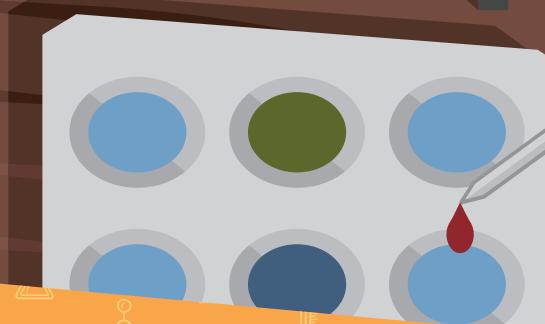
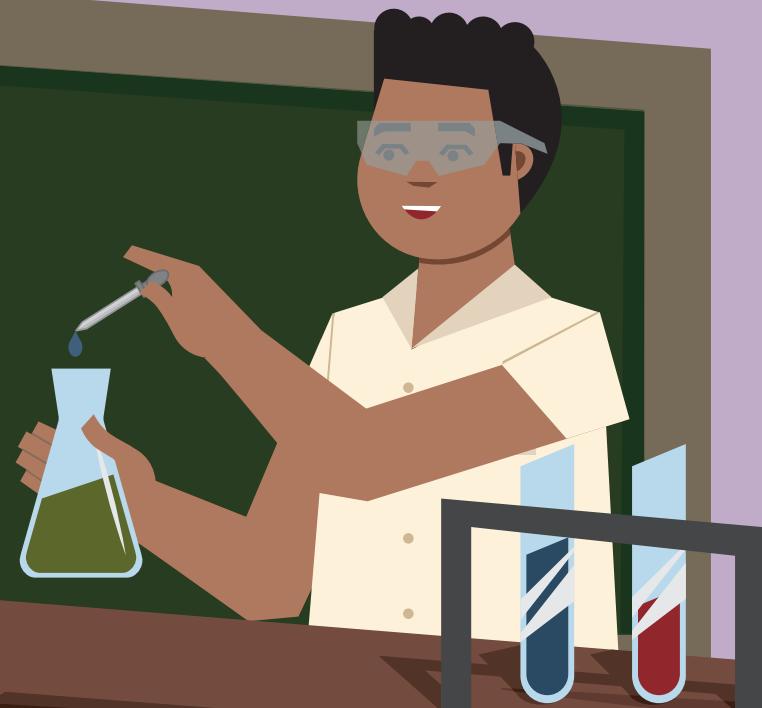
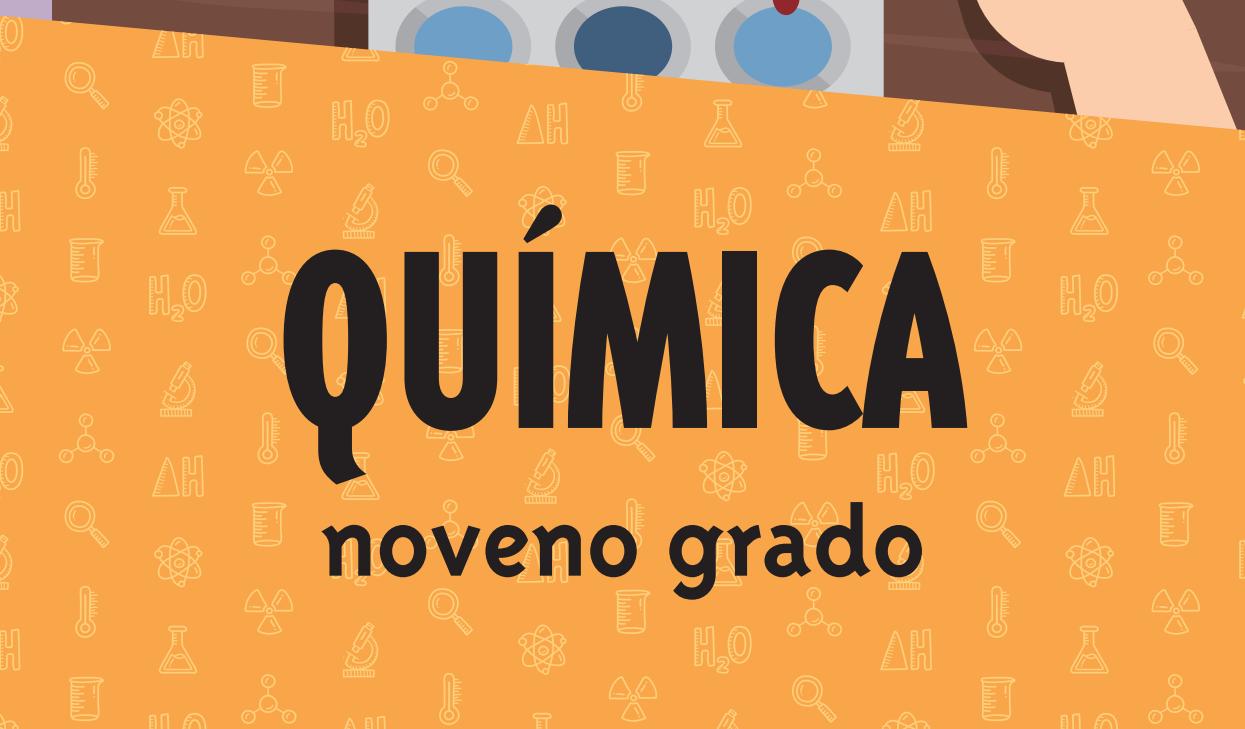


cristal de cloruro
de sodio



QUÍMICA

noveno grado



QUÍMICA

noveno grado



QUÍMICA

noveno grado

M. Sc. Ysidro Julián Hedesa Pérez

Dr. C. Francisco Abel Pérez Álvarez

Dra. C. Niurka Ramos Herrera

Dr. C. Mario Wilfredo Legón Rodríguez

M. Sc. Roberto Álvarez González

M. Sc. Ana María Alfonso Fernández

Este material forma parte del conjunto de trabajos dirigidos al Tercer Perfeccionamiento Continuo del Sistema Nacional de la Educación General. En su elaboración participaron maestros, metodólogos y especialistas a partir de concepciones teóricas y metodológicas precedentes, adecuadas y enriquecidas en correspondencia con el fin y los objetivos propios de cada nivel educativo, de las exigencias de la sociedad cubana actual y sus perspectivas.

Ha sido revisado por la subcomisión responsable de la asignatura perteneciente a la Comisión Nacional Permanente para la revisión de planes, programas y textos de estudio del Instituto Central de Ciencias Pedagógicas del Ministerio de Educación.

Queda rigurosamente prohibida, sin la autorización previa y por escrito de los titulares del *copyright* y bajo las sanciones establecidas en las leyes, la reproducción total o parcial de esta obra por cualquier medio o procedimiento, así como su incorporación a un sistema informático.

Material de distribución gratuita. Prohibida su venta

Edición y corrección:

- M. Sc. Taimí Sosa Rabelo

Diseño, cubierta, ilustración y emplane:

- Instituto Superior de Diseño (ISDI):

Aitana Acosta Lechuga • Naomi Casellas González• Carolina de Cordova Villegas•
Danay Cruz Bello• Leonardo de León Ramos.. Laura Domínguez Machín • Adriana
Flórez González • Gabriela Marrerro Hernández • Mailen Mulet Segura • Dayanis
Placeres Díaz • Liz Rashell Roque Martínez • Alejandra Vázquez Martínez • María Paula
Lista Jorge • M. Sc. Maité Fundora Iglesias • Dr. C. Ernesto Fernández Sánchez

© Ministerio de Educación, 2025

© Editorial Pueblo y Educación, 2025

ISBN 978-959-13-5078-7 (Versión impresa)

ISBN 978-959-13-5081-7 (Versión digital)

EDITORIAL PUEBLO Y EDUCACIÓN

Av. 3.^a A, No. 4601, entre 46 y 60,

Playa, La Habana, Cuba. CP 11300.

epueblo@epe.gemined.cu



ÍNDICE

Prólogo **VII**

1

Las sales **1**

1.1 Las sales binarias y ternarias oxigenadas 4
1.2 Las disoluciones acuosas de las sales 47
1.3 Las sales y el medio ambiente. Aplicaciones y extracción 62

2

Los hidróxidos e hidrácidos **81**

2.1 Los hidróxidos metálicos 82
2.2 Los hidróxidos no metálicos 110
2.3 Los hidrácidos 129

3

La Ley periódica y la Tabla periódica modernas **150**

3.1 Primeros intentos de clasificación de los elementos químicos 151
3.2 Historia del descubrimiento de la Ley periódica y la Tabla periódica: una hazaña científica 155
3.3 Ley periódica y Tabla periódica modernas 159

Sistematización de contenidos químicos	169
4.1 Sistematización sobre las sustancias y las reacciones químicas	173
4.2 Química, medio ambiente y salud	180
Apéndices	183
Apéndice 1. Experimentos químicos escolares	183
Apéndice 2. Valores de electronegatividades según escala de Linus Pauling	196
Apéndice 3. Tabla de masas molares de algunas sustancias	197
Apéndice 4. Densidad (a 25 oC), temperatura de fusión y de ebullición (a 100 kpa) de algunas sustancias puras	201
Apéndice 5. Tabla periódica moderna de los elementos químicos	205
Apéndice 6. Glosario	206
Apéndice 7. Indicaciones para el trabajo con las sustancias en el laboratorio de Química	208
Apéndice 8. Útiles de uso más frecuente en el laboratorio de química	210
Bibliografía	231

Prólogo

Este libro de texto está dirigido a los docentes de Química y, fundamentalmente, a ti que cursas el noveno grado. Ya has podido percatarte en el curso de octavo grado del objeto de estudio de la Química y te habrás dado cuenta de su importancia para la economía, la sociedad y el medio ambiente. De igual manera has notado lo interesante y motivador de los distintos fenómenos que explica esta ciencia.

Seguramente habrás percibido que toda la belleza de las sustancias y de los cambios que ocurren entre ellas, tienen un hermoso aspecto externo, el cual encuentra su explicación en el estudio de un conjunto de elementos del conocimiento que reafirman que la Química es una ciencia teórica-experimental. Estos conocimientos no solo explican el comportamiento de las sustancias, sino que nos permiten también predecir su ocurrencia.

En noveno grado seguirás ampliando tus conocimientos sobre el aspecto externo e interno de las sustancias y las reacciones químicas. Mediante su estudio seguirás desarrollando tu pensamiento en el análisis de las distintas sustancias inorgánicas que se estudian en este nivel. Poco a poco seguirás ampliando tu acervo cultural, lo cual te permitirá ser una persona con ciencia y conciencia.

Para lograr éxitos en el aprendizaje de la Química es imprescindible asistir y participar activamente en las clases, prestar especial atención a las explicaciones del docente y estudiar sistemáticamente para mantener actualizado lo ya aprendido en octavo grado.

Te recomendamos que después de cada clase realices una lectura comprensiva del contenido presente en el libro de texto, hagas las tareas encomendadas e incluso, respondas otros ejercicios que aparecen al final de cada epígrafe para que puedas fijar, sistematizar y aplicar mejor los conocimientos y habilidades tratadas en clase. Recuerda que para lograr el desarrollo de habilidades generales y específicas en cada asignatura debes tener una base teórica elemental con la cual puedas operar para seguir desarrollando las habilidades propias de cada disciplina.

El ordenamiento de los diferentes epígrafes de este libro destaca los conocimientos esenciales de su texto y los ejercicios están concebidos de manera tal que, primeramente, los fijes y después desarrolles las habilidades generales y específicas previstas en el programa de estudio.

La comprensión de lo que lees es primordial para avanzar en la apropiación de los nuevos contenidos. Es conveniente que en la lectura precises aquellos conceptos que desconoces, busques su significado y después realices un resumen de lo que has leído; por ejemplo, en forma de cuadros sinópticos, mapas conceptuales, esquemas lógicos, resúmenes de contenido, entre otros.

La realización de experimentos químicos, ya sea por parte tuya como de los docentes o de ambos al mismo tiempo, siempre motiva y deja una huella positiva en tu memoria, así como la observación de los videos que te sugerimos, entre otros que seguramente te orientará tu docente, lo cual, sin lugar a dudas, apoyará lo que vas aprendiendo.

Si actúas así, con dedicación, seguirás valorando lo bonito e interesante del contenido de esta asignatura, así como sus grandes misterios y lo apasionante e imprescindible que resulta en el desarrollo económico y social de cualquier país. Entonces disfrutarás estudiarla.

Un buen aprendizaje de los contenidos de enseñanza-aprendizaje de Química y Física en octavo grado es un excelente precedente para alcanzar buenos resultados en noveno grado.

El libro que te entregamos presenta el nuevo conocimiento sobre la base de lo ya estudiado, tanto en el grado anterior como en las unidades que le anteceden.

Debes conocer que este libro de texto forma parte de los trabajos que lleva a cabo el Ministerio de Educación para la puesta en práctica del III Perfeccionamiento del Sistema Nacional de Educación con el propósito de mejorar tu aprendizaje. Sus autores dedicaron muchas horas, no solo a estudiar y buscar información, figuras y videos impresionantes, que dicen más que muchas palabras, sino que en su escritura centraron la atención en escribir lo esencial del contenido de aprendizaje, con un lenguaje lo más claro y preciso posibles, de manera que te sea ameno, comprensible y que haga una contribución importante a tu formación integral.

El texto tiene cuatro capítulos y al final se encuentran seis apéndices, los experimentos químicos escolares, las prácticas de laboratorio, dos tablas de datos sobre las sustancias, la imprescindible Tabla periódica moderna de los elementos químicos y, por último, un glosario de

numerosos conceptos que son mencionados y que pueden favorecer tu ampliación y comprensión de lo expresado.

De igual manera se ha tratado de lograr que los conocimientos y habilidades antecedentes a los nuevos contenidos sean punto de partida de tu aprendizaje, logrando con esto su sistematización constante.

Con el fin de ir logrando una consolidación continua de la nomenclatura y notación química, cada vez que es nombrada una sustancia, a continuación, se escribe su fórmula química, de manera que se logre un aprendizaje más sólido de ella.

Cada capítulo está subdividido en epígrafes. En su desarrollo hallarás los contenidos que deben ser tratados en clases, figuras, tablas, ejercicios y varias etiquetas que sirven de orientación para ti y los docentes. A continuación, se mencionan cuáles son y su significado:

Importante: contiene las definiciones de los conceptos y otros elementos del conocimiento que los educandos deben dominar.

De la historia: tal y como lo dice, se describen hechos históricos relacionados con el contenido de la Química que se trate en clases.

¿Sabías que...?: presenta contenidos informativos relacionados con los del epígrafe que pueden ser útiles para la motivación y cultura general.

Conoce un poco más: constituye una ampliación que el educando puede asimilar al considerar los elementos del conocimiento impartidos en la asignatura.

Desafío: contiene actividades con mayor nivel de complejidad que pudieran ser dirigidas a los educandos interesados en la Química o con mayor desarrollo intelectual. Pueden ser empleados en la preparación de concursos de la asignatura.

Conéctate: brinda orientación a los educandos para la búsqueda de información mediante el uso de las Tecnologías de la Información y las Comunicaciones (TIC).

Salud ambiental: propone información acerca de la aplicación de los conocimientos concernientes a la salud y el medio ambiente.

Reflexiona: coloca al educando ante situaciones del contenido objeto de estudio que debe meditar. Te recomendamos reflexiones sobre lo pedido antes de contrastar con la respuesta que en ocasiones aparece en el mismo recuadro.

Comprueba lo aprendido: se encuentra al final de cada epígrafe. Se relacionan las preguntas que servirán para la ejercitación y sistematización,

fundamentalmente dirigidas a la fijación, ordenamiento, reproducción consciente y aplicación de los conocimientos y habilidades, en ese orden, así como al desarrollo de la creatividad, pues la etiqueta, denominada desafío, también se refiere a esto último, para los educandos que más se interesan por esta ciencia.

Sistematizando: los contenidos de estos recuadros ayudan a los educandos a ordenar e integrar los conocimientos tratados en uno o más epígrafes, incluso con contenidos (conocimientos y habilidades) tratados en cursos anteriores.

Al final de cada capítulo se relacionan otros ejercicios, denominados **Resumen y consolidación**, pero con un carácter más integrador.

Es importante que conozcas que los ejercicios presentes en el libro pretenden, sobre todo, ayudarte a afianzar los conocimientos adquiridos y desarrollar habilidades intelectuales generales y específicas de la Química. Contribuirán, asimismo, a perfeccionar el lenguaje químico y tu lengua materna.

No podemos concluir sin antes agradecer a los docentes de todo el país que nos hicieron llegar sus sugerencias para perfeccionar la primera versión de este libro de texto, a aquellos docentes que durante todos los años de Revolución, en los distintos niveles y etapas del desarrollo educativo cubano, dieron lo mejor de sí para conformar las posiciones que hoy asumimos sobre la enseñanza-aprendizaje de la Química en la escuela cubana, así como a aquellos especialistas que dedicaron muchas horas extralaborales en un proceso de revisión detallada y la elaboración de dictámenes presentados a la Subcomisión Nacional de Química, que definitivamente aprobó su publicación con nuevas opiniones que fueron aceptadas e incluidas.

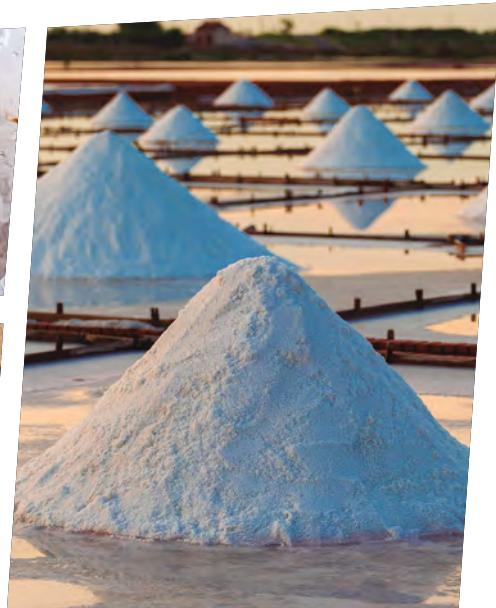
Nuestro eterno agradecimiento a los reconocidos especialistas de la enseñanza de la Química cubana Mercedes Cuervo Castro y Jesús L. Hernández Méndez, que formaron parte del colectivo de autores de la primera versión de este libro, puesta en práctica a partir de 1990 hasta la actualidad.

