g) PbO; h) AlCl₃
3. ¿Por qué el bromuro de litio (LiBr) líquido conduce la corriente eléctrica, y el dibromo (Br₂) líquido no?

2.2 Nomenclatura y notación química de las sales

Nomenclatura química de las sales binarias

Para nombrar estos compuestos se escribe el nombre del elemento no metálico terminado en *uro*, seguido de la preposición *de* y a continuación el nombre del elemento metálico. Si este último tiene más de un número de oxidación, entonces se aclara su valor con un número romano entre paréntesis.

Fórmula química	Nombre de la sustancia	Fórmula química	Nombre de la sustancia
NaF	Fluoruro de sodio	KCl	Cloruro de potasio
CaBr ₂	Bromuro de calcio	MgI ₂	Yoduro de magnesio
AlI ₃	Yoduro de aluminio	NiS	Sulfuro de níquel (II)
CuCl ₂	Cloruro de cobre (II)	Ag ₂ S	Sulfuro de plata
Fe ₂ S ₃	Sulfuro de hierro (III)	FeS	Sulfuro de hierro (II)

Notación química de las sales binarias

Para escribir la fórmula química de las sales binarias es necesario conocer el símbolo y el número de oxidación del elemento metálico y del no metálico que forman la sustancia en cuestión. Con estos datos puede procederse de la forma siguiente:

Pasos a seguir	Cloruro de cinc	Sulfuro de magnesio	Sulfuro de aluminio
1. Se escribe primero el símbolo del elemento metálico y después el símbolo del elemento no metálico.	Zn Cl	Mg S	Al S
2. Se coloca el número de oxidación correspondiente en la parte superior de cada símbolo.	Zn ²⁺ Cl ¹⁻	Mg ²⁺ S ²⁻	Al ³⁺ S ²⁻
3. Se coloca, como subíndice del elemento no metálico, el valor del número de oxidación del elemento metálico, y como subíndice del elemento metálico el del no metálico.	Zn ₁ ²⁺ Cl ₂ ¹⁻	Mg ₂ ²⁺ S ₂ ²⁻	Al ₂ ³⁺ S ₃ ²⁻
4. Si los subíndices son divisibles por un mismo número, se simplifica para obtener la relación más sencilla.	ZnCl ₂	MgS	Al ₂ S ₃

Nomenclatura de las sales ternarias oxigenadas

Para nombrar las sales ternarias oxigenadas se nombra el ion poliatómico (tabla 2.4), seguido de la preposición *de*, y a continuación el nombre del elemento metálico. Cuando este último tiene más de un número de oxidación, se especifica el valor del mismo al igual que en las sales binarias.

Fórmula química	Nombre de la sustancia	Fórmula química	Nombre de la sustancia
AgNO ₃	Nitrato de plata	AlPO ₄	Fosfato de aluminio
Na ₂ CO ₃	Carbonato de sodio	Na ₂ SiO ₃	Silicato de sodio
Fe ₂ (SO ₄) ₃	Sulfato de hierro (III)	Zn(NO ₃) ₂	Nitrato de cinc
CuSO ₄	Sulfato de cobre (II)	CaCO ₃	Carbonato de calcio

Tabla 2.4 Aniones poliatómicos oxigenados

Grupo de la Tabla	Símbolos químicos de los elementos unidos al oxígeno	Representación química de los aniones	Nombre de los aniones
IV A	C	CO ₃ ²⁻	carbonato
	Si	SiO ₃ ²⁻	silicato
V A	N	NO ₂ ⁻	nitrito
		NO ₃ ⁻	nitrato
	P	PO ₃ ³⁻	fosfito
		PO ₄ ³⁻	fosfato
VI A	S	SO ₃ ²⁻	sulfito
		SO ₄ ²⁻	sulfato
VII A	Cl*	ClO ⁻	clorito
		ClO ₃ ⁻	clorato

* El elemento cloro forma parte de otros aniones poliatómicos que no son objeto de estudio en este texto.

Notación química de las sales ternarias oxigenadas

Para escribir la fórmula química de las sales ternarias oxigenadas se procede como indica la tabla siguiente.

Pasos a seguir	Nitrato de potasio	Sulfato de cobre (II)
1. Se escribe primero el símbolo del elemento metálico y después la representación del anión poliatómico.	K NO ₃ ¹⁻	Cu SO ₄ ²⁻
2. Se coloca el número de oxidación en la parte superior del símbolo del elemento metálico.	K ¹⁺ NO ₃ ¹⁻	Cu ²⁺ SO ₄ ²⁻
3. Se coloca, como subíndice del elemento metálico, el módulo del valor de la carga del anión poliatómico y, como subíndice de este último, el módulo del valor del número de oxidación del elemento metálico.	K ₁ ¹⁺ (NO ₃) ₁ ¹⁻	Cu ₂ ²⁺ (SO ₄) ₂ ²⁻
4. Si los subíndices son divisibles por un mismo número se simplifican para obtener la relación más sencilla.	KNO ₃	CuSO ₄

La fórmula CuSO₄ indica que en la sustancia sulfato de cobre (II), por cada catión cobre dos más (Cu²⁺) hay un anión sulfato (SO₄²⁻).

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Nombre las sales representadas a continuación:
a) NaBr b) MgCl₂ c) K₂S d) KI e) NiS f) FeCl₃
2. Escriba las fórmulas de:
a) Bromuro de cobre (II) b) Cloruro de aluminio
c) Yoduro de calcio d) Sulfuro de plomo (II)

2.3 Obtención de sales

Al calentar sodio en atmósfera de dicloro se obtiene el cloruro de sodio (figura 2.1).

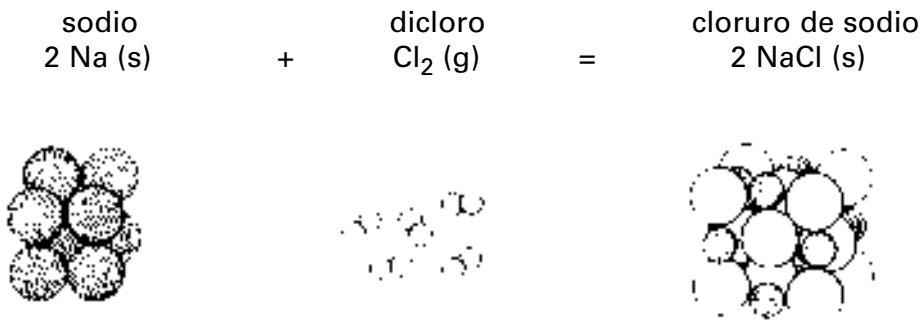
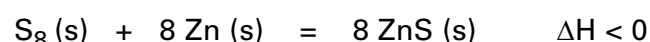


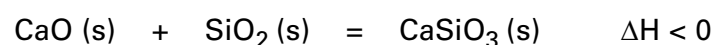
Fig. 2.1 Representación de la obtención del cloruro de sodio.

Al calentar una mezcla de octazufre y de cinc en polvo, se produce una reacción exotérmica en la que se obtiene la sal sulfuro de cinc:*



La mayoría de las sales binarias pueden obtenerse por reacción directa de un metal con un no metal bajo diferentes condiciones.

Las sales ternarias oxigenadas pueden considerarse como el producto de la reacción entre los óxidos metálicos y los óxidos no metálicos. Por ejemplo, al reaccionar el óxido de calcio con el dióxido de silicio puede comprobarse la formación del silicato de calcio.



TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Describa una forma de obtener sales binarias.
2. ¿Siempre que reaccionen un metal y un no metal se obtiene una sal? Explique.
3. Nombre las sales que se forman cuando reaccionan las sustancias siguientes: diyodo y sodio; octazufre y aluminio.
4. Escriba las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones exotérmicas entre los pares de sustancias siguientes: cinc y dicloro; diyodo y aluminio.

2.4 Las aplicaciones de las sales

Las sales han sido utilizadas por el hombre desde épocas remotas. Es difícil encontrar una industria química actual o un proceso productivo donde no se utilice alguno de estos compuestos, de una forma u otra.

Las sales son muy utilizadas en la agricultura, en la medicina y en la industria en general. Las aplicaciones de las sales, al igual que las de las restantes sustancias, tienen su base en sus propiedades.

Debido a la propiedad de algunas sales de ser higroscópicas,** como el cloruro de calcio, estas se usan como desecadores cuando se requiere eliminar la humedad de un sistema dado.

La disolución acuosa del sulfato de magnesio tiene propiedad laxativa, por lo que se utiliza como laxante. Los sueros fisiológicos que se emplean para el tratamiento de algunas enfermedades son disoluciones de cloruro de sodio.

Los iones sodio, potasio y cloruro, presentes en las disoluciones acuosas de cloruro de sodio y de cloruro de potasio, ayudan a mantener el correcto funcionamiento de las células del organismo; es por ello que el hombre necesita ingerir estas sales en su dieta diaria. Estas cantidades de sustancia generalmente se expresan en milimoles.

* Al llevar a cabo esta reacción en presencia de aire, se percibe la formación del dióxido de azufre por la reacción del octazufre con el dioxígeno.

** Sustancias que absorben vapor de agua.

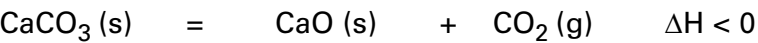
En Cuba tienen gran importancia económica las salinas que se encuentran en Guantánamo, donde se obtiene el cloruro de sodio a partir de la evaporación del agua de mar.

Por su gran solubilidad en agua, los nitratos de potasio y de calcio son utilizados como fertilizantes, ya que proporcionan al suelo importantes iones que forman parte de su composición y que las plantas necesitan para su crecimiento y desarrollo.

Algunas sales, entre ellas el sulfato de hierro (III) y el cloruro de sodio, se usan como desinfectantes; y otras, como el sulfato de cobre (II), para combatir las plagas en las plantaciones.

En la técnica las sales tienen gran importancia; por ejemplo, se utilizan en la obtención de vidrio, como colorantes y en la fabricación de otros muchos productos.

Algunas sales ternarias oxigenadas se descomponen por el calor produciendo los óxidos correspondientes. Esta propiedad es aprovechada por el hombre para obtener muchas sustancias. Un ejemplo de ello lo constituye la obtención del óxido de calcio por descomposición térmica del carbonato de calcio:





En Cuba, la piedra caliza, formada fundamentalmente por carbonato de calcio y carbonato de magnesio, se utiliza como materia prima para la obtención del óxido de calcio o cal viva. En los suelos donde hay abundante carbonato de calcio y humedad es factible la existencia de moluscos terrestres.

TAREAS DE APRENDIZAJE

- 1. Elabore un cuadro resumen de las aplicaciones de las sales en la medicina, en la agricultura y en la industria.
- 2. Cite dos aplicaciones de las sales y diga en qué propiedades se fundamentan.

2.5 Cantidad de sustancia. Masa molar

El químico comúnmente trabaja con muestras de sustancias. Cualquier muestra de sustancia se caracteriza por su masa y su volumen. Dado que toda muestra de sustancia está constituida por *átomos*, *moléculas* o *iones*, también puede ser caracterizada por el número de *entidades elementales* presentes en ella.

Muestra de hierro	Muestra de agua
 $m(\text{Fe}) = 56 \text{ g}$ $V(\text{Fe}) = 7,1 \text{ cm}^3$ $N(\text{Fe}) = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$	 $M(\text{H}_2\text{O}) = 9 \text{ g}$ $V(\text{H}_2\text{O}) = 9 \text{ mL}$ $N(\text{H}_2\text{O}) = 3,01 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$

La masa, el volumen y el número de entidades elementales caracterizan las muestras de sustancias.

La magnitud física que valora el número de entidades elementales que hay en una muestra de sustancia es la cantidad de sustancia.

La unidad de la cantidad de sustancia es el *mole* y su símbolo es el *mol*.

El mole es la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 12 g de carbono $^{12}_6\text{C}$ puro.

El número de átomos de carbono que hay en 12 g de $^{12}_6\text{C}$ es $6,022045 \cdot 10^{23}$. Este número se conoce como número de Avogadro, en honor al científico italiano Amadeo Avogadro. De esta forma, la muestra de hierro representada en el cuadro anterior, como está constituida por $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de hierro,* tiene una cantidad de sustancia $n(\text{Fe}) = 1 \text{ mol}$. Para la muestra de agua representada, $n(\text{H}_2\text{O}) = 0,5 \text{ mol}$.

Para los químicos, la cantidad de sustancia es la magnitud física fundamental al caracterizar una muestra de sustancia. Para expresar correctamente una cantidad de sustancia determinada se utiliza el símbolo *n*, y a continuación se escribe entre paréntesis el símbolo químico o la fórmula de la especie química de que se trate:

Se escribe	Se lee
$n(\text{C}) = 3 \text{ mol}$	Tres moles de carbono
$n(\text{O}_2) = 5 \text{ mol}$	Cinco moles de dioxígeno
$n(\text{H}_2\text{O}) = 0,5 \text{ mol}$	Medio mole de agua
$n(\text{NaCl}) = 1 \text{ mol}$	Un mole de cloruro de sodio

Si se varía (duplica, triplica, etc.) el número de entidades elementales, la cantidad de sustancia varía en la misma proporción. Por ejemplo, en el caso del agua:

Número de entidades elementales	Cantidad de sustancia
$6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas	$n(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ mol}$
2 ($6,02 \cdot 10^{23}$) moléculas	$n(\text{H}_2\text{O}) = 2 \text{ mol}$
3 ($6,02 \cdot 10^{23}$) moléculas	$n(\text{H}_2\text{O}) = 3 \text{ mol}$

* A partir de este momento se utilizará el valor aproximado de $6,02 \cdot 10^{23}$ como el número de Avogadro.

La cantidad de sustancia es directamente proporcional al número de entidades elementales de una sustancia.

$$n(X) = k \cdot N(X)$$

Masa molar

La masa de una muestra de sustancia está dada por la suma de las masas de los átomos, moléculas o iones que la forman; y la cantidad de sustancia valora el número de estas entidades elementales presentes en dicha muestra.

¿Qué relación existe entre la masa y la cantidad de sustancia?

Para responder a esta interrogante hay que estudiar esta relación en distintas muestras de agua.

AGUA

Muestras	1	2	3
$m(\text{H}_2\text{O})$	9 g	18 g	36 g
$n(\text{H}_2\text{O})$	0,5 mol	1 mol	2 mol
$\frac{m(\text{H}_2\text{O})}{n(\text{H}_2\text{O})}$	$18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$	$18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$	$18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Al igual que en el caso del agua, para cada sustancia existe una relación constante entre la masa y la cantidad de sustancia, cualquiera que sea la muestra. Esta se denomina masa molar y se define como:

La masa molar de una sustancia es la relación constante entre la masa y la cantidad de sustancia de una muestra dada de esta sustancia.

Ecuación de definición:

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)}$$

La unidad de la masa molar es el $\text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$, aunque comúnmente se expresa en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Los valores de la masa molar, $M(X)$, para cada sustancia aparecen en tablas.

Con ayuda del valor de la masa molar de una sustancia X es posible calcular la masa, $m(X)$, o la cantidad de sustancia, $n(X)$, de una muestra dada de esta sustancia, al despejar $m(X)$ o $n(X)$.

$$m(X) = n(X) \cdot M(X)$$

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)}$$

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$$

Ejemplo 1. Calcule la masa de una muestra de 3 mol de cloruro de sodio, NaCl.

Pasos a seguir	Desarrollo
1. Determinar la incógnita y los datos.	Incógnita $m(\text{NaCl})$ Datos $n(\text{NaCl}) = 3 \text{ mol}$
2. Escribir la relación o las relaciones necesarias.	$M(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{n(\text{NaCl})}$ $m(\text{NaCl}) = n(\text{NaCl}) \cdot M(\text{NaCl})$
3. Sustituir, según los datos y la tabla de masas molares, los valores y sus unidades.	$m(\text{NaCl}) = 3 \text{ mol} \cdot 58,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
4. Resolver	$m(\text{NaCl}) = 175,5 \text{ g}$
5. Respuesta	La masa de la muestra es de 175,5 g

Ejemplo 2. Calcule la cantidad de sustancia que hay en 280 g de hierro.

Pasos a seguir	Desarrollo
1. Determinar la incógnita y los datos.	Incógnita $n(\text{Fe})$ Datos $m(\text{Fe}) = 280 \text{ g}$
2. Escribir la relación o las relaciones necesarias.	$M(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe})}{n(\text{Fe})}$ $n(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe})}{M(\text{Fe})}$
3. Sustituir, según los datos y la tabla de masas molares, los valores y sus unidades.	$n(\text{Fe}) = \frac{280 \text{ g}}{56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$
4. Resolver	$m(\text{Fe}) = 5 \text{ mol}$
5. Respuesta	La cantidad de sustancia es de 5 mol

TAREAS DE APRENDIZAJE

- Represente abreviadamente las cantidades de sustancias siguientes: dos moles de tetrafósforo; cuatro moles de cinc; un cuarto de mole de dióxido de azufre; un mole de cloruro de potasio; tres moles de sulfato de cobre (II); dos moles de sulfuro de calcio.
- Cantidades de sustancias iguales de dioxígeno y dicloro contienen igual número de moléculas. Argumente.
- Una muestra de octazufre está formada por $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas.
a) ¿Qué cantidad de sustancia tiene esta muestra?

- b) ¿Esta muestra de sustancia tendrá mayor o menor número de moléculas que otra muestra de tres moles de octazufre?
4. Determine la masa que tendrá una muestra de 0,5 mol de bromuro de calcio.
5. Se dispone de una muestra de 2 mol de cada una de las sustancias representadas a continuación: FeS, MgS y CuS.
- a) Determine cuál de ellas tiene mayor masa.
- b) Nombre estas sustancias.

2.6 Información cuantitativa que se obtiene de una fórmula y de una ecuación química

La fórmula química de cualquier sustancia indica la relación entre el número de átomos o iones que la componen. Por ejemplo:

Fórmula química	Información sobre la relación entre el número de átomos o iones
H ₂ O	En el agua, por cada dos átomos de hidrógeno hay un átomo de oxígeno.
CO	En el monóxido de carbono, por cada un átomo de carbono hay un átomo de oxígeno.
NaCl	En el cloruro de sodio, por cada un ion sodio hay un ion cloruro.

Dado que la cantidad de sustancia es proporcional al número de átomos o iones, los subíndices de una fórmula química permiten conocer la relación entre la cantidad de sustancia de cada elemento químico.

En los ejemplos anteriores se tendrá:

Fórmula química	Información sobre la relación entre el número de átomos o iones
H ₂ O	En el agua, por cada <i>dos</i> moles de átomos de hidrógeno hay <i>un</i> mole de átomos de oxígeno.
CO	En el monóxido de carbono, por cada <i>un</i> mole de átomos de carbono hay <i>un</i> mole de átomos de oxígeno.
NaCl	En el cloruro de sodio, por cada <i>un</i> mole de iones sodio hay un mole de iones cloruro.

De manera similar, las ecuaciones químicas expresan la relación entre el número de átomos, moléculas o iones que intervienen en una reacción química.

Como la cantidad de sustancia es proporcional al número de átomos, moléculas o iones, los coeficientes en una ecuación química permiten determinar la relación entre las cantidades de sustancias que intervienen en dicha reacción.

Por ejemplo:

Ecuación química	$2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
Información sobre: $N(X)$ $n(X)$	<div>– Por cada <i>dos</i> moléculas de dihidrógeno reacciona <i>una</i> molécula de dióxígeno y se producen <i>dos</i> moléculas de agua.</div> <div>– Por cada <i>dos</i> moles de dihidrógeno reacciona <i>un</i> mole de dióxígeno y se producen <i>dos</i> moles de agua.</div>

Si se conocen las relaciones entre las cantidades de sustancias que intervienen en una reacción química, es posible calcular, con ayuda de las masas molares, las relaciones entre las masas de las sustancias que intervienen en dicha reacción. Por ejemplo:

Ecuación química	$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{Na}(\text{s}) = 2\text{NaCl}(\text{s})$
$n(X)$	1 mol 2 mol 2 mol
$m(X) = n(X) \cdot M(X)$	71 g 46 g 117 g

De esta forma, por cada 71 g de dicloro reaccionan 46 g de sodio y se producen 117 g de cloruro de sodio.

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Dadas las fórmulas químicas de las sustancias siguientes: SO_3 y CaCl_2 :

a) Escriba el nombre de cada sustancia.

b) ¿Qué información se obtiene de cada una de ellas sobre la relación entre el número de átomos o iones, y sobre la relación entre las cantidades de sustancia?
2. Complete el cuadro siguiente:

Ecuación química	$\text{Zn}(\text{s}) + \text{Cl}_2(\text{g}) = \text{ZnCl}_2(\text{s})$
$N(X)$	
$n(X)$	
$m(X) = n(X) \cdot M(X)$	

3. Si se hace reaccionar sodio con octazufre se obtiene sulfuro de sodio.

a) Escriba la ecuación química correspondiente a esta reacción.

b) Calcule las masas de cada una de las sustancias que intervienen en la reacción para la relación representada en la ecuación química.

c) Compruebe que las masas calculadas para esta reacción están de acuerdo con la Ley de Conservación de la Masa.
- 23

2.7 Las disoluciones acuosas de las sales.
Disoluciones al tanto por ciento. Concentración
másica

Dada la gran aplicación que tienen las disoluciones acuosas de las sales, es muy importante conocer la relación en que se encuentra el soluto disuelto con respecto al disolvente o a la disolución, ya que de esta forma se caracteriza cuantitativamente la disolución.

Una de las formas más usada de expresar la composición de una disolución es el tanto por ciento en masa. Por ejemplo: disolución de nitrato de plata, AgNO_3 , al 1 %. Esto significa que por cada 100 g de la disolución hay 1 g de nitrato de plata disuelto.

Esta forma de expresar la composición de una disolución relaciona la masa del soluto anhidro con la masa de la disolución.

La disolución al tanto por ciento en masa es aquella que se prepara manteniendo una relación de masa de soluto por cada 100 gramos de disolución. Estas disoluciones se expresan en tanto por ciento.

La ecuación de definición de las disoluciones al tanto por ciento es:

$$\omega x \cdot 100 = \frac{m(s)}{m(D)} \cdot 100$$

Donde:

$\omega x \cdot 100$, tanto por ciento en masa de un soluto x en una disolución.
 $m(s)$, masa de soluto anhidro que se disuelve.
 $m(D)$, masa de la disolución y resultado de la suma de la masa del soluto más la masa del disolvente, o sea:
 $m(D) = m(s) + m(d)$

Esta forma de expresar la composición de una disolución es muy utilizada en las farmacias y laboratorios.

Ejemplo 1. Determine a qué tanto por ciento en masa de nitrato de potasio están preparados 160 g de una disolución que contiene disueltos 8 g de dicha sal.

Pasos a seguir	Desarrollo
1. Determinar la incógnita y los datos.	Incógnita $\omega \text{KNO}_3 \cdot 100$ Datos $m(\text{KNO}_3) = 8 \text{ g}$ $m(D) = 160 \text{ g}$
2. Escribir la relación o las relaciones necesarias.	$\omega \text{KNO}_3 \cdot 100 = \frac{m(\text{KNO}_3)}{m(D)} \cdot 100$
3. Sustituir según los datos, los valores y sus unidades.	$\omega \text{KNO}_3 \cdot 100 = \frac{8,0 \text{ g}}{160 \text{ g}} \cdot 100$
4. Resolver.	$\omega \text{KNO}_3 \cdot 100 = 5 \%$
5. Respuesta:	La disolución está preparada a un 5 % en masa de nitrato de potasio.

Ejemplo 2. Calcule la masa de nitrato de plata y qué masa de agua se necesita para preparar 40 g de una disolución al 1,2 % en masa.

Pasos a seguir	Desarrollo
1. Determinar la incógnita y los datos.	Incógnita $m(\text{AgNO}_3)$ $m(\text{H}_2\text{O})$ Datos $\omega_{\text{AgNO}_3} \cdot 100 = 1,2 \%$ $m(D) = 40 \text{ g}$
2. Escribir la relación o las relaciones necesarias.	$\omega_{\text{AgNO}_3} \cdot 100 = \frac{m(\text{AgNO}_3)}{m(D)} \cdot 100$
3. Despejar la incógnita.	$m(\text{AgNO}_3) = \frac{\omega_{\text{AgNO}_3} \cdot 100 \cdot m(D)}{100}$
4. Sustituir según los datos, los valores y sus unidades.	$m(\text{AgNO}_3) = \frac{1,2 \cdot 40 \text{ g}}{100}$
5. Resolver.	$m(\text{AgNO}_3) = 0,48 \text{ g de AgNO}_3$
6. Determinar la masa de disolvente.	$m(D) = m(s) + m(d)$ $m(d) = m(D) - m(s)$ $m(d) = 40 \text{ g} - 0,48 \text{ g}$ $m(d) = 39,52 \text{ g de H}_2\text{O}$
7. Respuesta:	Para preparar los 40 g de disolución al 1,2 % de nitrato de plata se necesitan 0,48 g del soluto y 39,52 g de agua.

Otra de las formas de caracterizar cuantitativamente una disolución es mediante la *concentración másica*.

La *concentración másica de una disolución*, $\rho(X)$, es la relación entre la masa de cualquier soluto disuelto, $m(X)$, y el volumen de disolución $V(D)$.

Ecuación de definición de concentración másica de una disolución:

$$\rho(X) = \frac{m(X)}{V(D)}$$

Donde:

$\rho(X)$, concentración másica de la disolución de una sustancia X .

$m(X)$, masa del soluto.

$V(D)$, volumen de la disolución.

La unidad de medida de la concentración másica en el Sistema Internacional de Unidades es el $\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$, aunque con más frecuencia se utiliza el $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$.

A partir de la ecuación de definición podrá calcularse uno de sus tres componentes, $\rho(X)$, $m(X)$, $V(D)$, conocidos los dos restantes.

Ejemplo 1. Calcule la concentración másica de una disolución que fue preparada disolviendo completamente una muestra de 64,50 g de cloruro de potasio en agua hasta obtener dos litros de disolución.

Pasos a seguir	Desarrollo
1. Determinar la incógnita y los datos.	Incógnita $\rho(\text{KCl})$ Datos $m(\text{KCl}) = 64,50 \text{ g}$ $V(D) = 2 \text{ L}$
2. Escribir la relación o las relaciones necesarias.	$\rho(\text{KCl}) = \frac{m(\text{KCl})}{V(D)}$
3. Sustituir, según los datos, los valores y sus unidades.	$\rho(\text{KCl}) = \frac{64,50 \text{ g}}{2 \text{ L}}$
4. Resolver.	$\rho(\text{KCl}) = 32,25 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$
5. Respuesta:	La concentración másica de la disolución es $32,25 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

Ejemplo 2. Determine el volumen de la disolución de nitrato de sodio, cuya concentración másica es igual a $18,0 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$, que fue preparada disolviendo 27,0 g de soluto en suficiente agua.

Pasos a seguir	Desarrollo
1. Determinar la incógnita y los datos.	Incógnita $V(D)$ Datos $m(\text{NaNO}_3) = 27,50 \text{ g}$ $\rho(\text{NaNO}_3) = 18,0 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$
2. Escribir la relación o las relaciones necesarias.	$\rho(\text{NaNO}_3) = \frac{m(\text{NaNO}_3)}{V(D)}$ $V(D) = \frac{m(\text{NaNO}_3)}{\rho(\text{NaNO}_3)}$
3. Sustituir, según los datos, los valores y sus unidades.	$V(D) = \frac{27,0 \text{ g}}{18,0 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}}$
4. Resolver.	$V(D) = 1,5 \text{ L}$
5. Respuesta:	El volumen de la disolución 1,5 L

TAREAS DE APRENDIZAJE

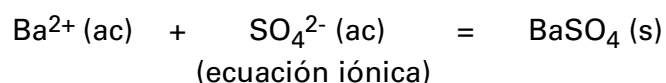
1. Diga qué significados tienen las expresiones siguientes:
 - a) Disolución al 10 % de NaCl.
 - b) $\rho(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

2. En el laboratorio se tienen 25 g de nitrato de plomo (II) y 150 g de agua. Si se mezclan totalmente estas sustancias:
 - a) Calcule la masa de la disolución que se preparó.
 - b) Determine qué composición al por ciento en masa de soluto tiene esta disolución.
3. El sulfato de magnesio está presente en las aguas medicinales. ¿Qué volumen de una disolución de concentración másica $1,20 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ es necesario suministrar al organismo para proporcionarle 0,24 g de sulfato de magnesio?
4. El nitrato de potasio es muy utilizado como fertilizante. Si se le añade a una parcela experimental 100 L de una disolución de esta sal ternaria oxigenada de concentración másica $15,15 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$:
 - a) ¿Qué masa de soluto y qué cantidad de sustancia se le suministró al suelo?
 - b) ¿Qué iones recibirán las plantas a través de sus raíces?
5. ¿Cómo usted prepararía 2,5 L de disolución de cloruro de cobre (II) de concentración másica igual a $67,5 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$?

2.8 Las reacciones entre las disoluciones acuosas de las sales

Las reacciones entre disoluciones acuosas de sales ocurren entre algunos de los iones presentes en las disoluciones que se mezclan. Por ejemplo, cuando se unen disoluciones acuosas de cloruro de bario, BaCl_2 , y de sulfato de cobre (II), CuSO_4 , se obtiene un precipitado de sulfato de bario, BaSO_4 , sal prácticamente insoluble en agua, y cloruro de cobre (II) en disolución, CuCl_2 (ac).