Gracias a todos ellos ponemos en tus manos una obra escrita con un mayor rigor científico, seguros de que hará un aporte significativo a la elevación de la calidad de la enseñanza por parte de los docentes y de tu aprendizaje. ¡Te invitamos a hacerlo tuyo!

Los autores

CAPÍTULO 1

Las sales



Introducción

La química es una ciencia teórico-experimental que está presente en todos los aspectos fundamentales de la práctica social. La calidad de vida que se puede alcanzar se debe en gran medida a los descubrimientos que ha logrado el estudio de la Química aplicada. La gran variedad y calidad de productos destinados a la alimentación, al aseo personal, en fin, a satisfacer las necesidades siempre crecientes, mejoran gracias al estudio y aplicación de la Química.

Un gran número de sustancias se encuentra en la naturaleza (figura 1.1), entre estas las sales. El cloruro de sodio (NaCl) es una de las más conocidas por los seres humanos, se utiliza para preservar alimentos; sin

embargo, no se debe abusar de su uso en la alimentación, sobre todo en personas hipertensas, ya que aumenta la cantidad de iones sodio (Na^+) en el organismo y provoca un desequilibrio en los líquidos corporales.

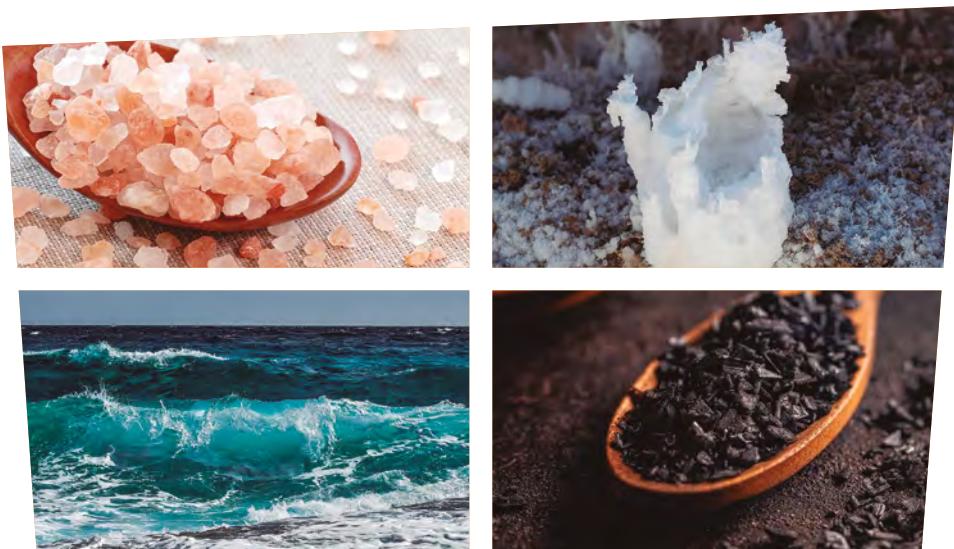


Fig. 1.1 Las sales en la naturaleza

Las sales tienen múltiples aplicaciones, ya sea en diversos renglones de la economía, en la medicina y en otras esferas de la vida (tabla 1.1), por lo que es muy importante conocer las propiedades de las sustancias en sentido general y las aplicaciones que se derivan de estas. Otras sustancias como los fertilizantes cloruro de potasio (KCl), el nitrato de potasio (KNO_3) y el mármol, carbonato de calcio (CaCO_3), muy utilizado en la construcción, también son sales.

Tabla 1.1 Algunas aplicaciones de las sales

Nombre	Fórmula química	Aplicaciones
sulfato de magnesio	MgSO_4	Laxante
bromuro de calcio	CaBr_2	Tratamiento de trastornos nerviosos

CAPÍTULO 1

cloruro de hierro (III)	FeCl_3	Tratamiento de agua potable
hipoclorito de sodio	NaClO	Desinfectante y blanqueador
clorato de potasio	KClO_3	Industria pirotécnica
carbonato de calcio	CaCO_3	Potente suplemento del elemento calcio al organismo

Las aguas de los océanos, los mares y los lagos son disoluciones salinas. En los fondos marinos, en los corales y en las conchas se pueden encontrar sales de calcio, pues constituyen parte fundamental de los tejidos de los organismos, entre estos los de las plantas. Estas sales también están presentes en los tejidos óseo y muscular de algunos animales como los mamíferos.

La corteza terrestre está constituida por un gran número de minerales, muchos tienen entre sus componentes fundamentales a las sales (tabla 1.2).

Tabla 1.2 Minerales y principales sales que los componen

Mineral	Nombre de la sal que predomina	Fórmula química
yeso	sulfato de calcio	CaSO_4
galena	sulfuro de plomo (II)	PbS
fosforita	fosfato de calcio	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
siderita	carbonato de hierro (II)	FeCO_3
fluorita	fluoruro de calcio	CaF_2
blendita	sulfuro de zinc	ZnS

1.1 Las sales binarias y ternarias oxigenadas

En este epígrafe estudiarás otro tipo de sustancia inorgánica: la sal. Aprenderás su composición química, propiedades físicas, partículas que la constituyen y el enlace químico que une a sus átomos, lo que te servirá de base para explicar sus propiedades y, por tanto, sus aplicaciones. Ampliarás tus conocimientos sobre la nomenclatura y notación química de este importante tipo de sustancia inorgánica, así como su manera de obtenerla.

Podrás apropiarte de los conceptos cantidad de sustancia y masa molar, y además ampliarás la interpretación de las fórmulas y ecuaciones químicas, lo que te será muy útil en el estudio cuantitativo de las sustancias y las reacciones químicas.

1.1.1 Las sales. Propiedades físicas. Clasificación según su composición química

En la naturaleza existe una gran diversidad de sales que difieren entre sí y con otros tipos de sustancias en su estructura química y, por tanto, en sus propiedades y uso. Uno de los criterios que se sigue para clasificarlas y estudiarlas mejor es el de su composición química.



Importante

Atendiendo a su composición química las sales se clasifican en sales binarias y sales ternarias (figura 1.2).



Fig. 1.2

Las sales binarias están formadas por dos elementos químicos y las ternarias oxigenadas, por tres. Si se observan detenidamente las fórmulas químicas de las sales a las que se ha hecho referencia, se puede apreciar que unas están formadas por dos elementos químicos, uno metálico y el otro no metálico, el cual no es ni el oxígeno (O) ni el hidrógeno (H). Otros ejemplos de sales binarias son el yoduro de potasio (KI), que es una

CAPÍTULO 1

excelente fuente del elemento químico yodo (I) en el tratamiento de enfermedades de la glándula tiroides y el sulfuro de litio (Li_2S), que se está considerando para ser utilizado en la fabricación de pilas eléctricas mucho más eficientes que las convencionales de ion litio (Li^+).



Reflexiona

¿Por qué en las sales binarias el elemento químico no metálico que acompaña al elemento metálico no puede ser ni el oxígeno ni el hidrógeno?

Confronta tu análisis

Si el elemento químico no metálico que acompaña al elemento metálico en la sal binaria es el oxígeno, entonces el compuesto sería un óxido metálico, por ejemplo, óxido de calcio (CaO) y si es el hidrógeno, sería otro tipo de compuesto denominado hidruro metálico, como es el caso del hidruro de sodio (NaH).

Las sales ternarias están formadas por tres elementos químicos. Entre estas sales se encuentran las que en su composición química presentan un elemento metálico, el oxígeno y otro no metálico que no es el hidrógeno. Este tipo de sal ternaria se denomina sal ternaria oxigenada debido a la presencia de átomos del elemento químico oxígeno en ella. Son ejemplos de este tipo de sustancia el sulfato de cobre II (CuSO_4), utilizado como un aditivo importante en la alimentación animal, para evitar enfermedades causadas por la carencia del elemento químico cobre en su organismo y el carbonato de calcio (CaCO_3), que puede encontrarse en las estalactitas y stalagmitas, entre otros muchos lugares (figura 1.3).



Fig. 1.3 Estalactitas y stalagmitas en las cuevas de Bellamar (derecha) y Saturno (izquierda), ambas en la provincia Matanzas del archipiélago cubano



¿Sabías que...?

Las estalactitas y las estalagmitas son formaciones minerales que se encuentran con frecuencia en las cuevas.

Una estalactita es una acumulación de carbonato de calcio (CaCO_3) que cuelga del techo o de los lados de las cavernas de piedra caliza. Se forma durante miles de años por precipitación de los minerales contenidos en las aguas subterráneas que se filtran, muy despacio, a través del techo de la cueva. A menudo son enormes y adoptan formas curiosas. El carbonato de calcio puro es blanco, pero las estalactitas suelen tener distintos colores debido a las impurezas que contiene el mineral.

Parte del agua filtrada cae en el suelo y se acumulan masas de carbonato de calcio (CaCO_3) parecidas a las estalactitas, pero invertidas. Estos depósitos, que crecen desde el suelo de las cuevas hacia arriba se llaman estalagmitas. Las estalactitas y las estalagmitas se encuentran a menudo en pareja y pueden juntarse formando columnas que pueden crecer hasta 1, 5 m de diámetro.

Propiedades físicas de las sales

A temperatura y presión ambiente las sales son sólidos cristalinos de colores variados. Por ejemplo, la sal cloruro de sodio (NaCl) es un sólido de color blanco, el sulfato de cobre II (CuSO_4) es también un sólido de color blanco, que, al hidratarse, toma color azul y el dicromato de potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), es un sólido de color naranja (figura 1.4).

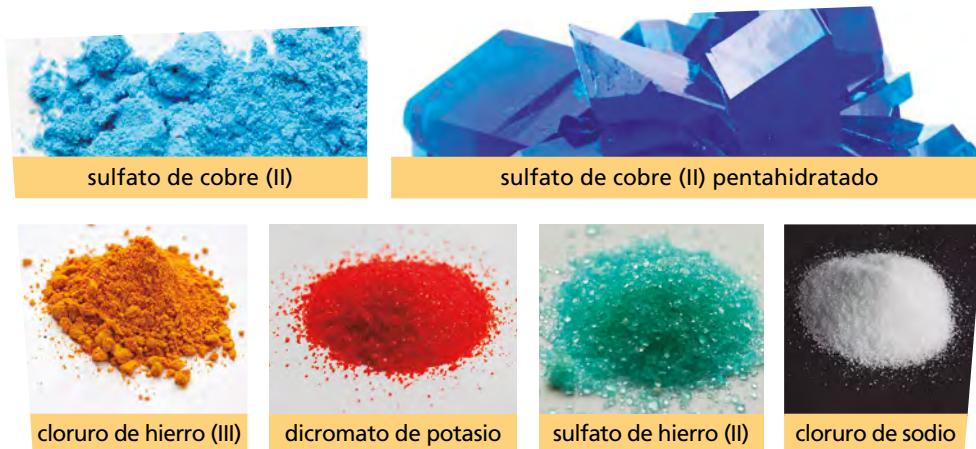


Fig. 1.4 Distintos tipos de sales inorgánicas

CAPÍTULO 1

Las sales presentan valores elevados de temperaturas de fusión y de ebullición que te presentamos en la tabla 1.3, otros valores aparecen en el Apéndice 4.

Tabla 1.3 Temperaturas de fusión, ebullición y solubilidad en agua de algunas sales

Nombre	Fórmula química	Temperatura de fusión (°C)	Temperatura de ebullición (°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 zinc	ZnCl ₂	283	732	soluble
carbonato de calcio	CaCO ₃	1 282	descompone	prácticamente insoluble

Si se retoma el ejemplo del cloruro de sodio (NaCl) y se analiza el reporte de los valores de las temperaturas de fusión y de ebullición, se puede concluir que a temperatura ambiente es un sólido (figura 1.5). El valor de 25°C se ubica en el esquema por debajo del valor de temperatura de fusión (801°C). Entre ese valor y los 1 413°C el cloruro de sodio (NaCl) es líquido.



Fig. 1.5 El cloruro de sodio (NaCl) es un sólido cristalino a temperatura y presión ambiente

Muchas sales se disuelven en agua a temperatura ambiente con gran facilidad, otras necesitan condiciones de temperatura más elevadas para poder disolverse apreciablemente.

Teniendo en cuenta la masa de sal que se disuelve en una masa de agua, a una temperatura determinada, las sales pueden clasificarse como solubles, poco solubles y prácticamente insolubles en agua (figura 1.6).

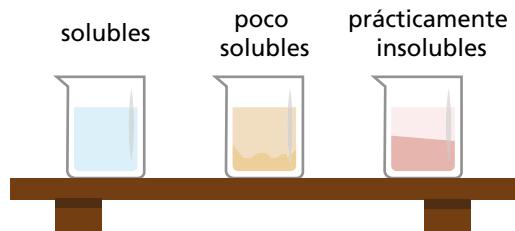


Fig. 1.6 Solubilidad en agua de las sales

A diferencia de los metales, las sales en estado sólido no conducen la corriente eléctrica. En estado líquido (fundidas) o en disolución acuosa sí la conducen apreciablemente (figura 1.7).



Fig. 1.7 Aparatos utilizados en el laboratorio para comprobar experimentalmente la conductividad eléctrica de las sustancias y sus disoluciones



Importante

Las sales son sustancias sólidas a temperatura ambiente. Tienen altas temperaturas de fusión y de ebullición. Muchas son solubles en agua a temperatura ambiente. En estado sólido no conducen la corriente eléctrica. Fundidas (líquidas) o en disolución acuosa son buenas conductoras de la corriente eléctrica.

CAPÍTULO 1

Desafío

Un educando le dijo a otro: "Esto es sulfuro de hierro II puro, no contiene azufre". ¿Realmente no hay azufre en esta sustancia? ¿Cómo cambiarías la frase para que se pueda comprender qué quería decir este educando?

Comprueba lo aprendido

- 1.1** Define los conceptos:
 - a) sal binaria
 - b) sal ternaria
 - c) sal ternaria oxigenada
- 1.2** Describe las propiedades físicas de las sales.
- 1.3** Compara la composición química y propiedades físicas de los óxidos metálicos con las de las sales binarias y ternarias oxigenadas.
- 1.4** Clasifica en tu libreta de notas las sustancias representadas a continuación en sal binaria, sal ternaria oxigenada, óxido metálico u óxido no metálico.

a) Na_2S	b) K_2SO_4	d) NiCl_2	f) AgNO_3	h) AlCl_3
a) CaO	c) CO_2	e) FeSO_4	g) PbO	i) SO_3
- 1.5** En tu hogar, toma una muestra de cloruro de sodio (NaCl) y viértela en un vaso de vidrio:
 - a) Describe sus propiedades físicas.
 - b) Añade agua al recipiente y agita. ¿Qué observas?
- 1.6** Realiza una investigación bibliográfica sobre los principales yacimientos de sales en el continente americano.
- 1.7** El agua pura no conduce la corriente eléctrica, sin embargo, el agua potable sí. ¿Qué explicación darías a este hecho?
- 1.8** ¿A qué atribuyes la presencia de minas de cloruro de sodio (NaCl) a cielo abierto?

1.1.2 Estructura química de las sales. Clasificación según el tipo de partícula

El cloruro de sodio (NaCl) es un sólido iónico formado por iones sodio con una carga positiva (Na^+) e iones cloruro con una carga eléctrica negativa (Cl^-) en una relación 1:1, que se mantienen unidos por la fuerte atracción de sus cargas eléctricas contrarias (figura 1.8).

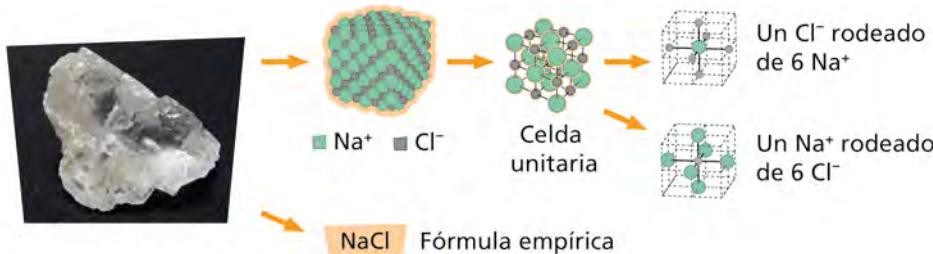


Fig. 1.8 Estructura cristalina del cloruro de sodio (NaCl)

Los cationes sodio (Na^+) y los aniones cloruro (Cl^-) se forman por la pérdida y la ganancia de un electrón respectivamente (figura 1.9).

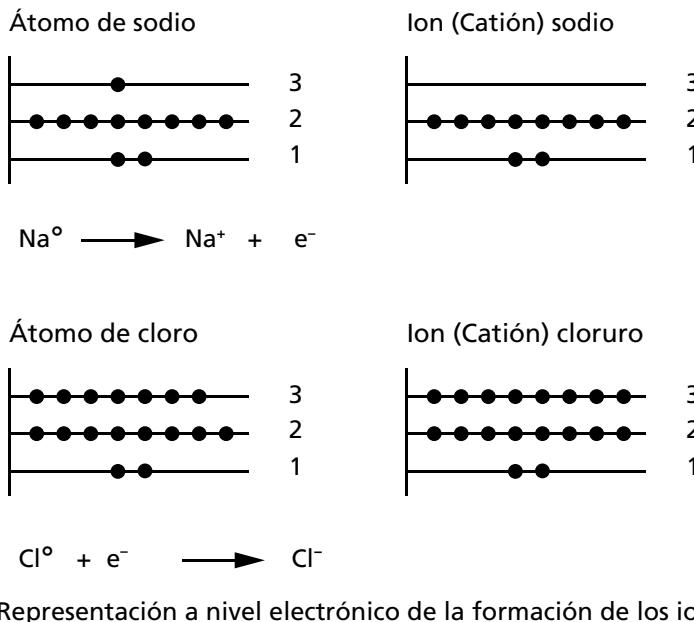


Fig. 1.9 Representación a nivel electrónico de la formación de los iones sodio (Na^+) y cloruro (Cl^-)

CAPÍTULO 1

En el cristal de cloruro de sodio (NaCl) cada catión sodio (Na^+) está rodeado de seis aniones cloruro (Cl^-) y viceversa, de forma tal que el cristal se extiende en todas las direcciones y el número de iones depende de su tamaño (figura 1.8).

En los cristales iónicos como el del cloruro de sodio (NaCl) no existen moléculas, por lo que las fórmulas químicas de estas sustancias solo indican la menor relación que hay entre el número de partículas. Por ejemplo, la fórmula química del cloruro de sodio (NaCl) informa que en esta sustancia por cada catión sodio (Na^+) hay un anión cloruro (Cl^-). A este tipo de fórmula química se le denomina fórmula química empírica.

Al igual que el cloruro de sodio (NaCl), la mayoría de las sales están formadas por iones, aunque no en todos los casos tienen la misma distribución espacial (figura 1.10).



Fig. 1.10 Redes cristalinas de algunas sales

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.

El carácter iónico del enlace químico en las sales binarias aumenta en la medida en que sea mayor la diferencia de electronegatividades entre el elemento metálico y el no metálico que las forman.

Los altos valores de las temperaturas de fusión y de ebullición del cloruro de sodio (NaCl) y, en general, de las sales, se deben a la fuerte atracción electrostática que une a los iones que constituyen el cristal iónico. Esto hace que, al fundir la sal, sea necesario un gran calentamiento para provocar la destrucción del cristal.



Reflexiona

¿Por qué, si las sales son compuestos formados por iones positivos y negativos, ellas no conducen la corriente eléctrica en estado sólido y sí lo hacen en estado fundido o en disolución acuosa? ¿Cómo es el movimiento de los iones de la sal en los estados sólido y líquido, así como en disolución acuosa?

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 (líquida), los iones adquieren una mayor movilidad, por lo que conduce la corriente eléctrica.

Cuando el cloruro de sodio (NaCl) se disuelve en agua (H_2O) se produce la ruptura del cristal por la interacción entre las moléculas polares del agua y los iones del cristal (figura 1.11).

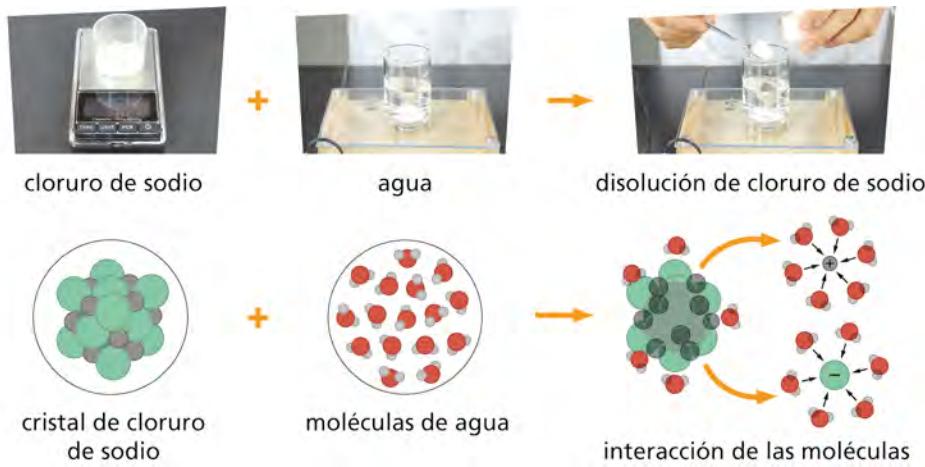


Fig. 1.11 Representación de los aspectos externo e interno de la disolución del cloruro de sodio en agua, NaCl (ac)

CAPÍTULO 1

Como consecuencia, los iones se separan de la red (ruptura del enlace iónico) y adquieren una mayor movilidad, por esto la disolución acuosa del cloruro de sodio, $\text{NaCl}(\text{ac})$, conduce la corriente eléctrica (figura 1.12).

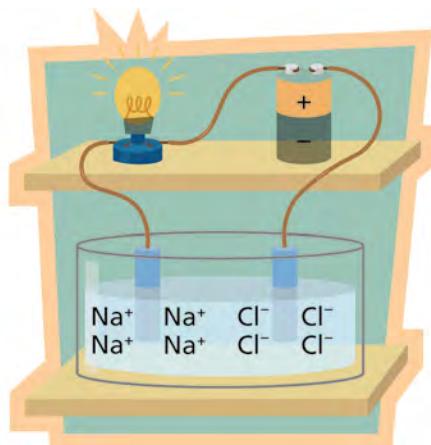
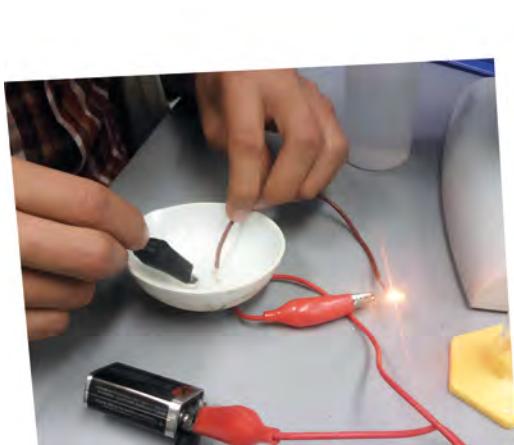


Fig. 1.12 La disolución acuosa del cloruro de sodio, $\text{NaCl}(\text{ac})$, conduce la corriente eléctrica

El proceso de disolución de muchas sales en agua (H_2O) ocurre de manera semejante al descrito para el cloruro de sodio (NaCl).



Importante

Las disoluciones acuosas de las sales conducen la corriente eléctrica, debido a que los iones que forman los cristales iónicos de la sal, en su interacción con las moléculas polares del agua, se separan (disocian) y adquieren una mayor movilidad. A este proceso se le denomina disociación iónica.

En las sales fundidas los iones de una y otra carga se encuentran con una mayor movilidad que en el sólido. En las disoluciones acuosas de las sales están presentes los iones que las forman, donde cada ion está rodeado por moléculas de agua (tabla 1.4). En ambos casos los iones presentes en el cristal iónico se disocian.

Tabla 1.4 Representación química de los iones presentes en las sales fundidas y en disolución acuosa

Fórmula química 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^+ y Cl^-	$\text{Na}^+(\text{ac})$ y $\text{Cl}^-(\text{ac})$
MgCl_2	Mg^{2+} y Cl^-	$\text{Mg}^{2+}(\text{ac})$ y $\text{Cl}^-(\text{ac})$
K_2S	K^+ y S^{2-}	$\text{K}^+(\text{ac})$ y $\text{S}^{2-}(\text{ac})$

Desafío

Fundamenta la expresión siguiente:

“Los iones sodio (Na^+) y cloruro (Cl^-) existen tanto en el salero como en la sopa”.

En las sales ternarias oxigenadas iónicas, los cristales están formados por cationes metálicos y por aniones constituidos por más de un elemento químico, uno de estos es el oxígeno.

La sal sulfato de magnesio (MgSO_4) es una sal ternaria oxigenada (figura 1.13), pues está formada por un elemento metálico, el magnesio (Mg), por el elemento no metálico azufre (S), además del oxígeno (O).

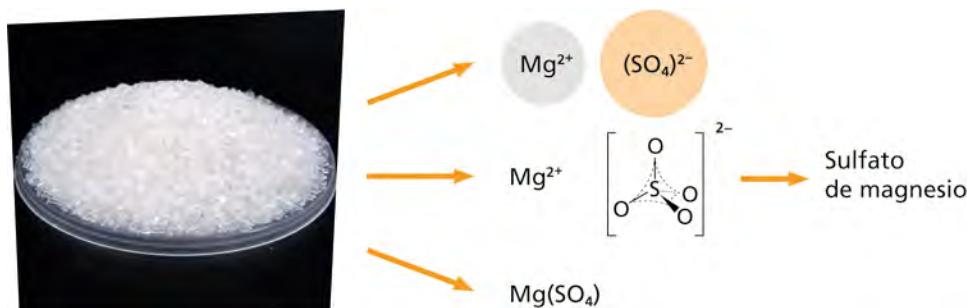


Fig. 1.13 El sulfato de magnesio (MgSO_4) es una sal ternaria oxigenada

CAPÍTULO 1

El comportamiento de las propiedades físicas de las sales ternarias oxigenadas es similar al de las binarias. Se aprecia la presencia de cationes magnesio (Mg^{2+}) y aniones sulfato, $(SO_4)^{2-}$, formados cada uno de estos últimos por un átomo de azufre (S) y cuatro átomos de oxígeno (O). En esta sal los cationes y aniones se encuentran en una relación de 1:1.



Importante

El ion formado por dos o más átomos distintos se denomina **ión poliatómico**.

El ion poliatómico con carga negativa se denomina **anión poliatómico**.

Cuando uno de los átomos que forman el anión poliatómico es el oxígeno, se le conoce como **anión poliatómico oxigenado**.

A continuación, se muestran en la tabla 1.5 ejemplos de aniones poliatómicos presentes en las sales ternarias oxigenadas.

Tabla 1.5 Algunos aniones poliatómicos oxigenados presentes en las sales ternarias oxigenadas

Sal ternaria oxigenada	Nombre del anión	Representación química del anión	Representación de los enlaces químicos en el anión mediante modelos
nitrato de potasio (KNO_3)	nitrato	$(NO_3)^{-}$	
sulfato de cobre (II) ($CuSO_4$)	sulfato	$(SO_4)^{2-}$	
carbonato de calcio ($CaCO_3$)	carbonato	$(CO_3)^{2-}$	

Reflexiona

Se ha visto que, tanto en las sales binarias como en las ternarias oxigenadas, los enlaces químicos que unen los iones en la red cristalina son iónicos. Quedaría preguntarse: ¿qué tipo de enlace químico une a los átomos del elemento no metálico con los átomos de oxígeno en el ion poliatómico oxigenado, por ejemplo, en el anión sulfato (SO_4^{2-})?

Si se presta atención a la fórmula estructural del anión sulfato (figura 1.14), se observa que los enlaces químicos se producen entre los átomos del elemento no metálico y los átomos de oxígeno, o sea, existen varios enlaces S-O.

Consultando el Apéndice 2 de este libro, se conoce que la diferencia de electronegatividad entre el oxígeno y el azufre es de 1 (3,5-2,5); por tal motivo, estos enlaces químicos son covalentes polares, ya que su diferencia de electronegatividad está entre 0,4 y 1,7. Realizando los mismos cálculos en otros aniones poliatómicos oxigenados, se concluye que en estos el enlace químico que une a los átomos es covalente polar.

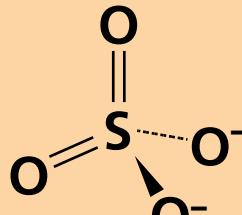


Fig. 1.14



Importante

En las sales ternarias oxigenadas existen enlaces iónicos entre los cationes metálicos y los aniones poliatómicos oxigenados que forman la red cristalina.

En los aniones poliatómicos oxigenados existen enlaces covalentes polares entre los átomos del elemento no metálico y los de oxígeno que lo forman

Reflexiona

¿Qué sucede cuando una sal ternaria oxigenada se disuelve en agua? ¿Ocurre un proceso similar a la disolución de una sal binaria en agua? ¿Qué partículas formarían parte de la disolución acuosa resultante?

En el proceso de disolución de una sal ternaria oxigenada en agua, de igual manera que en el de la sal binaria, ocurre una interacción entre las moléculas polares del agua y los iones de esa sal, estos se separan y

CAPÍTULO 1

adquieren una mayor movilidad, razón por la que la disolución de la sal, binaria o ternaria, conduce la corriente eléctrica. Por ejemplo, al disolver sulfato de magnesio ($MgSO_4$) en agua, pasan a la disolución los cationes magnesio $Mg^{2+}(ac)$ y los aniones sulfato $(SO_4)^{2-}(ac)$, en este caso no es este último un anión simple como los presentes en las sales binarias.



Importante

Las sales ternarias oxigenadas también se separan en iones cuando se disuelven en agua, por tanto, sus disoluciones acuosas conducen la corriente eléctrica:

Nombre	Fórmula química	Iones en disolución acuosa	Relación entre los cationes y aniones
nitrato de sodio	$NaNO_3$	$Na^+(ac)$ y $(NO_3)^-(ac)$	1:1
sulfato de cobre (II)	$CuSO_4$	$Cu^{2+}(ac)$ y $(SO_4)^{2-}(ac)$	1:1
fosfato de potasio	K_3PO_4	$K^+(ac)$ y $(PO_4)^{3-}(ac)$	3:1



Sistematizando

Las sales, al igual que muchos óxidos metálicos, están constituidas por iones, por tanto, son también sustancias iónicas. En estado sólido forman redes cristalinas iónicas en las que los iones que las constituyen están unidos por enlaces iónicos.

A diferencia de los óxidos metálicos las sales pueden ser sustancias binarias o ternarias. Ambos tipos de sales son sólidas a temperatura ambiente y tienen elevados valores de temperaturas de fusión y de ebullición.

Por la estructura química que poseen las sales son sustancias generalmente solubles en agua.

Las disoluciones acuosas de las sales son conductoras de la corriente eléctrica debido a que los iones que forman la red cristalina iónica adquieren una mayor movilidad, producto de la interacción de las moléculas polares del agua con los iones presentes en los cristales iónicos.

En el estudio de las propiedades físicas de las sales se revela que, al igual que en las sustancias simples (metales y no metales) y en los óxidos, las propiedades de estas sustancias dependen de su estructura química.

Desafío

¿Por qué el agua pura no conduce bien la corriente eléctrica y el agua potable o de mar sí?

Comprueba lo aprendido

- 1.9 Plantea la diferencia entre un ion monoatómico y otro poliatómico. Ejemplifica.
- 1.10 De los sólidos cloruro de potasio (KCl) y sulfato de sodio (Na_2SO_4) di:
 - a) ¿Qué partículas constituyen sus cristales?
 - b) Teniendo en cuenta las partículas que las forman, ¿qué tipo de sustancias son?
 - c) ¿Qué tipo de enlace químico unen las partículas que constituyen la red cristalina de cada una de ellas?
 - d) ¿Sus disoluciones acuosas conducen la corriente eléctrica? ¿Por qué?
- 1.11 ¿A qué se deben los relativamente altos valores de las temperaturas de fusión y de ebullición de las sales?
- 1.12 ¿Por qué las sales fundidas o en disolución acuosa conducen la corriente eléctrica y en estado sólido no la conducen?
- 1.13 ¿Por qué el bromuro de litio líquido [LiBr(l)] conduce la corriente eléctrica y el dibromo líquido [$\text{Br}_2\text{(l)}$] no la conduce?

CAPÍTULO 1

- 1.14 Establece una comparación entre las sales binarias y las sales ternarias oxigenadas en cuanto a: composición química, tipo de enlace químico y propiedades físicas.
- 1.15 ¿En qué se fundamenta el peligro de bañarse en la playa durante las tormentas eléctricas?
- 1.16 En una disolución acuosa de cloruro de bario $[\text{BaCl}_2(\text{ac})]$, ¿qué iones de la sal están presentes? Represéntalos.

1.1.3 *Nomenclatura química y notación química de las sales binarias*

Los nombres y las fórmulas químicas de las sustancias brindan una gran información y son muy utilizados, por ejemplo, en los laboratorios químicos, en la medicina y en las industrias. En este tema se abordan las reglas de nomenclatura y notación químicas para las sales binarias, normadas por la Unión Internacional de la Química Pura y Aplicada, conocida por IUPAC (siglas en inglés).



¿Sabías que...?

La Unión Internacional de la Química Pura y Aplicada (figura 1.15) es un grupo de trabajo que reúne las sociedades de químicos de los diferentes países. Es reconocida por ser la institución que se responsabiliza de elaborar, aplicar y mejorar las normas para denominar las sustancias (nomenclatura y simbología químicas), logrando una mejor comunicación y diálogo científico entre los químicos de las industrias y del mundo académico.



Fig. 1.15 Emblema de la IUPAC

Nomenclatura química de las sales binarias

Cuando se hace referencia a la nomenclatura química de las sales binarias, necesariamente se debe pensar en la forma en que estas se nombran. Para esto se deben tener en cuenta varias reglas.

Los óxidos metálicos, al igual que las sales, son compuestos iónicos que se nombran escribiendo la palabra genérica **óxido**, seguida de la preposición **de** y a continuación, el nombre del elemento metálico. Cuando este tiene más de un número de oxidación, se escribe con número romano entre paréntesis:

Fórmulas químicas



Nombres

Óxido de sodio

Óxido de hierro (III)



Importante

De forma similar a los óxidos metálicos se nombran las sales binarias.

Para nombrar las sales binarias se escribe el nombre del anión, escribiendo el 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:

Fórmulas químicas



Nombres

Cloruro de sodio

Cloruro de cobre (II)

Bromuro de magnesio

Bromuro de hierro (III)

Yoduro de potasio

Sulfuro de zinc

Sulfuro de níquel (II)

CAPÍTULO 1

Para nombrar las sales binarias es necesario conocer los símbolos químicos y los números de oxidación de los elementos químicos (tabla 1.6).

Tabla 1.6 Número de oxidación de algunos elementos químicos

Símbolos de elementos químicos	Número de oxidación más comunes
H, Li, Na, K, Ag	1+
Ba, Ca, Zn, Mg, Be	2+
Al	3+
Cu, Hg	1+, 2+
Pb	2+, 4+
Cr, Fe, Ni, Co	2+, 3+
F, Cl, Br, I	1-
N, P	3-



Importante

Se denomina número de oxidación a la carga real o aparente que tiene un átomo cuando se cuentan los electrones, atendiendo a ciertas reglas convencionales y arbitrarias, entre estas las más utilizadas son:

1. El número de oxidación de las sustancias simples es cero.
2. En la mayoría de los compuestos el número de oxidación del hidrógeno es 1+ y del oxígeno 2-.
3. La suma de los números de oxidación de los elementos químicos que forman un compuesto es igual a cero.
4. La suma de los números de oxidación de los iones es igual a su carga.
5. En todos los haluros (fluoruros, cloruros, bromuros y yoduros) el número de oxidación del halógeno es 1-.

Notación química de las sales binarias

Cuando se hace referencia a la notación química de las sales binarias, necesariamente se debe pensar en la escritura de su fórmula química y, por tanto, se requiere conocer su composición cualitativa y cuantitativa.



Importante

En las sales binarias es posible establecer la composición cuantitativa si se conocen las cargas de los iones que la constituyen, como se estudió en el caso de los óxidos metálicos.

Por ejemplo, en el cloruro de magnesio, si se conoce que el ion magnesio tiene carga 2+ (Mg^{2+}), que los iones cloruro tienen carga 1- (Cl^{-}), y que la carga resultante de una sustancia es nula, puede establecerse que en este compuesto debe haber dos iones cloruro por cada ion magnesio, de ahí que su fórmula química sea $MgCl_2$.

Recuérdese que en los compuestos iónicos su fórmula química nos informa la menor relación en que se encuentran los iones en la sustancia (fórmula química empírica).