La reacción ocurrida puede representarse como sigue:



Si se filtra y se evapora el filtrado, se obtienen cristales de cloruro de cobre (II). Por lo tanto, el cambio ocurrido también puede representarse por la ecuación química siguiente:



Cuando se unen dos disoluciones acuosas de sales conteniendo cada una de ellas uno de los iones de una sal poco soluble o prácticamente insoluble en agua, se produce una reacción química en la que se forma un precipitado y los restantes iones quedan en disolución.

Para predecir la ocurrencia o no de una reacción química entre disoluciones acuosas de sales puede utilizarse la tabla de solubilidad de las sustancias en agua (tabla 2. 5).

Ejemplo 1. ¿Se producirá una reacción química cuando se mezclen disoluciones acuosas de cloruro de potasio y de nitrato de plata?

Haciendo uso de la tabla de solubilidad se puede predecir que los iones Cl^- (ac) y los iones Ag^+ (ac) presentes en las disoluciones reaccionantes pueden dar lugar a la formación del cloruro de plata, AgCl , sustancia prácticamente insoluble en agua. Los restantes iones, K^{1+} (ac) y NO_3^{1-} (ac), quedarán en disolución.

Es decir:

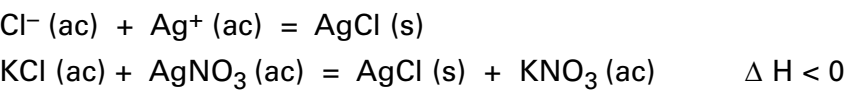


Tabla 2.5 Solubilidad de algunas sustancias en agua

Iones	K^+	Na^+	Ag^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Zn^{2+}	Cu^{2+}	Pb^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Al^{3+}	Ni^{2+}
Hidróxido OH^-	S	S	–	S	P	I	I	I	I	I	I	I	I
Cloruro Cl^-	S	S	I	S	S	S	S	S	P	S	S	S	S
Yodruro I^-	S	S	I	S	S	S	S	S	I	S	–	S	S
Sulfuro S^{2-}	S	S	I	I	–	–	I	I	I	I	I	–	I
Nitrato $(\text{NO}_3)^-$	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S
Sulfito $(\text{SO}_3)^{2-}$	S	S	P	P	P	P	P	–	I	P	–	–	–
Sulfato $(\text{SO}_4)^{2-}$	S	S	P	I	P	S	S	S	P	S	S	S	S
Carbonato $(\text{CO}_3)^{2-}$	S	S	P	P	I	P	–	–	I	I	–	–	I
Silicato $(\text{SiO}_3)^{2-}$	S	S	P	P	I	P	–	–	I	I	–	–	I
Fosfato $(\text{PO}_4)^{2-}$	S	S	P	I	I	P	I	I	I	I	P	I	I

S: soluble.
P: poco soluble (entre 1 g y 0,001 g en 100 g de agua).
I: prácticamente insoluble (menos de 0,001 g en 10 g de agua).
–: se descompone por el agua o no existe.

Ejemplo 2. ¿Se formará un precipitado al unir disoluciones acuosas de sulfato de potasio y cloruro de sodio?

Al mezclar estas disoluciones no se forma un precipitado, ya que ninguno de los iones presentes en las disoluciones reaccionantes pueden formar entre sí una sustancia poco soluble o prácticamente insoluble en agua.

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Haciendo uso de la tabla de solubilidad de las sustancias, escriba la fórmula química y el nombre de cinco sales solubles y cinco prácticamente insolubles en agua, de distintos aniones.

2. ¿Cuál de los siguientes pares de disoluciones reaccionan entre sí formando un precipitado?:
 - a) cloruro de sodio y sulfato de hierro (III);
 - b) sulfuro de potasio y cloruro de cobre (II);
 - c) nitrato de calcio y carbonato de potasio.
3. ¿Puede separarse una mezcla de los sólidos nitrato de plomo (II) y sulfuro de bario añadiendo agua sin que ocurra reacción? ¿Por qué?
4. A una mezcla de los sólidos cloruro de cobre (II) y sulfuro de sodio se añaden 50 mL de agua y se agita continuamente. Después, la mezcla resultante se filtra y se recoge el filtrado. ¿Ocurrirá una reacción química en este proceso? Explique.

CAPÍTULO 3

La electricidad y su naturaleza. Circuitos eléctricos

3.1 El fenómeno de la electrización y su explicación

Los griegos, en el año 600 a.n.e., hallaron que al frotar con piel un trozo de ámbar, este atraía otros materiales y también se percataron de la existencia del magnetismo. Tales de Mileto supo de un mineral (magnetita) que atraía al hierro y encontró que este se imanaba tocando el mineral magnético. Alrededor del siglo XI, los chinos descubrieron que un imán actuaba sobre una brújula.

William Gilbert, en 1600, consideraba que la Tierra actuaba como un imán, que interaccionaba con las agujas de las brújulas y otros imanes en la misma forma en que los imanes interaccionan. También pensó que la gravedad y el movimiento de los planetas eran debido a fenómenos magnéticos, y estableció la distinción entre fenómenos eléctricos y magnéticos. Para ello inventó un dispositivo detector sensible (pequeña aguja de madera balanceada libremente sobre un pivote, como una aguja de brújula), y demostró que muchas sustancias, como el vidrio, el lacre y el azufre podían ser electrizadas después de frotadas, comportarse como el ámbar y atraer la aguja de madera. Por último, él llamó la atención de que el imán atrae solamente al hierro, mientras que los cuerpos electrizados atraían todo. La influencia del imán sobre el hierro no se afecta en el agua, pero la electrización desaparece.

Gilbert propuso un modelo de electrización. El vidrio y el ámbar frotados, están rodeados por un efluvio (onda) imponderable e invisible liberado del material por la influencia de la fricción. Este efluvio se propagaba hacia los otros cuerpos y los atraía hacia el cuerpo electrizado. A los cuerpos que se electrizaban, él los denominó eléctricos, semejantes al electrón (ámbar); así fue introducida la palabra electricidad en la ciencia. Los cuerpos que al ser frotados atraían a otros se les denominó electrizados (cargados eléctricamente). El modelo del efluvio se mantuvo hasta la mitad del siglo XVIII.

En el siglo XVIII se descubrió que existen dos tipos de electricidad. Du Fay llamó "vitrosa" a la que existe en una barra de vidrio frotada con seda, y "resinosa" a la que aparece sobre la barra de hule frotada con piel. Benjamín Franklin sugirió un modelo diferente para explicar la electrización, a partir de un solo fluido eléctrico transferido entre los cuerpos. El vidrio electrizado adquiere un exceso de fluido eléctrico sobre la cantidad normal y a este estado lo denominó "positivo"; el objeto con el cual se frotó el vidrio adquirió una deficiencia de fluido eléctrico y a este estado lo llamó "negativo". La terminología

de Franklin permanece hasta hoy, pero ahora se reconocen dos tipos de cargas, la que es una propiedad de la sustancia. El fluido eléctrico como idea desaparece.

Los experimentos de Du Fay se resumen así: si dos varillas de vidrio se frotan con seda, se repelen (figura 3.1); dos varillas de hule duras frotadas con piel también se repelen. Hay repulsión siempre que dos materiales idénticos son electrizados de la misma manera. Se concluye que cuerpos con cargas iguales se repelen entre sí; de manera general, cargas iguales se repelen. También se encuentra que las varillas de hule y de vidrio previamente electrizadas se atraen entre sí; y que un cuerpo electrizado, repelido por la barra de hule, es atraído por la barra de vidrio, y viceversa.

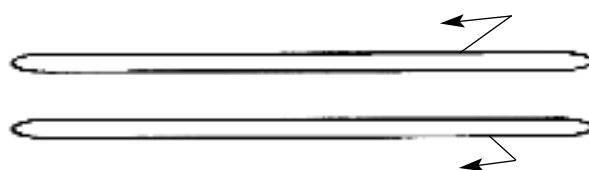


Fig. 3.1 Dos varillas de vidrio frotadas con seda se repelen.

Existen dos tipos de cargas eléctricas (positiva y negativa). Cargas iguales se repelen y cargas desiguales se atraen.

El tipo de carga no es única para el material de la barra; depende también del segundo material. Dos barras de hule, una frotada con piel y la otra con una envoltura de plástico, se atraen, indicando cargas desiguales.

En la época de Du Fay y Franklin no se sabía que los cuerpos estaban formados por átomos y estos a su vez por electrones, protones y neutrones. Los electrones y protones son los responsables de que haya dos tipos de electrización. Los primeros poseen carga negativa (-) y los segundos, carga positiva (+). Cierta cantidad de electrones puede desplazarse de un cuerpo a otro, o de una parte a otra de un mismo cuerpo, dando lugar a un exceso o defecto de un tipo u otro de electricidad, provocando su electrización. La cantidad de electrones que se transfiere de un cuerpo a otro durante la electrización por frotamiento es enorme. Es difícil determinar la cantidad que pasa a una varilla de hule al frotarla con piel, sobre todo porque depende de las condiciones en que se realiza la experiencia, pero la cifra pudiera ser de miles de millones de electrones. Sin embargo, esta cifra es insignificante comparada con la cantidad total de electrones que hay en las moléculas del hule.

No es indispensable frotar dos cuerpos entre sí para que exista transferencia de electrones de uno a otro; basta con que hagan buen contacto y sean de distintas sustancias. Hacia donde pasan los electrones y la cantidad depende de las características de las sustancias, en particular, de la concentración de electrones en ellas y de la capacidad de sus átomos o moléculas para atraerlos hacia sí. Mientras mayor sea la diferencia entre dos sustancias, en lo que respecta a estas características, más fácilmente se electrizarán al ponerlas en contacto. La cantidad de electrones que se transfiere también depende del número de puntos de las superficies de los cuerpos que entran en contacto. De este modo, al poner en contacto mutuo dos cuerpos de sustancias diferentes, pueden pasar electrones de uno a otro, quedando electrizados ambos.

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Existen dos tipos de cargas eléctricas (positiva y negativa). Intente describir un experimento hipotético donde se concluya con la existencia de un tercer tipo de carga eléctrica.
2. Elabore un resumen acerca de la vida de William Gilbert, Tales de Mileto y Du Fay. Destaque sus aportes a la ciencia.
3. Franklin denominó negativo a la carga de los electrones y positivo a la de los protones. Reflexione acerca de si algo cambiaría en la vida o en la ciencia si la denominación fuera al revés.
4. Frote con papel un peine y una varilla de metal. Acérquelos a pedacitos de papel y describa lo observado.
5. Explique con sus palabras por qué se puede electrizar una tira recortada de una bolsita de las utilizadas en las tiendas para envasar los productos, frotándola, y no así una varilla de metal.
6. Explique por qué un cuerpo electrizado pierde con el tiempo dicha propiedad.
7. Indague acerca de lo que es el ámbar.

3.2 Conductores y aisladores

Una varilla metálica sostenida en la mano y frotada con piel no manifiesta estar cargada; pero es posible cargarla si tiene un mango de vidrio o ebonita, y por ahí se le sostiene. La explicación es que los metales, el cuerpo humano y la tierra son conductores de la electricidad; y el vidrio, la ebonita, los plásticos, etc., son aisladores (también llamados dieléctricos).

En los conductores eléctricos, las cargas se pueden mover libremente a través de la sustancia de que están compuestos, mientras que en los aisladores no pueden hacerlo.

En los metales solo la carga negativa se puede mover libremente. La carga positiva es tan inmóvil como lo es en el vidrio o en cualquier otro dieléctrico. Los transportadores de cargas en los metales son los electrones libres.

Cuando los átomos se combinan para formar un sólido metálico, los electrones exteriores del átomo ya no quedan unidos a átomos individuales, sino que quedan en libertad de moverse en todo el volumen del sólido. En algunos conductores tales como las disoluciones electrolíticas, se pueden mover tanto las cargas positivas como las negativas. *Hay una clase de sustancias, los semiconductores, intermedios entre conductores y aisladores, en lo que se refiere a la conducción de la electricidad;* entre estas sustancias son bien conocidos el silicio y el germanio. En los semiconductores la conductividad eléctrica puede aumentarse agregando cantidades muy pequeñas de otros elementos; al silicio se le agregan con ese fin trazas de arsénico o de boro. Los semiconductores tienen muchas aplicaciones prácticas, entre las cuales está su uso en la construcción de transistores.

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Determine por qué no se deben tocar cables eléctricos cuando se está descalzo y mucho menos si el suelo está humedecido.
2. De acuerdo con su capacidad para conducir la electricidad, intente clasificar diversos materiales utilizados en la vida diaria en tres categorías: buenos, medianos y malos conductores.

3.3 Fuerza electrostática

Charles Agustín de Coulomb, en 1785, midió cuantitativamente las atracciones y repulsiones eléctricas, y dedujo la ley que las rige. Estas fuerzas, de acuerdo con la Tercera Ley de Newton, obran en la línea que une las cargas, pero apuntan en sentidos contrarios. La magnitud de la fuerza en cada carga es la misma, aun cuando las cargas pueden ser muy diferentes. El valor de la fuerza de interacción es proporcional al producto de las cargas e inversamente proporcional al cuadrado de la distancia que las separa. Esta ley describe las fuerzas eléctricas que ligan los electrones de un átomo a su núcleo, las fuerzas que ligan los átomos entre sí para formar las moléculas, las fuerzas que ligan los átomos o las moléculas entre sí para formar sólidos o líquidos, y las fuerzas que surgen entre los iones.

Así pues, la mayoría de las fuerzas de la experiencia diaria no son gravitatorias, sino eléctricas. Una fuerza transmitida por cables de acero es, en el fondo, una fuerza eléctrica. Solamente las fuerzas eléctricas de atracción interatómica que obran entre los átomos son las que evitan que el cable se rompa. Los animales y plantas son un conjunto de núcleos y electrones ligados entre sí mediante las fuerzas de Coulomb. La fuerza de Coulomb entre dos partículas cargadas es completamente independiente de la presencia de otras partículas cargadas, o de las propiedades del espacio existente entre las partículas.

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Investigue qué fuerza de atracción mantiene unido al núcleo atómico si en este hay protones cuya carga es positiva, y por lo tanto lo que existe entre ellos es repulsión.
2. Compare la expresión matemática que describe la fuerza de gravitación universal con la expresión de la fuerza de Coulomb. Llegue a conclusiones a partir de la comparación establecida.

3.4 Campo eléctrico

A cada punto en el espacio cerca de la Tierra se le puede asociar un valor de intensidad de campo gravitatorio (g), que puede calcularse por la expresión ya conocida: $g = \frac{F}{m}$. Para puntos cercanos a la superficie de la Tierra, el campo se puede considerar uniforme; esto es, la intensidad del campo gravitatorio (g) es la misma para todos los puntos.

Por su parte, el espacio que rodea una varilla cargada está afectado por la varilla y se le llama *campo eléctrico*. De la misma manera se habla de un campo magnético en el espacio que rodea a un imán recto.

Antes de la época de Faraday, la fuerza que obraba entre las partículas cargadas se consideraba como una interacción directa e instantánea entre las dos partículas. Este concepto de acción a distancia se aplicaba también a las fuerzas magnéticas y a las gravitacionales. Otros científicos prefirieron pensar que todo el espacio estaba lleno de cierto fluido, que aparte de ser tenue para ser indetectable por cualquier experimento, tenía que ser fuerte y versátil para comunicar todas las fuerzas gravitacionales, e incidentalmente servir también para propagar la luz y los efectos eléctricos y magnéticos. Para algunos científicos, como Newton, lo importante era que las expresiones matemáticas funcionaran; aunque no se supiera con claridad si existía algo o no entre los cuerpos masivos y las cargas eléctricas. Al respecto, escribió que no proponía hipótesis acerca de las causas de las propiedades de la gravedad y que para él lo importante era que la gravedad existía y que actuaba de acuerdo con las leyes que se habían elaborado, las cuales servían para explicar los movimientos celestes y del mar. La ley matemática de la gravedad, como la coulombiana, explicaban un amplio rango de observaciones; eso era suficiente justificación para aceptarlas.

Por su parte, Faraday, con sus observaciones y experimentos, se convenció de que la totalidad de los fenómenos eléctricos y magnéticos no podían explicarse en términos de la acción a distancia entre partículas, y que el espacio intermedio sí influía de alguna forma.

El concepto campo eléctrico propuesto por Faraday estaba en función de líneas de fuerza, las que todavía hoy se utilizan. Maxwell coincidía con las ideas de Faraday y en 1865 escribió que él pensaba que la interacción entre cuerpos excitados se debía a acciones que continúan en el medio circundante y no a fuerzas que actuaban directamente a distancias prudentes; por lo que proponía una teoría del campo electromagnético, que trataba con el espacio en la cercanía de los cuerpos eléctricos y magnéticos, la que supone que en ese espacio existe materia en movimiento, por la que se producen los fenómenos electromagnéticos que se observaban, y que dicho espacio podía estar lleno con cualquier clase de materia, o hasta vacío. La aceptación general de la Teoría de Maxwell marcó el paso de una era denominada por la filosofía de acción a distancia a la presente era de las teorías de campo.

Pensando en función de campos eléctricos, se considera que una carga q_1 produce un campo eléctrico en el espacio que la rodea y que el campo obra sobre la carga q_2 ; esto se pone de manifiesto por la fuerza F que experimenta q_2 . El campo desempeña un papel intermedio en las fuerzas que obran entre las cargas. Se piensa en función de carga a campo y no como requiere el punto de vista de acción a distancia, en función de carga a carga. En la figura 3.2 también se puede imaginar que q_2 produce un campo y que este actúa sobre q_1 , produciendo sobre él una fuerza en sentido contrario.



Fig. 3.2 Interacción entre dos partículas cargadas eléctricamente.

La teoría electromagnética plantea que si q_1 se mueve respecto a q_2 , esta se entera del movimiento de q_1 por una perturbación del campo que emana de q_1 , y que avanza con la velocidad de la luz. Al viajar la perturbación con una velocidad tan grande, la transmisión de la acción parece instantánea, pero no lo es. Los electrones acelerados en la antena de un emisor de radio influyen sobre los electrones de una antena receptora distante solo hasta después de un tiempo $t = \frac{d}{c}$, siendo d la distancia entre las antenas y c la velocidad de la luz. Por ejemplo, las oscilaciones de los electrones en la antena de una nave que se acerca a Marte demoran en registrarse en la Tierra unos 5 min. En este caso, la distancia es tan grande que el tiempo en transmitirse la acción es apreciable.

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Investigue por qué se plantea que si las partículas cargadas estuvieran siempre en reposo relativo, unas respecto a las otras, con la teoría de la acción a distancia era suficiente para explicar lo que ocurría entre ellas.
2. Compare las características del campo gravitatorio con las del campo eléctrico.
3. Diseñe un experimento para determinar dónde será más intenso el campo eléctrico: ¿cerca o lejos de los cuerpos electrizados?

3.5 La intensidad del campo eléctrico, líneas de fuerza y su representación

La intensidad del campo eléctrico se define de manera muy similar a la intensidad del campo gravitatorio, como sigue: $E = \frac{F}{q_0}$, donde q_0 es la carga, considerada positiva, de un pequeño cuerpo de prueba que se coloca en un punto del espacio que se va a examinar y se da en coulomb (C); F es la fuerza eléctrica que ejerce sobre ese cuerpo, y se da en newton (N); y E es la intensidad de campo eléctrico, y se da en N/c.

La dirección de E es la dirección de F . La intensidad del campo eléctrico de un cuerpo también depende de su grado de electrización, o carga eléctrica que posee, y de la distancia a él. Por su parte, si una partícula o un cuerpo electrizados se colocan en un campo eléctrico, la fuerza ejercida sobre ellos depende de la carga eléctrica que poseen y de la intensidad del campo.

Lo anterior se aprovecha en aplicaciones prácticas, en las que se dirige el movimiento de ciertas partículas a lugares deseados, variando la intensidad del campo o la carga eléctrica de las propias partículas. Por ejemplo, en las pantallas de los televisores, las imágenes se forman haciendo incidir sobre ella electrones, que son emitidos en el extremo posterior del tubo de pantalla y luego acelerados mediante un campo eléctrico hasta una velocidad de unos 6 000 km/s, con la que inciden sobre la pantalla.

Las intensidades del campo electrostático para partículas cargadas positiva y negativamente pueden representarse como en la figura 3.3.

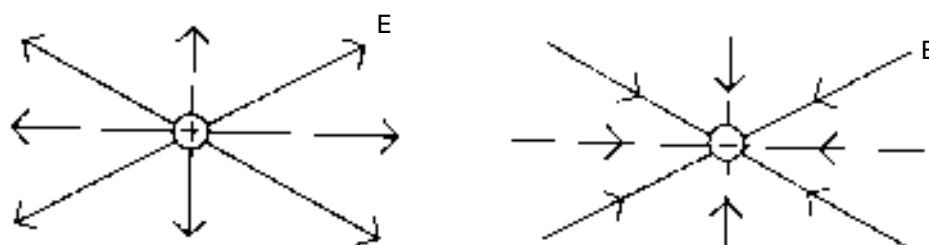


Fig. 3.3 Representación esquemática del campo eléctrico en partículas cargadas positiva y negativamente.

Por simetría, las líneas deben coincidir con los radios, tanto en las cargas positivas como en las negativas. En las negativas apuntan hacia adentro porque una carga positiva libre sería acelerada en esa dirección. El campo eléctrico no es constante sino que disminuye al aumentar la distancia a la carga. Esto se pone de manifiesto en las líneas de fuerza, las cuales están más separadas a mayores distancias. Además, por simetría, E es igual para todos los puntos que están a una distancia dada del centro de la carga.

Faraday, en todos sus estudios acerca de la electricidad y el magnetismo, siempre trató de interpretar sus observaciones y formular sus conceptos casi totalmente en términos físicos y geométricos, ya que carecía de entrenamiento en matemáticas.

El concepto campo como vector no fue apreciado por él, quien pensó siempre en función de líneas de fuerza. Las líneas de fuerza se dibujan de modo que el número de líneas por unidad de área de sección transversal sea proporcional a la magnitud de E . Donde las líneas están muy cercanas, E es grande; y en donde están muy separadas, E es pequeña y las líneas de fuerza nunca se pueden cortar.

Se hace necesario destacar, que tanto Michael Faraday (1791-1867), nacido en Inglaterra, como James Clerk Maxwell (1831-1879), nacido en Escocia, fueron baluartes en cuanto a la investigación de la electricidad y magnetismo se refiere. Faraday, sobre la base de las experiencias de Oersted, desarrolló el primer motor eléctrico y descubrió el principio de la inducción electromagnética; y también desarrolló una teoría sobre los campos de fuerzas. Sus descubrimientos fueron descritos de manera cualitativa.

Por su parte, Maxwell, quien nació el mismo día en que Faraday logró descubrir la inducción electromagnética, justifica matemáticamente los conceptos físicos enunciados por Faraday y es quien introdujo el concepto onda electromagnética, que permite una descripción matemática adecuada de la interacción entre electricidad y magnetismo. Su teoría sugirió la posibilidad de generar ondas electromagnéticas en el laboratorio, hecho que corroboró Heinrich Hertz, en 1887, y que posteriormente supuso el inicio de la era de la comunicación rápida a distancia. Posteriores aportaciones que resultaron definitivas para el desarrollo de la física, como es el caso de la teoría del campo electromagnético introducida por Maxwell, se fundamentaron también en la labor que había llevado a cabo Faraday.

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Sin duda alguna, Faraday y Maxwell son dos científicos que se complementan el uno al otro en el campo de la ciencia. Valore la afirmación anterior a través de ejemplos concretos.

2. En su vida, Faraday se destacó por guiarse a través de seis principios, los cuales eran: llevar siempre consigo un pequeño block con el fin de tomar notas en cualquier momento, mantener abundante correspondencia, tener colaboradores para intercambiar ideas, evitar las controversias, verificar todo lo que le decían y no generalizar precipitadamente, hablar y escribir de la forma más precisa posible. Haga una valoración de estos principios.
3. Represente las líneas de fuerza entre dos partículas cargadas (+ y -) en interacción, e investigue por qué dos líneas de fuerza nunca pueden cortarse.
4. Dibuje las líneas de fuerza que surgen en la interacción entre una partícula cargada positiva y otra negativa. Repita el procedimiento para dos partículas cargadas positivas y entre dos cargadas negativas.

3.6 La electricidad y los circuitos eléctricos

En 1745, un profesor de la Universidad de Leiden encontró que un recipiente de vidrio, cubierto interior y exteriormente con un conductor metálico, podía acumular efectos eléctricos como se evidenciaba por el choque o chispa que podía obtenerse tocando el recipiente directamente o con otros objetos. A estos recipientes se les conoce como botellas de Leiden (figura 3.4).

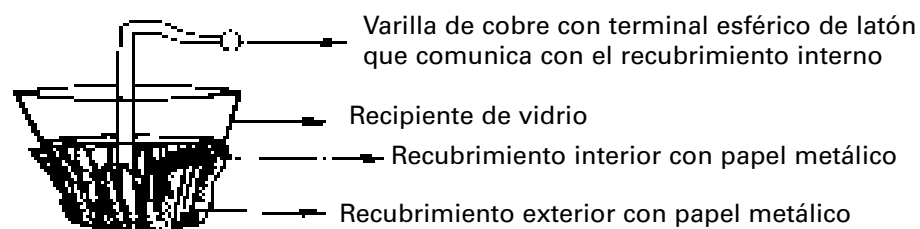


Fig. 3.4 Representación esquemática de una botella de Leiden.

Franklin, en 1747, cargó eléctricamente dos botellas de este tipo y encontró que si los recubrimientos exteriores eran conectados entre sí (sosteniendo las botellas con los dedos en los recubrimientos exteriores, siendo su propio cuerpo el conductor), nada sucedía cuando los ganchos se juntaban. Sin embargo, cuando él sostenía una botella por el gancho y la otra por el recubrimiento y aplicaba el recubrimiento de la primera al gancho de la segunda, ocurría una chispa y ambas botellas eran completamente descargadas. Este experimento condujo a Franklin a suponer que el fluido eléctrico (carga eléctrica) era pasado de un cuerpo al otro en la electrización, y que la cantidad total siempre era conservada. Esto, junto a posteriores experiencias, demostró que la carga eléctrica era conservada en un amplio rango de fenómenos. Esta conservación se considera como una de las leyes naturales más fundamentales.

Alrededor de 1791, Galvani reportó experimentos acerca de que las patas de una rana se contraían violentamente si un bisturí se ponía en contacto con cierto nervio de la pata del animal durante la disección. Él demostró que las contracciones ocurrían cuando se hacía contacto con un nervio por medio de un conductor eléctrico y si las patas de la rana estaban conectadas a tierra por

medio de otro conductor eléctrico. También demostró que las contracciones eran producidas si se colocaba la rana sobre una placa de hierro y si un gancho de latón, haciendo contacto con un nervio, se presionaba simultáneamente contra el hierro. En general, los efectos eran más pronunciados si en el experimento se usaban dos metales diferentes; con elementos no conductores los efectos no ocurrían.

En vista de las contracciones musculares y de la necesidad de usar conductores eléctricos, Galvani asoció el fenómeno con la electricidad animal, tomando en consideración el hecho de que algunas especies marinas, como el gimnoto (especie de anguila eléctrica) y el pez torpedo (raya eléctrica), eran capaces de producir un choque similar al obtenido de un frasco de Leiden y eran descritos como fuente de electricidad animal. Es así que Galvani abandonó las investigaciones físicas y comenzó a hacer especulaciones fisiológicas respecto al origen de una electricidad animal especial en el cerebro y su distribución a través de los nervios, que activaba los músculos. En la actualidad los fisiólogos conocen que la acción nerviosa es de naturaleza electroquímica, pero de manera diferente a las hipótesis de Galvani. En realidad, él comenzó a buscar cómo podría explotarse el nuevo conocimiento de la electricidad animal en la curación de las enfermedades. Al publicarse su trabajo, Alejandro Volta realizó una investigación de sus resultados, pero desde la física, y demostró que no existía carga eléctrica almacenada en los tejidos animales y que las contracciones musculares solo dependían de la presencia de una unión bimetálica conectada externamente con la pata o cuerpo de la rana.

Volta sabía que un flujo continuo de electricidad ocurría siempre que dos metales diferentes estaban en contacto uno con otro y con un conductor húmedo entre ambos. Él demostró que si dos placas metálicas se ponían en simple contacto una con otra (usando manijas aislantes) y después eran separadas, cada una llevaba una carga igual y opuesta. Así fue que descubrió la pila eléctrica y demostró la necesidad de proporcionar una trayectoria conductora eléctrica, continua de un lado de la pila al otro. En particular, Volta hizo registrar la continuidad del proceso, utilizando como evidencia sus propias sensaciones fisiológicas al tomar las terminales y permitiendo que la conducción se efectuara a través de su propio cuerpo. La pila voltaica es una batería eléctrica.