Conoce un poco más

Algunos autores muestran otro procedimiento para escribir la fórmula química de las sales binarias (figura 1.16) y es aquel que parte de escribir el símbolo químico del elemento metálico y después el del elemento no metálico. Se coloca el número de oxidación correspondiente en la parte superior derecha de cada uno.

A continuación, se coloca como subíndice del elemento no metálico el módulo del valor del número de oxidación del elemento metálico y como subíndice del elemento metálico, el módulo del valor del no metálico. Si es posible, se simplifican los subíndices buscando la menor relación entre estos.

Este procedimiento de forma general es válido, aunque puede tornarse mecánico si se desconoce el porqué de dicho intercambio.

Ejemplo resuelto: el sulfuro de calcio se utiliza en las pinturas luminosas y tiene una estructura cristalina como la del cloruro de sodio ($NaCl$), por lo que es una sustancia altamente iónica. Escribe la fórmula química de esta sal aplicando el procedimiento antes descrito.



Fig. 1.16

CAPÍTULO 1

Comprueba lo aprendido

1.17 Escribe en tu libreta de notas el nombre de las sales binarias representadas a continuación:

- | | | |
|----------------------|---------------------|-----------------------------------|
| a) NaBr | c) K ₂ S | e) FeCl ₃ |
| b) CuCl ₂ | d) PbI ₂ | f) Ni ₂ S ₃ |

1.18 Representa en tu libreta de notas las fórmulas químicas de las sustancias cuyos nombres son los siguientes:

- | | |
|--------------------------|--------------------------|
| a) bromuro de cobre (II) | c) yoduro de calcio |
| b) cloruro de aluminio | d) sulfuro de plomo (II) |

1.19 Copia en tu libreta las fórmulas químicas que se dan a continuación y coloca en el espacio en blanco una O al lado izquierdo de las que representen óxidos, una S para las sales y SS para las sustancias simples. Si es necesario, consulta la Tabla periódica moderna de los elementos químicos de 18 columnas (Apéndice 4):

—CO₂ —O₂ —NaCl —K —O₃ —S₈ —CaO —Mg

- a) Nombra las sustancias que representan cada una de ellas y clásifícalas en atómicas, moleculares o iónicas.

1.20 A continuación se representan varias fórmulas químicas. Selecciona las que se corresponden con compuestos binarios. Fundamenta tu respuesta.

—SO₃ —NaHCO₃ —PbO —MgCO₃ —Na₂S

1.1.4 Nomenclatura química y notación química de las sales ternarias oxigenadas

Cada sustancia tiene un nombre y una fórmula química que la identifica. Cada frasco contenedor debe tener una etiqueta que las identifique y de esta manera se evitan confusiones y accidentes en el trabajo con las sustancias, así como tener la simbología que informa si son corrosivas, explosivas, inflamables o venenosas (figura 1.17).



Fig. 1.17 Etiquetado de los frascos en el laboratorio químico

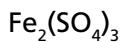
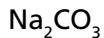
Nomenclatura química de las sales ternarias oxigenadas

Las sales ternarias oxigenadas se nombran de la misma forma que las sales binarias.

Para nombrar las sales ternarias oxigenadas, se nombra el anión poliatómico seguido de la preposición **de** y a continuación, el nombre del catión metálico. Si este último tiene más de un número de oxidación, entonces se aclara su valor con un número romano entre paréntesis, igual que en las sales binarias (sistema Ewens-Bassett, según IUPAC, 2005).

Sales ternarias oxigenadas

Fórmula química



Nombre

Carbonato de sodio

Sulfato de hierro (III)

En la notación química de estas sales ternarias oxigenadas es necesario conocer los aniones poliatómicos oxigenados y los números de oxidación de los elementos químicos (tablas 1.6 y 1.7). Ten presente que los aniones

CAPÍTULO 1

poliatómicos oxigenados están formados por más de un elemento químico, por lo que la carga del anión pertenece a todo el conjunto de átomos que lo constituyen.

En los primeros momentos de trabajo con estos aniones poliatómicos, como se ha visto en este libro, es conveniente encerrarlos entre paréntesis y colocar su carga fuera de él, tal como aparece en la tabla 1.7.

Tabla 1.7 Principales aniones poliatómicos oxigenados

Grupo de la Tabla periódica moderna	Elemento químico	Representación química de los aniones poliatómicos	Nombre de los aniones
IVA (14)	C	$(CO_3)^{2-}$	Carbonato
	Si	$(SiO_3)^{2-}$	Silicato
VA (15)	N	$(NO_2)^-$	Nitrito
		$(NO_3)^-$	Nitrato
	P	$(PO_3)^{3-}$	Fosfito
		$(PO_4)^{3-}$	Fosfato
VIA (16)	S	$(SO_3)^{2-}$	Sulfito
		$(SO_4)^{2-}$	Sulfato
VIIA (17)	Cl	$(ClO)^-$	Hipoclorito
		$(ClO_2)^-$	Clorito
		$(ClO_3)^-$	Clorato
		$(ClO_4)^-$	Perclorato



Importante

Para nombrar las sales ternarias oxigenadas deben tenerse presentes estos aspectos:

- Nombre del anión poliatómico oxigenado
- Preposición **de**
- Nombre del catión metálico (número de oxidación cuando tiene más de uno)



Importante

Ejemplo resuelto

Escribe el nombre de la sal ternaria oxigenada que posee esta fórmula química empírica:



Nitrato de sodio

- ▶ Nitrato (nombre del anión poliatómico NO_3^-)
- ▶ de (preposición)
- ▶ sodio (nombre del catión metálico Na^+)

Notación química de las sales ternarias oxigenadas

Para escribir la fórmula química de las sales ternarias oxigenadas se procede de igual forma que para representar las sales binarias y los óxidos metálicos, se tiene presente la distinta composición cualitativa y cuantitativa de este tipo de sal.

Por ejemplo, en el sulfato de cobre (II) están presentes los cationes cobre (II) (Cu^{2+}) y los aniones sulfato $[\text{SO}_4]^{2-}$, puede decirse que en la red cristalina de esta sal estos iones están en una relación numérica de un catión Cu^{2+} por cada anión $[\text{SO}_4]^{2-}$. De esta manera la fórmula química empírica de esta sal es CuSO_4 .

Si en lugar de sulfato de cobre (II) fuese el sulfato de cobre (I), entonces la relación entre los iones Cu^{1+} y los SO_4^{2-} fuera de 2:1. Teniendo presente que la suma de las cargas positivas y negativas de un compuesto es igual a cero, se necesitan dos iones Cu^{1+} para cada anión SO_4^{2-} . Por tanto, la fórmula química empírica de esta sal sería: $\text{Cu}_2(\text{SO}_4)$ o simplemente Cu_2SO_4 .



Sistematizando

Hasta el momento se ha visto que el procedimiento para nombrar y formular los óxidos metálicos, las sales binarias y las sales ternarias oxigenadas es muy semejante. Lo que varía es la composición cualitativa y cuantitativa de cada tipo de sustancia, debido a que estos son en general compuestos iónicos.

Recuerda que la fórmula química de los compuestos iónicos se denomina fórmula química empírica, pues representa la menor relación en que se unen los iones en el cristal iónico.

CAPÍTULO 1

Desafío

Enuncia una regla general para nombrar y otra para escribir las fórmulas químicas de estos tres tipos de compuestos.

Ejemplifica.

Comprueba lo aprendido

1.21 Describe el procedimiento que utilizarías para escribir el nombre y la fórmula química empírica de los tipos de sustancias iónicas estudiadas hasta el momento en el octavo y noveno grados.

1.22 A continuación, se representan varios compuestos. Enlaza en tu libreta las fórmulas químicas con los nombres correspondientes:

fosfato de calcio	NaCl
cloruro de sodio	CaCl ₂
cloruro de calcio	Na ₂ SO ₄
sulfato de sodio	Ca ₃ (PO ₄) ₂

1.23 Nombra las sales cuyas fórmulas químicas empíricas son:

- a) AgNO_3 c) CaCO_3 e) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
b) Na_2SO_4 d) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ f) BaCO_3

1.24 Escribe las fórmulas químicas empíricas de las sustancias nombradas a continuación:

¿Por qué se dice que son fórmulas químicas empíricas?

1.1.5 Obtención de sales

Las sales ocuparon un lugar importante en la formación del planeta, existe una gran cantidad de ellas difundidas en la naturaleza. Entre los minerales más conocidos en Cuba, que poseen sales en su composición, se encuentran los que se muestran en la tabla 1.8.

Tabla 1.8 Minerales que presentan sales en su composición química

Minerales	Nombre
 Dolomita	Carbonato de calcio y de magnesio
 Calcita	Carbonato de calcio
 Baritina	Sulfato de bario
 Cromita	Cromato de hierro (II)

El archipiélago cubano, bañado por las aguas del mar Caribe, está dotado de muchos recursos minerales (figura 1.18).



Fig. 1.18 Principales yacimientos de minerales en Cuba



Importante

Los principales yacimientos minerales cubanos, que son ricos en sales, se encuentran en la provincia de Holguín, en Nicaro, Moa y Mayarí; otros, en la Sierra Maestra, también en la zona de El Cobre, en Santiago de Cuba. Otra zona importante está en las minas de Matahambre, en Pinar del Río.

En Cuba, antes del triunfo de la Revolución, los recursos minerales estaban controlados por compañías norteamericanas como la de Nicaro, al igual que el mármol, mineral del que hubo un gran saqueo en la actual Isla de la Juventud.



Conoce un poco más

Minas de sales a cielo abierto. La sal del Himalaya.

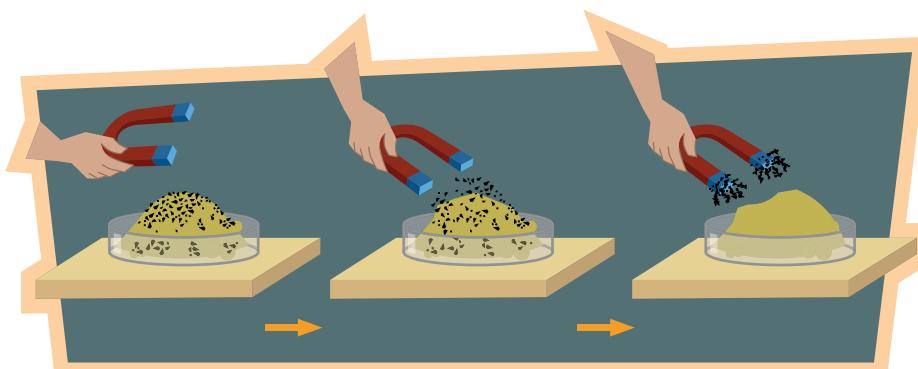
A lo largo de la historia de la Tierra, hace más de 250 millones de años, se elevaron partes terrestres y se secaron los mares. La sal cristalizada del agua de los lagos y los mares ha dado lugar a diferentes minas a cielo abierto. Entre las sales más famosas de este tipo, reconocida por su poder nutritivo y el excelente sabor que proporciona a las comidas, está la sal del Himalaya (figura 1.19).

**Fig. 1.19**

También conocida como sal rosa, esta sal proviene de yacimientos de Pakistán. Este mineral es mucho más que cloruro de sodio, pues contiene más de 84 elementos químicos en su composición. Se dice que en ella se encuentran todos los elementos químicos que existen en el cuerpo humano, de ahí su valor nutritivo y el sabor que da a las comidas. La sal del Himalaya y sus disoluciones albergan un verdadero "mar de energía".

¿Cómo se obtienen las sales binarias en el laboratorio?

Si se observa detenidamente una mezcla heterogénea de polvos de hierro $Fe(s)$ y octazufre $S_8(s)$, a temperatura ambiente se pueden apreciar sus componentes a simple vista. Al acercar un imán al recipiente donde se encuentran estas sustancias, el metal hierro se adhiere al imán y de esta forma se comprueban las propiedades magnéticas de esta sustancia en el estado sólido (figura 1.20). En este caso no ha ocurrido una reacción química.

**Fig. 1.20** Separación de limaduras de hierro (Fe) del octazufre (S_8) por imantación

CAPÍTULO 1

Al acercar una fuente de calor a una mezcla de hierro (Fe) y octazufre (S_8) en polvo, ocurre una transformación de las sustancias que la forman. Se aprecia la aparición de un sólido de color negro; es decir, se ha formado una nueva sustancia llamada sulfuro de hierro (II) $[FeS(s)]$ y se desprende energía mediante calor, lo cual evidencia la ocurrencia de una reacción química (figura 1.21).

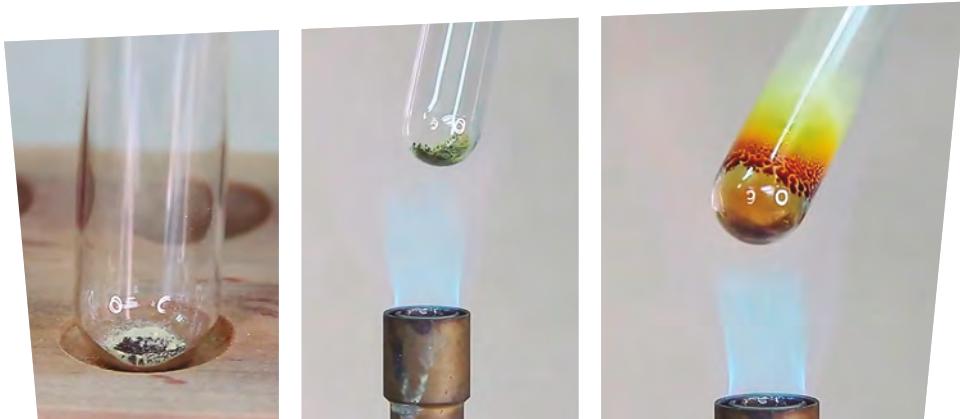


Fig. 1.21 Formación de la sal sulfuro de hierro (II) $[FeS(s)]$

En otro caso, al añadir el metal sodio $[Na(s)]$ a un recipiente con dicloro gaseoso $[Cl_2(g)]$, se observa un gran desprendimiento de luz y calor y, al finalizar la reacción química, unos cristales de cloruro de sodio $[NaCl(s)]$ en sus paredes (figura 1.22).

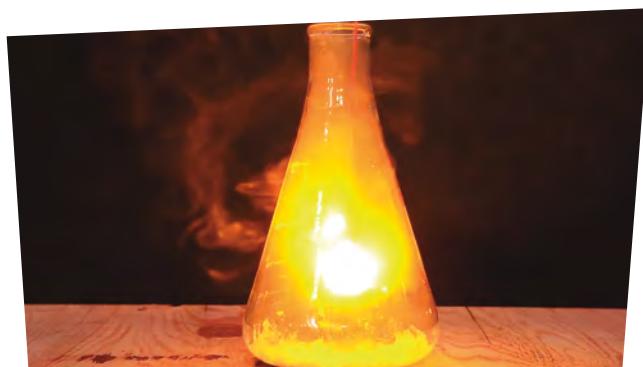
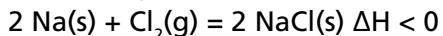
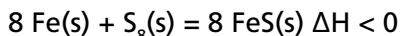


Fig. 1.22 Violenta reacción química del metal sodio con el dicloro gaseoso

En las dos últimas reacciones químicas ha reaccionado un metal (hierro o sodio) con un no metal (octazufre o dicloro) formando una sal binaria. Estas reacciones químicas exotérmicas pueden ser representadas por las ecuaciones químicas globales siguientes:



Importante

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

Obtención de sales binarias

metal + no metal = sal binaria



Reflexiona

¿Puede utilizarse cualquier no metal para la obtención de una sal binaria por interacción con un metal? ¿Qué productos se obtendrían si hacemos reaccionar con el metal zinc [Zn(s)] los no metales siguientes:

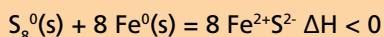
- Dicloro gaseoso [Cl₂(g)]
- Dioxígeno [O₂(g)]
- Tetrafósforo [P₄(s)]

Hay que tener en cuenta que el no metal no puede ser el dioxígeno ni el dihidrógeno, porque se obtendrían tipos de sustancias diferentes a una sal binaria: un óxido metálico y un hidruro metálico (ver Glosario) respectivamente.



Importante

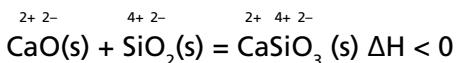
En todas las reacciones químicas de obtención de sales binarias a partir de las correspondientes sustancias simples, los átomos de los elementos químicos que las forman varían su número de oxidación debido a que ceden y captan electrones, por tanto, estas reacciones químicas son de oxidación-reducción (redox). Por ejemplo:



CAPÍTULO 1

¿Cómo se pueden obtener las sales ternarias oxigenadas?

Las sales ternarias oxigenadas pueden considerarse como el producto de la reacción química entre los óxidos metálicos y los óxidos no metálicos. Estas reacciones químicas no son de oxidación-reducción; por ejemplo, al poner en contacto el óxido de calcio sólido [CaO(s)] con el dióxido de silicio sólido [SiO₂(s)], se forma la sal ternaria oxigenada silicato de calcio [CaSiO₃(s)] con desprendimiento de energía mediante calor. Estas reacciones químicas entre óxidos metálicos y óxidos no metálicos tienen lugar bajo condiciones muy especiales, es por eso que desde el punto de vista teórico son realizables, pero desde el experimental es muy difícil que ocurran.



Importante

La mayoría de las sales ternarias pueden obtenerse por reacción química directa de un óxido metálico con un óxido no metálico bajo diferentes condiciones.

Obtención de sales ternarias

óxido metálico + óxido no metálico = sal ternaria



De la historia

Resulta interesante conocer parte de la historia de científicos que realizaron múltiples actividades experimentales para obtener resultados certeros en este campo.

Desde el siglo XVIII comenzaron los intentos para obtener sales:

- ▶ Claude Louis Berthollet (1748-1822) se propuso obtener cloruro de potasio (KCl).
- ▶ Humphry Davy (1778-1829) también obtuvo el cloruro de potasio (KCl).
- ▶ Berthollet obtuvo cloruro de potasio, por la acción del dicloro (Cl₂) sobre los álcalis (ver Apéndice 6) y obtuvo dos sales: el cloruro de potasio (KCl) y otra desconocida. Posteriormente Humphry logró obtener también este cloruro calentando metal potasio [K(s)] en vapores de cloruro de hidrógeno [HCl(g)].

Comprueba lo aprendido

- 1.25** Describe una forma de obtener sales binarias.
- 1.26** ¿Siempre que reaccione un metal y un no metal se obtiene una sal? Argumenta.
- 1.27** Nombra las sales que se forman cuando reaccionan químicamente estas sustancias:
- Diyodo (I_2) y sodio (Na)
 - Octazufre (S_8) y aluminio (Al)
- 1.28** Para las reacciones exotérmicas entre estos pares de sustancias: zinc y dicloro, diyodo y aluminio, escribe las ecuaciones químicas correspondientes.
- 1.29** Teniendo en cuenta la siguiente ecuación química de la reacción química que puedes observar en la figura 1.23 y en Internet:
(https://www.youtube.com/watch?v=ZpQkgM0msj4&feature=emb_logo&ab_channel=NileRed)
- $$3 Br_2(l) + 2 Al(s) = 2 AlBr_3(s) \Delta H < 0$$

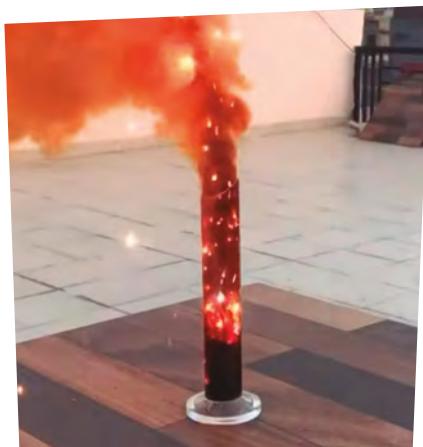


Fig. 1.23 Reacción química del dibromo líquido con el metal aluminio

CAPÍTULO 1

- a) Interprétala cualitativa y cuantitativamente.
- b) Determina los números de oxidación de cada elemento químico en las sustancias reaccionantes y en los productos.
- c) Clasifica esta reacción química según el criterio de la variación o no del número de oxidación.
- d) Clasifícala considerando la energía involucrada en la reacción química.

1.1.6 Cantidad de sustancia. Masa molar

Los químicos trabajan comúnmente con sustancias de determinada pureza que se caracterizan por su masa y por su volumen, las que denominan muestras de sustancias (figura 1.24). En el trabajo experimental en el laboratorio o la industria, se manipulan muestras de sustancias que representan porciones de sustancias constituidas por átomos, moléculas o iones.



Fig. 1.24. Ejemplos de muestras de sustancias sólidas, gaseosas y líquidas

Todas las muestras de sustancias tienen propiedades o atributos comunes que son medibles y que se caracterizan mediante magnitudes físicas como la masa y el volumen. Otra propiedad de cualquier muestra de sustancia es la de ser discontinua; es decir, está constituida por partículas (átomos, moléculas o iones) y la magnitud física que valora esta propiedad es la **cantidad de sustancia**, que se simboliza por n (X) y su unidad es el **mole**. Las propiedades que poseen las muestras de sustancias están caracterizadas por las magnitudes físicas que se muestran en la tabla 1.9.

Tabla 1.9 Magnitudes físicas que caracterizan a las muestras de sustancias

Magnitud física	Símbolo de la magnitud	Simbología de la unidad
Masa	m (X)	kg o g
Volumen	V (X)	dm^3 o L
Cantidad de sustancia	n (X)	mol



Importante

La magnitud física que valora el número de entidades elementales (ver Glosario) que hay en una muestra de sustancia es la **cantidad de sustancia**.

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

En cualquier muestra de sustancia el número de partículas es extraordinariamente grande, caracterizado por la magnitud física cantidad de sustancia, es necesario tener una unidad apropiada que valore ese número de entidades elementales que es el mole y su símbolo es el mol.



Importante

El mole es la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 12 g de carbono puro.

CAPÍTULO 1

El número de átomos de carbono que hay en 12 g de un isótopo de carbono ($^{12}_6\text{C}$) es $6,022\,045 \cdot 10^{23}$. Este número se conoce como número de Avogadro (NA), en honor al científico italiano Amadeo Avogadro.



De la historia

El término mole fue introducido por F. W. Ostwald, quien lo derivó del latín, significa “montón enorme” y fue la unidad elegida para expresar la cantidad de sustancia en una muestra.

Amadeo Avogadro (figura 1.25) investigó aspectos cuantitativos en Química. En 1811 propuso una hipótesis que más tarde sería la ley que lleva su nombre. Se estableció que un mole de cualquier sustancia se corresponde con el número de Avogadro.

$$n(X) = N_A(X)$$

$$1 \text{ mole} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ partículas}$$



Fig. 1.25

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 química de la especie química de que se trate:

Se escribe

$$n(\text{C}) = 3 \text{ mol}$$

$$n(\text{O}_2) = 5 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 0,5 \text{ mol}$$

$$n(\text{NaCl}) = 1 \text{ mol}$$

Se lee

Tres moles de carbono

Cinco moles de dioxígeno

Medio mole de agua

Un mole de cloruro de sodio

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

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



Importante

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

donde:

$$n(X) = \frac{N(X)}{k}$$

- $n(X)$: cantidad de sustancia
- $N(X)$: número de partículas
- k : constante de Avogadro

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 presentes en la muestra.

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

Para responder a esta interrogante hay que estudiar la relación entre la masa y la cantidad de sustancia en distintas muestras de una misma sustancia, por ejemplo, agua (tabla 1.10).

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 simboliza por $M(X)$.

CAPÍTULO 1

Tabla 1.10 Tres muestras diferentes de agua

Parámetro	Muestras de agua		
	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
$m (\text{H}_2\text{O})$	18 g/mol	18 g/mol	18 g/mol
$n (\text{H}_2\text{O})$			



Importante

La masa molar de una sustancia [$M (X)$] es la relación constante entre la masa [$m(X)$] y la cantidad de sustancia de una muestra de sustancia [$n(X)$].

Los cálculos que se realizan con la masa molar de una sustancia se hacen mediante el uso de su ecuación de definición.

La ecuación de definición refleja, mediante una ecuación o una proporción matemática, la definición de un concepto o una ley química; por ejemplo, cuando se representa la ecuación de definición de masa molar se está representando con una proporción matemática la definición del concepto masa molar.



Importante

La ecuación de definición de la masa molar [$M(X)$] de una sustancia cualquiera (X) es:

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

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

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

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

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

g ←
mol ←

La unidad de la masa molar es el **kilogramo por mole** (kg/mol), aunque comúnmente se expresa en **gramos por mole** (g/mol). Los valores de la masa molar [$M(X)$] son constantes para cada sustancia (Apéndice 3) y coinciden numéricamente con los de las masas fórmulas relativas cuando se expresan en gramos por mole (g/mol).



Reflexiona

¿Qué cantidad de sustancia representa la muestra que aparece como incógnita en la figura 1.26?



1 mol
2,016 g
 $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas

H_2



1,008 g

?

Fig. 1.26

En este caso, la muestra incógnita de dihidrógeno tiene $3,01 \cdot 10^{23}$ moléculas contenidas en 0,5 mol de la sustancia gaseosa.

Ejemplo 1

Calcula la masa de una muestra de 3 mol de cloruro de sodio (NaCl).

► Determinar la incógnita y los datos:

Incógnita: $m(\text{NaCl})$

Datos $n(\text{NaCl}) = 3 \text{ mol}$

► Escribir la relación o las relaciones:

$$M(X) = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})}$$

$$m(\text{NaCl}) = n(\text{NaCl}) \cdot M(\text{NaCl})$$

CAPÍTULO 1

- Sustituir, según los datos y la tabla de masas molares, los valores y sus unidades:

$$m(\text{NaCl}) = 3 \text{ mol} \cdot 58,5 \text{ g/mol}$$

- Resolver:

$$m(\text{NaCl}) = 175,5 \text{ g}$$

- Respuesta:

La masa de la muestra de cloruro de sodio (NaCl) es de 175,5 g.

Ejemplo 2

Realiza los cálculos correspondientes a partir del análisis de la ecuación de definición de masa molar y escribe en tu libreta los resultados que obtienes:

- Si la masa de 1 mol de agua (H_2O) es de 18 g, la cantidad de sustancia que hay en una muestra de 9 g de esta sustancia es de: _____.
- Si la masa de 1 mol de dioxígeno (O_2) es de 32 g, la masa de una muestra de 2 mol de esta sustancia es de: _____.
- Si la masa de 1 mol de octazufre (S_8) es de 256 g, la masa que hay en una muestra de 2,25 mol de esta sustancia es de: _____.
- Si la masa de 1 mol de cloruro de bario (BaCl_2) es de 208 g, la cantidad de sustancia que hay en una muestra de 45,3 g es de: _____.

Para cada situación planteada en el ejercicio, se puede seguir el algoritmo para el cálculo de la masa o de la cantidad de sustancia siguiente:

- Seleccionar los datos y la incógnita.
- Establecer las relaciones necesarias.
- Sustituir en la expresión y realizar cálculos matemáticos.
- Respuesta literal.

De esta manera se puede expresar que:

- Si la masa de 1 mol de agua (H_2O) es de 18 g, la cantidad de sustancia que hay en una muestra de 9 g de esta sustancia es de 0,5 mol.
- Si la masa de 1 mol de dioxígeno (O_2) es de 32 g, la masa de una muestra de 2 mol de esta sustancia es de 64 g.
- Si la masa de 1 mol de octazufre (S_8) es de 256 g, la masa que hay en una muestra de 2,25 mol de esta sustancia es de 576 g.

- Si la masa de 1 mol de cloruro de bario (BaCl_2) es de 208 g, la cantidad de sustancia que hay en una muestra de 45,3 g es de 0,218 mol.

$$\begin{array}{c}
 n(X) = \frac{m(X)}{M(X)} \\
 \uparrow \\
 M(X) = \frac{m(X)}{n(X)} \\
 \downarrow \\
 m(X) = n(X) \cdot M(X)
 \end{array}$$

Comprueba lo aprendido

- 1.30 Define la magnitud cantidad de sustancia [$n(X)$] y su unidad, mole.
- 1.31 Plantea la relación que existe entre la cantidad de sustancia [$n(X)$] y el número de partículas (átomos, moléculas o iones) [$N(X)$] que forman una sustancia. Ejemplifica.
- 1.32 Describe cómo se representa abreviadamente la cantidad de sustancia y cómo se lee. Pon un ejemplo con una sal binaria.
- 1.33 Llena en tu libreta los espacios en blanco según corresponda:

Se lee	Se escribe
Dos moles de tetrafósforo	
	$n(\text{Zn}) = 4 \text{ mol}$
Un cuarto de moles de dióxido de azufre	
	$n(\text{KCl}) = 1 \text{ mol}$
Tres moles de sulfato de cobre (II)	
	$n(\text{CaS}) = 2,3 \text{ mol}$

CAPÍTULO 1

- 1.34 Cantidades de sustancias iguales de dioxígeno (O_2) y dicloro (Cl_2) contienen igual número de moléculas. Argumenta.
- 1.35 Una muestra de octazufre (S_8) está formada por $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas.
- Determina la cantidad de sustancia que tiene esta muestra.
 - ¿Tendrá esta muestra de sustancia mayor o menor número de moléculas que otra muestra de tres moles de octazufre (S_8)? ¿Por qué?
- 1.36 ¿A qué se denomina masa molar de una sustancia? Escribe su ecuación de definición.
- 1.37 Localiza en el Apéndice 3 y escribe la masa molar de las sustancias:
- | | |
|-------------|-----------------------|
| a) aluminio | c) nitrato de potasio |
| b) dicloro | d) sulfuro de sodio |
- 1.38 Describe qué cálculos pueden realizarse a partir del conocimiento del valor de la masa molar de una sustancia y de su ecuación de definición.
- 1.39 Calcula la cantidad de sustancia de una muestra de 340 g de níquel (Ni).
- 1.40 Determina la masa de una muestra de 0,5 mol de bromuro de calcio ($CaBr_2$).
- 1.41 Determina la cantidad de sustancia de una muestra de 164 g de fosfato de sodio (Na_3PO_4).
- 1.42 ¿Qué masa tendrá una muestra de 6 mol de octazufre (S_8)? Fundamenta tu respuesta con los cálculos correspondientes.
- 1.43 Se dispone de una muestra de 2 mol de cada una de las sustancias representadas a continuación: FeS , MgS , CuS .
- Nombra cada sustancia.
 - Determina cuál tiene mayor masa.
 - Calcula cuántos iones de cada tipo constituyen la muestra de MgS .
 - Fundamenta la expresión siguiente: Las tres muestras de estas sales binarias tienen igual número de iones.

1.1.7 Interpretación de fórmulas químicas y ecuaciones químicas en términos de número de partículas [N(X)] y de cantidad de sustancia [n(X)]

La fórmula química global de cualquier sustancia indica la relación entre el número de átomos o iones que la componen; por ejemplo, información sobre la relación entre el número de partículas:

- ▶ En el agua (H_2O), por cada dos átomos de hidrógeno (H) hay un átomo de oxígeno (O).
- ▶ En el monóxido de carbono (CO), por cada átomo de carbono (C) hay un átomo de oxígeno (O).
- ▶ En el cloruro de sodio (NaCl), por cada catión sodio (Na^+) hay un anión cloruro (Cl^-).



Importante

Dado que la cantidad de sustancia, $n(X)$, 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 que la constituye.

Utilizando los ejemplos anteriores se tiene esta información sobre la relación entre la cantidad de sustancia:

- ▶ En el agua (H_2O), por cada dos moles de átomos de hidrógeno (H) hay un mole de átomos de oxígeno (O).
- ▶ En el monóxido de carbono (CO), por cada un mole de átomos de carbono (C) hay un mole de átomos de oxígeno (O).
- ▶ En el cloruro de sodio (NaCl), por cada un mole de cationes sodio (Na^+) hay un mole de aniones cloruro (Cl^-).

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



Importante

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 esa reacción química.

CAPÍTULO 1

Por ejemplo: $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

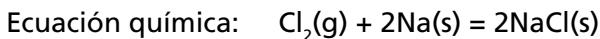
- ▶ Información sobre $N(X)$: por cada dos moléculas de dihidrógeno (H_2), reacciona una molécula de dioxígeno (O_2) y se producen dos moléculas de agua (H_2O).
- ▶ Información sobre $n(X)$: por cada dos moles de dihidrógeno (H_2) reacciona un mole de dioxígeno (O_2) y se producen dos moles de agua (H_2O).



Importante

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 esta reacción química.

Por ejemplo:



$n(X)$ 1 mol 2 mol 2 mol

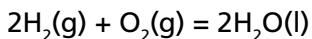
$m(X) = n(X) \cdot M(X)$ 71 g 46 g 117 g

De esta forma, por cada 71 g de dicloro (Cl_2), reaccionan 46 g de sodio (Na) y se producen 117 g de cloruro de sodio (NaCl).

En la interpretación cuantitativa de una fórmula o ecuación química es de suma importancia el uso del término **por cada**, pues él revela la relación existente entre el número de partículas, la cantidad de sustancia o de masas.

Desafío

Conociendo que la reacción química entre los gases dihidrógeno y dioxígeno se representa mediante la ecuación química global siguiente:



¿Qué explicación le darías al hecho de que cuando se ponen a reaccionar 6 moles de dihidrógeno (H_2) con 4 moles de dioxígeno (O_2) en un recipiente cerrado, al terminar la reacción química se introduce una astilla de madera con un punto de ignición y la llama se aviva intensamente?



Sistematizando

Las sales son sustancias compuestas que atendiendo a su composición química se clasifican en binarias y ternarias.

En el caso de las ternarias se han estudiado específicamente las sales ternarias oxigenadas.

Las sales son compuestos iónicos. El enlace químico que une los iones es el enlace iónico, que se establece entre partículas con cargas eléctricas contrarias y es muy fuerte, para vencer esta fuerza hay que suministrar mucha energía mediante calor, de ahí que los valores de temperatura de fusión y de ebullición para estos compuestos son elevados.

En cuanto a la solubilidad en agua, estas sustancias se clasifican en solubles, poco solubles y prácticamente insolubles.

Las sales sólidas no conducen la corriente eléctrica. Fundidas y en disolución acuosa sí permiten el paso de la corriente eléctrica porque los iones que las constituyen tienen una mayor movilidad.

Desafío

La descomposición de la sal de Berthollet (clorato de potasio), al calentarla, se representa con la ecuación química siguiente:



¿Qué significan las cifras que están colocadas delante de las fórmulas químicas y las que están colocadas en la parte inferior derecha de cada símbolo químico?

¿Cómo se podría identificar experimentalmente la presencia del dioxígeno (O_2) en los productos de esta reacción química?

Comprueba lo aprendido

1.44 Ejemplifica los planteamientos siguientes:

- Los subíndices de una fórmula química nos permiten conocer la relación entre la cantidad de sustancia de cada elemento químico presente en una sustancia determinada.
- Los coeficientes en una ecuación química nos informan sobre la relación entre las cantidades de sustancias que intervienen en la reacción química que representa.

CAPÍTULO 1

1.45 Dadas las fórmulas químicas de las sustancias SO_3 y CaCl_2 :

- Escribe el nombre de cada sustancia.
- Describe la información que se obtiene de cada una de estas fórmulas químicas sobre la relación entre el número de átomos o iones y sobre la relación entre las cantidades de sustancia.

1.46 Completa en tu libreta de notas el esquema siguiente:

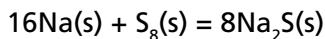


$N(X)$ _____

$n(X)$ _____

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

1.47 La reacción química entre el sodio y el octazufre puede representarse mediante la ecuación química siguiente:



- Calcula las masas de cada una de las sustancias que intervienen en la reacción química para la relación representada en la ecuación química.
- Demuestra que las masas calculadas para esta reacción química están de acuerdo con la Ley de conservación de la masa.

1.48 Completa en tu libreta de notas el esquema presentado a continuación:



$m(X)$ 184 g 128 g _____

$n(X)$ _____

- Compara los resultados del inciso a del ejercicio anterior (1.47) con los de estos.
- Plantea las conclusiones a las que has arribado sobre la información que brinda una ecuación química.

1.2 Las disoluciones acuosas de las sales

Una gran cantidad de sales se encuentran en la naturaleza en forma de disoluciones salinas. Este tipo de sustancia, así como sus disoluciones, tienen un aspecto cualitativo y otro cuantitativo que explica su comportamiento. Esta parte del estudio de las sales centrará la atención en sus

disoluciones acuosas, principalmente en sus características, usos, forma de expresar su composición y las reacciones químicas entre ellas.