Poco después del descubrimiento de Volta, Nicholson y Carlisle construyeron una pila de acuerdo con las instrucciones de Volta, e hicieron la observación de producción de gas en las terminales de la pila donde los alambres conductores habían sido mojados con agua para proporcionar una mejor conexión eléctrica. Ellos llevaron conductores de los extremos de la pila a un recipiente con agua acidulada con el fin de tener una mejor conducción, y detectaron que se producía dihidrógeno en un conductor y dioxígeno en el otro. Por su parte, Humphry Davy, en sus investigaciones químicas, se apoyó en este dispositivo para descomponer otras sustancias y descubrió los metales sodio y potasio. Luego de la invención de la pila, fueron construyéndose dispositivos e instalaciones eléctricas cada vez más complejas, algunas como las que se relatan a continuación: arco eléctrico, 1801 (comercializado en 1858); motor eléctrico efectivo, 1829; timbre eléctrico, 1831; primer telégrafo de trenes, 1837; dinamo, 1855; altavoz y micrófono, 1875; teléfono, 1876; lámpara incandescente efectiva, 1879; primeras centrales eléctricas, década de 1880; generador eléctrico eólico, 1891; telegrafía inalámbrica, 1895; acondicionador de aire, 1902; secador eléctrico de

pelo, 1905; comunicación de voz humana a través de la radio, 1906; primera transmisión regular de radio, 1920; guitarra eléctrica, 1932; lámpara fluorescente, 1933; radar, 1935; primer servicio público de televisión, 1936; primera computadora digital electrónica, 1945; fotocopidora, 1948; horno microonda, 1945-1949; transistor, 1947; célula solar, 1954; mando a distancia, 1956; primera transmisión televisiva vía satélite, 1968; videos domésticos, década de 1970; pantallas de cristal líquido, década de 1970; microprocesador, 1971; computadora personal, 1975; impresora láser, 1977; amplio uso del fax, 1980; redes locales de computadoras en universidades y corporaciones, década de 1980; *mouse* para computadora, 1968 (comercializado en 1983); teléfono móvil, 1983; interconexión de redes locales de computadoras entre sí, finales de 1980; correo electrónico, hacia 1990.

Todas las instalaciones eléctricas están formadas por sistemas de dispositivos conectados entre sí, denominados *circuitos eléctricos*, que son un conjunto de componentes eléctricos conectados entre sí formando una trayectoria cerrada. En su funcionamiento intervienen cuatro elementos básicos: generador o fuente de electricidad (pudiera ser una pila eléctrica), conductores y otros dispositivos para la transmisión de la energía eléctrica, receptores y dispositivos de control. A continuación se muestran algunos símbolos de dispositivos eléctricos (figura 3.5).

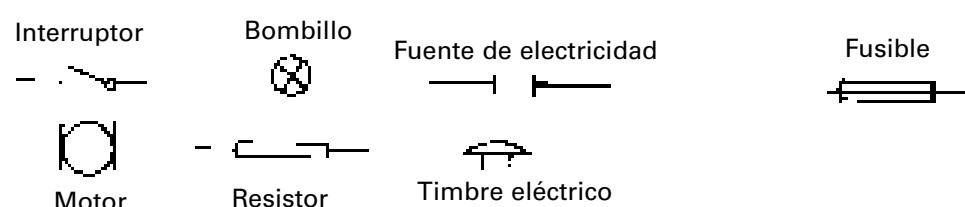


Fig. 3.5 Símbolos de algunos dispositivos eléctricos.

Uno de los dispositivos eléctricos más interesantes e importantes que existen es el electroencefalógrafo descubierto por Hans Berger, en 1923, que amplifica y registra corrientes desarrolladas por unos 14 000 millones de células nerviosas que existen en la corteza cerebral humana. Estudiando las ondas cerebrales, se intenta investigar el ritmo de trabajo del cerebro y el proceso del pensamiento. Durante el transcurso de un año, por los 21,5 g de células corticales de un hombre pasan 215 000 kcal (lo que equivale a 250 kWh), en forma de corrientes cerebrales, más importantes que cualquier otra transformación energética del mundo.

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Identifique los componentes de los circuitos en cada uno de los siguientes aparatos y diga cuáles son las transformaciones de energía que hay en los mismos: a) una linterna; b) un timbre; c) una lámpara de bicicleta; d) una hornilla eléctrica.
2. Investigue en una enciclopedia o en la colección "El Navegante" acerca de las fechas en que comenzaron a utilizarse en Cuba el teléfono, la radio, la televisión y las lámparas incandescentes. Compárelas con aquellas en que se realizaron dichos inventos. ¿A qué conclusión llegó?

3. Mencione los distintos tipos de pilas y baterías que conoce. Explique el funcionamiento de cada una desde el punto de vista de la energía, y resuma las aplicaciones prácticas de estas, fundamentando su ventaja.

3.7 Corriente eléctrica. Su generación, efectos y tipos

La palabra corriente se relaciona con el flujo o movimiento de algo en cierta dirección: corriente de agua, de aire, flujo sanguíneo, etcétera. Corriente eléctrica significa flujo o movimiento de electricidad en determinada dirección. En los sólidos dicha electricidad se transmite generalmente mediante electrones; pero en los gases pueden desplazarse no solo electrones, sino además iones, positivos y negativos (como en las descargas eléctricas atmosféricas y en las lámparas fluorescentes). En los líquidos conductores de la electricidad lo que fluye son iones. Por consiguiente, se *denomina corriente eléctrica al movimiento de partículas eléctricas (electrones, iones u otras partículas cargadas) en determinada dirección*. Las partículas que constituyen los cuerpos sólidos, líquidos y gaseosos, incluyendo sus electrones e iones, se mueven desordenadamente y a grandes velocidades. Lo anterior tiene lugar aunque haya corriente eléctrica; por tanto, corriente eléctrica es el movimiento que, pese a ese continuo desplazamiento desordenado, realizan de conjunto las partículas eléctricas en determinada dirección.

Un procedimiento simple para generar corriente eléctrica podría consistir en transmitir carga eléctrica a un cuerpo metálico (A), el cual después se une a otro (B) mediante un conductor. Este funciona como una especie de guía de campo eléctrico. Bajo la acción del campo, los electrones, no obstante su movimiento desordenado, se mueven de conjunto hacia el cuerpo B. Desde el punto de vista de la energía, ocurre una transformación de energía potencial eléctrica, a causa de la acumulación de partículas eléctricas en A, en energía de la corriente. Sin embargo, en el caso descrito la corriente es de muy corta duración.

Por eso se requiere utilizar algún dispositivo que, al mismo tiempo que transmite electrones al cuerpo A, los extraiga del B. Esa es la función de las fuentes generadoras de electricidad: producir un exceso de carga eléctrica en una parte del circuito respecto a otra, provocando así un campo eléctrico a través de él; además de restablecer continuamente la energía potencial eléctrica que pasa constantemente a otra forma en los receptores.

Durante los siglos XVIII y XIX se idearon mecanismos sustentados en la electrificación por fricción, denominados máquinas electrostáticas, que permitían mantener la circulación de la corriente eléctrica. A causa del rozamiento, la eficiencia de estas máquinas es pequeña, solo transforman en energía eléctrica alrededor del 5 % de la energía mecánica invertida.

Como corrientes eléctricas de corta duración se tienen las descargas eléctricas atmosféricas, en las que se puede ver el efecto luminoso que producen a través del relámpago y también el efecto térmico al incendiar los árboles sobre los cuales impactan en ocasiones. Los efectos anteriores pueden ser notados en una bombilla incandescente.

Por otra parte, la corriente eléctrica puede traer consigo efectos químicos (electrolisis) y magnéticos (desviación de una aguja magnética bajo la presencia de un conductor por el cual circule corriente).

El sentido convencional de la corriente eléctrica se toma desde el terminal o polo positivo de la fuente al negativo. De este modo, aunque en un conductor metálico los electrones se muevan del polo negativo al positivo, el sentido de la corriente es el contrario: del terminal positivo al negativo. Por ejemplo, si la corriente es producida por pilas y acumuladores, se le denomina *corriente directa*, porque mantienen en sus terminales el mismo tipo de electricidad (positiva o negativa), por lo que al conectarlos a un circuito, la corriente fluye siempre en un mismo sentido. A diferencia de ellos, en un enchufe habitual de la red eléctrica, uno de los terminales (el comúnmente llamado vivo) o los dos (si es de 220 volt) varía constantemente de positivo a negativo, y viceversa, con cierta rapidez. En consecuencia, cuando se conecta algún equipo al enchufe, la corriente producida realiza oscilaciones, alternando entre un sentido y el otro. De ahí que esta corriente se denomine *alterna*.

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Se sabe que el sentido de la corriente no influye en el funcionamiento de un bombillo o una hornilla eléctrica, pero sí influye decisivamente en la electrolisis y al cargar una batería o pila. Investigue y explique el porqué.
2. Argumente por qué el flujo de partículas de un cuerpo a otro durante la electrización por frotamiento y las descargas eléctricas atmosféricas pueden ser consideradas corrientes eléctricas.
3. Indague la razón por la cual los generadores electroquímicos de electricidad suelen denominarse “pilas”.
4. Planifique y realice algunos experimentos con el propósito de constatar que los efectos magnético y químico de la corriente eléctrica dependen de su sentido.

3.8 Magnitudes básicas en los circuitos eléctricos

Existe un conjunto de magnitudes eléctricas que deben de tenerse en consideración al diseñar un dispositivo eléctrico. Ellas son: intensidad de la corriente y voltaje eléctrico, potencia eléctrica y resistencia eléctrica.

Intensidad de la corriente

No es más que la cantidad neta de electricidad o carga neta (por ejemplo, electrones) que circula a través de la sección transversal cualquiera de un conductor en la unidad de tiempo, y se denota por la letra I . La corriente supuesta constante es: $I = \frac{q}{t}$, donde I es la intensidad de la corriente, q es la carga neta, y t el tiempo. La carga se da en coulomb (C), el tiempo en segundo (s) y la intensidad de la corriente en amperes (A), en honor al físico y matemático Andrés María Ampere (1775-1836), quien introdujo el término corriente eléctrica y desarrolló aspectos importantes de la teoría electromagnética.

Los instrumentos que miden la intensidad de la corriente eléctrica se denominan amperímetros. Cuando la intensidad de la corriente eléctrica en un con-

ductor metálico es de 1 A, la cantidad neta de electrones que cada segundo atraviesa su sección transversal es alrededor de $6 \cdot 10^{18}$. La intensidad de la corriente en una descarga eléctrica atmosférica es de 20 kA; en un impulso nervioso, 10 μ A; en un bombillo de filamento habitual (60 W), 0,5 A; en un bombillo de linterna común, 0,8 A; en un motor común para elevar agua en una casa, 5 A; en una hornilla eléctrica, 5-9 A; y el límite permisible en un fusible habitual de vivienda, 30 A.

Voltaje eléctrico

La función de las fuentes o generadores es producir un exceso de partículas eléctricas en una parte del circuito respecto a otra, y que dicha acumulación de partículas posea energía potencial, la cual puede transformarse en otros tipos de energía en los receptores. El voltaje (V), denominado así en honor de Alejandro Volta, es una medida de la energía potencial que, como promedio, le corresponde a cada una de esas partículas en exceso. Al aumentar su número también aumenta la energía correspondiente a cada una y, por tanto, el voltaje. En las terminales de un enchufe habitual, las partículas eléctricas en exceso tienen, como promedio, mayor energía que en los terminales de una batería de automóvil, y en los de esta mayor que en los de una pila de linterna. El voltaje influye en la intensidad de la corriente. Al aumentar el voltaje aumenta la intensidad de la corriente.

Para medir el voltaje se utiliza un instrumento llamado voltímetro. El voltaje se da en volts (V). El voltaje de una descarga eléctrica atmosférica es hasta 1 000 000 kV; el valor necesario para que se produzca una descarga eléctrica en el aire, 30 kV/cm; el valor medido en un electrocardiograma, 5 mV; el valor que puede generar el pez anguila, 600 V; el valor a partir del cual es peligroso para el organismo humano, 6 V (en lugares húmedos 12 V) y el valor de la red eléctrica de las viviendas, 110 V / 220 V.

Potencia eléctrica

Como se sabe, la función de las fuentes o generadores de electricidad en los circuitos es transformar algún tipo de energía (interna, como en las pilas electroquímicas; cinética, como en las turbinas de las centrales; radiación, como en los paneles solares; entre otras), en energía potencial eléctrica. A su vez, la de los equipos receptores es transformar esta energía potencial en algún otro tipo de energía (de radiación luminosa, como en las lámparas; cinética, como en los motores; de ondas, como en las emisoras de radio y televisión, etcétera). La rapidez con que ocurren las transformaciones de energía se caracteriza mediante el concepto de potencia, cuya expresión es: $P = \frac{E}{t}$, donde E es

la energía transformada en el tiempo t . La energía se da en joule (J) y el tiempo en segundos (s), entonces la potencia se mide en watt (W). Por consiguiente, potencia eléctrica es la rapidez con que se transforma algún tipo de energía en energía eléctrica (en las fuentes o generadores), o esta en otros tipos de energía (en los equipos e instalaciones receptores de electricidad). La potencia eléctrica desarrollada por un receptor o una fuente, se calcula mediante la ecuación $P = U \cdot I$, la cual, en efecto, expresa una relación directa de la poten-

cia, con el voltaje y la intensidad de la corriente. Para un bombillo de linterna la potencia es de 5 W; para un ventilador, 60 W; un televisor, 50-150 W, un refrigerador, 180 W; una plancha eléctrica, 300 - 1 000 W y una hornilla eléctrica, 600 - 1 000 W.

Resistencia eléctrica

Una de las características esenciales de los conductores de electricidad, que influye en la intensidad de la corriente, es la resistencia (R) al paso de la corriente eléctrica. En algunos dispositivos la intensidad de la corriente y, por tanto, la potencia que desarrollan, son controladas modificando la resistencia de ellos. Ejemplos comunes de esto son el bombillo de filamento incandescente, cuya potencia depende de la resistencia del filamento, y la plancha eléctrica. Por lo anterior, con el propósito de regular la intensidad de corriente y el voltaje en diferentes partes de los circuitos, se utilizan conductores especialmente diseñados para ello, denominados resistores. En los resistores la intensidad de la corriente es directamente proporcional al voltaje aplicado a sus terminales e inversamente proporcional a la resistencia. Estas dependencias se pueden ver en la expresión: $I = \frac{U}{R}$, denominada ley de Ohm en honor al físico alemán

Georg Simon Ohm (1787-1854), quien fue el primero en establecerla trabajando con conductores metálicos. La ley de Ohm se cumple, además de en los resistores, en los conductores metálicos habituales y en las disoluciones electrolíticas, siempre que la temperatura de ellos no varíe durante el paso de la corriente. La resistencia se expresa en ohm (Ω), cuando el voltaje se expresa en volt y la intensidad de la corriente en ampere.

Ahora bien, en los circuitos siguientes (figura 3.6) se muestran resistencias en serie y en paralelo conectadas en un circuito. En el primero de ellos, en que la intensidad de la corriente es la misma, se denomina *en serie*. En el segundo, en el que el voltaje es el mismo en los terminales de todos los dispositivos, se denomina *en paralelo*. Cuando los receptores están en serie, si se desconecta alguno de ellos se interrumpe el paso de la corriente en todos. Cuando están en paralelo, si se desconecta alguno por los otros puede continuar fluyendo la corriente.

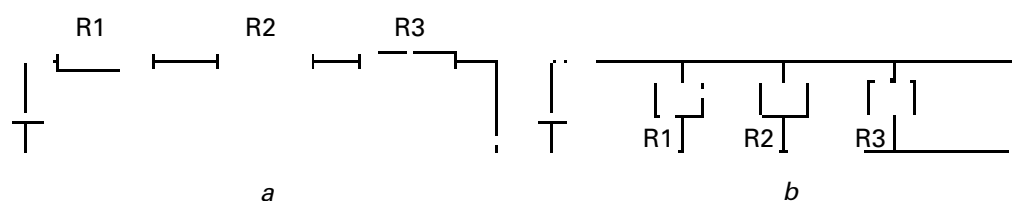


Fig. 3.6 Resistencia eléctricas: a) en serie; b) en paralelo.

Al calcularse la resistencia total de un circuito con dos resistencias en serie, se emplea la expresión: $R_t = R_1 + R_2$; y si están en paralelo, entonces la expresión es: $\frac{1}{R_t} = \frac{1}{R_1} + \frac{1}{R_2}$, la que también puede ser escrita como $R_t = \frac{R_1 R_2}{R_1 + R_2}$.

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. En nuestras casas se utilizan indistintamente las conexiones en paralelo y en serie. ¿Cuándo una conexión está en paralelo y cuándo en serie y para qué se utiliza cada una?
2. Un alumno lee la expresión matemática de la ley de Ohm como sigue: “la resistencia de un conductor es directamente proporcional a la diferencia de potencial aplicada en sus extremos e inversamente proporcional a la corriente que pasa por él”. Explique por qué la aseveración anterior no es correcta.
3. El fusible es un pedazo de alambre que debe fundirse si la corriente excede su valor en un circuito. Investigue las características que debe tener un alambre para que sea un fusible eficiente.
4. Los electricistas emplean un destornillador, denominado “buscapolos”, que tiene en el interior de su mango una lámpara de neón. Indague cómo funciona y por dónde fluye la corriente al utilizar el buscapolos.
5. Investigue por qué las aves no se electrocutan al posarse sobre los cables del tendido eléctrico.

3.9 Medición y ahorro de la energía eléctrica

La cantidad de energía “consumida” o “generada” por receptores y fuentes conectados a la red nacional de electricidad, se da en watt-hora ($W \cdot h$). Esta unidad permite relacionar la cantidad de energía con la potencia desarrollada por los equipos e instalaciones, y el tiempo de funcionamiento de ellos. Por ejemplo, la energía consumida al cabo de una hora por una lámpara de 20 W es simplemente $20 W \cdot h$, y la generada en un día por una planta de 100 MW es $100 MW \cdot 24 h = 2\,400 MW \cdot h$. Puesto que $1 W = 1 J/s$, resulta que $1 W \cdot h = 1 J/s \cdot 3\,600 s = 3\,600 J$. En las casas se mide la energía consumida por los receptores de electricidad con el contador de electricidad, que puede constar de un disco que gira con mayor o menor rapidez, en dependencia de la corriente. En consecuencia, el número de vueltas que realiza el disco está determinado por la intensidad de la corriente y el tiempo durante el cual esta fluye. Pero resulta que la energía consumida también está determinada por esas mismas magnitudes. Por eso, el número de vueltas realizadas por el disco puede ser empleado para medir la energía utilizada. Eso es precisamente lo que hacen los contadores, miden la energía contando el número de vueltas realizadas por el disco.

El ahorro de la energía es algo esencial hoy en día, ya que los combustibles comienzan a escasear; además, la contaminación del medio ambiente provocada por las termoeléctricas, ha conducido a la urgente necesidad de ahorrar la energía eléctrica.

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Tome el recibo de la cuenta de la electricidad de un mes que llega a su casa y anote el consumo eléctrico. Calcule lo que consume aproximadamente cada equipo electrodoméstico en su casa durante un mes y compare este valor con el consumo en el recibo de la cuenta de electricidad.

2. Indague cómo ha crecido la electrificación en Cuba desde 1959 hasta la actualidad.
3. Describa la vida en el planeta sin la existencia de la electricidad en cualquiera de sus manifestaciones.
4. Se tienen dos bombillos ahorradores de 20 W y otros dos de 60 W. Cada uno de ellos permanece encendido 3 h al día. Determine el costo de la energía consumida por dichos bombillos en un mes. Considere que cada kW · h consumido cuesta 9 centavos.
5. Un bombillo de 100 W permanece encendido todos los días durante 10 h.
¿Qué cantidad de energía eléctrica expresada en joule, consume cada día?
¿Cuál será el costo de dicha energía al cabo de un mes?
6. Observe el contador de electricidad de la casa y estudie cómo depende la rapidez con que gira su disco de la cantidad de equipos eléctricos que estén conectados.

3.10 Las tormentas eléctricas en la atmósfera

En la atmósfera hay fenómenos sorprendentes, como el de las descargas eléctricas atmosféricas (relámpago) y su sonido (trueno). Uno de los primeros en estudiarlo fue Benjamín Franklin, en experimentos con cometas, para demostrar que los fenómenos de las tormentas eran eléctricos y que el rayo era una manifestación atmosférica a gran escala de las chispas producidas por máquinas electrostáticas creadas en aquella época.

En las nubes tormentosas, las gotas de lluvia se pulverizan por el embate de intensas ráfagas de viento, lo que produce una separación de cargas eléctricas. Mediciones realizadas durante vuelos entre estas nubes, han permitido comprobar que las cargas positivas y negativas se alternan en varias capas.

Lo mismo que en el ámbar frotado, las cargas se separan por fuerzas mecánicas. Así se produce el campo eléctrico, que supone tensiones enormes, de millones de volts, debido a que las cargas son llevadas muy lejos unas de las otras. La cantidad de electricidad allí almacenada espera la descarga. Si alguien colocase un alambre conductor entre las dos nubes, o entre la nube y la Tierra, pasaría una corriente normal; pero como nadie lo hace la electricidad busca el camino por sí misma. Las cargas avanzan siguiendo la poderosa tracción de las líneas de fuerza, ionizan el aire (lo hacen conductor), deshacen las uniones de los átomos de las moléculas, y, a empujones, van avanzando y abriendo un camino ramificado. A la vez, los fenómenos moleculares citados hacen que el aire produzca una viva claridad, el relámpago. El canal de descarga tiene una longitud del orden del kilómetro, pero es estrecho, y la mayor parte de la electricidad corre por un camino de pocos centímetros de grueso. Intervienen intensidades de corriente grandes, pero solamente duran algo así como una milésima de segundo. Por esta razón no pueden ser utilizadas con fines prácticos. Por su parte, el trueno es el aire, acelerado hacia los lados por la corriente eléctrica, que tiende a juntarse de nuevo, transformando todo el aire que le rodea en complicadas oscilaciones sonoras.

Franklin fue uno de los primeros en llevar a cabo experimentos con cometas, para demostrar que los fenómenos de las tormentas eran eléctricos. En 1749, Franklin estaba seguro de que las nubes retenían una cantidad de carga eléctrica.

ca, hasta que tropezaran con otras nubes, y luego se fundían como rayo y trueno. Durante el verano de 1752, él realizó un experimento con el cometa, en Filadelfia; llevó su cometa al campo y caminó en dirección de una tormenta que se aproximaba. Al cometa estaba unido un bramante, en cuyo extremo tenía un trozo de cinta de seda, como aislador, y entre el bramante y la cinta había una llave. Cuando llegó la tormenta, Franklin elevó el cometa, la lluvia mojó el bramante, pero la cinta quedó seca, refugiada en un portal; de la llave, él sacó chispas con sus nudillos. El descubrimiento le llevó a inventar el pararrayos, el cual tiene su base en la propiedad compensadora de las puntas, o sea, que las cargas eléctricas tienen la tendencia de ir hacia los lugares puntiagudos y acumularse ahí. Con una buena toma de tierra, él y otros precursores del pararrayos demostraron que el mismo era inofensivo; no obstante, hubo una buena oposición al mismo por cierto período de tiempo, hasta que la idea triunfó. Desde entonces, el mundo ha sabido cuán importante fueron sus descubrimientos; los pararrayos han salvado vidas, y demostraron que los rayos no eran enviados por Dios para castigar, sino que son un fenómeno natural, lo mismo que el viento, la lluvia y el calor.

El experimento con los cometas fue repetido en aquella época muy a menudo, pero generalmente sin tomar todas las medidas necesarias, lo que provocó que algunas personas fueran abatidas por los rayos. Una de ellas, el físico Richmann, de Petersburgo, se acercó demasiado a su pararrayos aislado durante una tormenta ocurrida el 6 de agosto de 1753, y murió a causa de una poderosa descarga.

Los lugares más peligrosos para ser alcanzado por un rayo son, en general, los más salientes con respecto al suelo (árboles aislados, torres, casas de campo, entre otros). Los picos de las montañas no parecen ser los más atacados por los rayos. La peligrosidad de algunos lugares depende de la composición geológica del terreno (bolsa de minerales) o de las condiciones del subsuelo.

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Describa las transformaciones energéticas que ocurren durante una descarga eléctrica atmosférica.
2. ¿Qué debería hacer para protegerse si le sorprende una tormenta con rayos en un llano descampado?

3.11 La electricidad y sus efectos en la salud

La *electroterapia* se define como el arte y la ciencia del tratamiento de lesiones y enfermedades por medio de la electricidad, que consigue desencadenar una respuesta fisiológica, la cual se va a traducir en un efecto terapéutico. Su historia es muy antigua. Aristóteles realizó experiencias con descargas eléctricas de pez torpedo (tremielga), que aplicaba para los ataques de gota. El médico del emperador Claudio escribió que los dolores de cabeza desaparecen si un pez torpedo negro vivo se coloca sobre la parte dolorosa. Al igual que la descarga de la botella de Leiden, el golpe del pez torpedo puede alcanzar a varias personas cogidas de la mano, si una de ellas lo toca. Franklin era adepto a la

aplicación de la curación eléctrica, por ello la utilización de la electricidad estática lleva el nombre de *franklinización*.

Hoy, la tecnología ha desarrollado numerosos aparatos para la aplicación de la electroterapia sin correr riesgos de efectos secundarios, como los estimuladores de alta o baja frecuencia. Los tipos de corrientes utilizadas son: de *baja frecuencia*, que van desde la galvánica pura o continua hasta corrientes con frecuencias de 800 Hz, las cuales tienen un efecto analgésico, antiespasmódico y térmico, y son indicadas para el tratamiento de afecciones del sistema neuromuscular como las neuritis, neuralgias, lumbalgias, contracturas musculares, artritis, distensiones del músculo y tendones; de *media frecuencia*, que abarca frecuencias entre 801 y 20,000 Hz, y es aplicable a procesos de atrofia muscular y degeneración parcial del sistema neuromuscular, entre otras; de *alta frecuencia*, con frecuencias entre los 20,001 Hz a los 5 MHz tiene efectos térmicos, analgésico, relajante muscular, estimula la circulación sanguínea, favorece la cicatrización de las heridas, y se indica también en esguinces, roturas musculares, contusiones, fracturas, bursitis, sinusitis, prostatitis, y otras afecciones.

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Investigue qué otros peces similares al pez torpedo producen descargas eléctricas, y cuál de ellos las produce más fuertemente.
2. Los peces como el pez torpedo tienen un órgano eléctrico que consta de electrocitos (células muy aplanadas y empaquetadas en pequeñas columnas) y usan su órgano para el ataque o defensa. Otros peces utilizan el órgano para la búsqueda de sus víctimas. Investigue cuáles son estos peces.
3. En el lenguaje médico existen las palabras *electroencefalograma*, *electrocardiograma* y *electroshock*. Investigue en qué consisten estas técnicas.
4. ¿Por qué es necesario realizar los tratamientos con corriente eléctrica en los policlínicos y hospitales y con personal especializado?
5. ¿Qué funciones se realizan a través de impulsos eléctricos, en el organismo humano y en las plantas?

CAPÍTULO 4

Los hidróxidos. Los hidrácidos

Los hidróxidos son compuestos formados por oxígeno, hidrógeno, y un tercer elemento que puede ser metálico o no metálico. En dependencia de ello se les denominan hidróxido metálico e hidróxido no metálico, respectivamente.

Se conoce que los hidróxidos metálicos, como el hidróxido de sodio, NaOH (sosa cáustica), pueden obtenerse por reacción entre el óxido metálico correspondiente y el agua. Otros ejemplos de hidróxidos metálicos son: el hidróxido de potasio, KOH (potasa cáustica), de gran importancia industrial; el hidróxido de calcio, Ca(OH)_2 (cal apagada), muy usada en medicina (agua de cal) y en la construcción (lechada de cal); el hidróxido de bario, Ba(OH)_2 , cuya disolución se conoce con el nombre de agua de barita; el hidróxido de aluminio, Al(OH)_3 , componente esencial de un antiácido conocido como Alusil; y el hidróxido de magnesio, Mg(OH)_2 (magma de magnesia).

De forma semejante muchos óxidos no metálicos reaccionan con el agua y se obtienen sustancias ternarias constituidas por oxígeno, hidrógeno y un elemento no metálico. A este tipo de sustancias se le denomina hidróxido no metálico. Por ejemplo, a partir de la reacción del trióxido de azufre con el agua puede obtenerse una sustancia cuya fórmula química es H_2SO_4 , denominada ácido sulfúrico. En la antigüedad, los alquimistas* conocieron y emplearon esta sustancia a la que denominaron "aceite de vitriolo"; en la actualidad es utilizado ampliamente el conocido "ácido de acumulador", que no es más que una disolución de esta sustancia.

Preguntas como las que siguen podrán ser respondidas durante el estudio de este capítulo: ¿por qué estos dos tipos de hidróxidos tienen distintas propiedades físicas y químicas?; ¿por qué las disoluciones de estos compuestos tienen propiedades opuestas?; ¿cómo se les denomina a estas disoluciones?; ¿qué relación tienen estas disoluciones con la acidez estomacal o con las lluvias ácidas que tanto afectan el medio ambiente?; ¿existirán otras disoluciones de sustancias con propiedades semejantes a las de los hidróxidos no metálicos?

4.1 Propiedades físicas de los hidróxidos metálicos

Los hidróxidos metálicos son, a temperatura ambiente, sustancias sólidas. Los hidróxidos de los elementos del grupo IA de la Tabla Periódica funden a

* Los alquimistas fueron los primeros químicos. Se les llamó así porque profesaban la alquimia, "ciencia" que tenía como objetivo obtener el elixir de la vida y el oro a partir de los metales.

temperaturas relativamente altas (tabla 4.1). La mayoría de los restantes hidróxidos metálicos se descomponen a altas temperaturas antes de fundirse.