1.2.1 Disoluciones acuosas de sales. Dureza del agua

Las disoluciones acuosas de las sales están presentes en todo momento de la vida, forman parte de muchas de las actividades que se realizan a diario (figura 1.27). Son de extraordinaria importancia tanto en lo biológico como en lo químico; por ejemplo, los primeros meses de vida de los seres humanos se desarrollan en un medio acuoso. Son el medio de transporte de los fluidos corporales que entran y salen del organismo, así como disoluciones de distintas sustancias regulan la actividad de las enzimas inhibiendo o activando las reacciones bioquímicas.

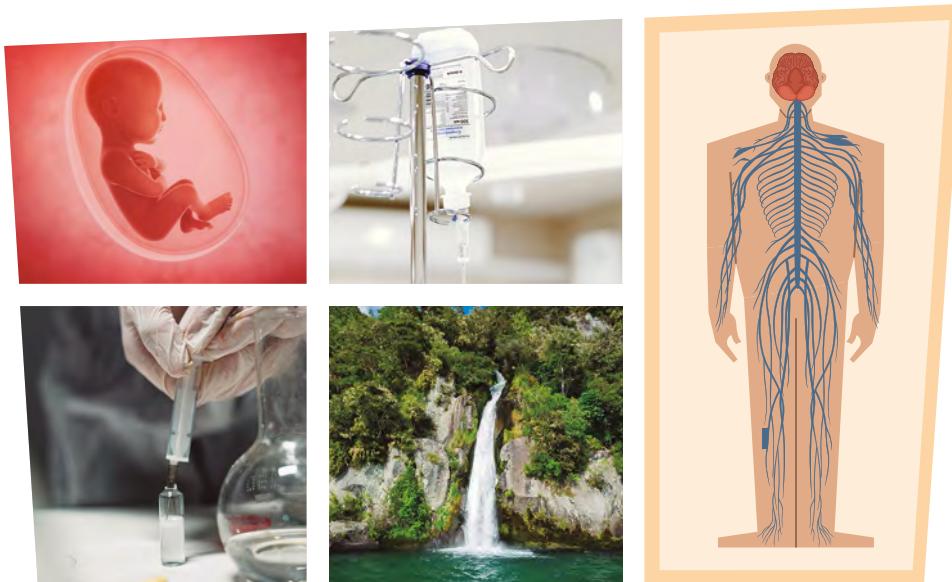


Fig. 1.27 Algunas aplicaciones de las disoluciones acuosas de las sales

Se emplean todo el tiempo en los diferentes tipos de laboratorios (científicos, escolares, farmacéuticos, clínicos e industriales) y desempeñan una importante función en la medicina, la agricultura y la cosmetología, entre otras.

Las propiedades de las disoluciones acuosas son utilizadas en las industrias en el curtido de pieles, en la fabricación de materiales plásticos, en el

CAPÍTULO 1

teñido de tejidos, en la preparación de películas y placas fotográficas y en muchas otras ramas. Las disoluciones acuosas son un caso particular de las mezclas homogéneas.

El agua potable, conocida comúnmente como “agua”, realmente no es agua pura, sino una disolución salina donde están presentes iones de gran importancia para el buen funcionamiento de los organismos vivos y para diferentes usos.



Importante

El agua potable (figura 1.28) es una disolución acuosa apta para el consumo humano; es decir, que puede beberse directamente o usarse para lavar o preparar alimentos sin riesgo alguno para la salud.

Constituye un recurso agotable, debido a que su reserva en el planeta es cada día menor, entre otras causas por la contaminación existente. La masa de sales presentes en ella determina su sabor, color y olor.

El agua potable puede provenir de distintas fuentes, entre estas de los manantiales, los arroyos montañosos o de depósitos en el subsuelo y generalmente requiere de un tratamiento simple de desinfección. Sin embargo, no siempre se cuenta con estos recursos naturales en las inmediaciones y se procede a la potabilización de las aguas comunes, con agentes desinfectantes como el hipoclorito de sodio al 0,1 % (4 gotas por litro de agua).



Fig. 1.28 Planta potabilizadora de agua, hipoclorito de sodio al 0,1 %

Otro tipo de disoluciones acuosas de sales son las llamadas *agua dura* y *agua blanda*, que se diferencian por los tipos de iones que están presentes en ellas, los que determinan muchas de sus propiedades. Según el contenido de iones calcio y magnesio, las aguas pueden clasificarse como aguas blandas y aguas duras; estas últimas con una elevada concentración de estos iones donde el subsuelo está formado fundamentalmente por sales de calcio y yeso (CaSO_4) y las aguas blandas las contienen en muy pocas cantidades; por ejemplo, en las montañas primitivas constituidas por rocas de granito, gneis y esquisto.

¿Sabías que...?

La dureza del agua la causan fundamentalmente la presencia de los iones magnesio (Mg^{2+}) y/o calcio (Ca^{2+}) que llegan al agua porque sales de estos iones presentes en diferentes minerales se disuelven en ella cuando atraviesa el suelo y las rocas. La dureza del agua puede ser temporal o permanente (figura 1.29).



Fig. 1.29 Diferentes métodos para determinar la dureza del agua en el laboratorio y la industria

La dureza es temporal cuando se puede eliminar hirviendo el agua porque se debe principalmente a la presencia de bicarbonatos de calcio y magnesio, que se precipitan como carbonatos al calentar el agua.

La dureza permanente persiste incluso después de hervir el agua porque los iones calcio y magnesio se encuentran disueltos como cloruros o sulfatos, que no precipitan al calentar el agua.

CAPÍTULO 1

Inconvenientes de la dureza del agua

El agua dura influye sobre todo en el rendimiento y el mantenimiento de los electrodomésticos de limpieza, así como en el sabor del agua. Un agua descalcificada, por el contrario, reduce la cantidad necesaria de detergente, tanto en lavadoras domésticas como industriales, ya que, si la dureza es excesiva, se generan sales prácticamente insolubles que no producen espuma, haciendo que haga falta más cantidad del producto limpiador.

Por otro lado, el sabor del agua está influenciado por la cantidad de minerales disueltos. Lo ideal en este caso es que tenga una mineralización equilibrada para disfrutarla tanto para consumo directo como para cocinar.

En la industria como en el hogar el uso del agua con niveles altos de dureza, así como el descuido en el mantenimiento de las calderas en la industria, puede provocar obstrucciones que elevan el gasto de combustible, indeseables accidentes y pérdida de presión de agua en los grifos de los hogares (figura 1.30).

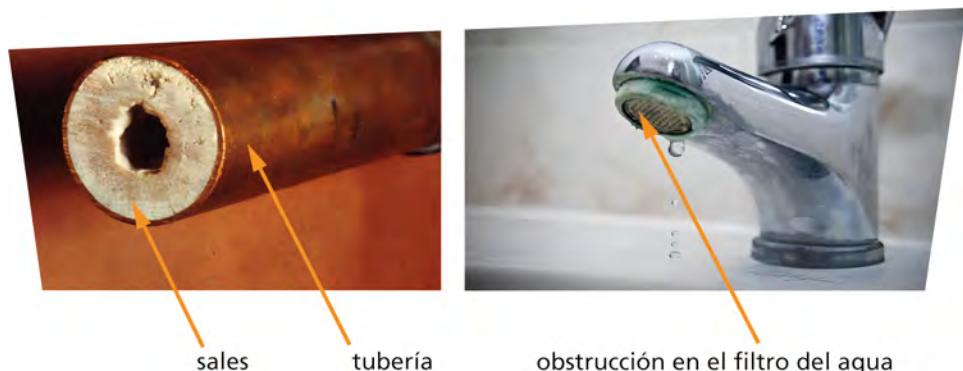


Fig. 1.30 Incrustaciones de sustancias que provocan tupiciones en la industria y en el hogar

Comprueba lo aprendido

- 1.49 Define los términos siguientes: agua potable, dureza del agua, agua dura y agua blanda.

1.50 Plantea la importancia que tiene la aplicación de los métodos de potabilización del agua, así como el ahorro de agua.

1.51 Investiga sobre otras consecuencias de la dureza del agua en la industria y el hogar y las medidas que se deben tomar para evitarlas.

1.52 Si tuvieras que añadir agua al radiador de un automóvil y tuvieras agua de lluvia y el agua potable de las tuberías caseras, ¿cuál seleccionarías para esto? Justifica tu respuesta.

1.53 ¿Por qué el agua potable es muy buena conductora de la corriente eléctrica y el agua pura no?

1.54 Confecciona un cuadro comparativo en el que se evidencie la diferencia entre agua pura, agua potable y dureza del agua.

1.2.2. *Disoluciones acuosas al tanto por ciento*

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 a la disolución (figura 1.31).

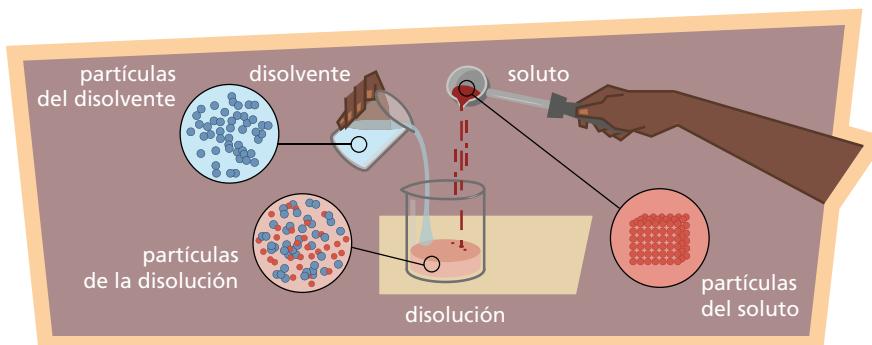


Fig. 1.31 Disolución: soluto en menor proporción y disolvente en mayor proporción

¿Sabías que...?

La disolución de nitrato de plata (figura 1.32) al 1 % se utiliza en la profilaxis o prevención de la conjuntivitis gonocócica del recién nacido, que puede ser adquirida por contaminación con las secreciones del canal del parto; al 10 % es un cáustico poderoso que se utiliza para quemar verrugas vulgares que se encuentren en la piel y una disolución de esta sustancia puede ser utilizada con diferentes fines, según su composición cuantitativa.



Fig. 1.32

¿Qué significado tiene esta forma de expresar la composición de las disoluciones acuosas de nitrato de plata (AgNO_3)?

Disolución de nitrato de plata al 1 %

- Por cada 100 g de disolución hay 1 g de nitrato de plata disuelto

Disolución de nitrato de plata al 10 %

- Por cada 100 g de disolución hay 10 g de nitrato de plata disuelto



Importante

¿Qué es la composición al tanto por ciento de una disolución?

Es una forma de expresar la composición de una disolución que relaciona la masa de soluto, $m(X)$, y la de la disolución, $m(D)$, expresada en porcentaje (%). Su ecuación de definición es:

$$\% = \frac{m(X)}{m(D)} \cdot 100$$



Importante

Ejemplo 1:

Se preparan 100 g de una disolución acuosa de bromuro de sodio (NaBr) que contiene 10 g de esta sal binaria. La composición al tanto por ciento de esta disolución es igual al 10 %, o sea:

$$\% = \frac{10 \text{ g}}{100 \text{ g}} \cdot 100 = 10\%$$

Ejemplo 2:

¿Cómo preparar 180 g de disolución acuosa de sulfato de cobre (II) [CuSO₄] al 5 % en masa de disolución?

Primeramente, se determina la masa de la sal necesaria, sustituyendo los valores en la ecuación de definición:

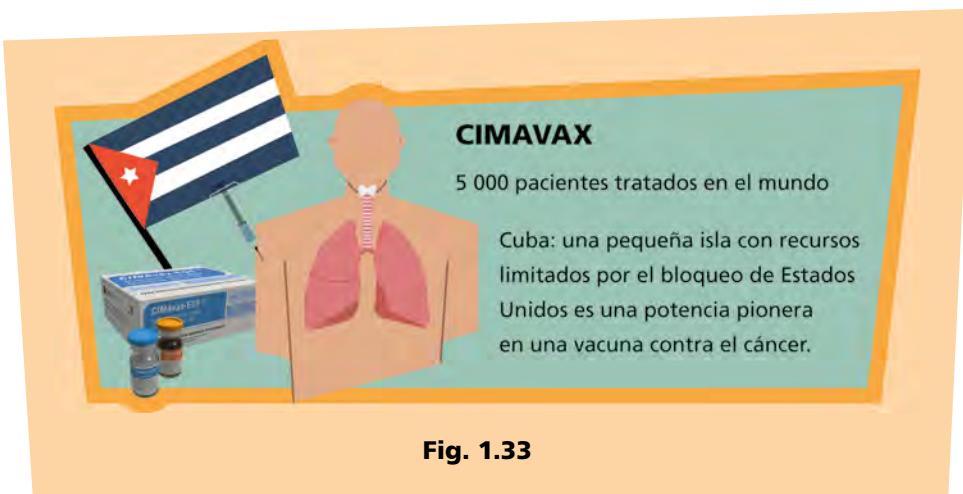
$$5\% = \frac{X \text{ g}}{180 \text{ g}} \cdot 100 = 9 \text{ g}$$

El resultado es 9 g de CuSO₄. Esto indica que para preparar 180 g de disolución acuosa de esta sal al 5 % son necesarios 9 g de sulfato de cobre (II) [CuSO₄]. El agua necesaria entonces será 180 g – 9 g que equivale a 171 g de H₂O. Si consideramos la densidad del agua como 1 g/mL, entonces necesitaremos 171 mL de este disolvente. Con estos datos se pesan 9 g del soluto en una balanza y se miden 171 mL de agua destilada en una probeta graduada. Esta agua se vierte en el vaso de precipitados que contiene la sal y se agita hasta que todo el soluto se disuelva. Esta forma de expresar la composición de una disolución es muy utilizada en las farmacias y laboratorios.



Conoce un poco más

Los medicamentos son compuestos que se utilizan para la prevención o control de enfermedades. Muchos de estos tienen entre sus componentes a las sales. Las civilizaciones de la antigua India, China, el Mediterráneo y Oriente próximo descubrieron y emplearon gran número de plantas medicinales. Sin embargo, el estudio de los fármacos, la farmacia, no cobra vigencia como profesión independiente hasta el siglo XVII. En el siglo XX y principios del XXI, los miles de fármacos nuevos que llegaron a manos de los médicos mediante la investigación han supuesto una verdadera revolución en la práctica de la medicina (figura 1.33). La ciencia cubana alcanza también resultados significativos en esta dirección.



Desafío

Investiga con el médico de la familia, Internet o una bibliografía, la composición del suero fisiológico (figura 1.34). Redacta un texto en el que expongas los principales usos de este suero y la composición al tanto por ciento que posee.



Fig. 1.34 Suero fisiológico

Comprueba lo aprendido

- 1.55 Define el concepto disolución al tanto por ciento en masa de disolución y escribe su ecuación de definición.
- 1.56 Teniendo en cuenta la ecuación de definición de disolución al tanto por ciento en masa de disolución, di qué significado cualitativo y cuantitativo tienen las expresiones siguientes:
- Disolución al 13 % de NaCl
 - Disolución al 5 % de AgNO₃
- 1.57 Utilizando la ecuación de definición de disolución al tanto por ciento en masa de disolución, calcula el por ciento en masa de una disolución que contiene 6 g de soluto en 80 g de disolución acuosa.
- 1.58 Haciendo uso de la ecuación de disolución al tanto por ciento en masa de disolución, determina el porcentaje en masa de una disolución acuosa que contiene 15 g de cloruro de potasio (KCl) en 85 g de agua.

1.2.3 Reacciones químicas entre disoluciones acuosas de sales

Las reacciones químicas entre disoluciones acuosas de sales son muy vistosas y ocurren entre algunos de los iones presentes en las disoluciones reaccionantes. Por ejemplo, cuando se unen disoluciones acuosas de yoduro de potasio [KI(ac)] y de nitrato de plomo (II) [Pb(NO₃)₂(ac)] se obtiene un precipitado amarillo de yoduro de plomo (II) [PbI₂(s)], sal prácticamente insoluble en agua, y nitrato de potasio en disolución [KNO₃(ac)]. Si se filtra, se obtienen hermosos cristales de yoduro de plomo (II) y una disolución de nitrato de potasio (figura 1.35).

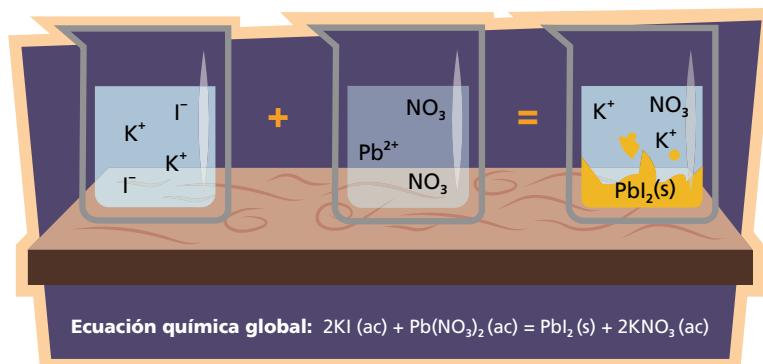


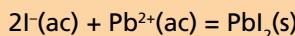
Fig. 1.35 Representación de la reacción química de intercambio iónico (no redox) entre dos sales solubles en agua que producen un precipitado

CAPÍTULO 1



Conoce un poco más

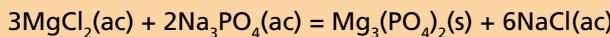
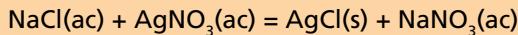
Un análisis más completo de esta reacción química manifiesta que el verdadero cambio ocurrido es la formación del precipitado, en este caso yoduro de plomo (II) $[PbI_2(s)]$, a partir de los iones presentes en ambas disoluciones acuosas reaccionantes, pues los otros iones: potasio $[K^+(ac)]$ y nitrato $[NO_3^-(ac)]$, se mantienen igual en disolución. Este cambio químico se representa por la llamada ecuación química esencial, por representar la esencia de la reacción química. En este caso:



Reflexiona

Observa detenidamente la solubilidad de las sustancias reaccionantes y los productos de la reacción química anterior. Busca en la tabla 1.11 la solubilidad de las sustancias representadas en la ecuación química global que se muestra en la figura 1.35.

Realiza semejante operación con las dos reacciones químicas entre disoluciones salinas que se te presentan a continuación:



¿A qué conclusión arribaste sobre las características que deben cumplir las sustancias reaccionantes para que ocurra la reacción química entre ellas?



Importante

Cuando se unen dos disoluciones acuosas de sales y cada una de ellas contiene uno de los iones de una sal poco soluble o prácticamente insoluble en agua, ocurre una reacción química en la que se forma un precipitado y los restantes iones quedan en disolución acuosa (figura 1.35).