Tabla 4.1. **Temperatura de fusión (t. f.) de los hidróxidos de los elementos del grupo IA de la Tabla Periódica**

Nombre	Fórmula química	t. f. (°C)
Hidróxido de litio	LiOH	462,0
Hidróxido de sodio	NaOH	318,4
Hidróxido de potasio	KOH	369,4
Hidróxido de rubidio	RbOH	300,0
Hidróxido de cesio	CsOH	272,5

Como las restantes sustancias y teniendo en cuenta su solubilidad en agua, los hidróxidos metálicos se clasifican en: solubles, poco solubles y prácticamente insolubles.*

Los elementos químicos del grupo IA (alcalinos) y algunos de los elementos del grupo IIA (alcalino-térreos) de la Tabla Periódica forman *hidróxidos solubles*, el resto no lo son (tabla de solubilidad). Los hidróxidos metálicos en estado sólido no conducen la corriente eléctrica y sí lo hacen fundidos o en disolución acuosa.

TAREAS DE APRENDIZAJE

- Mencione tres propiedades físicas de los hidróxidos de los elementos del grupo IA de la Tabla Periódica.
- Clasifique los hidróxidos siguientes atendiendo a su solubilidad en agua:
a) hidróxido de aluminio, $\text{Al}(\text{OH})_3$; b) hidróxido de cobre (II), $\text{Cu}(\text{OH})_2$;
c) hidróxido de bario, $\text{Ba}(\text{OH})_2$; d) hidróxido de cinc, $\text{Zn}(\text{OH})_2$; e) hidróxido de sodio, NaOH.
- Compare las sales y los hidróxidos metálicos de los elementos químicos de los grupos IA y IIA de la Tabla Periódica, atendiendo a:
 - estado de agregación a temperatura ambiente;
 - temperatura de fusión;
 - conductividad de la corriente eléctrica en estado sólido, fundido y en disolución.
- ¿Qué masa tendrá cada una de las muestras de las sustancias siguientes:
a) 2 mol de hidróxido de potasio, KOH; b) 5,3 mol de hidróxido de cobre (II), $\text{Cu}(\text{OH})_2$?

* Son muy pocos los hidróxidos metálicos que se clasifican como poco solubles. El hidróxido de calcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, es uno de ellos. Ver tabla 2,5 (p. 28).

4.2 Estructura de los hidróxidos metálicos

Los hidróxidos de los elementos alcalinos y alcalino-térreos son en su mayoría sólidos iónicos. Sus redes cristalinas están formadas por cationes metálicos y aniones hidróxidos, OH^{1-} . Por ejemplo, el hidróxido de sodio en estado sólido está formado por una red cristalina iónica constituida por cationes sodio, Na^{1+} , y aniones hidróxido, OH^{1-} .

Los restantes hidróxidos metálicos con enlace iónico forman cristales constituidos por cationes metálicos y aniones hidróxido, fuertemente atraídos entre sí. Esto explica las relativamente altas temperaturas de fusión que poseen estas sustancias y además que fundidos y en disolución acuosa conducen la corriente eléctrica.

En el anión hidróxido, OH^{1-} , el átomo de oxígeno y el de hidrógeno están unidos por un enlace covalente (figura 4.1), al igual que los átomos que forman los aniones poliatómicos en las sales ternarias.

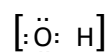


Fig. 4.1 Representación electrónica del anión hidróxido.

En los hidróxidos metálicos con enlace iónico, de forma semejante a las sales ternarias, existen dos tipos de enlace químico: el enlace iónico entre los cationes metálicos y los aniones hidróxido, y el enlace covalente entre el átomo de oxígeno y el hidrógeno del ion hidróxido.

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Describa la estructura de los hidróxidos metálicos con enlace iónico.
2. Las fórmulas químicas de los hidróxidos de sodio, de calcio y de bario son, respectivamente: NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ y $\text{Ba}(\text{OH})_2$.
 - a) Represente y nombre los iones que constituyen cada una de estas sustancias.
 - b) ¿Cuál es la menor relación numérica en que se encuentran estos iones en el cristal de cada una de estas sustancias?
3. Haga una comparación entre las estructuras del cloruro de sodio, el sulfato de sodio y el hidróxido de sodio, teniendo en cuenta los aspectos siguientes:
 - a) iones que las constituyen;
 - b) propiedades físicas;
 - c) tipo de enlace químico.
4. Determine la concentración másica de una disolución que fue preparada disolviendo una muestra de 18 g de hidróxido de potasio en agua hasta obtener 5 L de disolución.

4.3 Nomenclatura y notación química de los hidróxidos metálicos

Para escribir la fórmula química o nombrar los hidróxidos metálicos se utilizan los mismos procedimientos que para las sales ternarias, teniendo presente que el grupo poliatómico siempre es el hidróxido.

Nomenclatura química de los hidróxidos metálicos

Para nombrar los hidróxidos metálicos se coloca la palabra *hidróxido*, seguida de la preposición *de* y a continuación el *nombre del elemento metálico*, señalando con un número romano el número de oxidación si este es variable.

Fórmula química	Nombre de la sustancia
KOH	Hidróxido de potasio
Ca(OH) ₂	Hidróxido de calcio
Al(OH) ₃	Hidróxido de aluminio*

Notación química de los hidróxidos metálicos

Para representar la fórmula química de un hidróxido metálico, conocido su nombre, pueden seguirse los pasos siguientes:

Pasos a seguir	Hidróxido de sodio	Hidróxido de calcio
1. Se escribe primero el símbolo del elemento metálico con su número de oxidación en la parte superior, y a continuación la representación del ion hidróxido.	Na ⁺ OH ⁻	Ca ²⁺ OH ⁻
2. Se coloca como subíndice del hidróxido el módulo del valor del número de oxidación del elemento metálico.	NaOH	Ca(OH) ₂

Observe que en todos los casos el subíndice del elemento metálico es 1, ya que es el módulo del valor de la carga eléctrica del ion hidróxido.

La fórmula KOH representa la sustancia hidróxido de potasio, formada por una red iónica donde la menor relación en que se encuentran los iones es de un catión potasio por cada anión hidróxido. En el caso de la sustancia hidróxido de calcio, Ca(OH)₂, la menor relación entre los iones que forman la red iónica es de un catión calcio por cada dos aniones hidróxido.

TAREAS DE APRENDIZAJE

- Nombre los hidróxidos metálicos siguientes: NaOH, Ba(OH)₂, Al(OH)₃, Zn(OH)₂, Cu(OH)₂, Fe(OH)₂, Ni(OH)₂.
- Escriba la fórmula química de los hidróxidos que se relacionan a continuación: hidróxido de potasio, hidróxido de calcio, hidróxido de magnesio.

* El hidróxido de aluminio, al igual que los restantes hidróxidos metálicos prácticamente insolubles en agua, son en realidad óxidos hidratados, por lo que su fórmula también suele representarse de la forma siguiente: Al₂O₃ · H₂O.

3. Compruebe que una muestra de 1,5 mol de hidróxido de potasio tiene mayor masa que otra de 2 mol de hidróxido de sodio.

4.4 Hidróxidos metálicos solubles en agua.
Las disoluciones básicas

Al disolver hidróxido de sodio en agua ocurre un rompimiento del cristal, a causa de la interacción electrostática de las moléculas del agua y los iones del cristal. Producto de esto los iones del hidróxido adquieren una mayor movilidad que en el estado sólido, es por ello que las disoluciones acuosas del hidróxido de sodio conducen la corriente eléctrica.

Los hidróxidos metálicos con enlace iónico, cuando se disuelven en agua o se funden, se separan en los cationes metálicos y los aniones hidróxido, (OH)-, que los constituyen (tabla 4.2).

Tabla 4.2 Representación de los iones presentes de los hidróxidos metálicos fundidos o en disolución acuosa

Fórmula del hidróxido	Representación química de los iones presentes en el hidróxido metálico fundido	Representación química de los iones del hidróxido en disolución acuosa
NaOH	Na ¹⁺ y OH ¹⁻	Na ¹⁺ (ac) y OH ¹⁻ (ac)
KOH	K ¹⁺ y OH ¹⁻	K ¹⁺ (ac) y OH ¹⁻ (ac)
Ba(OH) ²	Ba ²⁺ y OH ¹⁻	Ba ²⁺ (ac) y OH ¹⁻ (ac)

La presencia de los iones hidróxido, (OH¹⁻), en estas disoluciones le confiere una serie de propiedades comunes. Por ejemplo, al añadirle a las disoluciones acuosas de hidróxido de sodio y de hidróxido de bario (incoloras) unas gotas de disolución incolora de fenolftaleína, se observa que en ambos casos aparece una coloración roja. Si a otras disoluciones acuosas de estos mismos hidróxidos se les introduce una tira de papel tornasol rojo, estas adquieren una coloración azul.

Las sustancias que al disolverse en agua producen iones hidróxido, OH-, se denominan bases. Las disoluciones resultantes se conocen con el nombre de disoluciones básicas.

Los hidróxidos de sodio, de potasio y de calcio son ejemplos de bases.

Los indicadores tienen como una de sus características ser sustancias que cambian de color frente a las disoluciones básicas, y por tanto sirven para identificarlas. La fenolftaleína, el tornasol y el azul de bromotimol son indicadores.

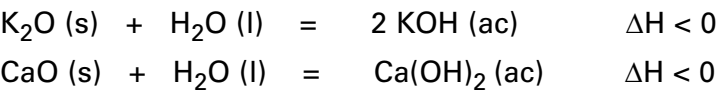
En la tabla 4.3 aparecen algunos indicadores y la coloración que adquieren en un medio básico. Muchas flores tienen en su composición indicadores, tal es el caso del Mar Pacífico.

Otras propiedades comunes a las disoluciones básicas son las de poseer sabor amargo y ser jabonosas al tacto. Esta última se debe a que las disoluciones de los hidróxidos metálicos solubles en agua (álcalis) reaccionan con las proteínas y las grasas que constituyen la piel. Por eso a estas disoluciones se les denominan *cáusticas*, que quiere decir *corrosiva*. Ejemplo de ello son la sosa cáustica, NaOH; la potasa cáustica, KOH; y la cal cáustica, Ca(OH)₂.

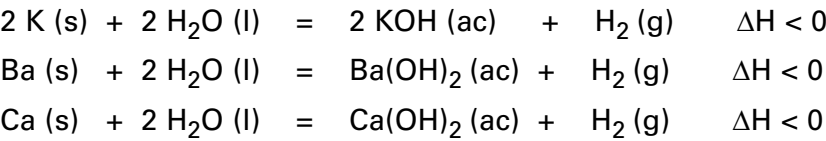
Tabla 4.3 **Coloración que toman algunos indicadores en medio básico**

Indicador	Coloración
Fenolftaleína	Roja
Tornasol	Azul
Azul de bromotimol	Azul

Las disoluciones básicas de los hidróxidos de los elementos químicos de los grupos IA y IIA de la Tabla Periódica, excepto el hidróxido de berilio, pueden obtenerse en el laboratorio por reacción del óxido correspondiente con el agua. Por ejemplo:



Estas reacciones no son de oxidación-reducción.
Otra forma de obtener disoluciones acuosas de algunos hidróxidos metálicos es mediante la reacción de un metal activo; por ejemplo: sodio, potasio, calcio y bario, con el agua. Ejemplos de ello son:



Además de la disolución básica del hidróxido metálico correspondiente, en estas reacciones se obtiene el dihidrógeno gaseoso y se desprende gran cantidad de energía en forma de calor. Estas reacciones son de oxidación-reducción.

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. ¿Qué cationes metálicos y aniones están presentes en las disoluciones acuosas de los hidróxidos metálicos siguientes: hidróxido de potasio, hidróxido de calcio, NaOH y Ba(OH)₂?
2. Se tienen tres tubos de ensayos, A, B y C, con disoluciones incoloras, y se conoce que una de ellas es una disolución básica. ¿Cómo usted la identificaría?
3. Proponga dos vías para obtener en el laboratorio una disolución acuosa de hidróxido de sodio.

4. Escriba las ecuaciones de las reacciones químicas que deben llevarse a cabo para obtener potasa cáustica, lechada de cal y agua de barita a partir de los óxidos metálicos correspondientes.

4.5 Hidróxidos metálicos prácticamente insolubles en agua. Obtención

Si se mezclan disoluciones acuosas de sulfato de cobre (II) y de hidróxido de sodio, se forma un sólido azul verdoso prácticamente insoluble en agua que va al fondo del recipiente.

Tanto el CuSO_4 como el NaOH son electrolitos, por lo que sus disoluciones contienen, respectivamente, iones Cu^{2+} (ac), SO_4^{2-} (ac), y Na^{1+} (ac), OH^{1-} (ac). Cuando se unen estas disoluciones ocurre una reacción química en la que se obtiene un precipitado, el hidróxido de cobre (II), y una disolución de sulfato de sodio donde están presentes los iones sulfato y los iones sodio (figura 4.2).

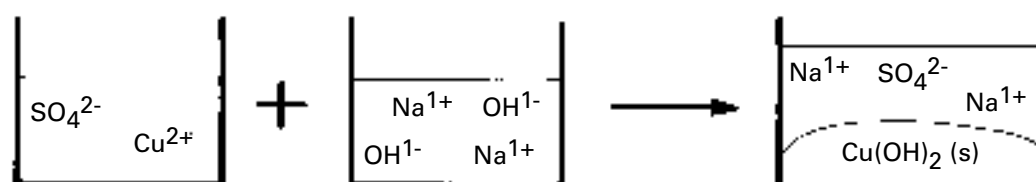
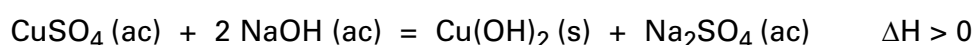
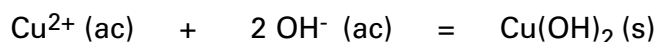


Fig. 4.2 Esquema de la reacción entre las disoluciones de sulfato de cobre (II) e hidróxido de sodio.

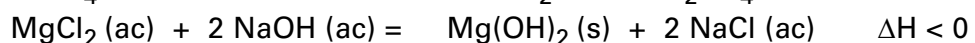
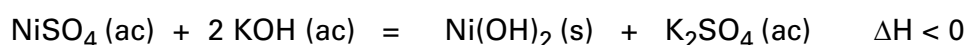
Esta reacción puede representarse por la ecuación química siguiente:



O más simplificada:



Otras reacciones químicas donde se obtienen hidróxidos poco solubles o prácticamente insolubles en agua, a partir de disoluciones de una sal y de un hidróxido metálico, se representan a continuación:



Los hidróxidos metálicos poco solubles o prácticamente insolubles en agua se obtienen por reacción de una disolución de un hidróxido metálico con una de una sal soluble que contenga los iones metálicos correspondientes.

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Describa qué ocurre cuando se unen disoluciones de nitrato de níquel (II) y de hidróxido de bario.
2. Proponga una reacción para obtener el hidróxido de plomo (II) en el laboratorio. Fundamente escribiendo la ecuación iónica de esta reacción.

3. ¿Cuáles de los pares de las disoluciones siguientes reaccionan entre sí con formación de un precipitado?
- hidróxido de bario y cloruro de sodio;
 - hidróxido de sodio y nitrato de níquel (II);
 - hidróxido de bario y sulfato de sodio;
 - hidróxido de bario y carbonato de potasio.
- a) Escriba las ecuaciones químicas de las reacciones que se producen.
b) Clasifíquelas atendiendo a la variación o no del número de oxidación.

4.6 Propiedades físicas de los hidróxidos no metálicos

La mayoría de los hidróxidos no metálicos son, a temperatura y presión estándar ambiente,* sustancias líquidas o sólidas de relativamente bajas temperaturas de fusión y de ebullición, y en general sustancias solubles en agua. En la tabla 4.4 aparecen algunas propiedades físicas de hidróxidos no metálicos muy conocidos.

Tabla 4.4 Propiedades físicas de algunos hidróxidos no metálicos

Hidróxidos no metálicos				
Nombre	Fórmula química	Densidad (g/cm ³)	t. f. (°C)	Solubilidad en agua
Ácido sulfúrico	H ₂ SO ₄	1,83	10,38	Soluble
Ácido nítrico	HNO ₃	1,50	-41,59	Soluble
Ácido fosfórico	H ₃ PO ₄	1,83	42,35	Soluble
Ácido bórico	H ₃ BO ₄	1,43	185	Soluble

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Clasifique los hidróxidos representados en metálicos y no metálicos. Justifique en cada caso.
- a) Mg(OH)₂ b) H₂SO₄ c) HNO₃
d) HClO₄ e) Cu(OH)₂
2. El ácido perclórico, HClO₄, tiene una densidad de 1,77 g · mL⁻¹ y una temperatura de fusión de -112 °C. Con respecto a esta sustancia, diga:
- a) ¿Es más o menos densa que el agua?
b) ¿En qué estado de agregación se encontrará esta sustancia a -120 °C?

*Temperatura y presión estándar ambiente (TPEA) se considera una temperatura de 25 °C y una presión de 100 kPa.

4.7 Estructura de los hidróxidos no metálicos

Los hidróxidos no metálicos son sustancias moleculares. En las moléculas de estas sustancias los átomos de hidrógeno, oxígeno y del otro elemento no metálico se encuentran unidos por medio de enlaces covalentes polares (figura 4.3).

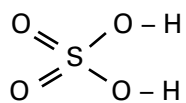


Fig. 4.3 Representación simplificada de una molécula de ácido sulfúrico.

Los átomos de hidrógeno están enlazados a átomos de oxígeno; mientras que los de oxígeno, a su vez, se enlazan al otro elemento no metálico.

Las relativamente bajas temperaturas de fusión de los hidróxidos no metálicos se deben a que las interacciones entre sus moléculas son de poca intensidad en comparación con la de los enlaces covalentes existentes entre los átomos que forman las moléculas. Cuando estas sustancias funden no se rompen los enlaces covalentes entre sus átomos, sino que solo se vencen las interacciones moleculares.

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. ¿Qué tipo de sustancia son los hidróxidos no metálicos, teniendo en cuenta las partículas que los constituyen? Ejemplifique.
2. ¿A qué se deben las relativamente bajas temperaturas de fusión y de ebullición en los hidróxidos no metálicos? Explique.

4.8 Nomenclatura y notación química de los hidróxidos no metálicos

Para nombrar estos compuestos se usa la palabra genérica *ácido*, y a continuación el nombre del grupo poliatómico cambiando su terminación *ito* por *oso* y *ato* por *íco* (tabla 4.5).

Tabla 4.5 **Nombre de algunos hidróxidos no metálicos**

Fórmula química	Nombre	Fórmula química	Nombre
HNO ₂	Ácido nitroso*	HNO ₃	Ácido nítrico
H ₂ SO ₃	Ácido sulfuroso	H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico
H ₃ PO ₃	Ácido fosforoso	H ₃ PO ₄	Ácido fosfórico

* Estas sustancias no se han aislado como sustancia pura. Solo se conocen sus disoluciones acuosas.

Obsérvese que en las fórmulas químicas de todos los hidróxidos no metálicos el subíndice del hidrógeno coincide con el módulo del valor de la carga eléctrica del grupo poliatómico oxigenado.

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Escriba la fórmula química o el nombre según corresponda:

Nombre	Fórmula química
	H ₂ SO ₄
Ácido fosfórico	
	HNO ₃
Ácido nítrico	
	H ₂ SO ₄

2. Se tienen cuatro sustancias cuyas fórmulas químicas son las siguientes: Cl₂, MgCl₂, Cl₂O₇ y HClO.
- a) Clasifique cada una de estas sustancias teniendo en cuenta: su composición y el tipo de partículas que las constituyen.
- b) ¿Qué información se obtiene de cada una de las fórmulas químicas sobre la relación entre el número de átomos o iones, y la relación en cantidad de sustancia?
3. Calcule la concentración másica de 2,3 L de disolución que se ha preparado a partir de una muestra de 16 g de ácido sulfúrico.

4.9 Las disoluciones acuosas de los hidróxidos no metálicos. Los hidrácidos

Los hidróxidos no metálicos no conducen la corriente eléctrica; sin embargo, sus disoluciones acuosas sí la conducen.

Al disolverse en agua las moléculas de los hidróxidos no metálicos interactúan con las moléculas del agua. Producto de esta interacción se rompen los enlaces covalentes que unen al hidrógeno con los átomos de oxígeno en las moléculas del hidróxido no metálico y se forman los iones poliatómicos oxigenados negativos y los iones H¹⁺. El ion hidrógeno, H¹⁺, no existe libre en disolución acuosa, ya que se une a una molécula de agua formando los iones H₃O¹⁺, que se denomina ion hidronio. Este ion se representa simplícadamente como H¹⁺ (ac).

Así, por ejemplo, en las disoluciones acuosas del ácido sulfúrico* existen los iones hidronio, H¹⁺ (ac), y los aniones sulfato, SO₄²⁻ (ac). En los restantes hidróxidos ocurre algo muy semejante (tabla 4.6).

* El proceso de disolución del ácido sulfúrico en agua es muy exotérmico, por lo que para diluir este ácido se debe verter el ácido al agua y no a la inversa, pues pueden producirse salpicaduras y con ellas lamentables accidentes.

Tabla 4.6 **Representación química de los iones que se forman al disolverse distintos hidróxidos no metálicos en agua**

Hidróxido no metálico		Representación química de los iones presentes en la disolución acuosa producto de la ionización total del hidróxido
Nombre	Fórmula química	
Ácido nítrico	HNO ₃	H ⁺ (ac) y NO ₃ ⁻ (ac)
Ácido sulfúrico	H ₂ SO ₄	H ⁺ (ac) y SO ₄ ²⁻ (ac)
Ácido fosfórico	H ₃ PO ₄	H ⁺ (ac) y PO ₄ ³⁻ (ac)

Los hidróxidos no metálicos, cuando se disuelven en agua, originan iones poliatómicos oxigenados negativos e iones hidronio, H₃O⁺ (ac) o simplemente H⁺ (ac).

La presencia de los iones H⁺ (ac) en las disoluciones acuosas de los hidróxidos no metálicos le confieren propiedades comunes. Por ejemplo, al introducir papel de tornasol azul en disoluciones de ácido nítrico, HNO₃(ac); ácido sulfúrico, H₂SO₄(ac); y ácido fosfórico, H₃PO₄(ac), se observa que este indicador se torna rojo. Si a otras disoluciones acuosas de estas mismas sustancias se le añaden gotas de azul de bromotimol, este indicador adquiere una coloración amarilla.

Las sustancias que al disolverse en agua producen iones hidronio, H⁺ (ac), se denominan ácidos. Las disoluciones resultantes se conocen con el nombre de disoluciones ácidas.

El ácido nítrico, HNO₃; el ácido sulfúrico, H₂SO₄; y el ácido fosfórico, H₃PO₄, son ejemplos de ácidos y sus disoluciones, disoluciones ácidas.

Los hidróxidos no metálicos son ácidos y sus disoluciones presentan propiedades ácidas.

En los diferentes procesos biológicos que ocurren en la naturaleza, y en muchos procesos químicos, es extremadamente importante que la acidez de la disolución no se aparte de un valor determinado. Por ejemplo, el buen funcionamiento de la sangre humana que lleva el dióxígeno a las células exige determinado grado de acidez (pH).* Cuando este varía puede producirse la acidosis o la alcalosis, que requiere de una atención inmediata para no producir la muerte de las personas. De igual forma la acidez del jugo de caña (guarapo) requiere de un exacto control en el proceso de extracción del azúcar de la caña. En el control químico de estos procesos los indicadores ácido-base desempeñan un papel importante.

* El pH es un número que da una medida de la concentración de iones hidronio, H¹⁺ (ac), presentes en una disolución.

Los indicadores tienen como otra de sus propiedades cambiar su color al añadirlos a disoluciones ácidas.

Se denominan indicadores a las sustancias que cambian de color frente a las disoluciones básicas y a las disoluciones ácidas y sirven para identificarlas.

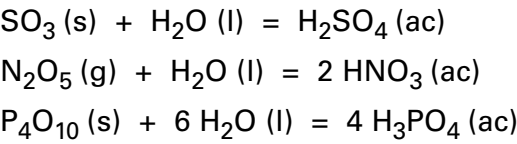
En la tabla 4.7 aparecen algunos indicadores y la coloración que adquieren frente a las disoluciones básicas y ácidas.

Tabla 4.7 **Coloración que toman algunos indicadores en medio básico o ácido**

Indicador	Coloración que toma en medio básico	Coloración que toma en medio ácido
Fenolftaleína	Roja	Incolora
Tornasol	Azul	Roja
Azul de bromotimol	Azul	Amarilla

Otra propiedad de las disoluciones ácidas es que tienen sabor ácido. La presencia de ácido cítrico y de ácido ascórbico (vitamina C) en los limones les confiere su sabor ácido.

Las disoluciones ácidas de los hidróxidos no metálicos, también conocidos como oxácidos, pueden considerarse como el producto de la reacción de un óxido no metálico con el agua.



TAREAS DE APRENDIZAJE

1. ¿Qué iones se forman cuando los hidróxidos no metálicos se disuelven en agua?
2. Se tienen dos frascos que contienen disoluciones incoloras, una ácida y otra básica. ¿Qué ensayos usted realizaría para identificar cada disolución?
3. ¿Qué ensayo realizaría para comprobar el carácter ácido o básico de la saliva de su boca?
4. Investigue la importancia del control de la acidez de la orina para la salud del organismo humano.

Los hidrácidos

Otros ejemplos de disoluciones ácidas son las que se producen cuando se disuelve en agua un compuesto binario hidrogenado de los elementos del

grupo VIA y VIIA de la Tabla Periódica. Estos compuestos son sustancias moleculares gaseosas a temperatura y presión ambiente. Ejemplo de ellos son los siguientes:

Nombre	Fórmula química	Tipo de enlace
Fluoruro de hidrógeno	HF	Los enlaces que unen al hidrógeno y al otro elemento no metálico son covalentes polares
Cloruro de hidrógeno	HCl	
Bromuro de hidrógeno	HBr	
Yoduro de hidrógeno	HI	
Sulfuro de hidrógeno	H ₂ S	

Al disolverse estos compuestos en agua producen disoluciones ácidas, las cuales se conocen con el nombre de *hidrácidos*. La presencia de los iones hidronio, H¹⁺(ac), en estas disoluciones puede detectarse mediante la coloración que toman los indicadores. Por ejemplo, al disolverse el cloruro de hidrógeno en agua se produce una disolución ácida llamada *ácido clorhídrico*. Al introducir el papel de tornasol azul en esta disolución este cambia a rojo.

En el proceso de disolución acuosa del cloruro de hidrógeno, las moléculas del agua interactúan con las moléculas del cloruro de hidrógeno. Producto de esta interacción se rompen los enlaces covalentes polares que unen los átomos en las moléculas de cloruro de hidrógeno y se producen los iones hidronio, H⁺ (ac), e iones cloruro, Cl⁻ (ac).

Otros ejemplos de hidrácidos son el ácido bromhídrico, HBr (ac); y el ácido sulfhídrico, H₂S (ac).

Al igual que los hidróxidos no metálicos, los compuestos binarios hidrogenados de los elementos de los grupos VIA y VIIA son ácidos, ya que al disolverse en agua se forman los iones negativos e iones hidronio.

Los hidrácidos son disoluciones ácidas que tienen las mismas propiedades ácidas que las disoluciones acuosas de los hidróxidos no metálicos. Para nombrar estas disoluciones se usa la palabra genérica *ácido* seguida del nombre del elemento no metálico terminado en *hídrico*. Por ejemplo: *ácido clorhídrico*, HCl (ac), *ácido yodhídrico*, HI (ac), etcétera.

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Compare los hidróxidos no metálicos y los compuestos binarios hidrogenados de los elementos de los grupos VIA y VIIA de la Tabla Periódica, teniendo en cuenta los aspectos siguientes:
 - a) composición, tipo de partículas y enlace químico que las une;
 - b) iones que se forman en el proceso de disolución;
 - c) propiedades de sus disoluciones acuosas.

2. ¿Qué coloración toman los indicadores fenolftaleína, tornasol y azul de bromotimol, al actuar sobre el ácido sulfhídrico?
3. Las paredes del estómago humano producen disolución de ácido clorhídrico. Investigue por qué es importante controlar la acidez que tenga esa disolución y las formas de hacerlo.

4.10 Reacción de las disoluciones ácidas con las disoluciones básicas y con los metales

Dos propiedades comunes de las disoluciones ácidas son las de reaccionar con las disoluciones básicas y con los metales.

Reacción de neutralización

Si se añade gota a gota ácido clorhídrico a un erlenmeyer que contiene una disolución acuosa de hidróxido de sodio, a la que previamente se le añadió bromotimol azul, y se agita constantemente hasta que se observe una coloración verde, la disolución resultante no es ni ácida ni básica, sino neutra. Se dice que ha ocurrido una neutralización.

La reacción ocurrida puede representarse por la ecuación química siguiente:



Más simplificada:



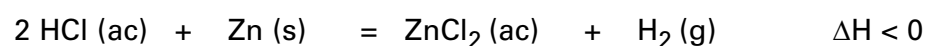
Las reacciones químicas donde los iones hidronio, H^+ (ac), reaccionan con los iones hidróxidos, OH^- (ac), formando agua, se denominan reacciones de neutralización.