Tabla 1.11

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
Yoduro 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 $(NO_3)^-$	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S
Sulfito $(SO_3)^{2-}$	S	S	P	P	P	P	P	-	I	P	-	-	-
Sulfato $(SO_4)^{2-}$	S	S	P	I	P	S	S	S	P	S	S	S	S
Carbonato $(CO_3)^{2-}$	S	S	P	P	I	P	-	-	I	I	-	-	I
Silicato $(SiO_3)^{2-}$	S	S	P	I	P	-	I	-	I	I	-	-	I
Fosfato $(PO_4)^{3-}$	S	S	P	I	I	P	I	I	I	I	P	I	I

Leyenda:

S: soluble (más de 1 g en 100 g de agua)

P: poco soluble (entre 1 g y 0,001 g de agua)

I: prácticamente insoluble (menos de 0,001 g en 100 g de agua)

-: se descompone por el agua o no existe

Para predecir la ocurrencia o no de una reacción química entre disoluciones acuosas de sales puede utilizarse la tabla de solubilidad de las

CAPÍTULO 1

sustancias en agua (tabla 1.11). Estas reacciones químicas constituyen un importante método de obtención de sales.

En el ejemplo presentado en la figura 1.35 puede verificarse mediante esta tabla que la sal yoduro de plomo (II) (PbI_2) es prácticamente insoluble en agua y, por tanto, es la sustancia que precipita en la reacción química entre disoluciones acuosas de yoduro de potasio $[KI(ac)]$ y nitrato de plomo (II) $[Pb(NO_3)_2(ac)]$ (figura 1.36).

Tabla de solubilidad

Iones	K^+	Na^+	Ag^+	Ba^{2+}	Pb^{2+}
Cl^-	S	S	I	S	P
I^-	S	S	I	S	I
$(NO_3)^-$	S	S	S	S	S
$(SO_4)^{2-}$	S	S	P	I	P

Leyenda:



Reaccionantes



Productos

Fig. 1.36 Uso de la tabla de solubilidad de las sustancias para fundamentar o predecir las reacciones químicas entre disoluciones acuosas de sales



Reflexiona

¿Se formará un precipitado al unir disoluciones acuosas de sulfato de potasio $[K_2SO_4(ac)]$ y cloruro de sodio $[NaCl(ac)]$? Fundamenta tu respuesta.

Al mezclar estas disoluciones acuosas no se forma un precipitado ya que ninguno de los iones presentes en las disoluciones acuosas reaccionantes puede formar entre sí una sustancia poco soluble o prácticamente insoluble en agua. El resultado es una mezcla homogénea de dos disoluciones líquidas.



Importante

Dos disoluciones acuosas de sales

reaccionan

Si se forma un precipitado
(sal poco soluble o prácticamente insoluble en agua)

Desafío

De dos sustancias, A y B, después de reaccionar entre sí se obtuvieron otras dos sustancias, C y D. ¿Pudo haber ocurrido esto si A y B fuesen sustancias simples? Ejemplifica con la obtención de sales binarias y ternarias.



Conéctate

El jardín químico

Es uno de los más hermosos experimentos químicos que se conocen. Es una especie de bosque parecido a los corales, que se forma cuando se le añade a una disolución acuosa de silicato de sodio $[\text{Na}_2\text{SiO}_3(\text{ac})]$ diferentes sales en estado sólido, que crecen hacia arriba. Entre estas sales pueden encontrarse: sulfato de níquel (II), cloruro de cobalto (II), sulfato de cobre (II), sulfato de hierro (II) y sulfato de potasio.

Johann Rudolf Glauber (1604-1670), químico farmacólogo alemán, se considera la primera persona que observó en 1646 el jardín químico, mezclando disolución de silicato de sodio con cloruro de hierro (II) (figura 1.37).

Un video sobre este experimento podrás observarlo en Internet mediante el enlace:

https://www.youtube.com/watch?v=hEloVlnWUgc&feature=emb_logo.
¡No te lo pierdas!



Fig. 1.37 Jardín químico

Desafío

Mezclando bien masas de sulfato de cobre (II) pentahidratado con octazufre, ambos en estado sólido, puede obtenerse un polvo de color verde. Describe cómo demostrarías que este polvo es una mezcla.

Comprueba lo aprendido

- 1.59** Describe cómo puede predecirse si ocurre o no una reacción química entre dos disoluciones de sales. Ejemplifica.

1.60 Haciendo uso de la Tabla de solubilidad de las sustancias (Tabla 1.11) escribe la fórmula química y el nombre de cinco sales solubles y cinco prácticamente insolubles en agua de distintos aniones.

1.61 ¿Cuál de los siguientes pares de disoluciones reacciona entre sí formando un precipitado?

 - cloruro de sodio y sulfato de hierro (III)
 - sulfuro de potasio y cloruro de cobre (II)
 - nitrato de calcio y carbonato de potasio

1.62 ¿Puede separarse una mezcla de los sólidos nitrato de plomo (II) y sulfuro de bario añadiendo agua sin que ocurra reacción química? ¿Por qué?

1.63 Dados los pares de disoluciones: nitrato de zinc y sulfuro de sodio, sulfato de potasio y cloruro de zinc y cloruro de bario y nitrato de plata; responde:

- ¿Cuáles reaccionan formando un precipitado?
- Escribe las ecuaciones químicas globales de las reacciones químicas que ocurren.
- Clasifica estas reacciones químicas atendiendo a la variación o no del número de oxidación de los elementos químicos que las forman.

1.64 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? Explica.
- Nombra y escribe la fórmula química de la sustancia que queda en el papel de filtro.

1.65 Una de las reacciones químicas más hermosas que se da entre disoluciones de sales es la llamada “lluvia de oro”. Observa el video *Lluvia de oro. Experimento químico* en el enlace:

https://www.youtube.com/watch?v=16eDf6bj7Uw&feature=emb-Vlad._logo&ab_channel=BreakingVlad

y representa la reacción química que ahí se muestra. ¡De seguro no te arrepentirás!

1.3 Las sales y el medio ambiente. Aplicaciones y extracción

Las sales son componentes esenciales de la parte sólida y líquida del planeta, así como de la diversidad de fenómenos que ocurren en el medio ambiente. Sus efectos positivos y negativos dependen en gran medida de la cantidad presente en ellos, por tanto, influyen en la salud del mundo vivo y en específico en el equilibrio ecológico (ver Glosario) existente en el planeta. Constituyen la causa y la solución de muchos de los problemas medioambientales relacionados con la Química.

CAPÍTULO 1

La asimilación de estos efectos contribuye a la educación medioambiental de los seres humanos y de su proyección en la práctica social en función del logro de un desarrollo económico y social que no comprometa el futuro del país (sostenible). Este epígrafe aborda la relación de las sales con el medio ambiente y la salud ambiental, en él se analizan determinados problemas medioambientales y las formas de extracción de las sales en Cuba.

1.3.1 Relación de las sales con el medio ambiente y la salud.

La salinización de los suelos en Cuba

Las sales tienen una importante relación con el medio ambiente. Se han utilizado ampliamente con diversos fines. Es difícil encontrar una industria química en la actualidad o un proceso productivo en el que no se utilice alguna sal. Sin embargo, el exceso en el uso de las sales provoca problemas medioambientales que perjudican los ecosistemas, tanto terrestres como acuáticos.



¿Sabías que...?

¡En otra época la sal cloruro de sodio fue moneda de cambio!

Se utilizó como moneda de cambio (figura 1.38) en las rutas de los mares Egeo, Adriático y Mediterráneo; además, fue objeto de impuestos y tributos en los países asiáticos desde épocas remotas. Al parecer se utilizó también como dinero en el Tíbet y Etiopía. El término salario deriva de la palabra salarium, vocablo latino que aludía a la asignación de sal que se entregaba a los soldados que servían en el ejército romano.



Fig. 1.38 Lingotes de sal utilizados en África como moneda



Importante

Las principales sales que ocasionan efectos medioambientales en el suelo son: cloruro de sodio, nitrato de sodio, cloruro de magnesio y carbonato de sodio, que provocan estrés hídrico (ver Glosario) y cambios en el balance energético de las plantas. Las principales sales que contaminan las aguas son: cloruro de sodio y nitratos y fosfatos en general, los que ocasionan su contaminación e impiden que sea apta para el consumo humano y las actividades agrícolas. Esto incide directamente en la salud de los seres humanos.



Conoce un poco más

Los contaminantes generados por la industria y por la sociedad en general, se producen en los tres estados: sólido, líquido y gaseoso, y, por tanto, afectan a los tres medios: el agua, el suelo y la atmósfera. Actualmente los productos generados en las actividades de producción y consumo que pierden su valor económico, se denominan residuos y su tratamiento en ocasiones hace trasladar la contaminación de un medio a otro. Por ejemplo, el almacenamiento de residuos sólidos urbanos en un vertedero puede provocar varios efectos sobre el aire y las aguas superficiales y subterráneas que se contaminan e inciden en los suelos y en los cultivos; si estos residuos son quemados, producen gases, partículas y vapores que contaminan el aire si no se realiza un adecuado tratamiento (figura 1.39).



Fig. 1.39 Afectaciones de contaminantes generados por la sociedad y la industria



Importante

La salinización de los suelos es el proceso de acumulación en estos de sales solubles en agua. Esto puede darse en forma natural cuando se trata de suelos bajos y planos, que son periódicamente inundados por ríos o arroyos, o si el nivel de las aguas subterráneas es poco profundo y el agua que asciende por capilaridad contiene sales disueltas. Cuando este proceso es provocado por los seres humanos, o sea, tiene un origen antropogénico (ver Glosario), generalmente está asociado a sistemas de riego. Se llama suelo salino a un suelo con exceso de sales solubles (figura 1.40).



Fig. 1.40 Suelo salino

Una consecuencia de la salinización del suelo es la pérdida de fertilidad, lo que perjudica o imposibilita el cultivo agrícola.

Es común frenar o revertir el proceso mediante costosos “lavados” de los suelos (lixiviar las sales) o pasar a cultivar plantas que toleren mejor la salinidad. Otra vía es establecer prácticas de riego adecuadas.

Cuba es un archipiélago bañado por aguas de mar, por lo que está expuesto a las consecuencias de la salinización de los suelos; ejemplos de suelos salinos naturales se encuentran en las costas marinas donde los terrenos se inundan desde el mar, donde el viento sopla y arrastra gotas de agua salada tierra adentro y donde el flujo subterráneo del mar penetra en los terrenos. También hay suelos salinos en zonas de altas temperaturas que causan evaporación del agua y quedan en el suelo las sales que en ella estaban disueltas.



Reflexiona

¿Cuáles son las causas de este fenómeno?

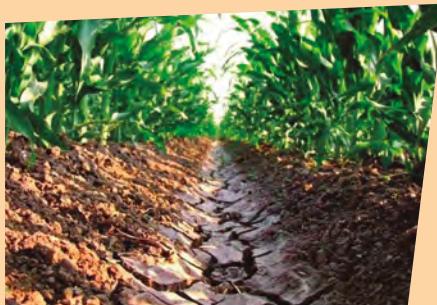


Fig. 1.41 La salinidad de los suelos afecta el crecimiento de los cultivos

Entre los principales peligros de la salinización de los suelos se encuentra la afectación al crecimiento de las plantas (figura 1.41), por la poca asimilación de nutrientes y la inadecuada actividad microbiana del suelo. Esto afecta el ciclo de los cultivos y la disponibilidad de alimentos para los seres humanos y para los animales.



Conoce un poco más

El ganado busca instintivamente la sal cloruro de sodio (NaCl) (figura 1.42), sustancia que necesitan los animales, como todos los mamíferos, para su salud. Al incorporar al organismo una cantidad adecuada de sal se mantiene el equilibrio iónico en los líquidos corporales. Los animales salvajes acuden a los depósitos de sal para obtener el suplemento de su dieta y los animales domésticos dependen del ser humano para que les suministre la sal.



Fig. 1.42

CAPÍTULO 1

Comprueba lo aprendido

- 1.66 Menciona las principales sales que contaminan las aguas y pueden hacerla no apta para el consumo humano y la agricultura.
- 1.67 Define el concepto salinización de los suelos e investiga qué se está haciendo en los centros científicos cubanos para resolver este problema.
- 1.68 Las plantas absorben nutrientes por sus raíces, muchos de los cuales son sales solubles que les proporcionan, por ejemplo, iones sodio (Na^+) y potasio (K^+), los que son esenciales para su desarrollo. ¿Contradice esto el cuidado que debe tenerse para evitar la salinidad de los suelos? Fundamenta tu respuesta.
- 1.69 Cuando los suelos tienen excesiva cantidad de sales de sodio, se realiza un proceso de “mejoramiento” que consiste en añadirle al terreno productos solubles en agua que tienen en su composición elementos químicos como el calcio y el aluminio, capaces de sustituir los iones sodio. ¿Cuál de las siguientes sales utilizarías para lograr este objetivo? Fundamenta tu respuesta.
- CaCO_3
 - $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
 - $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
 - CaSO_4
 - AlPO_4
- 1.70 Investiga las características de los suelos de tu localidad y escribe un texto en el que menciones las causas y consecuencias de las principales producciones agrícolas que en estos se desarrollan.

1.3.2 Aplicaciones de las sales. Los fertilizantes

Las sales son muy utilizadas en la industria, en la agricultura, en el hogar y en la medicina.



Importante

Las aplicaciones de las sales, al igual que las de las restantes sustancias, se basan en sus propiedades y estas dependen de su estructura química.

Debido a la propiedad de algunas sales de ser higroscópicas, es decir, que absorben vapor de agua, como el cloruro de calcio (CaCl_2), estas se utilizan como desecadores cuando se requiere eliminar la humedad de un sistema. También las sales, principalmente los cloruros, tienen la propiedad de reducir la temperatura de fusión de la nieve, por lo que se utilizan en los países fríos para eliminar la nieve que cae sobre las calles. (figura 1.43).



Fig. 1.43 Retirada de nieve mediante palas quitanieves y el rociado de diferentes cloruros



¿Sabías que...?

La Misión Milagro u Operación Milagro, es un proyecto humanitario que se inició en el mes de julio del año 2004 por los gigantes Fidel y Chávez, y que se ha extendido a otros países como Bolivia, Argentina, Uruguay y Guatemala, entre otros. Su propósito es ayudar a personas con bajos recursos económicos a que puedan ser operadas de distintos problemas oculares. En la actualidad se cuentan por millones los beneficiados por este proyecto.

CAPÍTULO 1

Uno de los medicamentos utilizados cuando se produce en esta cirugía algún edema corneal (ver Glosario) es el cloruro de sodio, en forma de ungüento o colirio, basado en la propiedad que tiene esta disolución salina osmótica de reducir el edema corneal, extrayendo el agua de las células de la córnea a través del epitelio corneal semipermeable. De esta forma mantiene la córnea transparente.

En la figura 1.44 se observa a la Dra. Belkis Rodríguez Suárez, una de las tantas especialistas cubanas que participan en esta gran obra humana, en la atención post operatoria a un paciente del Hospital Ramón Pando Ferrer, de la ciudad de la Habana.



Fig. 1.44

La disolución acuosa del sulfato de magnesio $[\text{MgSO}_4(\text{ac})]$ tiene propiedad laxativa, por lo que se utiliza como laxante. Los sueros fisiológicos, que se utilizan para el tratamiento de algunas enfermedades, son disoluciones de cloruro de sodio.

Por su gran solubilidad en agua, los nitratos de potasio (KNO_3) y de calcio $[\text{Ca}(\text{NO}_3)_2]$ son utilizados como fertilizantes, pues proporcionan al suelo importantes elementos químicos que forman parte de su composición y

que necesitan las plantas para crecer y desarrollarse. Por ser soluble en agua, también la sal ternaria sulfato de cobre (II) $[\text{CuSO}_4]$ se utiliza para combatir las plagas en las plantaciones. El Estado cubano dedica mucha atención a la obtención de fertilizantes para el desarrollo agrícola, a pesar del bloqueo norteamericano impuesto al país (figura 1.45).



Fig. 1.45 Formas de fertilizar los suelos

Una tendencia actual es la de utilizar biofertilizantes (ver Glosario) como el humus de lombriz de tierra y el compost (ver Glosario) para enriquecer los suelos sin perder de vista los aspectos económico y ecológico.

En Cuba cobra auge la agroecología, aspecto que exige una preparación adecuada de los suelos. La utilización de fertilizantes ricos en los elementos químicos nitrógeno (N), fósforo (P) y potasio (K), llamados NPK, aporta nutrientes a los suelos. Se trata de buscar un equilibrio en la presencia de sales en los sustratos.

Un tratamiento inadecuado de los productos destinados a la agricultura, unido a otros factores contaminantes, puede causar daños en el medio ambiente (figura 1.46).

Algunas sales, entre ellas el sulfato de hierro (III) $[\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3]$ y el cloruro de sodio (NaCl) se utilizan como desinfectantes. La sal bromuro de sodio

CAPÍTULO 1

(NaBr) se utiliza para obtener bromuro de plata (AgBr), material fotosensible de placas, papel y películas fotográficas, además de utilizarse en la medicina como sedante. El yoduro de plata (AgI) tiene las mismas aplicaciones que el bromuro en fotografía y en la medicina.

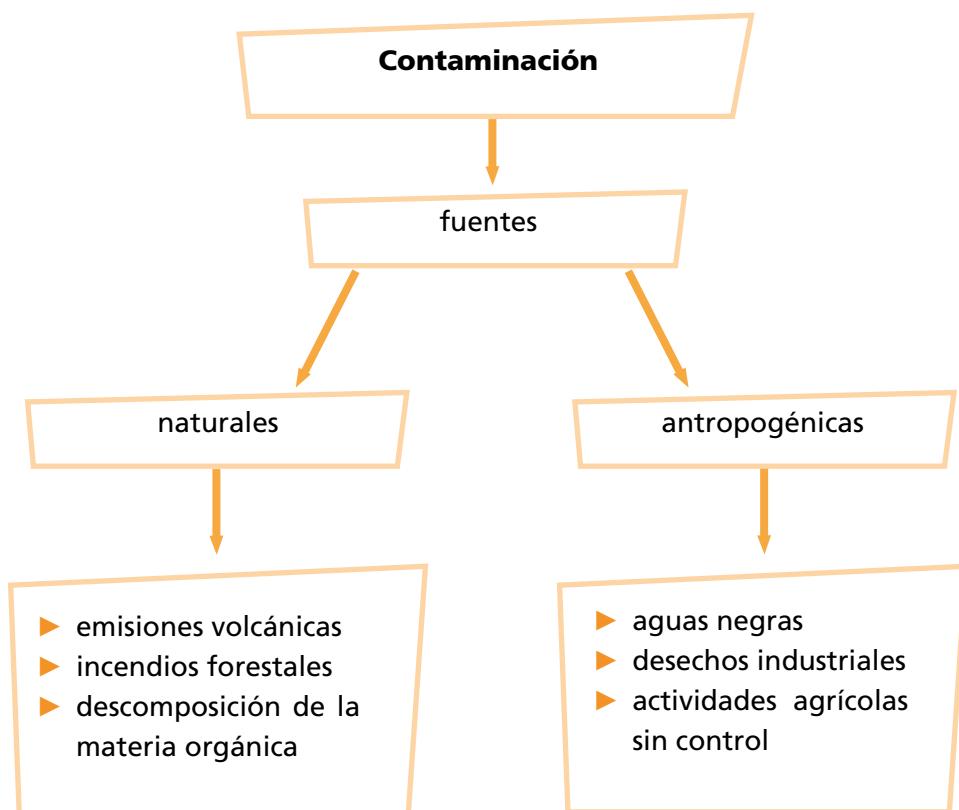


Fig. 1.46 ¡Evitemos los contaminantes!