Las reacciones químicas entre las disoluciones de un ácido y de un hidróxido metálico son reacciones de neutralización.

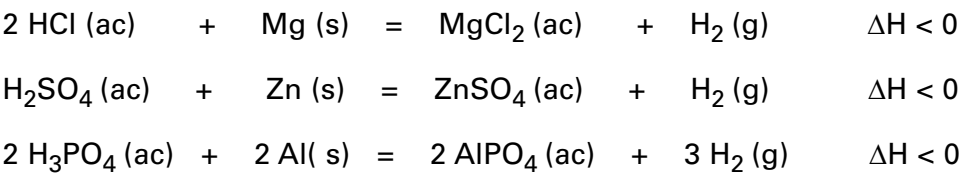
En las reacciones de neutralización no hay variación de los números de oxidación de los elementos, por lo que estas reacciones no son de oxidación-reducción. En todas ellas se desprende energía en forma de calor (reacciones exotérmicas).

Reacción de las disoluciones de los ácidos con los metales

El dihidrógeno puede obtenerse en el laboratorio por la reacción del ácido clorhídrico con el cinc. La reacción se representa por la ecuación química:



Si se cambia el cinc por otro metal como el magnesio, el aluminio o el hierro, también se produce dihidrógeno y la sal correspondiente. De la misma forma si se sustituye el ácido clorhídrico, por una disolución de ácido sulfúrico, ácido fosfórico u otra disolución ácida se obtiene un resultado semejante. Por ejemplo:



Los ácidos en disolución acuosa reaccionan con muchos metales produciendo dihidrógeno gaseoso y la sal correspondiente.

Las disoluciones acuosas de los ácidos reaccionan con los metales siempre que el elemento metálico sea más activo que el hidrógeno. En estos casos hay una transferencia de electrones del metal a los iones H¹⁺ (ac) presentes en la disolución. Esto explica la formación de los cationes metálicos y la del dihidrógeno gaseoso.

Es necesario conocer cuáles metales reaccionan con los cationes H¹⁺ (ac) de las disoluciones ácidas. Para ello se utiliza la serie de actividad de los metales (tabla 4.8), en la que los metales se encuentran colocados en orden decreciente de facilidad para perder electrones. Los que se encuentran antes del hidrógeno pueden reaccionar con las disoluciones ácidas formando dihidrógeno gaseoso, mientras que los que están después del hidrógeno, en el sentido de la flecha, no reaccionan.

Tabla 4.8 **Serie de actividad de los metales**

Reaccionan con las disoluciones de los ácidos, produciendo dihidrógeno y una sal	No producen desprendimiento de dihidrógeno con las disoluciones ácidas
Li, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Cr, Fe, Ni, Pb,	H, Cu, Hg, Ag, Pt, Au

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Mencione cuatro propiedades comunes a las disoluciones ácidas.

2. ¿A qué se denominan reacciones de neutralización? Ponga ejemplos.

3. ¿Cuáles son los productos de la reacción que ocurre entre:

– una disolución ácida y una de un hidróxido metálico;

– una disolución ácida y un metal?

a) Clasifique estas reacciones atendiendo a la variación o no del número de oxidación.

4. Escriba la fórmula química de la sal que se produce en la reacción de:

- a) ácido clorhídrico con el magnesio;
- b) una disolución diluida de ácido sulfúrico con aluminio.

4.11 Aplicaciones de los hidróxidos metálicos. Aplicaciones de los ácidos y de sus disoluciones

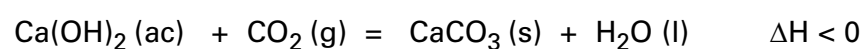
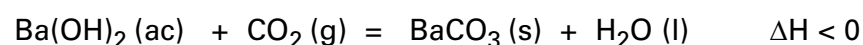
Los hidróxidos metálicos tienen gran aplicación en la industria, la vida y el laboratorio.

La propiedad de los álcalis de reaccionar con las proteínas es usada en la determinación del porcentaje de lana que posee un tejido. La lana, al igual que la seda, está formada por proteínas que se disuelven en disolución de hidróxido de sodio al 10 %. Si dicho tejido se hierve en esta disolución, se puede determinar si está constituido 100 % por lana, ya que cualquier cantidad de algodón que posea no se disuelve en el álcali.

Otros hidróxidos metálicos son utilizados en medicina cuando se necesita la presencia de un medio básico en el organismo para combatir la acidez estomacal. Por ejemplo, el hidróxido de aluminio se toma con este fin.

El hidróxido de calcio se emplea en la industria azucarera para controlar la acidez del guarapo y en la agricultura para variar el grado de acidez de los suelos.

Las disoluciones de hidróxido de bario (agua de barita) y de hidróxido de calcio (agua de cal) son utilizadas para la identificación del dióxido de carbono, debido a que dichas disoluciones reaccionan con este gas, produciendo un precipitado de carbonato de bario y carbonato de calcio, respectivamente:



El hidróxido de calcio es muy usado en la construcción, debido a que junto a la arena y el agua forma el llamado *mortero de cal*, que se utiliza para unir los ladrillos y bloques, y para repellar las paredes, entre otros usos. En el proceso de endurecimiento el hidróxido de calcio se aglutina con los granos de arena y más tarde, por interacción con el dióxido de carbono del aire, se forma carbonato de calcio y agua. La ecuación que representa la reacción descrita quedó representada por la segunda ecuación de las presentadas anteriormente.

La suspensión de hidróxido de calcio (lechada de cal) es utilizada como pintura de poca duración. También es ampliamente usada en la industria química en muchos procesos industriales, por su bajo costo.

La propiedad que tienen los álcalis de reaccionar con las grasas es muy utilizada en la obtención de jabones. Tanto la sosa cáustica como la potasa cáustica se emplean en la fabricación de jabones, los cuales se obtienen

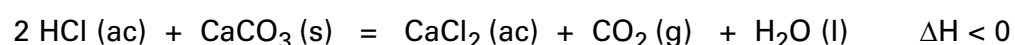
calentando las grasas con dichos hidróxidos. Los jabones obtenidos con el hidróxido de sodio son sólidos; mientras que los de hidróxido de potasio son líquidos.

De igual forma los ácidos tienen una gran aplicación en la industria. Se utilizan en la obtención de diversas sales, colorantes, medicamentos y otros productos de gran demanda.

Los ácidos sulfúrico y clorhídrico son usados en soldadura para eliminar las capas de óxido que tienen los metales antes de recubrirlos con otros metales. Esta propiedad de los ácidos de reaccionar con los óxidos metálicos se utiliza también en la limpieza de objetos de metal. Por ejemplo, una lámina de cobre recubierta de óxido de cobre (II) puede limpiarse introduciéndola en un recipiente con ácido clorhídrico:



En la industria azucarera, por ejemplo, como producto de la sedimentación de las sales disueltas en el agua, quedan incrustaciones de carbonatos en las paredes de las calderas de vapor y en las tuberías, las cuales se limpian con ácidos. Por ejemplo:



Otros ácidos son muy utilizados en la medicina. La aspirina (ácido acetilsalicílico) se utiliza como analgésico y anticoagulante.

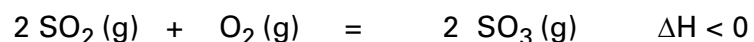
TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Mencione dos aplicaciones de los hidróxidos de sodio, de potasio y de calcio, y diga en qué propiedades se basan.
2. ¿Pudiera utilizarse óxido de calcio en lugar de hidróxido de calcio para controlar la acidez del guarapo? ¿Por qué?
3. ¿En qué propiedad química de los ácidos se basa su aplicación en la limpieza de la superficie de los metales?
4. ¿Cómo pudieran eliminarse los carbonatos adheridos a la superficie de los recipientes de cocina donde se hierve el agua?

4.12 Los ácidos y el medio ambiente

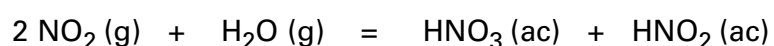
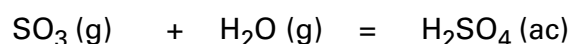
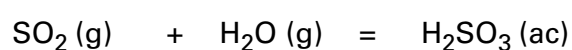
En la actualidad, en la generación de electricidad, en los automóviles, en muchas industrias y en la calefacción de muchos países fríos, se utilizan diversos combustibles que tienen un elevado contenido de impurezas de azufre. Producto de esta combustión pasa a formar parte de la atmósfera gran cantidad de dióxido de azufre, SO_2 .

El dióxido de azufre, en presencia de las partículas de polvo presentes en el aire, se oxida y produce el trióxido de azufre:



También, como producto de la combustión interna de los motores se obtiene el monóxido de nitrógeno, NO, que por oxidación se convierte en dióxido de nitrógeno, NO₂.

Así, en las grandes regiones industriales en la atmósfera existe gran cantidad de SO₂, SO₃ y NO₂, que al ponerse en contacto con el agua de la atmósfera producen las disoluciones ácidas siguientes:



El HNO₂ se descompone en NO y H₂O, por lo que la reacción puede representarse por:



Estos ácidos son los responsables de las llamadas “lluvias ácidas” que pueden caer en áreas muy lejanas de donde se forman. Las lluvias ácidas queman las hojas de los árboles, hacen estériles los suelos de los bosques y deterioran monumentos, muchos de los cuales a inicios de este siglo se encontraban en perfecto estado; por ejemplo: el Partenón griego, el Coliseo, y los palacios venecianos en Italia. El control riguroso de la emanación de estos gases a la atmósfera, y por tanto de las lluvias ácidas, es una necesidad no solamente económica y cultural, sino también vital para el hombre, por cuanto estos gases pueden afectar su salud.

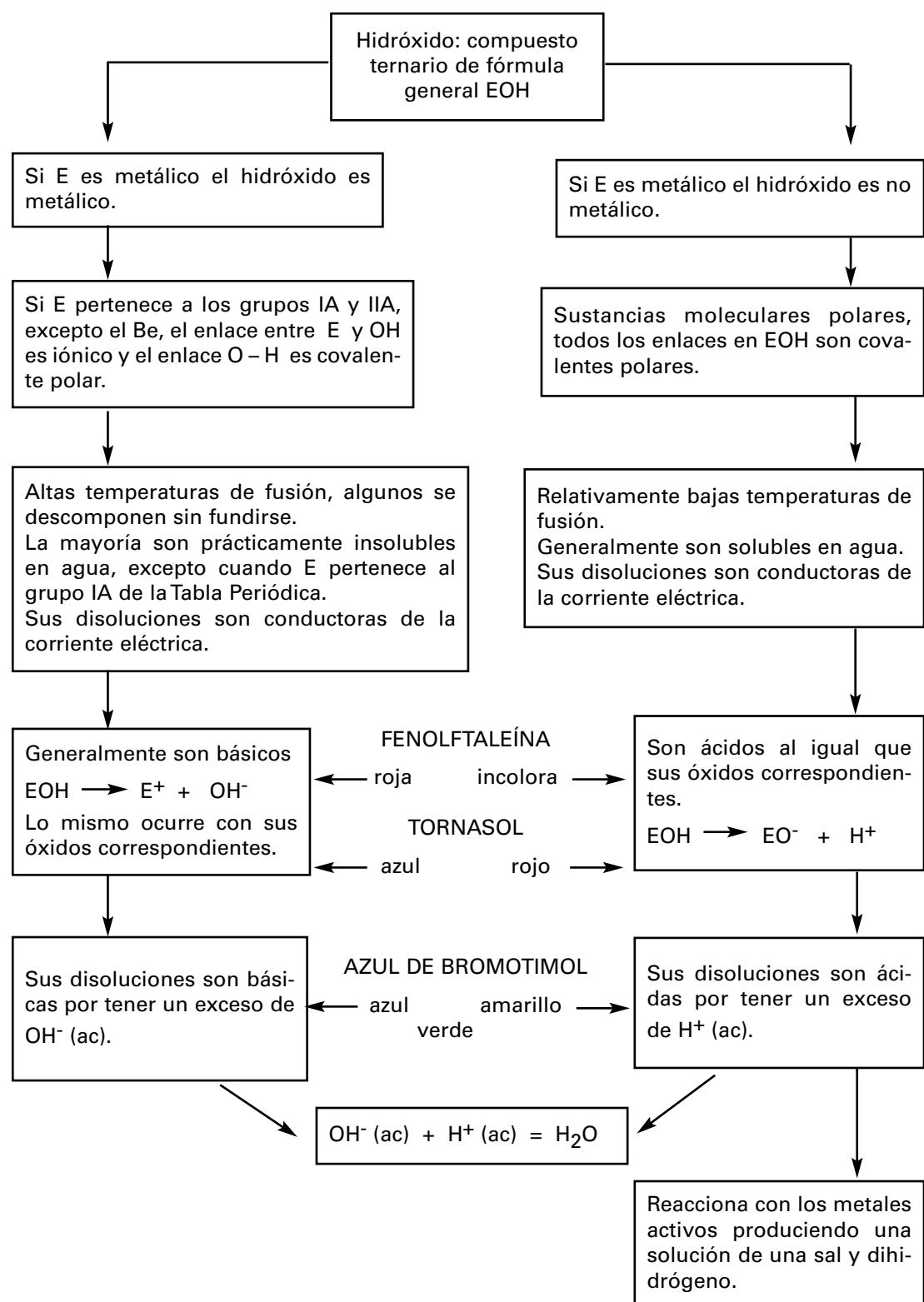
TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Describa el efecto de las lluvias ácidas sobre el medio ambiente.
2. Investigue acerca de las medidas que pueden ser aplicadas para evitar la producción de las lluvias ácidas.

4.13 Comparación entre la relación estructura-propiedad de los hidróxidos metálicos y los hidróxidos no metálicos

A continuación presentamos un esquema que resume las principales propiedades de los hidróxidos, tanto metálicos como no metálicos.

Para explicar el comportamiento de estas sustancias se requiere del estudio de su estructura, a partir de la cual se analiza la composición de cada hidróxido, el tipo de partícula que lo integra, así como su ordenamiento y el enlace químico que une dichas partículas.



CAPÍTULO 5

Electromagnetismo

5.1 Introducción al magnetismo. Características de las interacciones magnéticas

El magnetismo surgió de observar que las piedras (magnetita) atraen pedazos de hierro. Estas pueden hallarse en la región de Magnesia, Asia Menor. Se dice que el pastor Magnes, en el Monte Ida (isla de Creta), fue atraído hacia el suelo por su bastón y los clavos de sus sandalias; al remover el suelo, descubrió una piedra (magnetita) que atraía al hierro.

Otro imán, como la magnetita, es el planeta Tierra, cuya acción sobre la aguja magnética de una brújula se conoce desde la antigüedad, al igual que usar una piedra imán como brújula. A principios del siglo XII, un autor chino señaló que una aguja frotada con una piedra imán y suspendida, giraba señalando al sur. Lo anterior evidencia que se puede imanar un trozo de hierro con una piedra imán y usarla como brújula.

A inicios del siglo XVIII, los científicos intentaban encontrar una relación entre magnetismo y electricidad. Franklin trató de magnetizar una aguja por medio de una descarga eléctrica. En 1805 dos investigadores franceses trataron de determinar si una pila voltaica suspendida libremente se orientaba en alguna dirección respecto a la Tierra; en 1807, Hans Christian Oersted (1777-1851) investigó los efectos de la electricidad sobre la aguja magnética de una brújula y en 1820 publicó los resultados de sus experimentos, con los que demostró que la aguja magnética estaba sujeta a fuerzas en presencia de un alambre, con corriente, que cerraba un circuito. Se comprobó, además, que el efecto magnético de la corriente inducía magnetismo en el hierro como lo hace un imán. Con el descubrimiento de Oersted se cuestiona si un cuerpo eléctricamente cargado viajando a diferentes velocidades era análogo a la corriente en un alambre y si eran iguales los efectos magnéticos. Faraday (1838) considera que una esfera electrificada al moverse en cualquier dirección producía efectos como si existiera una corriente en esa dirección, con lo que Maxwell coincidió.

De acuerdo con la tercera ley de Newton, Oersted señala que no era difícil prever que un alambre portador de corriente debía ser movido por un imán, por lo que un alambre movable y portador de corriente debe presentar la acción de una fuerza cuando se coloca cerca de un imán. Oersted, Faraday y otros lo verificaron y determinaron la dirección de la fuerza. Otra consecuencia del experi-

mento de Oersted es que por dos conductores por los que circulan corrientes ejercen fuerzas uno sobre el otro, ya que el efecto magnético producido por uno interacciona con la corriente del otro, y viceversa. Ampere realizó experimentos y determinó que dos alambres paralelos por los que circulan corrientes en igual sentido se atraen, y viceversa (figura 5.1).

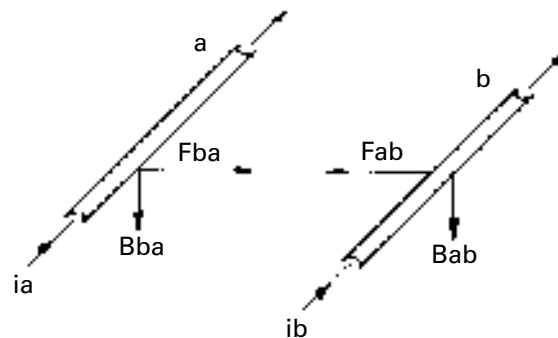


Fig. 5.1 Representación esquemática del experimento de Ampere.

La atracción y repulsión entre imanes (polos iguales se repelen y diferentes se atraen) y conductores portadores de corriente eléctrica se hace mediante un campo magnético que ellos portan en su vecindad, campo definido por la magnitud inducción magnética (B).

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Una corriente eléctrica tiene efectos magnéticos sobre la aguja de una brújula. Investigue si no podría obtenerse corriente mediante el movimiento de un imán.
2. Fundamente que la interacción entre conductores por los que circule corriente es esencialmente magnética y no electrostática.
3. Busque datos biográficos de Ampere y resuma sus aportes fundamentales a la ciencia.

5.2 Líneas de inducción del campo magnético

Las líneas de campo magnéticas producidas por corrientes son cerradas (ni principio ni fin) alrededor de los cables que las transportan. En los imanes comienzan y terminan en la superficie de estos, y siempre parten de un polo norte y terminan en un polo sur (figura 5.2). El campo magnético se relaciona con sus líneas de inducción de la siguiente manera: la tangente a un punto de una línea de inducción da la dirección del campo magnético (B) en ese punto y el número de líneas de inducción por unidad de área de sección transversal es proporcional a la magnitud de B . Donde las líneas están muy cerca B es grande y donde están muy separadas B es pequeña. La forma en que la dirección y sentido del campo se relaciona con la corriente se determina mediante la regla

de la mano derecha. Esta se coloca con el pulgar en la dirección y sentido de la corriente; el resto de los dedos curvados rodeando el alambre señalan el sentido del campo y, si se quiere determinar la dirección de la fuerza magnética que actúa sobre un conductor con corriente, se extienden los dedos de la mano derecha en dirección de la corriente, por el dorso de la mano entra el campo magnético y el pulgar señala la dirección de la fuerza.

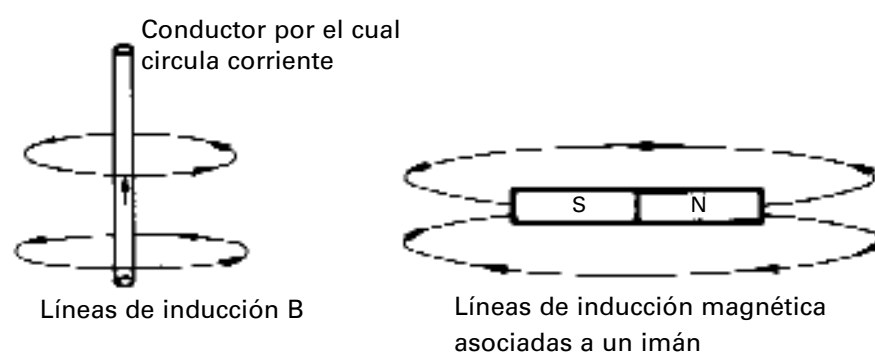


Fig. 5.2 Líneas de inducción magnética.

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. ¿Cómo deben dibujarse las líneas de inducción en una espira con corriente?
2. Riegue limaduras de hierro sobre una cartulina colocada encima de un imán recto y repita la experiencia, pero esta vez con un imán en forma de herradura. A partir de lo anterior determine cómo serían las líneas del campo magnético en estos imanes.
3. Compare las líneas de fuerza eléctrica con las de inducción magnética.
4. Diseñe un experimento que demuestre que el campo magnético de un imán se manifiesta en cualquier medio o sustancia, y que el campo electrostático de una varilla cargada, no.

5.3 Los imanes. Magnetización

Los imanes más comunes son el de herradura y el recto, que atraen más fuertemente las limaduras de hierro cerca de los extremos (polos magnéticos) (figura 5.3). Los imanes pueden hacerse de una aleación de aluminio, cobalto, níquel y hierro, los que pueden levantar objetos cientos de veces más pesados que ellos.

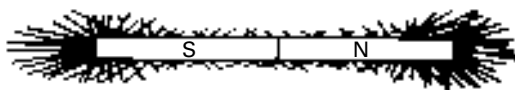


Fig. 5.3 Polos magnéticos.

El hierro puro (hierro dulce) no conserva el magnetismo y es inútil para la fabricación de imanes permanentes, pero se usa en la construcción de electroimanes. De las aplicaciones de los imanes permanentes se tienen la brújula, el

receptor telefónico, las bocinas de radio, etcétera. Hay metales que son atraídos débilmente por un imán, pero la mayoría de las sustancias (aluminio, cobre, plata, oro, madera, vidrio y papel) no sufren ningún efecto apreciable. Entre las sustancias atraídas débilmente, el níquel y el cobalto son las más importantes, y que son metales en aleación con otros, y manifiestan una susceptibilidad magnética más elevada que el hierro o el acero.

Un imán suspendido por un hilo queda en reposo en una posición cercana a la dirección Norte-Sur. El extremo que señala al norte se llama polo Norte, y el otro, polo Sur.

Cuando se acerca un imán a una pieza de hierro dulce, este adquiere propiedades de un nuevo imán, mediante el fenómeno llamado magnetización, y puede atraer limaduras de hierro con su extremo; pero si se retira el imán permanente, el hierro pierde su magnetismo de inmediato. Si se acerca un clavo de hierro al polo norte de un imán, se magnetizará con un polo sur en el punto de contacto y uno norte en el otro extremo. El clavo magnetizado puede atraer a otros y magnetizarlos también. Lo anterior se explica considerando que una porción de hierro consiste en millares de pequeñísimos imanes elementales. Estos pueden consistir en átomos o moléculas individuales o en grupos de átomos alineados para formar cristales elementales de hierro. Estos imanes están orientados de forma arbitraria en el metal. Al tiempo que se está magnetizando, giran para alinearse paralelos entre sí y al campo magnetizante. Una vez alineados, los pequeños polos N y S quedan adyacentes y anulan el efecto que tendrían sobre los objetos exteriores. En un extremo habrá muchos polos N y en el extremo opuesto habrá un número igual de polos S libres. Cuando se magnetiza el hierro dulce, y se aleja después el imán permanente, los imanes elementales regresan a su posición desordenada; no ocurre lo mismo con el acero templado (figura 5.4).

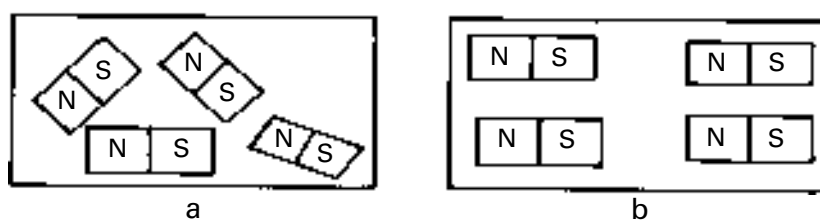


Fig. 5.4 Magnetización: a, del hierro dulce; b, del acero templado.

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Se tienen dos barras de metales iguales: una magnetizada y la otra no. Determine cuál es la magnetizada. Use más de una vía para determinarlo.
2. ¿Qué sucede si se fragmenta un imán con el fin de separar sus polos?
3. ¿Es la interacción entre dos imanes una acción unilateral o una acción mutua entre los mismos?
4. Redacte un resumen acerca de las aplicaciones del magnetismo en la tecnología, la medicina y la vida en general.
5. ¿Por qué son imantados los extremos de algunas tijeras y destornilladores?
6. ¿En qué consiste el ferromagnetismo y qué materiales pueden considerarse ferromagnéticos?

5.4 El campo magnético de la Tierra

Para William Gilbert la Tierra era un imán. Para probarlo modeló una piedra imán en forma esférica, y demostró que una pequeña brújula colocada en cualquier punto de este globo, señalaba en una dirección igual a la que señala en la Tierra, hacia el polo norte. Los polos magnéticos de la Tierra no coinciden con los polos Norte y Sur geográficos. Los últimos son puntos situados en el eje de rotación de la Tierra. El polo sur magnético está en el norte de Canadá, en la Isla del Príncipe de Gales, a $72^{\circ} 35'$ de latitud norte y a 105° de longitud oeste; mientras que el polo norte magnético se encuentra en el hemisferio sur, a $73^{\circ} 35'$ de latitud sur y a 150° de longitud este, en la Antártida. Acerca de la causa del magnetismo de la Tierra se tiene que esta contiene grandes depósitos de minerales de hierro casi puro, que en épocas pasadas se magnetizaban gradualmente, casi con la misma orientación, y todos actuaban como si fueran un gran imán permanente. Otra teoría dice que el magnetismo se debe a las grandes corrientes eléctricas que fluyen en torno a la Tierra, tanto en la corteza terrestre como en la atmósfera. Otros plantean que el campo magnético de la Tierra se forma según el principio de dínamo. Un 95 % de ello se produce en el interior de la Tierra por movimientos de materia eléctrica conductible en el núcleo líquido exterior en más de 2 900 km de profundidad y se extiende hasta el espacio. Los estudios realizados por el Sputnik III, detectaron el campo magnético de la Tierra a más de 100 000 km.

En íntima relación con el magnetismo terrestre está la producción de auroras polares, llamadas auroras boreales si ocurren en las altas latitudes del hemisferio Norte y australes si ocurren en el hemisferio Sur. La causa de las auroras polares es el paso de una corriente de electrones de origen solar a través de la ionosfera. Al chocar estos con los átomos del aire enrarecido producen el resplandor, de la misma manera a como se produce en las lámparas fluorescentes, al pasar la corriente eléctrica por un tubo en el que hay un gas sumamente enrarecido. Estas auroras se observan en las altas latitudes, donde se encuentran los dos polos magnéticos de la Tierra, alrededor de los cuales se produce ese choque de iones solares.

Existen ciertos animales (pájaros, abejas, reptiles, mariposas, peces, murciélagos, ballenas, colibacilos) que disponen de microcristales de magnetita en su cuerpo, que les permiten orientarse y navegar en el campo magnético de la Tierra. En las abejas los microcristales están en la parte delantera del abdomen, en la paloma mensajera en los músculos del cuello, en los cetáceos (ballenas, delfines) en la parte delantera de la cabeza. En el hombre se han encontrado también partículas magnéticas en la zona de la nariz, de ahí que algunos puedan sentir el campo magnético. Esto explica por qué ciertos hombres armados con varillas de mimbre o de metal detectan aguas subterráneas y cuerpos minerales bajo el suelo.

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Tome una brújula y determine los puntos cardinales. Investigue qué otras maneras existen para determinar los mismos en ausencia de la brújula.
2. Frote una aguja de coser con un imán y describa qué sucede con la misma.

3. ¿En qué zonas de la Tierra es mayor y menor su campo magnético?
4. Mediante una brújula, localice la dirección norte de la Tierra. Identifique los polos norte y sur de la aguja magnética. Utilice la brújula o aguja magnética para identificar los polos norte y sur de un imán.
5. Investigue la causa del suicidio masivo de ballenas y delfines en las costas.

5.5 Inducción electromagnética

Los conductores por los cuales circula corriente están rodeados por un campo magnético. Faraday pensó y demostró, en 1831, que se podía obtener corriente inducida en un conductor expuesto a un campo magnético. Uno de sus experimentos constó de dos bobinas (una A conectada a la fuente y la otra B al galvanómetro), insertadas una dentro de la otra. Al circular corriente por A, aparece un pulso de corriente en el galvanómetro, que desaparece al abrirse el interruptor. Los pulsos de corriente son inducidos en B solamente cuando el campo del solenoide A está aumentando o disminuyendo (figura 5.5).

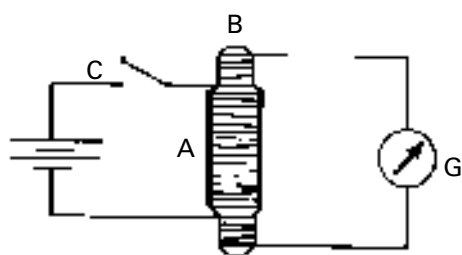


Fig. 5.5 Esquema del experimento de Faraday.

En sus experimentos, siempre el campo magnético pasa a través de una bobina o solenoide conectada a un galvanómetro y la corriente fluye en este segundo circuito cuando el campo magnético dirigido a lo largo de su eje es aumentado o disminuido. De una forma más sencilla se explica el fenómeno descrito con el siguiente experimento. Se toma un imán y una bobina conectada a un galvanómetro (figura 5.6); mientras el imán se mueve a través de la misma, el galvanómetro se desvía, poniendo de manifiesto que está pasando una corriente por la bobina. Si el imán está fijo respecto a la bobina, el galvanómetro no se desvía; si se mueve alejándose de la bobina, el galvanómetro se desvía en sentido contrario, lo que quiere decir que la corriente en la bobina está en sentido contrario. Si se usa el extremo del polo sur del imán en vez del extremo del polo norte, el experimento resulta igual que antes, pero las desviaciones son al contrario. Otros experimentos demuestran que lo que importa es el movimiento relativo del imán y de la bobina. Un fenómeno similar ocurre cuando dos bobinas se colocan cercanas y en reposo una con respecto a la otra (figura 5.7). Cuando se cierra el interruptor (ver figura 5.7), se produce una corriente en la bobina de la izquierda y el galvanómetro se desvía; cuando se abre el interruptor, el galvanómetro nuevamente se desvía, pero en sentido contrario.

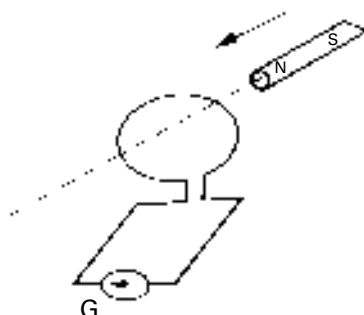


Fig. 5.6 Comportamiento de la corriente inducida en una bobina cercana a un imán, conectada a un galvanómetro.

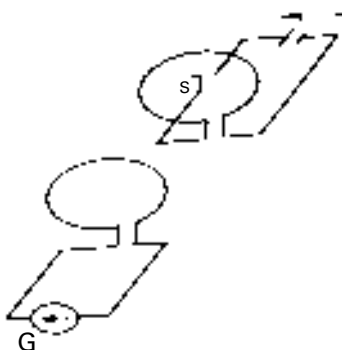


Fig. 5.7 Comportamiento de la corriente inducida en las bobinas cercanas entre sí, una de las cuales está conectada a un galvanómetro.

Lo importante es la rapidez con que cambia la corriente y no su magnitud. La corriente surgida se llama *corriente inducida*. Lo importante en los experimentos es la variación del campo magnético en el tiempo que atraviesa un área limitada de una espira, solenoide, etcétera. Cuando cambia el campo magnético (número de líneas de inducción magnética) que atraviesa el área limitada por un conductor cerrado (espira, solenoide, etc.), en este surge una corriente eléctrica. A mayor rapidez con que varía el campo magnético, mayor intensidad de la corriente inducida. La corriente inducida aparece en el conductor a causa de un campo eléctrico y este es originado por las variaciones del campo magnético. Un campo magnético variable origina uno eléctrico a su alrededor, haya o no espira o bobina situada en dicho campo. Estas solo son detectores del campo eléctrico inducido, el cual se diferencia del campo electrostático en las líneas de fuerza, ya que las del inducido son líneas de fuerza que circulan de una manera análoga a la circulación del campo magnético alrededor de un conductor portador de una corriente.

La ley de inducción de Faraday constituye la base del funcionamiento de dispositivos y procesos: generadores eléctricos, transformadores, y otros. Apoyándose en el efecto magnético de la corriente eléctrica trabajan el motor, el relé, las bocinas, y las cintas o disquetes de grabación. La generación y la transmisión de las ondas de radio y televisión también se basan en la relación entre la electricidad y el magnetismo, al igual que los electroimanes, que tienen gran uso en la industria de la chatarra. La dinamo de una bicicleta también se basa en la ley de inducción; en este hay una bobina enrollada en forma rectangular alrededor de un material ferromagnético. La bobina se sitúa en el campo magnético de un imán permanente, de modo que al girar varía la cantidad de

dicho campo que la atraviesa. La potencia de la dinamo (rapidez con que transforma energía mecánica en eléctrica) depende de la intensidad del campo magnético y de la rapidez con que giran sus espiras. En las plantas termoeléctricas, hidroeléctricas y eólicas, el principio básico utilizado es el de la dinamo: transformar energía mecánica en eléctrica, haciendo rotar en un campo magnético una armadura con espiras.

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Esclarezca el significado con que se emplea en la vida cotidiana el término "inducir" y su relación con la interpretación que se da en la física.
2. Describa las transformaciones de energía que tienen lugar en una dinamo de bicicleta, una planta hidroeléctrica, en una termoeléctrica y en una eólica.
3. ¿Cuál es el principio de funcionamiento del relé, motor eléctrico (corriente directa), bocina electrodinámica y transformador?
4. ¿En qué consiste el medidor electromagnético del flujo sanguíneo?
5. ¿Por qué al aumentar la velocidad de una bicicleta aumenta la intensidad del bombillo del farol de la misma?

5.6 Efectos sobre el ser humano y los animales de la energía electromagnética

El campo magnético se genera por la Tierra, las tormentas y cambios solares en el tiempo, los dispositivos eléctricos, e incluso en el cuerpo humano se genera por reacciones químicas en las células y las corrientes iónicas en el sistema nervioso, por lo que el uso de imanes y dispositivos eléctricos tiene aplicación médica.

El equipo de resonancia magnética está sustituyendo el diagnóstico de la radiografía, al ser más seguro y exacto; y la magnetoencefalografía lo hace con la electroencefalografía, por la misma razón. La terapia del campo magnético se utiliza en el tratamiento del cáncer, reumatismo, dolor de cabeza y jaqueca, problemas de desórdenes del sueño e insomnio, fracturas, dolores circulatorios y tensión ambiental.

El potencial curativo de los magnetos se debe a que el sistema nervioso es gobernado, en parte, por patrones variantes de corrientes iónicas y campos electromagnéticos, los que pueden estimular el metabolismo y aumentar la cantidad de oxígeno disponible para las células. El polo negativo tiene efecto calmante y ayuda a normalizar funciones metabólicas; el polo positivo tiene efecto estresante, y puede interferir con el funcionamiento metabólico, produciendo acidez y reduciendo el abastecimiento de oxígeno en las células. Pequeños magnetos logran estimular puntos de acupuntura y eliminan dolores dentales, enfermedades periodontales, y erradican infecciones por hongos como la candidiasis. Piedras de riñón y depósitos de calcio en tejidos han sido disueltos, se reduce la hinchazón, los síntomas de la arteriosclerosis cardíaca y cerebral.

TAREA DE APRENDIZAJE

1. Elabore un resumen de las principales aplicaciones de la energía electromagnética para la salud del ser humano y los animales.

5.7 Ondas electromagnéticas

En una antena transmisora de radio y televisión se hace que los electrones oscilen con determinada frecuencia y estas oscilaciones se repiten en la antena receptora. Para que los electrones oscilen en la antena transmisora se requiere un campo eléctrico oscilatorio, y las oscilaciones de corriente eléctrica representadas por este movimiento de electrones producen a su alrededor un campo magnético oscilatorio que, de acuerdo con la ley de inducción de Faraday, genera, a su vez, un campo eléctrico igualmente oscilatorio. El proceso completo se sintetiza del modo siguiente:

Campo eléctrico oscilatorio → Campo magnético oscilatorio → Campo eléctrico oscilatorio

Lo anterior se repite continuamente a través del espacio y a esta propagación de las oscilaciones de los campos eléctricos y magnéticos se le denomina onda electromagnética. La velocidad de propagación en el aire es de 300 000 km/s. Estas ondas se clasifican por rangos de frecuencias y en orden creciente se tienen: ondas de radio, de baja y alta frecuencia; ondas de FM y de televisión; microondas; radiación infrarroja; luz visible; radiación ultravioleta; rayos X y rayos gamma. Lo anterior constituye el espectro de ondas electromagnéticas. Alrededor de 1880, las únicas conocidas eran la luz visible, la infrarroja y la ultravioleta. En esa década Hertz produjo las ondas de radio. Los rayos X fueron descubiertos en 1895; los gamma se detectaron por primera vez como emisiones de sustancias radioactivas naturales (uranio, radio, entre otras).

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Mencione algunas razones por las que la amplitud de las ondas generadas en una antena transmisora de radio o televisión se atenúen durante su propagación.
2. Describa algunos efectos provocados por ondas electromagnéticas de distintas frecuencias.

CAPÍTULO 6

La Ley Periódica. Sistematización

Desde 8vo. grado la Tabla Periódica ha sido utilizada con mucha frecuencia como tabla de datos. En ella se representan los símbolos de todos los elementos químicos conocidos hasta la actualidad. ¿Qué científicos trabajaron en el ordenamiento de los elementos químicos en dicha tabla? ¿Cuál es la base científica para la ubicación de los elementos químicos?

La Tabla Periódica es la representación gráfica de la ley fundamental de la química y de las más importantes de la naturaleza: la *Ley Periódica*. Su descubrimiento constituyó una verdadera revolución en la química y en sentido general en las ciencias naturales, ya que permitió ordenar y sistematizar los conocimientos acumulados hasta ese momento acerca de los elementos químicos, sus sustancias simples y compuestas.

6.1 La Tabla Periódica. La estructura del átomo y de las sustancias simples

En la Tabla Periódica se representan los símbolos de los elementos químicos dispuestos en orden creciente de los números atómicos de estos últimos. La misma está estructurada en grupos (disposición vertical de los símbolos químicos) y períodos (disposición horizontal de los símbolos químicos).

Al analizar las estructuras electrónicas de los átomos de los elementos químicos dispuestos en orden creciente de sus números atómicos, se hace evidente una importante regularidad: *después de cierto número de elementos químicos ocurre una repetición periódica de estructuras electrónicas semejantes, fundamentalmente de las capas o los niveles más externos.*

En dependencia de las características de las estructuras electrónicas de sus átomos, los elementos químicos se ubican en distintos grupos y períodos. De esta forma, en cada período se encuentran los elementos cuyos átomos tienen igual número de niveles de energía y en cada grupo los de estructuras electrónicas semejantes. Para los grupos designados con la letra A el número del grupo coincide con el número de electrones del último nivel. Los átomos de los elementos de los grupos designados con la letra B, tienen en su mayoría dos electrones en su último nivel. El número del período coincide con el número de niveles de energía de los átomos de los elementos comprendidos en dicho período.

Un análisis comparativo del *tamaño de los átomos* de los distintos elementos químicos de la Tabla Periódica, comprueba que, por lo general, en un mismo

período este disminuye, mientras que en un grupo aumenta. ¿Por qué ocurre esta variación?

En un mismo grupo, el número de niveles de energía de los átomos aumenta de un elemento a otro, lo que determina un aumento del volumen de los átomos. Sin embargo, en un período, aunque el número de niveles de energía de los átomos es el mismo, el aumento de la carga nuclear provoca que los electrones se atraigan con mayor fuerza, se acerquen más al núcleo y se reduzca el volumen de los átomos. *La causa de la variación en el tamaño de los átomos se encuentra en su estructura atómica.*

Mediante un análisis de la variación de las *estructuras de las sustancias simples* de los elementos químicos respecto al aumento del número atómico en un período de la Tabla Periódica se llega a la regularidad siguiente: los elementos químicos cuyas sustancias simples presentan redes cristalinas atómicas con enlace metálico se encuentran situados al inicio de cada período (excepto en el primero); por ejemplo, en el tercer período: sodio, magnesio y aluminio. Aparecen elementos cuyas sustancias simples presentan redes cristalinas atómicas con enlace covalente, en este caso, el silicio. Al final se encuentran los elementos cuyas sustancias simples son moleculares: el tetrafósforo, el octazufre y el dicloro. Esta secuencia en las estructuras de las sustancias simples se repite de un período a otro.

Sustancias atómicas con enlace metálico

Los átomos de los elementos metálicos tienen pocos electrones en su nivel de energía más externo y son los de mayor tamaño en cada período. Por esta razón, *en sus reacciones químicas los metales pierden electrones con relativa facilidad, es decir, se oxidan.*

En las sustancias simples de los elementos metálicos los electrones del enlace son atraídos simultáneamente por varios núcleos y pueden moverse en todo el cristal. Esta movilidad de los electrones permite la unión de los átomos en el cristal y constituye la causa fundamental de la alta conductividad térmica y eléctrica de estas sustancias. Este es el llamado *enlace metálico*.

Sustancias atómicas con enlace covalente

Los átomos de los elementos químicos cuyas sustancias simples forman redes cristalinas atómicas con enlace covalente, tienen por lo general cuatro o más electrones en su último nivel de energía. En estas sustancias los átomos se unen por medio de fuertes enlaces covalentes, en los cuales los electrones son atraídos simultáneamente por los dos núcleos de los átomos que los comparten. Es por ello que la movilidad electrónica generalmente ocurre con mayor probabilidad en la zona del enlace, lo cual justifica que la conductividad eléctrica de estas sustancias sea mucho menor que la de los metales.

Sustancias moleculares

Los átomos de los elementos químicos cuyas sustancias simples están formadas por moléculas tienen 5, 6 o 7 electrones en su capa más externa. En estado sólido, estas sustancias forman redes cristalinas moleculares. Entre las moléculas actúan fuerzas atractivas (intermoleculares) mucho más débiles que los fuertes enlaces covalentes que unen a los átomos en cada una de las moléculas.

las. Los electrones del enlace covalente entre los átomos de las moléculas no se desplazan por el cristal, por lo que estas sustancias no conducen la corriente eléctrica (dieléctricos) y son malas conductoras del calor.

En comparación con los átomos de los metales, los átomos de los no metales son de menor tamaño, por lo que atraen los electrones externos con mayor fuerza. Es por ello que en sus reacciones químicas los no metales, generalmente, ganan electrones, es decir, se reducen.

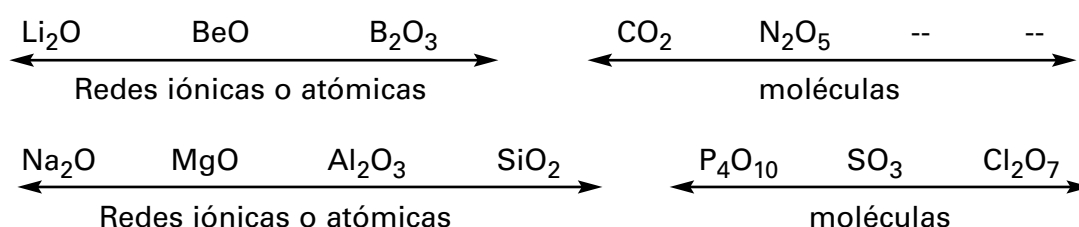
TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Explique cómo varían las estructuras electrónicas de los átomos al disponer los elementos químicos en orden creciente de sus números atómicos en el período 2.
2. Sobre los átomos de los elementos del tercer período que a continuación se relacionan, conteste:
 - 1) II A, 2) IV A, 3) VII A.
 - a) ¿Cuántos electrones tienen en su último nivel de energía?
 - b) ¿Cuál de ellos presenta mayor tamaño del átomo? Argumente su selección.
3. Los átomos de los elementos Br, Ca y Ge tienen 7, 2 y 4 electrones en su cuarto y último nivel de energía, respectivamente. Señale cuál de las sustancias simples de estos elementos químicos presenta:
 - a) red atómica con enlaces covalentes,
 - b) mayor facilidad para perder electrones,
 - c) enlace metálico entre sus átomos,
 - d) menor conductividad eléctrica.

6.2 Estructura y propiedades ácido-base de los óxidos e hidróxidos de los elementos químicos

En la asignatura Ciencias Naturales se han estudiado diferentes tipos de sustancias inorgánicas, tanto simples como compuestas. Entre las sustancias compuestas estudiadas se encuentran los óxidos e hidróxidos.

Los óxidos e hidróxidos de los elementos metálicos de menor electronegatividad son sustancias con redes cristalinas constituidas por iones positivos de los metales (M^+ o M^{++}), iones óxidos (O^{2-}), o hidróxidos (OH^{1-}), que se unen entre sí por medio de enlaces iónicos que se extienden en todas direcciones. En la medida que aumenta la electronegatividad del elemento metálico que se une al oxígeno, el carácter iónico del enlace disminuye y las redes cristalinas están constituidas por átomos parcialmente cargados unidos entre sí por enlaces covalentes polares. Los óxidos e hidróxidos (oxácidos) de los elementos no metálicos más electronegativos son, por lo general, sustancias moleculares. Esta secuencia en las estructuras de los óxidos e hidróxidos se repite de un período a otro:



Una de las propiedades más importantes de este tipo de sustancia que permite comprender los procesos que ocurren en la naturaleza son las propiedades ácido-base, que pueden ser estudiadas experimentalmente al hacerlas reaccionar con otras sustancias. Sin embargo, a partir del análisis de las características de sus estructuras se puede predecir el comportamiento ácido-base de las mismas. De esta manera se llega a concluir que en un período de la Tabla Periódica, en la medida que aumenta el número atómico disminuyen las propiedades básicas de los óxidos e hidróxidos y se intensifican las propiedades ácidas. Las propiedades ácido-base de los óxidos e hidróxidos de los elementos químicos varían periódicamente con el aumento del número atómico.

A partir del análisis realizado se puede concluir que *la variación periódica de la estructura de los átomos de los elementos químicos influye directamente en las propiedades de las sustancias, tanto simples como compuestas.*

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Describa la estructura y las propiedades ácido-base del óxido e hidróxido del elemento químico situado en el grupo II A, período 4 de la Tabla Periódica.
2. ¿Qué variación presentan las propiedades ácido-base de los óxidos e hidróxidos de los elementos químicos en los grupos A de un mismo período de la Tabla Periódica?

6.3 La Ley Periódica. Historia de su descubrimiento: una hazaña científica

El estudio comparativo de la estructura y propiedades de las sustancias simples y compuestas de los elementos químicos, revela una importante generalización conocida como Ley Periódica. La misma queda enunciada de la forma siguiente: *las propiedades de los elementos químicos, de sus sustancias simples, así como la composición y las propiedades de sus compuestos se encuentran en dependencia periódica de sus números atómicos.*

Esta ley fue descubierta por el profesor y científico ruso Dimitri Ivanovich Mendeleiev, en 1869. En el momento de su descubrimiento no se conocía la estructura compleja del átomo, por lo que Mendeleiev enunció la ley sobre la base de las masas atómicas. Este descubrimiento permitió explicar con claridad por qué las propiedades varían periódicamente, pudiéndose determinar que *la causa de la periodicidad de las propiedades se encuentra en la repetición periódica de estructuras electrónicas semejantes, fundamentalmente la de las capas o niveles más externos de los átomos.*

Desde la antigüedad y durante siglos se acumularon conocimientos acerca de los elementos químicos y sus sustancias simples y compuestas. En la medida en que se iban descubriendo nuevos elementos químicos los científicos comenzaron a sentir la necesidad de clasificarlos, de organizar de alguna forma los conocimientos que se tenían sobre ellos.

La primera clasificación de los elementos químicos tuvo su base en las propiedades de sus sustancias simples y consistió en agruparlos en elementos metálicos y no metálicos. Posteriormente se realizaron otros intentos de clasificación (tabla 6.1), que permitieron concluir que los elementos químicos podían organizarse en familias naturales de elementos con propiedades semejantes; por ejemplo, los metales alcalinotérreos y los halógenos. Sin embargo, ninguna de las clasificaciones propuestas era satisfactoria.

Tabla 6.1 **Diferentes intentos de clasificación de los elementos químicos**

Fecha	Científico	País	Tipo de clasificación
1817	J. W. Döbereiner	Alemania	En grupos de tres elementos: “Ley de las triadas”
1862	A. B. Chancourtois	Francia	Colocaba los elementos en orden creciente de sus masas atómicas en una hélice arrollada sobre un cilindro vertical
1864	J. Newlands	Inglaterra	Dispuso los elementos en orden creciente de sus masas atómicas y enunció que el octavo elemento a partir de uno dado es una especie de repetición del primero: “Ley de las octavas”

Mendeleiev, a diferencia de algunos científicos que lo antecedieron, estaba convencido de que debía existir una relación lógica entre todos los elementos químicos, tanto entre los que presentaban propiedades semejantes (familias naturales) como entre los restantes. Su objetivo era hallar una regularidad que vinculara a todos los elementos en un sistema único.

Como base para su clasificación utilizó la masa atómica, que en esta época era considerada como la característica fundamental de los elementos químicos (hoy lo es su número atómico). Comparó las propiedades de los elementos, las sustancias simples y compuestas de las diferentes familias naturales, las colocó de manera que los elementos vecinos tuvieran valores semejantes de masas atómicas, fue añadiendo y completando hasta obtener una variante de la Tabla Periódica. La misma incluía todos los elementos químicos conocidos en aquel momento y se basa en la regularidad siguiente: las propiedades de los elementos químicos, de sus sustancias simples y compuestas, así como la composición y las propiedades de sus compuestos, se encuentran en dependencia periódica de sus pesos atómicos.

Teniendo en cuenta esta regularidad y para hacer coincidir las propiedades de los elementos químicos conocidos con la distribución creciente de sus masas atómicas, Mendeleiev estableció, con genial intuición, que faltaban por descubrirse ciertos elementos químicos, a los cuales corresponderían lugares por él señalados.

Para las sustancias simples de estos elementos Mendeleiev predijo sus propiedades físicas y químicas. Es particularmente asombrosa la similitud entre las pro-

iedades predichas para el eka-silicio y las del germanio en 1871, encontradas más tarde por Winkler en 1886 al descubrir este elemento en Alemania (tabla 6.2), y que constituyeron la base más convincente para aceptar la Ley Periódica.

Tabla 6.2 **Resumen de las predicciones de Mendeleiev que corresponden al eka-silicio y las encontradas por Winkler para el Germanio**

Eka-silicio* (Es)	Germanio (Ge)
Masa atómica 72	Masa atómica 72,6
Densidad 5,5	Densidad 5,35
La sustancia simple será de color grisáceo y por calcinación dará un polvo blanco de fórmula EsO ₂	El germanio es de color blanco grisáceo y quemado al aire produce un polvo blanco de fórmula GeO ₂
Se puede obtener el eka-silicio por reducción del EsO ₂ con sodio	El germanio se obtiene por reducción del GeO ₂ con carbono
El EsO ₂ debe ser refractario, tendrá densidad 4,7 y será menos básico que el TiO ₂ y el SnO ₂ , pero más básico que el SiO ₂	El GeO ₂ es refractario, su densidad es 4,703 y tiene características básicas débiles
El tetracloruro de eka-silicio será un líquido de temperatura de ebullición cercana a 90 y densidad 1,9 a 0 °C	El GeCl ₄ es un líquido que hierve a 83 °C y su densidad a 20 °C es 1,887

* Aquellos lugares de la Tabla Periódica que Mendeleiev consideró como pertenecientes a elementos químicos no descubiertos aún, fueron “llenados” por él con el nombre del elemento conocido precedente, anteponiéndole el prefijo *eka*.

Mendeleiev también rectificó los valores de las masas atómicas de algunos elementos químicos, a partir de su sistema periódico. Por ejemplo, la masa atómica del cesio (Cs), antes del descubrimiento de la Ley Periódica, se consideraba que era de 123,4; pero cuando Mendeleiev lo situó, de acuerdo con sus propiedades, predijo que la masa atómica debía ser 130. Los cálculos posteriores arrojaron un valor de 132.

Cuando Mendeleiev publicó por primera vez su Tabla Periódica se conocían 63 elementos, y un año después de su muerte (1907) se contaban 86; actualmente se conocen 118. La rapidez de los descubrimientos ha sido posible gracias a la generalización más importante de la química: la *Ley Periódica*.

TAREA DE APRENDIZAJE

1. Le Verrier, astrónomo francés (1811-1877), calculó la órbita del planeta Neptuno sin estar descubierto aún. Federico Engels, al valorar el significado de la Ley Periódica dijo: “Mendeleiev realizó una proeza científica que se puede situar sin temor alguno junto al descubrimiento hecho por Le Verrier”. Argumente esta afirmación.

6.4 Sistematización de los contenidos químicos.
La estructura de las sustancias

Para el desarrollo de la humanidad la obtención de nuevas sustancias químicas constituye un objetivo de primer orden. En el caso específico de Cuba, esta dimensión de la producción material está encaminada actualmente a satisfacer las necesidades del pueblo y a sustituir importaciones.

El conocimiento de las características de la estructura de las sustancias es uno de los aspectos principales que ayuda a su obtención a partir de las materias primas disponibles. La composición, el tipo de partícula, su ordenamiento y el enlace químico que las une son características fundamentales de la estructura de las sustancias.

La composición está determinada por los elementos químicos y la proporción en que se encuentran en la sustancia. Por ejemplo, el trióxido de azufre (SO₃) y el dióxido de azufre (SO₂) son sustancias formadas por los mismos elementos químicos, pero la proporción en que se encuentran cada uno en estas es diferente, por lo tanto su composición también lo es y sus propiedades difieren notablemente. Atendiendo a su composición las sustancias pueden clasificarse en *simples* o *compuestas*. Entre estas últimas se han estudiado los *óxidos*, las *sales*, los *hidróxidos* y los *hidrácidos*.

Las muestras de sustancias son agregados de átomos, moléculas o iones de acuerdo con lo cual las sustancias pueden clasificarse en *atómicas*, *moleculares* o *iónicas*. La relación que se puede establecer entre las dos clasificaciones de las sustancias estudiadas referidas anteriormente se aprecia en la tabla 6.3.

Tabla 6.3 Relación entre las diferentes clasificaciones de las sustancias

Clasificación según su composición	Clasificación según el tipo de partícula	Ejemplos de sustancias
Simples	Atómicas	Todos los metales, algunos no metales como el carbono y el silicio
	Moleculares	No metales, tales como: Cl ₂ , O ₂ , N ₂ , P ₄ , S ₈
Compuestas	Atómicas	SiO ₂
	Moleculares	La mayoría de los óxidos no metálicos, los hidróxidos y algunos compuestos binarios hidrogenados; por ejemplo: CO ₂ , SO ₃ , NO ₂ , H ₂ SO ₄ , HNO ₃ , H ₃ PO ₄ , HCl, HI y H ₂ S
	Iónicas	Óxidos metálicos, sales e hidróxidos metálicos, tales como: Na ₂ O, CaO, NaCl, CaCl ₂ , NaOH y Ca(OH) ₂

Otro aspecto fundamental en el estudio de las sustancias lo constituye el tipo de enlace que mantiene unidos a los átomos de los elementos químicos que la forman (tabla 6.4).

Tabla 6.4 **Características de los tipos de enlaces químicos**

Enlace covalente	Enlace metálico	Enlace iónico
Atracción simultánea de los dos núcleos sobre los electrones compartidos por dos átomos	Atracción simultánea de los electrones del enlace por varios núcleos	Atracción entre iones en virtud de sus cargas eléctricas contrarias
El movimiento de los electrones es más probable en la zona próxima entre ambos núcleos	Relativa libertad de movimiento de los electrones de enlace en el cristal	No hay movimiento de electrones en el cristal
La interacción entre los electrones y los núcleos, solo actúa en la dirección entre ambos núcleos	Las interacciones entre los núcleos y los electrones de enlace actúan en todas direcciones	Las interacciones actúan en todas direcciones

También el tipo de partícula y las interacciones entre ellas influyen en algunas de las propiedades de las sustancias (tabla 6.5).

Tabla 6.5: **Tipos de sustancias y enlace químico**

Clasificación según el tipo de partícula	Atómicas		Moleculares	Iónicas
Tipo de enlace	Covalente	Metálico	Covalente e interacciones moleculares	Iónico
Temperatura de fusión	Relativamente altas	Variables	Relativamente bajas	Relativamente altas
Conductividad eléctrica	Aisladores o semiconductores	Conductores en estado sólido o fundidos	Aisladores en cualquier estado de agregación	Aisladores en estado sólido y conductores fundidos o en disolución acuosa
Propiedades mecánicas	Duras y frágiles	Dureza variable, dúctiles, maleables y tenaces	La dureza varía en dependencia de la fortaleza de las interacciones moleculares	Duras y frágiles

Las sustancias se identifican por sus nombres o fórmulas químicas. La forma de nombrarlas está sujeta a determinadas reglas establecidas por la Unión de Química Pura y Aplicada (IUPAC, siglas en inglés) que se agrupan en la denominación de nomenclatura química. De las fórmulas químicas se puede obtener información cuantitativa y cualitativa sobre las sustancias.

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. ¿Conociendo el ordenamiento y el enlace químico, es suficiente para afirmar que se conocen las características fundamentales de la estructura de la sustancia? Fundamente.
2. Dadas las representaciones y nombres siguientes:
a) FeCl_2 (s) b) H_2SO_4 (l) c) ácido bromhídrico d) P_4O_{10} (s)
e) Ni (s) f) F_2 (g) g) $\text{Al}(\text{OH})_3$ (s) h) óxido de cobre (I)
i) sulfato de calcio j) hidróxido de potasio

Responda:

- Clasifique las sustancias a, b, e, f y g, según su composición, y nómbralas.
- Escriba las fórmulas químicas de las sustancias h, i y j.
- ¿Puede considerarse que c es una sustancia? Argumente su respuesta.
- ¿Qué propiedades ácido-base presentan las sustancias b, d, g y j?
- ¿Qué información cuantitativa se puede obtener de las fórmulas químicas a, b, d, e, f y g?
- Sobre la base de la estructura de las sustancias, explique la diferencia en el estado de agregación y la conductividad eléctrica de las sustancias e y f.

6.5 Sistematización de los contenidos químicos. La reacción química

Los conocimientos sobre la teoría atómico-molecular, abordados en el transcurso del estudio de la química como ciencia de la naturaleza, constituyen el punto de partida para el estudio de las sustancias y sus transformaciones. Es por ello que las aplicaciones de las diferentes sustancias dependen de sus propiedades, y estas a su vez de sus elementos estructurales. La única forma de verificar las propiedades de las sustancias es estudiándolas en sus reacciones químicas.

Las reacciones químicas son procesos en los cuales tienen lugar cambios estructurales como el rompimiento y la formación de nuevos enlaces químicos, que originan nuevas sustancias y siempre ocurren con absorción o desprendimiento de energía.

Durante las reacciones químicas se producen cambios apreciables a los que se les denomina manifestaciones de las reacciones. Estas son:

- a) Cambios de coloración.
- b) Aparición o desaparición de un sólido, un líquido o un gas.
- c) Cambios en la conductividad eléctrica de las sustancias o de sus disoluciones.
- d) Desprendimiento o absorción de energía.

De las manifestaciones planteadas, el desprendimiento o absorción de energía constituye un indicador común en todas las reacciones químicas, a causa de los cambios estructurales que se producen durante su ocurrencia, fundamentalmente el rompimiento y formación de enlaces químicos. El resto de las manifestaciones pueden presentarse o no, en dependencia de las propiedades de las sustancias que reaccionan o se forman.

Es importante conocer que pueden evidenciarse manifestaciones semejantes a las anteriores en otros procesos que ocurren en la naturaleza, las cuales no constituyen un indicador de ocurrencia de reacción química. Por ejemplo: el paso de la corriente eléctrica a través de la resistencia de una bombilla provoca el desprendimiento de luz y calor; al hervir el agua se produce una absorción de calor y se observa el desprendimiento de un gas (vapor de agua). Los ejemplos anteriores demuestran que la aparición de estas manifestaciones durante un proceso no es una condición suficiente para afirmar que ha ocurrido una reacción química.

En la naturaleza, no siempre las manifestaciones de ocurrencia de una reacción química se pueden apreciar con facilidad. ¿A qué se debe esto? Se debe a que las diferencias entre las propiedades de las sustancias reaccionantes y productos no son apreciables a simple vista; por ejemplo, en las reacciones de neutralización.

Otro aspecto lo constituye la velocidad con que ocurren los cambios estructurales durante la reacción química; por ejemplo: la maduración natural de una fruta o la corrosión de los metales son procesos que se producen con cierta lentitud. En los fenómenos biológicos, la velocidad con que ocurre una reacción química, constituye un aspecto fundamental en el estudio de procesos vitales que tienen lugar en animales y plantas; por ejemplo, la respiración y la fotosíntesis.

Las reacciones químicas ocurren con una rapidez apreciable bajo determinadas condiciones, entre las cuales se encuentran:

- a) La superficie de contacto entre las sustancias reaccionantes.
- b) La temperatura óptima para la ocurrencia de la reacción química.
- c) La concentración de las sustancias reaccionantes.

En los diferentes procesos y fenómenos que ocurren en la naturaleza y en los experimentos químicos que se desarrollan a escala industrial o de laboratorio es frecuente encontrar reacciones químicas que se producen con absorción o desprendimiento de energía en forma de calor. Esta manifestación hace posible que, sobre la base del criterio energético, las reacciones químicas se clasifiquen en exotérmicas o endotérmicas (tabla 6.6).

Tabla 6.6 **Clasificación de las reacciones químicas atendiendo al criterio energético**

Tipo de reacción	Manifestación	Ejemplos
Exotérmica	Desprendimiento de energía en forma de calor	$2\text{Na (s)} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH (ac)} + \text{H}_2 \text{ (g)} \quad \Delta H < 0$ $\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (ac)} + 2\text{NaOH (ac)} = \text{Na}_2\text{SO}_4 \text{ (ac)} +$ $+ 2\text{H}_2\text{O (l)} \quad \Delta H < 0$
Endotérmica	Absorción de energía en forma de calor	$\text{I}_2 \text{ (s)} + \text{H}_2 \text{ (g)} = 2\text{HI (g)} \quad \Delta H > 0$ $2\text{HCl (ac)} + \text{CaCO}_3 \text{ (s)} = \text{CaCl}_2 \text{ (ac)} + \text{CO}_2 \text{ (g)} +$ $+ \text{H}_2\text{O (l)} \quad \Delta H > 0$

Otro criterio que se utiliza para la clasificación de las reacciones químicas es la variación o no del número de oxidación de los elementos durante la reacción. Sobre la base de este criterio las reacciones químicas se pueden clasificar en redox o no redox (tabla 6.7).

Tabla 6.7 **Clasificación de las reacciones químicas atendiendo a la variación o no del número de oxidación de los elementos en la reacción**

Tipo de reacción	Manifestación	Ejemplos
Reacción de oxidación reducción (REDOX)	El número de oxidación de los elementos cambia durante la reacción	$\overset{0}{S_2} (s) + 8\overset{0}{O_2} (g) = 8\overset{4+}{S}\overset{2-}{O_2} (g)$ $\overset{0}{Zn} (s) + 2\overset{1+}{H}\overset{1-}{Cl} (ac) = \overset{2+}{Zn}\overset{1-}{Cl_2} (ac) + \overset{0}{H_2} (g)$
Reacción que no es de oxidación reducción (NO REDOX)	El número de oxidación de los elementos no cambia durante la reacción	$\overset{1+}{2Na}\overset{2-}{OH} (ac) + \overset{2+}{Ca}\overset{1-}{Cl_2} = \overset{1+}{2Na}\overset{1-}{Cl} (ac) + \overset{2+}{Ca}\overset{2-}{(OH)_2} (s)$

Las reacciones químicas se representan por medio de ecuaciones químicas a partir de las cuales se puede obtener información cualitativa y cuantitativa muy valiosa para los diferentes procesos, fundamentalmente de utilidad industrial.

TAREAS DE APRENDIZAJE

- ¿Qué características son necesarias para asegurar que un proceso es una reacción química?
- En el interior del motor de un automóvil el combustible se quema. Mencione las manifestaciones que se evidencian en esta reacción química.
- En condiciones ambientales se tienen las mezclas de sustancias o disoluciones que se relacionan a continuación:
a) NaCl (s) y AgNO₃ (s) b) Mg (s) y HCl (ac) c) NaOH (ac) y ZnSO₄ (ac)
d) KOH (ac) y H₂SO₄ (ac) e) Ag (s) y HCl (ac) f) S₈ (s) y O₂ (g)
3.1 Prediga si ocurre o no reacción química. Argumente.
3.2 En los casos en que no ocurre reacción química, ¿podría ocurrir la reacción variando las condiciones? Argumente.
3.3 Escriba las ecuaciones químicas de las reacciones posibles.
3.4 ¿Qué manifestaciones de las reacciones químicas considera que se pueden apreciar en cada caso?

6.6 Importancia de la química en el desarrollo científico-técnico

La química es una ciencia de la naturaleza que aporta significativamente, en integración con otras, al desarrollo científico-técnico de la humanidad. La industria química produce diariamente una variedad de productos indispensables utilizando como materias primas los recursos más abundantes de la naturaleza, como aire, agua, metales, minerales, vegetales, entre otros.

En el campo de la medicina la química contribuye a la producción de varios fármacos que son utilizados en el tratamiento de muchas enfermedades,

entre ellos los antibióticos, los analgésicos y otros productos medicinales de amplio uso.

La aplicación de la química también es fundamental en la esfera de la construcción de medios de transporte terrestre, acuático y aéreo, los cuales se han perfeccionado considerablemente en los últimos años. Estos avances han sido posible gracias a la producción de aceros especiales y aleaciones ligeras.

La agricultura también ha recibido los beneficios del desarrollo científico-técnico. La fertilidad del suelo depende, entre otras cosas, de la cantidad y variedad de nutrientes que contenga, los cuales son absorbidos en disolución por las plantas a través de sus raíces. La industria química tiene entre sus objetivos la producción de fertilizantes para garantizar, a partir de su uso racional, el incremento de las producciones agrícolas necesarias para la alimentación.

Otras esferas donde la química, como ciencia, ha contribuido al desarrollo de la humanidad son la extracción de petróleo y producción de sus derivados, la biotecnología, así como la obtención de cemento, azúcar, níquel, entre otros.

En sentido general, el progreso de la ciencia y la tecnología en el siglo xx e inicios del xxi se ha catalogado como espectacular, aunque los beneficios obtenidos no han estado libres de determinados riesgos, fundamentalmente en el medio ambiente. Los más evidentes provienen de las sustancias radiactivas, debido a sus potencialidades para producir enfermedades malignas en el ser humano; por ejemplo, el cáncer. También se ha hecho evidente que la acumulación, en las plantas o células animales, de pesticidas o productos residuales de los procesos industriales, suele tener efectos nocivos. Esta situación ha llevado a establecer nuevos campos de estudio relacionados con el medio ambiente y con la ecología en general. Es por ello que en la actualidad muchas de las investigaciones científicas están dirigidas a la búsqueda de alternativas que permitan la reducción del impacto ambiental de los residuos industriales y al uso adecuado y racional de los recursos naturales, entre otros. Todo ello permitiría satisfacer las necesidades de las actuales y futuras generaciones sin poner en riesgo el necesario equilibrio ecológico.

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Argumente la importancia que tiene la química, como ciencia de la naturaleza, en la satisfacción de las necesidades del hombre.
2. Investigue cuáles son las principales industrias químicas que existen en su comunidad y en qué medida aportan al desarrollo social. Valore el impacto que tienen las mismas en el medio ambiente.
3. Si la química ha permitido que el ser humano cree nuevos medicamentos contra enfermedades que se consideraban mortales, desarrollar la industria para obtener sustancias que se aplican al desarrollo agrícola, encontrar las formas de purificar metales para la elaboración de equipos especiales, etcétera, ¿cómo justifica que también la química sea la causa del deterioro ambiental? Fundamente.

CAPÍTULO 7

Luz y dispositivos ópticos

7.1 La luz. Modelo corpuscular y ondulatorio

En el siglo XVII se crearon modelos (corpuscular y ondulatorio) de la naturaleza de la luz. El primero imagina la luz como un haz de partículas, incontables y pequeñas, que emanan de la fuente luminosa, que se reflejan por los objetos y estimulan la visión por su acción sobre la retina y el nervio óptico. Este fue apoyado por Descartes y Newton, entre otros, los cuales no especificaron la naturaleza de los corpúsculos (partículas), como su forma, tamaño, etcétera. Solo les dieron la propiedad de elasticidad y velocidad de propagación para explicar lo que se sabía del comportamiento de la luz. El modelo no explicó la reflexión, refracción, difracción, interferencia, polarización y dispersión de la luz.

En el 1905, Albert Einstein planteó una nueva concepción de la teoría corpuscular. Él consideraba que la teoría ondulatoria de la luz funcionaba bien a la hora de representar fenómenos ópticos como la difracción, la refracción y la dispersión, pero que las observaciones asociadas con la fluorescencia, el efecto fotoeléctrico y otros fenómenos se explicaban mejor si se suponía que la energía de la luz estaba distribuida discontinuamente en el espacio y que consistía en un número finito de pequeñísimos paquetes o cuantos de energía, los que se localizaban en puntos del espacio que se movían sin dividirse, y que solamente se producían y absorbían en unidades completas. Para él la luz viajaba en el espacio como ondas y cuantos o corpúsculos de energía (fotones).

Se destaca que Einstein es conocido en el mundo de la ciencia por tres ideas fundamentales: la idea del concepto de fotón; la idea sobre el movimiento browniano y la idea sobre la electrodinámica de los cuerpos en movimiento, en el que enuncia la teoría de la relatividad especial. La idea del fotón le llevó a explicar el fenómeno del efecto fotoeléctrico, por lo que recibió, en 1921, el premio Nobel de Física. En 1940 abandona la Alemania fascista, en la cual fue perseguido por su ascendencia judía, y se traslada hacia Estados Unidos, donde siempre llevó una vida modesta y aislada, dedicándose a la investigación hasta su muerte. Junto con Newton y Maxwell, es de los grandes sintetizadores del pensamiento científico.

Siguiendo con el análisis del comportamiento de la luz, se puede decir que, mientras que una analogía con el movimiento de partículas era una manera de representar el comportamiento de la luz, una analogía con el ondulatorio era otra posibilidad. Este punto de vista fue apoyado en el siglo XVII por hombres como Robert Hooke y Christian Huygens. Este último planteó que la luz tomaba tiempo en su travesía y que este movimiento sucesivo se extendía, como lo

hace el sonido, por medio de superficies esféricas. Esta teoría fue defendida por Thomas Young, Augustín Fresnel y James Clerk Maxwell. Maxwell determinó la velocidad de las ondas electromagnéticas y escribió que esa misma velocidad era la de la luz, la del calor radiante y otras radiaciones; y que todas ellas eran una perturbación electromagnética en forma de ondas.

Hasta aquí se puede resumir que la *luz tiene carácter dual: corpuscular y ondulatorio*. En fenómenos ópticos (reflexión, refracción, etc.) se comporta como onda y en fenómenos como el efecto fotoeléctrico, radiación del cuerpo negro, etc., lo hace como corpúsculo. En lo adelante se estudiará la luz como onda electromagnética, como aquella parte del espectro de dichas ondas, de la banda de dichas ondas, a la que el ojo humano es sensible y produce la visión. El ojo es sensible a estas ondas con frecuencias entre 430 000 GHz y 750 000 GHz. En este rango hay oscilaciones de diferentes frecuencias que, al incidir en el ojo, producen las sensaciones de los colores (rojo, anaranjado, amarillo, verde, azul índigo y violeta). Los colores representan, a los efectos de la percepción luminosa, algo similar que los tonos (agudos, bajos) en lo que se refiere a la percepción sonora. Las ondas electromagnéticas de frecuencias inferiores a las que provocan la sensación de rojo se llaman infrarrojas y las de frecuencias superiores a las que producen la sensación de violeta, ultravioleta. Más del 90 % de la información que se posee es debido a la luz que entra al ojo.

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Describa procesos que ocurren en la naturaleza y dispositivos que trabajen directamente con la luz.
2. Explique por qué un haz de luz que no es visible normalmente, puede ser observado cuando atraviesa una nube de humo o polvo.
3. En las enciclopedias digitales y el software “La Naturaleza y el Hombre”, investigue los hechos relacionados con las ideas de Einstein y la producción de la bomba atómica.

7.2 La luz solar y los efectos fisiológicos sobre el ser humano y las plantas

En el espectro de la luz solar está la zona infrarroja, constituida por radiaciones caloríficas; y la ultravioleta, que se revela como la zona que impresiona las placas fotográficas en ellas colocadas. Se dice que su energía es química, al provocar reacciones de este tipo. Estas provocan la estimulación del metabolismo; la prevención y curación del raquitismo; la mejora del tono, color y elasticidad de la piel; la transformación del ergosterol de la piel en vitamina D y la activación del fotosterol de las plantas; la disminución de la viscosidad sanguínea, produciendo transitoria baja de presión sanguínea; la dilatación de los capilares, activándose de esta manera la circulación sanguínea, y la mejora del tono muscular y la utilización de las sustancias alimenticias. Ellas se usan en fisioterapia en tratamiento de enfermedades como: raquitismo, lupus, acné, cicatrizaciones lentas; así como también en el tratamiento del asma bronquial, enfermedades de la circulación, angina de pecho, neuralgias, y otras.

Las radiaciones infrarrojas se degradan en calor dentro de las células y provocan la elevación de temperatura, produciéndose en el tejido procesos fisiológicos al aumentar las velocidades de reacción y la pigmentación. Estas actúan sobre la circulación periférica ocasionando en la piel una coloración roja, a la vez que un pequeño grado de hinchazón y calor. Además, producen vasodilatación, que aumenta con la intensidad de la radiación y la duración de la misma. El calor emanado por estas radiaciones aplicado en las terminaciones nerviosas de la piel produce un efecto sedante, alivia el dolor. La radiación infrarroja excesiva puede originar la formación de vesículas y edema en la parte afectada. Las personas sensibles a estos rayos, no deben someterse a la acción excesiva de los mismos.

Sin la luz solar tampoco fuera posible la fotosíntesis en las plantas. En los procesos de fotosíntesis, los seres vivos, al recibir el flujo luminoso, capturan fotones de luz. Un fotón capturado cede su energía a un electrón, haciendo que este pase a un nivel de mayor energía, quedándose en un estado excitado. Al electrón regresar a su estado de no excitación, cede su energía de maneras diferentes. En este caso, la materia viva atrasa el regreso del electrón a su estado no excitado por vía biológica, usando la energía liberada en dicho proceso, para llevar a cabo procesos necesarios para la vida.

Otros ejemplos de la influencia de la luz solar sobre los seres vivos son: el cerebro de algunos vertebrados contienen órganos que responden a la luz del día; el ciclo de 24 horas, en el que se alternan la luz y la oscuridad, regula ciertas actividades fisiológicas en muchos animales; la maceración filtrada de levadura de cerveza, destruye su actividad biológica después de una insolación, lo mismo le ocurre a la amilasa de la saliva; el Sol ejerce acción sanitaria y cuanto más rica de rayos ultravioletas es su radiación, mayor es su acción; por eso, la acción microbicida del Sol es mayor en las alturas que en las llanuras, ya que este tipo de radiación depende de la altura, a mayor altura, mayor intensidad de la radiación ultravioleta; durante el día el número de microbios en el agua es menor que durante la noche, esto se debe a la acción fotoquímica de los rayos solares.

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. ¿Qué medidas se deben aplicar para evitar los perjuicios de las radiaciones solares?
2. Explique la relación que existe entre la luz y el proceso de fotosíntesis.
3. Represente un esquema de la Tierra y dos haces de luz que, procedentes del Sol, inciden sobre su superficie, uno en la zona en que se encuentra Cuba y otro sobre el polo norte. Determine dónde será mayor la iluminación y cómo influye esto en la temperatura de la región.

7.3 Propagación rectilínea de la luz. Velocidad de la luz

El comportamiento de la luz implica movimiento, proceso o propagación. Tiene su origen en cuerpos autoluminosos. Otros cuerpos la reflejan y se con-

sideran fuentes secundarias. La luz de los cuerpos puede ser cortada o interceptada por la interposición de una pantalla opaca, y esto muestra que viaja en una dirección particular. Si una fuente de luz es pequeña, un objeto opaco colocado en el haz proyecta una sombra muy marcada; esto implica que la luz viaja en líneas rectas conocidas como rayos de luz. La luz no necesita de un medio para propagarse, como el sonido; puede hacerlo en el vacío. La velocidad y frecuencia de las ondas luminosas son superiores a las del sonido.

No siempre la luz se propaga en todas direcciones, con frecuencia se delimita en cierta zona, como en las linternas, la zona limitada se denomina haz de luz. La idea de la propagación rectilínea de la luz viene desde Euclides (300 a.n.e.), o quizás mucho antes. Ella explica la formación de sombras, de imágenes en dispositivos ópticos, eclipses y otros. Pero, al igual que otras ondas, no siempre se propaga en línea recta.

Descartes supuso que la luz se propagaba con velocidad infinita; mientras que Galileo da una idea de dicha velocidad en el Primer Día del libro *Diálogos acerca de las Dos Nuevas Ciencias*, el cual consiste en diálogos entre los personajes Salviati, Sagredo y Simplicio. Salviati relata que dos personas tomaban, cada una, una linterna, y que por la interposición de la mano podían cortar o dejar pasar la luz a la visión de la otra; que estaban colocadas frente a frente, a una distancia determinada para que practicasen hasta que adquirieran la habilidad de descubrir y ocultar sus luces, que en el instante en que una veía la luz de su compañero él descubría su propia luz. Producto de estos ensayos se verificó que la respuesta era tan rápida que el descubrimiento de una luz es seguido por el descubrimiento de la otra, de manera instantánea. Este experimento se repitió a otras distancias mayores y siempre con el mismo resultado. El experimento de Galileo, descrito por Salviati, da que la velocidad de la luz, si era finita, era demasiado grande para determinarse por experimentos donde estuviera presente la respuesta fisiológica.

Olaf Roemer, en 1675, señaló que una variación observada en el tiempo del eclipse de las lunas de Júpiter se explicaba en términos del tiempo tomado por la luz para propagarse a una distancia del diámetro de la órbita de la Tierra. Los cálculos dieron que la velocidad de la luz estaba entre 100 000 y 200 000 millas/s. En 1887, Albert Abraham Michelson y Edward Williams Morley llevaron a cabo experimentos en la superficie de la Tierra y encontraron que la velocidad de la luz era de unos 186 000 millas/s o 300 000 km/s.

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Convierta la cifra de 186 000 millas/s en 300 000 km/s.
2. Dos espejos se colocan a una distancia de 10 km uno del otro sobre una superficie recta y sin obstáculos. Si un haz de luz incide sobre un espejo, determine los viajes de ida y vuelta que daría el haz entre este espejo y el otro, en un segundo.
3. Explique en qué consiste un eclipse de Luna y otro de Sol. Modele ambos eclipses utilizando una linterna y dos cuerpos, uno mayor que el otro.
4. Calcule las veces que es mayor la velocidad de la luz que la velocidad del sonido en el aire.
5. Describa un procedimiento para demostrar a sus compañeros la propagación rectilínea de la luz.

7.4 Propagación de la luz en medios no homogéneos. Reflexión, refracción y difracción de la luz

Si el medio en el cual se propaga la luz tiene las mismas propiedades en todos sus puntos, se dice que es homogéneo. En ellos las ondas se propagan en líneas rectas. Si el medio no es homogéneo las ondas pueden ser reflejadas, refractadas y absorbidas.

Desde tiempos remotos se sabe que la reflexión en superficies irregulares es difusa y que una reflexión coherente ocurre en superficies metálicas, lisas y brillantes; que los rayos incidente y reflejado de la luz están en un plano perpendicular al plano reflectante (primera ley de la reflexión) y que el ángulo de incidencia θ_i es igual al ángulo de reflexión θ_r (segunda ley de la reflexión); leyes aplicables también a espejos curvos.

Utilizándolas, puede explicarse las imágenes producidas en un espejo plano. Si se considera un objeto muy pequeño (O) situado frente al espejo, desde él salen dos rayos luminosos que se reflejan en el espejo. Si se trazan las prolongaciones de los rayos reflejados, estas se unirán en un punto (I) detrás del espejo; debido a esto se produce la imagen del objeto que está situado en ese punto. Lo que se ve en (I) se denomina imagen del objeto, y como ella no existe independiente de la sensación visual, se le llama *virtual*. En general, los cuerpos pueden considerarse formados por infinidad de puntos similares a O. Euclides estableció teoremas respecto al efecto de los espejos (figura 7.1).

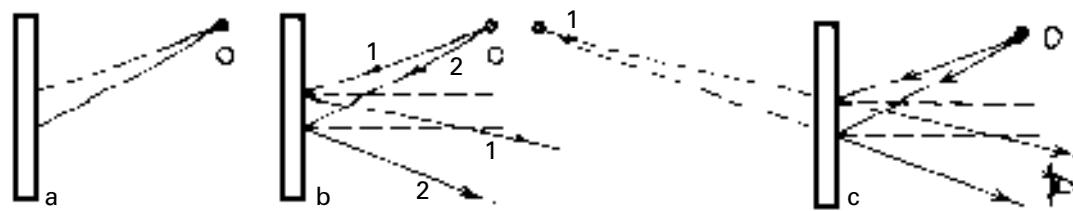


Fig. 7.1 Esquema que ayuda a comprender la formación de imagen mediante un espejo plano.

Respecto a la refracción, se estableció que los rayos incidente y refractado se encuentran en un plano perpendicular al plano refractante, y que el rayo refractado está en el plano determinado por el rayo incidente y la perpendicular a la superficie en el punto de incidencia (primera ley de la refracción). También se sabía que la magnitud de la refracción para un ángulo dado de incidencia dependía de los dos medios transparentes que se encontraban en contacto.

Algunos investigadores, entre ellos Ptolomeo, construyeron tablas empíricas del ángulo de refracción θ_{rf} contra el ángulo de incidencia θ_i para varios medios. Entonces, se descubrió que la razón del ángulo de refracción contra el ángulo de incidencia parecía ser una constante para cualquier par dado de medios; es decir, que cada conjunto de datos tabulados podía ser bien representado por la simple ecuación: $\frac{\theta_{rf}}{\theta_i} = k_{12}$, donde k_{12} es una constante para un par dado de medios que formarán una interfase. Alrededor de 1621, Willebrord Snell, profesor de matemática en Leiden, encontró que esta ecuación no representaba los datos

experimentales para valores grandes del ángulo de incidencia y descubrió la ley correcta y general. El trabajo de Snell circuló privadamente en forma manuscrita y no fue publicado, pero llegó a las manos de Descartes y Huygens. En 1637, Descartes publicó la relación en su forma moderna en la que, entre otros aspectos, la constante k_{12} pasa a ser n_{12} o n_{21} , teniendo en cuenta si el rayo pasa del medio 1 al medio 2 o en la dirección opuesta. Si pasa en la dirección opuesta, el ángulo de incidencia está en el medio 1.

Un hecho observado en los rayos incidente, reflejado y refractado de la luz es que su paso es perfectamente reversible (figura 7.2). De esta reversibilidad se sigue que $n_{21} = \frac{1}{n_{12}}$. El número n_{21} se llama índice de refracción del medio 2 en relación con el medio 1; de manera semejante ocurre con n_{12} . A las ideas de Snell se les conoce como la segunda ley de la refracción. De las mismas se tiene que: si el ángulo de incidencia es 0° , el de refracción también lo es y a medida que aumenta el ángulo de incidencia, aumenta el de refracción; además, cuando el haz de luz pasa de un medio a otro en que su velocidad es menor (del aire al agua o al vidrio), el rayo refractado se acerca a la perpendicular a la superficie en el punto de incidencia; y a la inversa, si pasa de un medio a otro en que su velocidad es mayor (del agua o vidrio al aire), el rayo refractado se aleja de dicha perpendicular.

Si en la situación representada en la figura 7.3 se continúa aumentando el ángulo de incidencia, llega un momento en que el ángulo de refracción será de 90° . Si aumenta más el ángulo de incidencia, desaparece el rayo refractado y ocurre el fenómeno de reflexión total interna y el ángulo de incidencia a partir del cual tiene lugar, ángulo límite o crítico. La reflexión total interna de la luz se utiliza en la construcción de fibras ópticas (conductores de luz), las cuales encuentran aplicación en la técnica, ciencias médicas, y en las comunicaciones.

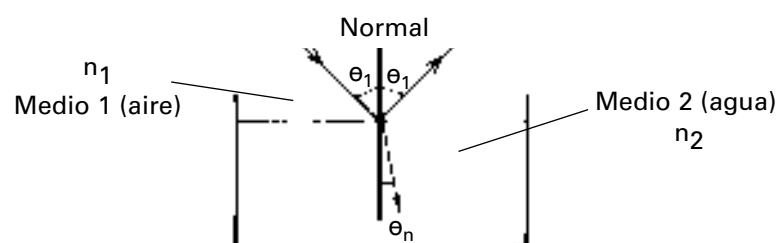


Fig. 7.2 Esquema del fenómeno de la reflexión y refracción en la separación de dos medios.

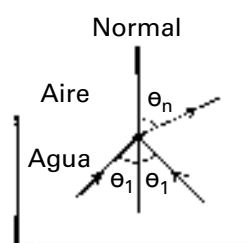


Fig. 7.3 Esquema del fenómeno de la reflexión total.

Es importante destacar que la luz se propaga en el aire con una velocidad de 300 000 km/s, que es menor a través de sólidos y líquidos transparentes. Al calcular el cociente entre la velocidad de la luz en el aire y su velocidad en alguna de las sustancias anteriores, se está en presencia del índice de refracción de la sustancia. Si la luz atraviesa un vidrio a una velocidad de 200 000 km/s, el índice de refracción de dicho vidrio será 300 000 dividido por 200 000, es decir, 1,50.

La razón de la desviación de un rayo de luz al pasar de un medio a otro radica en el cambio de velocidad de las ondas y a ello se le conoce como refracción. Los medios no tienen que ser diferentes en su composición (aire-agua), también pueden ser diferentes en cuanto a su densidad. Por ejemplo, una carretera en pleno día se calienta, y se provoca el espejismo de que, a lo lejos, hubiera agua en ella, debido a la incidencia de los rayos solares sobre la misma. El aire cercano a la carretera aumenta su temperatura y se hace menos denso que el aire que está por encima (dos medios diferentes) debido a la diferencia de densidad del mismo, con lo cual ciertos haces procedentes de objetos lejanos, que normalmente incidirían sobre la carretera, son desviados hacia arriba antes de llegar a ella y ser absorbidos por el asfalto.

Otro hecho que pone de manifiesto la desviación de la luz de su propagación rectilínea es la difracción. Una característica esencial de las ondas es su *difracción, o desviación, al pasar por los bordes de una abertura o un obstáculo*. Este fenómeno se destaca también en el sonido. Cuando la luz pasa por una rendija, de manera tal que su tamaño sea aproximadamente igual a su longitud de onda, ocurre el fenómeno de la difracción, o sea, la desviación de la luz y su presencia en lugares donde en realidad no debía observarse. En la figura 7.4 se puede apreciar lo expresado.

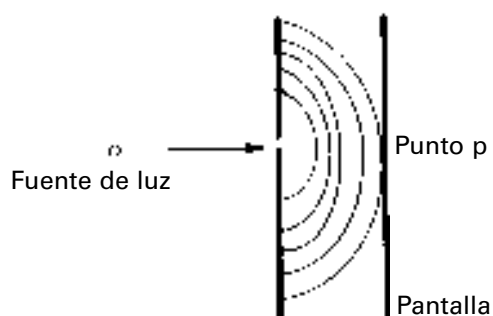


Fig. 7.4 Fenómeno de la difracción de la luz a través de una abertura.

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Observe una luz encendida con los ojos casi cerrados, de manera tal que se mire a través de las pestañas. Describa lo que se observa y explique el fenómeno.
2. Coloque una moneda dentro de un vaso sin agua y luego échele agua hasta la mitad. Haga lo mismo con un tenedor. Observe y explique lo que sucede.
3. Dibuje un diagrama de rayos que pueda explicar cómo ve un pez a una persona que se asoma a la superficie de un estanque y cómo vería la persona al pez.

4. A partir del concepto de que la luz es energía que se propaga desde una fuente luminosa en todas direcciones, explique:
 - a) ¿Por qué personas en lugares distintos pueden ver una misma estrella?
 - b) ¿Por qué se pueden ver objetos que no emiten luz propia, como la Luna, por ejemplo?
 - c) ¿Por qué cuando se mira al cielo solo se ve un conjunto de puntos luminosos y no todo el cielo iluminado?
5. Explique por qué, al tratar de escribir algo solo con la luz de la vela, es conveniente colocar detrás de esta un espejo.
6. ¿Cuál es el significado de la palabra homogéneo? Ilustre dicho significado mediante ejemplos concretos.

7.5 Luz, visibilidad y coloración de los cuerpos

En una habitación a oscuras no se ven los objetos. Al encender la luz son vistos. La luz que incide sobre los mismos se refleja en ellos, de donde salen los rayos en todas las direcciones. Los que llegan a los ojos producen la sensación visual y se pueden ver. No toda la luz que llega a los cuerpos es reflejada, una parte puede ser transmitida y otra absorbida produciendo aumento de la temperatura de los cuerpos. La visibilidad de los objetos también depende de la cantidad de luz que les llega y se caracteriza por el concepto de iluminación, que depende directamente de la intensidad luminosa de la fuente, e inversamente de la distancia a ella y la inclinación del haz de luz respecto a dicha superficie. Otro factor, menos advertido, es el contraste entre la cantidad de luz que llega a los ojos procedente de él y de otros cuerpos, por eso la televisión se ve mejor en una habitación oscurecida que en una iluminada.

No todos los cuerpos son vistos bajo el mismo color. Al hacer pasar un angosto haz de luz a través de un prisma triangular, se obtienen luces de diferentes colores. La luz emergente del mismo no es tan angosta como el incidente, sino que se extiende sobre un ángulo apreciable con una secuencia regular de colores, idéntica a la del arcoiris. El rojo es el más próximo a la dirección original del rayo incidente, presentando un ángulo de desviación más pequeño que el de los colores azul, amarillo, violeta, etcétera. Hooke fue uno de los primeros en tratar de explicar este fenómeno. Para él el color era propiedad del prisma o de las gotas del agua que producen el arcoiris y no de la luz blanca. Por su parte Newton, dentro de un grupo de experimentos, colocó un segundo prisma invertido al primero y cuando el haz emergente del primer prisma incidía y salía del segundo lo hacía en forma de luz blanca, tal y como incidió en el primero. De aquí concluyó que el color era una propiedad intrínseca de la luz y que la luz blanca era una mezcla de colores. Al respecto, escribió que los colores no eran cualidades de la luz producto de la reflexión o la refracción de los cuerpos, sino que eran propiedades connotas y diferentes en los distintos rayos. También él determinó que al mismo grado de refracción siempre le pertenecía el mismo color y al mismo color el mismo grado de refracción. Estas ideas le llevaron a discutir con Hooke y son las responsables de que Newton se negara a publicar nuevas ideas.

En conclusión, *la luz es una mezcla de oscilaciones electromagnéticas de diferentes frecuencias, correspondiente a diferentes colores* (figura 7.5).

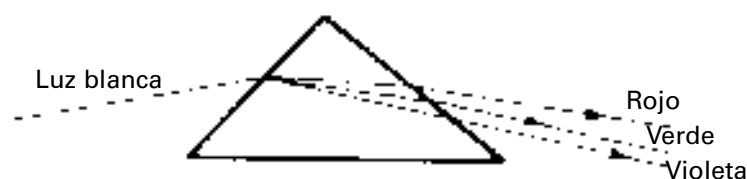


Fig. 7.5 Dispersión de la luz blanca a través de un prisma.

El fenómeno explicado se llama *dispersión de la luz*. Los haces de diferentes colores se separan debido a que tienen distintas velocidades; a menor velocidad, mayor desviación del haz. A su vez, a mayor frecuencia de la onda, una menor velocidad de su propagación en el medio. El conocimiento de que la luz está compuesta por diferentes colores, y que al incidir sobre los cuerpos estos absorben o transmiten una parte y reflejan otra, responde la pregunta acerca de cómo se explica la variada coloración que muestran los objetos. El color que se aprecia en un objeto iluminado con la luz está determinado por los colores del espectro que son absorbidos y reflejados. Un objeto parece rojo al reflejar la luz roja mejor que la de otros colores.

Ahora bien, la luz que llega a los ojos procedente de un objeto se cruza en su camino con la emitida por otros cuerpos, pero esto no la modifica. De lo contrario se vería al objeto que se mira con un aspecto o color diferentes cada vez que cambiaran los que lo rodean. Cuando varios haces luminosos se cruzan entre sí, no se modifican; se comportan de modo independiente, característico de la luz y todas las ondas.

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Explique cómo se produce el fenómeno del arcoiris.
2. Explique de qué color se ve una camiseta blanca bajo una luz verde. Haga el mismo razonamiento si la camiseta fuera negra.
3. Observe en una habitación semioscura una hoja de papel blanco, otra de papel carbón y una lámina de vidrio o acetato. Determine cuál se ve mejor y cuál peor, y explique el fenómeno destacando qué sucede con la luz que no es reflejada.
4. La mayor parte de la luz que se percibe proviene de fuentes de luz reflejada. Piense si sucede algo similar con los sonidos que se perciben.
5. Mencione algunas medidas a tener en cuenta para garantizar una mejor iluminación cuando se lee.

7.6 Lentes y espejos esféricos

En los dispositivos ópticos se utilizan lentes y espejos curvos. Aunque es posible emplear las leyes de la reflexión y refracción para construir la trayectoria de los haces luminosos que inciden sobre ellos, es engorroso. Por suerte, en muchos de estos espejos y lentes, ciertos rayos denominados característicos siguen trayectorias peculiares, las cuales se resumen en pocas reglas. Se trata de lentes y espejos cuyas superficies tienen una forma esférica o próxima a ella.

En la figura 7.6 se representan las esferas a las cuales pertenecen las superficies de una lente y de un espejo esférico. En las lentes, la línea imaginaria que pasa por los centros de las esferas se llama eje óptico principal. En los espejos se denomina así a la línea que pasa por su vértice y el centro de la esfera.

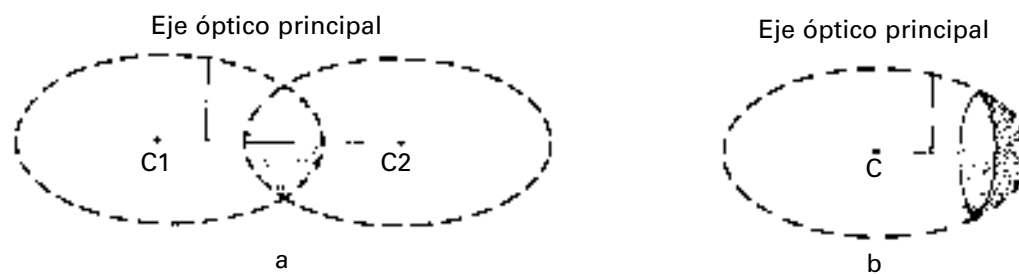


Fig. 7.6 Esfera a la que pertenecen las superficies de: a) una lente, b) un espejo.

Las primeras lentes eran esferas de vidrio llenas de agua y se empleaban en la antigüedad para encender fuego. Hoy se construyen lentes esféricas, principalmente de vidrio. A continuación, en la figura 7.7 se han representado algunos de sus tipos más comunes.

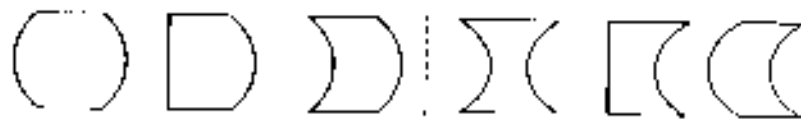


Fig. 7.7 Esquemas de lentes.

Las de la izquierda son convergentes y las de la derecha, divergentes. Los rayos paralelos, como los solares, al atravesar las primeras convergen y al atravesar las segundas divergen. En las lentes de vidrio, si la zona central es más gruesa que el borde, es convergente y si es más estrecha, divergente. Las lentes pueden ser simétricas o no. Los espejos esféricos son cóncavos o convexos. Cóncavo, si la parte reflectora de la superficie es la interna, y convexo si es la externa. Los espejos cóncavos son convergentes y los convexos, divergentes (figura 7.8).

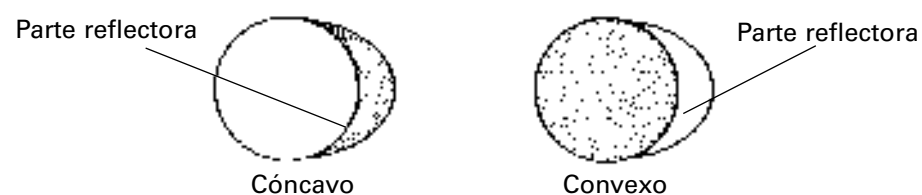


Fig. 7.8 Esquemas de un espejo cóncavo y otro convexo.

En las lentes se utilizan tres tipos de rayos: los que llegan paralelos al eje óptico de la lente, que convergen en un punto situado al otro lado sobre dicho eje, llamado foco y la distancia que hay entre él y la lente, distancia focal; los que pasan por su primer foco y salen paralelos a su eje, y los que pasan por el centro de la lente y no se desvían. Sobre la base de lo anterior se pueden obtener las imágenes. Para objetos más alejados de la lente que su foco se obtiene una imagen real, pero invertida (cámara fotográfica) (figura 7.9).

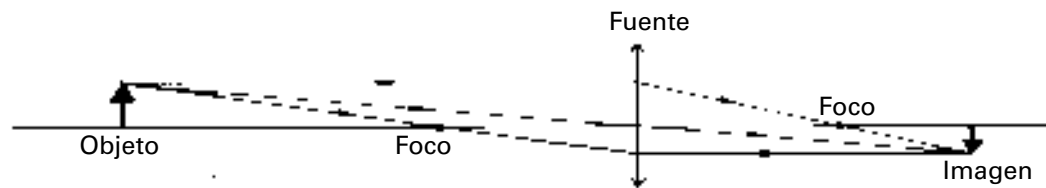


Fig. 7.9 Esquema que representa la obtención de una imagen real e invertida.

Para objetos situados entre el foco y la lente se obtiene una imagen virtual. Si el ojo se coloca al otro lado se ve la imagen realmente más lejana y más grande (lupa) (figura 7.10).

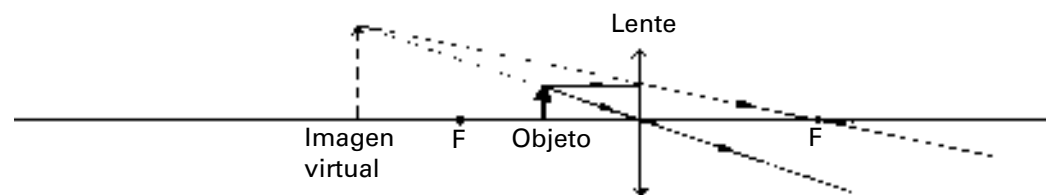


Fig. 7.10 Esquema que representa la obtención de una imagen virtual.

Existe otro tipo de lentes, las divergentes. En estas los rayos que provienen del infinito en vez de unirse se separan (con sus prolongaciones pasando por el foco anterior). Siempre producen imágenes virtuales (figura 7.11).

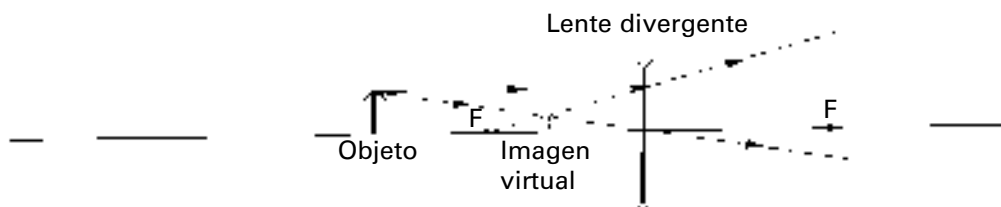


Fig. 7.11 Esquema que representa la obtención de una imagen virtual en una lente divergente.

En los espejos cóncavos se utilizan también tres tipos de rayos:

- Los rayos que inciden paralelo al eje óptico del espejo, convergen en un punto situado sobre dicho eje (propiedad que se tiene en cuenta, al emplear espejos aproximadamente esféricos para concentrar la luz procedente de ciertas fuentes como el Sol y las estrellas). El punto en el cual convergen los rayos paralelos al eje óptico se denomina foco principal (F), y la distancia que hay entre él y el espejo, distancia focal (f). El foco principal se encuentra en el punto medio entre el centro de la superficie esférica y el vértice del espejo, lo que posibilita ubicar fácilmente el foco en el esquema del espejo (figura 7.12).
- Los rayos que pasan por el foco, o parten de él, después de incidir sobre el espejo se propagan paralelamente al eje óptico. Esta propiedad se utiliza en la construcción de proyectores de luz (faros de automóviles, proyectores de diapositivas). En las linternas y faros de automóvil, detrás del bombillo se observa una especie de espejo esférico (figura 7.13).
- Los rayos que inciden sobre el espejo después de pasar por el centro de su superficie esférica, no cambian de dirección (figura 7.14).

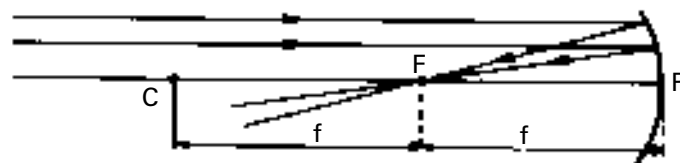


Fig. 7.12 Trayectoria de los rayos que inciden paralelamente al eje óptico de un espejo esférico.

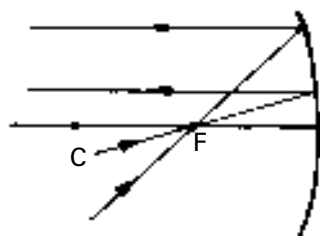


Fig. 7.13 Trayectoria de los rayos que pasan por el foco de un espejo esférico.

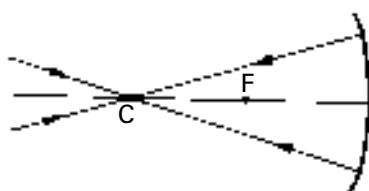


Fig. 7.14 Trayectoria de los rayos que pasan por el centro de la superficie esférica a que pertenece el espejo.

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Un proyector de diapositivas utiliza una lente convergente. Se coloca la diapositiva invertida y un poco más lejos de la lente que el foco. La imagen se proyecta al otro lado sobre una pantalla. Haga un diagrama de rayos que explique cómo funciona un proyector de diapositivas.
2. Construya las imágenes de una flecha formada por una lente convergente cuya distancia focal es 5 cm. Considere los casos en que la flecha se sitúa a: 10 cm y 7 cm. Describa las características de la imagen en cada caso y determine cuántas veces mayor o menor será la imagen que el objeto. Compruebe las conclusiones mediante un experimento.
3. Una cuchara pulida funciona como un espejo. ¿Cuál de sus caras lo hace como un espejo cóncavo y cuál como convexo?

7.7 Visibilidad de los cuerpos a través del ojo humano

El ojo es el órgano de la visión y la energía que registra es la luminosa, ofreciendo la calidad del color y el relieve. Este consta de tres capas. La capa externa, en su región posterior, es una membrana resistente y de color blanquecino, cuya función fundamental es la protección del globo ocular en su región ante-

rior, que recibe el nombre de córnea, es transparente, lo que permite el paso de la luz. La capa media en su región anterior constituye el iris, que generalmente está pigmentado (color de los ojos) y en su centro se encuentra un orificio, la pupila, cuyo diámetro varía según la contracción o relajación de los músculos del iris, y así se regula la cantidad de luz que llega al ojo. La capa interna del ojo, retina, está constituida por células sensibles a la luz (receptores visuales). En la figura 7.15 se hace una representación esquemática del ojo.

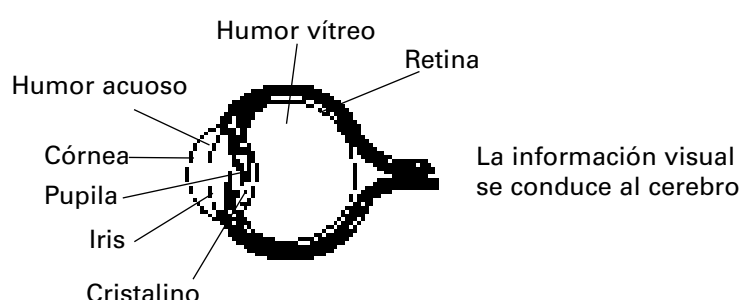


Fig. 7.15 Representación esquemática del ojo humano.

Detrás de la pupila hay una estructura transparente, en forma de lente biconvexa, que se denomina cristalino. En el espacio entre la córnea y el cristalino hay un líquido acuoso (humor acuoso), el cual difiere poco del agua, y el espacio detrás del cristalino está lleno de un líquido gelatinoso denominado humor vítreo. Este humor es más consistente que la clara de huevo; está constituido por agua, albúmina, cloruro de sodio y otras sustancias. El cristalino desempeña un importante papel en la visión, ya que ópticamente es la parte más importante de este órgano, al ser una lente biconvexa situada inmediatamente detrás de la pupila. La textura del cristalino depende de la edad; en la niñez es semifluida, presenta mayor consistencia en el adulto y es suficientemente dura en la vejez. El cristalino está constituido por agua, materias albuminoideas, extracto alcohólico, membranas, etc.; es incoloro y transparente en la niñez y adquiere un tinte ambarino en la vejez, después de haber pasado por el tinte amarillo.

Los medios transparentes del ojo (córnea, humor acuoso, cristalino, humor vítreo) actúan, en conjunto, como una lente convergente de 1,7 cm de distancia focal, aproximadamente. El ojo es ópticamente equivalente a una cámara fotográfica normal. Tiene un sistema de lentes, un sistema de apertura variable (pupila) y una retina que equivale a la película. El sistema de lentes del ojo se compone de cuatro interfases de refracción: entre el aire y la superficie anterior de la córnea; entre la superficie posterior de la córnea y el humor acuoso; entre el humor acuoso y la superficie anterior del cristalino, y entre la superficie posterior del cristalino y el humor vítreo. El aire tiene un índice de refracción de 1; la córnea, 1,38; el humor acuoso, 1,33; el cristalino, 1,40, y el humor vítreo, 1,34.

Cuando los rayos luminosos atraviesan la córnea, el cristalino y los líquidos mencionados, llegan a la retina, donde se estimulan los receptores visuales, y la información visual se conduce al encéfalo. La imagen en la retina se forma invertida. El cerebro considera una imagen invertida como normal.

Al pasar de los años el cristalino crece en longitud y anchura, y se vuelve menos elástico. A partir de entonces, es incapaz de acomodar ni para la visión cercana ni para la lejana; esto se conoce como *presbicia*. Cada ojo se mantiene enfocado permanentemente a una distancia casi constante, que depende de las características físicas del ojo de cada individuo. Para poder ver con claridad

tanto de cerca como de lejos, una persona anciana necesita usar gafas bifocales con el segmento superior con una graduación normal para la visión lejana, y con el segmento inferior graduado para la visión próxima, es decir, para leer.

La presbicia aparece con el transcurso de los años, pero hay errores de refracción que provocan que las personas usen espejuelos o se sometan a operaciones de corrección. Estos errores provocan hipermetropía y miopía. La primera es resultado de la imagen visual enfocada detrás de la retina y no directamente sobre ella y puede ser causada por el hecho de que el globo ocular es demasiado pequeño o el poder de enfoque es demasiado débil (sistema de lentes poco potente). La persona hipermetrope ve claro los objetos lejanos, los cercanos los ve borrosos. La miopía ocasiona visión borrosa cuando la imagen visual es enfocada al frente de la retina y no directamente sobre ella. Una persona con miopía ve claro los objetos cercanos, los distantes los ve borrosos.

Como dato interesante puede agregarse que la estructura del ojo en los animales vertebrados es muy similar, aunque no todos ven de la misma manera. Por ejemplo, los perros ven mejor en la oscuridad que los humanos y su visión se orienta hacia el movimiento. Tampoco los perros perciben los colores igual que las personas. Lo anterior ocurre porque en la retina existen células sensibles a la luz, denominadas conos y bastones. Los conos dan percepción del color y visión detallada, mientras que los bastones detectan el movimiento y son sensibles a la baja luz. Por otra parte, los cristalinos, las pupilas, y las córneas de los perros son mucho más grandes que los de los humanos, por lo tanto recogen más luz.

El perro percibe como amarillo lo que las personas ven rojo, naranja, amarillo, y verde. Ciertos tonos de verde y turquesa, el perro los percibe como blanco. Al igual que distingue los azules de forma similar a las personas, mientras que el violeta lo ve gris. Los perros utilizan otros estímulos (tales como el olor, la textura, el brillo y la posición), en lugar de depender del color. Los perros guía, por ejemplo, no distinguen si la luz del semáforo está en rojo o en verde; ellos miran al brillo y la posición de la luz. Esto, sumado al flujo y ruido del tráfico, le indica animal si es el momento adecuado para cruzar la calle.

Las especies que cumplen el rol de presas tienden a tener ojos hacia los costados de la cabeza, ya que esto les confiere mayor campo visual para ver a un depredador al acecho. Los depredadores, tales como humanos y perros, tienen los ojos posicionados más cerca el uno del otro.

Se dice que los humanos con visión perfecta tienen visión 20/20, que pueden distinguir letras u objetos a una distancia de 20 pies (6 m). Los perros tienen una visión de 20/75, es decir, deben estar a 20 pies (6 m) de un objeto para verlo igual que lo vería un humano parado a 75 pies (23 m).

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. La cámara fotográfica y el ojo humano son como una cámara oscura, pero con una lente convergente en el orificio de entrada. Haga un diagrama de rayos que explique cómo funcionan la cámara fotográfica y el ojo humano.
2. ¿Por qué las lentes de contacto son más ventajosas que los llamados espejuelos?
3. ¿Qué tipo de lente se coloca delante de un ojo hipermetrope y de uno miope para corregirlos? Explique el por qué de la selección realizada.
4. ¿Por qué se ha llegado a plantear que si el hombre invisible llegara a ser una realidad, sería ciego?

5. Indague acerca del procedimiento utilizado por los peces para enfocar imágenes de objetos que se encuentran a diferentes distancias del ojo.
6. Valore la importancia práctica del conocimiento de los principios de funcionamiento de la visión.

7.8 Dispositivos ópticos

La *lupa* es una lente convergente. Con ella se concentra la energía calorífica y lumínica de la luz del sol en un punto de un papel y este arde. La lente es igual que las que componen el objetivo de la cámara fotográfica. Esta se coloca entre el ojo y el objeto que se quiera ver, aumentando el ángulo de observación y así el tamaño de la imagen en la retina. Los rayos y la manera en que atraviesan la lupa se muestran a continuación (figura 7.16).

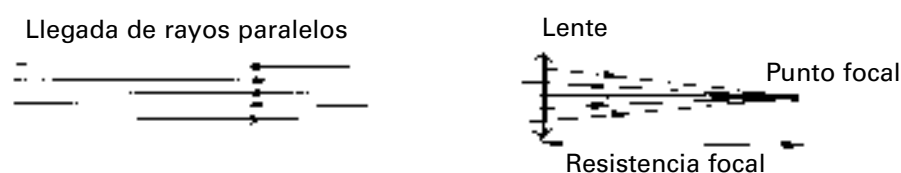


Fig. 7.16 Trayectoria de los rayos a través de una lente convergente.

La distancia a la que se concentran los rayos del sol en un punto es la distancia focal de la lupa o lente. A la distancia entre la lente y el punto donde se cruzan los rayos de luz que provengan del infinito se le denomina *distancia focal*. El Sol no está en el infinito, pero si se comparan 15 billones de centímetros con unos pocos de distancia focal, no es menos cierto que es una buena aproximación considerar al mismo en el infinito.

El *microscopio óptico* se emplea para obtener grandes aumentos. Es muy utilizado en el estudio de las células. Está compuesto, básicamente, por dos sistemas ópticos convergentes: uno de ellos, el objetivo, forma una imagen aumentada del objeto; el otro, llamado ocular, debido a que el ojo se aplica en él, se utiliza en calidad de lupa para observar la imagen formada por el primero. Así se realizan dos ampliaciones sucesivas.

Cámara fotográfica. La luz es esencial en la fotografía. Cuando la película fotográfica, que consiste en una capa fina de gelatina (emulsión) y una base de acetato transparente de celulosa o de poliéster, se expone a la luz, los cristales de haluros de plata suspendidos en la emulsión experimentan cambios químicos y forman lo que se conoce como imagen latente de la película. Al procesar esta con una sustancia química (revelador), se forman partículas de plata en las zonas expuestas a la luz. Mientras más intensa es la exposición, más número de partículas se crean. La imagen que resulta se llama negativo porque las zonas de la escena relativamente oscuras aparecen claras, y viceversa. Los valores de los tonos del negativo se vuelven a invertir en el proceso de positivado. En el cuarto oscuro donde se hace el revelado se trabaja con luz roja o verde.

El cuerpo de la cámara es una caja donde se aloja la *película*, un soporte para el *objetivo* (simple cuando están formados por una sola lente o por un sistema de ellas acopladas, y compuesto, cuando están formados por dos o más sistemas de lentes no acopladas), el cual reproduce, sobre la película, el motivo. También

tiene un *visor*, para poder dirigirla hacia el motivo, y un *obturador* para regular el tiempo de exposición. El *diafragma* del objetivo regula la intensidad de los rayos de luz que inciden sobre el plano de la película. Para obtener la máxima nitidez a diferentes distancias entre el motivo y el plano de la película, el objetivo se desplaza mediante un *regulador de distancia*. La cámara fotográfica no es más que una cámara oscura, generalmente en forma de paralelepípedo (figura 7.17).

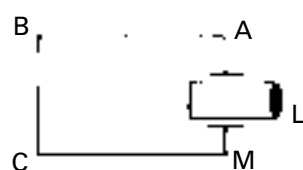


Fig. 7.17 Diagrama esquemático de una cámara oscura.

Las paredes interiores se recubren de humo negro, para evitar reflexiones perjudiciales. En la abertura A se dispone el objetivo fotográfico. Este, montado en un canuto, se mueve acercándose o alejándose de la cámara, con el fin de proyectar sobre la pared BC una imagen real e invertida del objeto que se desea fotografiar. Este proceso se denomina enfocado. Cuando sobre BC se dispone una película sensible a la luz, las reacciones químicas en ella producidas dejan sobre la placa el mensaje óptico traducido en imagen. Existe un diafragma adosado al objetivo de la cámara y su papel es el de regular la cantidad de luz que penetra en la cámara. El diafragma iris se encuentra entre los de mayor uso y está constituido por una serie de laminitas, que al moverse del exterior al interior reducen el diámetro del orificio por donde penetra la luz, y viceversa.

Actualmente se utiliza más la cámara digital que la convencional con película de 35 mm. Esta es un dispositivo electrónico que captura y almacena fotografías electrónicamente en formato digital, en lugar de utilizar películas fotográficas. La cámara digital compacta moderna contiene dispositivos capaces de grabar sonido y/o video, además de fotografías. La cámara digital con previsualización es la que utiliza imágenes digitales generadas en forma convencional en pantalla de cristal líquido, como medio principal para encuadrar y previsualizar la imagen antes de tomar la fotografía. Con la cámara digital basta con descargar las fotografías a la computadora, comprobar si quedaron bien las tomas, elegir las fotos que más gusten, retocarlas y enviarlas al laboratorio para su revelado en papel.

TAREAS DE APRENDIZAJE

1. Una cámara oscura es una caja cerrada en la que se hace un pequeño orificio para que entre la luz. Se forma una imagen de los objetos exteriores en una pared de la cámara. Haga un diagrama que explique cómo funciona esta.
2. Investigue la formación de imágenes en un telescopio de una sola lente y en uno de dos lentes.
3. Tome una lente convergente (puede servir una lupa, lentes de espejuelos, etc.) y ensaye la formación de imágenes de diversos objetos: una lámpara, una ventana, o algún objeto bien iluminado. Como pantalla se puede utilizar algún material traslúcido o, simplemente, una hoja de papel blanco. Estudie lo que sucede con la imagen, al variar las distancias entre el objeto, la lente y la pantalla.