Otras sales se utilizan como electrolitos con fines curativos. Tal es el caso de las llamadas "sales de hidratación". De igual manera existen aguas hipertermales e hipermarinarizadas como los baños de Elguea, en la costa norte de la provincia de Villa Clara, las cuales tienen propiedades curativas para tratar irritaciones en la piel, artritis y reumatismo, por el elevado porcentaje de sales que poseen (figura 1.47).



Sal de higuera

¿Para qué sirve la sal de higuera?

- ▶ Estimular la circulación sanguínea
- ▶ Eliminar toxinas
- ▶ Aliviar dolores y relajar músculos
- ▶ Mejorar el estado de ánimo
- ▶ Reducir el estrés



Como electrolitos



Aguas termales hipermineralizadas de Elguea, Cuba



Bicarbonato de sodio: mil y una utilidades

Fig. 1.47 Las sales se utilizan en la medicina



Conoce un poco más

¿Cómo las sales participan en la cura de una herida infectada?

La presencia de bacterias patógenas en una herida constituye la causa de su infección. Si recuerdas la estructura de las células y sus partes principales y rememoras los procesos de transporte a través de la membrana celular, te darás cuenta de que la presencia de sales en el medio en que habitan las células bacterianas posibilita que el agua contenida dentro de estas, por medio de la difusión, pase a través de la membrana celular hasta llegar a igualar la concentración de las disoluciones salinas de dentro y fuera de la célula. De este modo, la bacteria pierde agua y muere (figura 1.48).

CAPÍTULO 1



Fig. 1.48 Las sales y el combate contra las bacterias

Algunas sales ternarias oxigenadas se descomponen por el calor produciendo los óxidos correspondientes. Esta propiedad es aprovechada para obtener muchas sustancias.

En Cuba la piedra caliza, formada fundamentalmente por carbonato de calcio (CaCO_3) y carbonato de magnesio (MgCO_3), se utiliza como materia prima para la obtención del óxido de calcio o cal viva (CaO) (figura 1.49).



Carbonato de calcio



Óxido de calcio

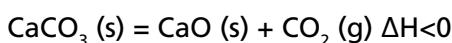


Fig. 1.49 Descomposición térmica de la piedra caliza

Desafío

Explica cómo se puede obtener óxido de cobre (II) a partir de:

- sustancias simples
- sales ternarias

a) Escribe las ecuaciones químicas correspondientes.

Comprueba lo aprendido

- 1.71 Menciona la relación que existe entre las aplicaciones de las sales y sus propiedades. Ejemplifica.
- 1.72 Confecciona un cuadro en el que relaciones las sales con sus propiedades y sus posibles aplicaciones. Recuerda la relación estructura-propiedad-aplicación de las sustancias.
- 1.73 Valora la expresión siguiente: *Solo después de que el último árbol sea cortado, solo después de que el último río sea contaminado, solo después de que se pesque el último pez, solo entonces descubrirás que el dinero no se puede comer.*

1.3.3 Extracción de cloruro de sodio en Cuba

En las salinas cubanas es donde se procesa el agua de mar para extraer la sal cloruro de sodio (NaCl). Los rayos de sol convierten la enorme llanura salina en un gran espejo cegador todo blanco, con pequeños montículos de sal creados para facilitar la evaporación del agua y el transporte de la preciada mercancía. Cuba cuenta con cinco salinas en explotación: dos en la provincia de Guantánamo; la Real, en Camagüey; una en Puerto Padre, Las Tunas y otra en el municipio Martí, en Matanzas (figura 1.50).

La principal salinera se encuentra al sur de Guantánamo. Allí están dadas las condiciones climatológicas para el procesamiento de la sal cloruro de sodio (NaCl). En esta zona son muy escasas las precipitaciones y la temperatura ambiente es elevada, por lo que ocurre fácilmente el fenómeno de la evaporación (figura 1.51).

CAPÍTULO 1



Fig. 1.50 Salinas cubanas de la sal cloruro de sodio (NaCl) llamada el “oro blanco”



Fig. 1.51 Extracción de la sal común por evaporación de las aguas marinas

La sal que se extrae y elabora en la industria salinera Frank País García, la mayor de Cuba, y la de Joa, ubicadas ambas en el municipio guantánamo de Caimanera, son consumidas por cuatro de cada cinco cubanos. Con más de 100 años de experiencia en la obtención de sal marina por medio de la evaporación solar, la salinera de Guantánamo (figura 1.52) tiene en marcha en la actualidad un proyecto de iniciativa municipal para el desarrollo local.



Fig. 1.52 Salinera Frank País García, la principal de Cuba, al sur de Guantánamo



Importante

La extracción del cloruro de sodio, NaCl , en Cuba ocurre en las salinas por evaporación del agua de mar. De las cinco salinas existentes en el país la fundamental se encuentra en Guantánamo, donde están creadas las condiciones climatológicas de lluvias escasas y alta temperatura ambiente para esto. Después de procesada es yodada para ser más útil a la salud.

Luego de su extracción, la sal es lavada y refinada antes de pasar a las plantas en donde se centrifuga, seca, muele, clasifica y envasa, para luego comercializarla.

El Estado cubano dedica especial atención a las salinas, abasteciendo a la población y a la industria química cubana sin necesidad de realizar

CAPÍTULO 1

grandes importaciones, lo cual es una imperiosa exigencia para el desarrollo económico del país.

La extracción de cloruro de sodio en Cuba se destina al consumo humano, la industria agropecuaria, química, alimentaria, tratamientos de aguas, conservación de carnes y pescados, y otros fines.



¿Sabías que...?

La totalidad del cloruro de sodio que se comercializa en Cuba, en sus distintos formatos, es yodada para prevenir el bocio (enfermedad de la glándula tiroides, que provoca un aumento de su tamaño y que es causado por un déficit de yodo en el organismo). Es una mezcla de cloruro de sodio (NaCl) reforzado con yoduro de potasio (KI) y carbonato de calcio (CaCO_3).

A esta sal yodada (figura 1.53) se le atribuye que puede evitar problemas neurológicos, gastrointestinales y de la piel, así como el aborto espontáneo. También, en la dosis correcta, puede mejorar las funciones del cerebro, como la memoria, concentración y capacidad de aprender.



Fig. 1.53 Sal yodada

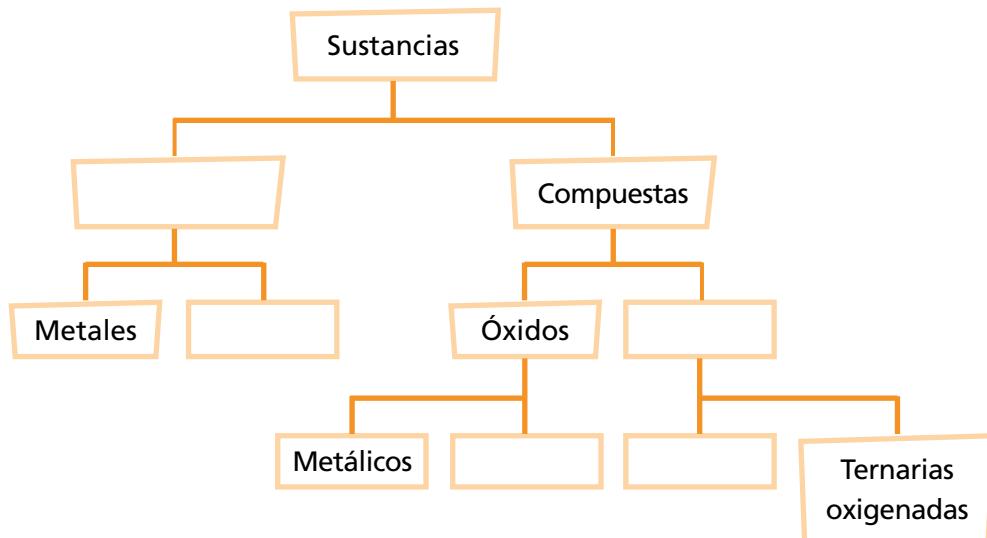
La cantidad de sal que se ingiera diariamente debe ser controlada, pues en exceso aumenta la cantidad de agua fuera de las células provocando retención de líquido (edema) y aumento de la presión arterial (hipertensión). El hecho de añadir yoduro (I^-) o yodatos (IO_3^-) a la sal común data de la década de los años 20 del siglo xx.

Comprueba lo aprendido

- 1.74 Describe cómo ocurre el proceso de extracción del cloruro de sodio (NaCl) a partir del agua de mar.
- 1.75 ¿Por qué se recomienda utilizar sal yodada en la elaboración de alimentos en vez de sal común?
- 1.76 Menciona cuáles son las salinas en explotación que existen en Cuba y explica cuál es su importancia para la economía nacional.

Resumen y consolidación

1.77 Completa en tu libreta de notas el siguiente esquema que resume los distintos tipos de sustancias estudiadas hasta el momento considerando su composición química y propiedades:



a) Define los distintos tipos de sustancias que conforman este esquema.

1.78 Otra de las clasificaciones de las sustancias que se ha ampliado en esta unidad es aquella que tiene como criterio de clasificación las partículas que constituyen las sustancias, o sea átomos, moléculas o iones. Elabora un cuadro resumen en el que clasifiques los distintos tipos de sustancias estudiados desde el octavo grado en atómicas, moleculares e iónicas. Ejemplifica en cada caso.

1.79 Completa en tu libreta los esquemas siguientes con palabras generales sobre las propiedades químicas de las sustancias:



CAPÍTULO 1

- 1.80** Representa las ecuaciones de definición estudiadas en esta unidad y señala los distintos tipos de ejercicios que puedes resolver haciendo uso de ellas.
- 1.81** Escribe la fórmula química empírica y el nombre de todas las sales que están constituidas por los aniones y cationes representados a continuación: S^{2-} , Cl^- , SO_4^{2-} , Li^+ , Ba^{2+} y Na^+ .
- 1.82** ¿Cuántas sales pueden formarse por la unión de los cationes potasio y calcio con los aniones cloruro, sulfato, sulfuro y carbonato? Escribe el nombre y la fórmula química empírica de cada una.
- 1.83** ¿Cómo separarías los componentes de una mezcla formada por los sólidos carbonato de calcio ($CaCO_3$) y cloruro de calcio ($CaCl_2$)? Fundamenta tu respuesta.
- 1.84** Describe cómo procederías en el laboratorio para obtener cristales de nitrato de potasio (KNO_3) a partir de una disolución de nitrato de plata ($AgNO_3$) y otra de cloruro de potasio (KCl).
- 1.85** Si en el laboratorio se poseen muestras de los metales sodio (Na) y magnesio (Mg) y de los no metales dicloro (Cl_2), octazufre (S_8) y dioxígeno (O_2):
- ¿Cuántas sales es posible obtener a partir de la combinación de dos de estas sustancias? Representa las ecuaciones químicas de estas reacciones químicas.
 - Clasifica todas las sustancias utilizadas en atómicas, moleculares e iónicas.
- 1.86** ¿Qué se observa cuando una disolución acuosa de yoduro de sodio [$Nal(ac)$] reacciona con una disolución acuosa de nitrato de plata [$(AgNO_3)(ac)$]? ¿Cómo podrías obtener por separado los productos de esta reacción química en estado sólido?
- 1.87** ¿Qué cantidad de sustancia contiene una estalactita que tiene una masa de 5 kg de carbonato de calcio ($CaCO_3$)? Fundamenta con los cálculos pertinentes.

- 1.88 Escribe las ecuaciones químicas de las reacciones químicas que deben realizarse para llevar a cabo estas transformaciones:
- $\text{Ca} \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaSO}_4$
 - $\text{S}_8 \rightarrow \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{CuS}$

1.89 Teniendo en cuenta que Cuba es un país eminentemente agrícola, valora la importancia que tienen las sales en la agricultura y en especial en la fertilidad de los suelos.

1.90 Critica esta expresión: *Dado el efecto negativo que producen los fertilizantes minerales en la salinidad de los suelos se hace necesario no utilizarlos.*

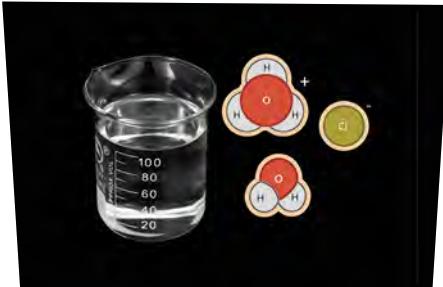
1.91 Investiga sobre la importancia de las sales y elabora un artículo que se denomine: “¿Qué pasaría si las sales desaparecieran del planeta?”.

1.92 Escribe un artículo de un máximo de tres páginas sobre las sales y el medio ambiente.



CAPÍTULO 2

Los hidróxidos e hidrácidos



Introducción

En este capítulo estudiarás tres nuevos tipos de sustancias muy importantes en la práctica social, especialmente en la producción de nuevas sustancias y objetos que influyen en la elevación de mejores niveles de vida. Para su mejor estudio las sustancias se continuarán clasificando de acuerdo con los dos criterios utilizados hasta el momento; o sea, el de la composición química y el del tipo de partícula que las forman. Conocerás nuevas propiedades de las sustancias y la relación que tienen con sus aplicaciones.

El objetivo es seguir estableciendo la relación entre la estructura química, las propiedades y las aplicaciones de las sustancias. Ampliarás

tus conocimientos y habilidades sobre las disoluciones acuosas y la forma de reconocer experimentalmente las disoluciones ácidas, básicas y neutras, las que están íntimamente relacionadas con la existencia y desarrollo del mundo vivo.

Conocerás más sobre el medio ambiente, estudiando los efectos de estos tipos de sustancias y de sus disoluciones acuosas en la agricultura, la industria, el hogar y la vida y algunas de las acciones a realizar para su descontaminación y la preservación del patrimonio nacional.

Te invitamos a hacer uso de los conocimientos que posees sobre el interesante mundo de la Química, revelando y explicando las relaciones existentes entre los objetos, fenómenos y procesos que se dan en el planeta y que están vinculados a esta ciencia.

Durante el estudio de este capítulo podrás dar respuesta a un grupo de preguntas interesantes relacionadas con los hidróxidos y los hidrácidos, tales como:

- ▶ ¿Por qué los dos tipos de hidróxidos tienen distintas propiedades físicas y químicas?
- ▶ ¿Qué relación tienen las disoluciones ácidas y las básicas con diferentes fenómenos, entre ellos el pH de los alimentos y la sangre, la acidez estomacal, la fertilidad de los suelos y las lluvias ácidas que tanto afectan al medio ambiente?
- ▶ ¿Existirán otras disoluciones acuosas de sustancias con propiedades semejantes a las de los hidróxidos no metálicos?

2.1 Los hidróxidos metálicos

En el capítulo anterior se clasificaron las sales como sustancias binarias o ternarias, cuyas redes cristalinas son iónicas, al igual que los óxidos metálicos y se amplió el conocimiento del proceso de disolución mediante el estudio de la disociación de las sales en agua. Se estudiaron las propiedades de las sales binarias y las sales ternarias oxigenadas, relacionándolas con su composición química, tipo de partícula y enlace químico y también se mostraron características de las redes cristalinas de este tipo de sustancia.

En este epígrafe conocerás un nuevo tipo de sustancia ternaria, los hidróxidos metálicos y el comportamiento de sus disoluciones acuosas,

CAPÍTULO 2

las que tienen una gran aplicación en la vida. Seguirás ampliando tus conocimientos y habilidades sobre la estructura de las sustancias, sus propiedades y aplicaciones, la forma de obtenerlas y reconocerlas experimentalmente, así como la influencia que tienen en el medio ambiente y la salud de los seres vivos.

2.1.1 Los hidróxidos. Su clasificación

Los hidróxidos constituyen otro tipo de compuestos ternarios, los cuales pueden ser hidróxidos metálicos o hidróxidos no metálicos. Estos compuestos tienen en su composición química el grupo hidróxido (OH).



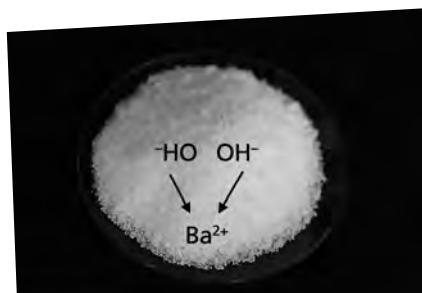
Importante

Los hidróxidos son compuestos formados por el hidrógeno, el oxígeno, y un tercer elemento químico que puede ser metálico o no metálico. En dependencia de esto se les denomina hidróxido metálico o hidróxido no metálico, respectivamente.

El hidróxido de sodio o sosa cáustica (NaOH) es un ejemplo de hidróxido metálico. Otros ejemplos los constituyen el hidróxido de potasio o potasa cáustica (KOH), de gran importancia industrial; el hidróxido de bario $[\text{Ba}(\text{OH})_2]$, cuya disolución acuosa se conoce con el nombre de agua de barita y el hidróxido de calcio o cal apagada $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$, muy usada en medicina (agua de cal) y en la construcción, cuyo nombre común es lechada de cal (figura 2.1).



Hidróxido de potasio



Hidróxido de bario





Hidróxido de sodio
NaOH



Hidróxido de calcio
Ca(OH)₂

Fig. 2.1 Algunos hidróxidos metálicos con sus fórmulas químicas estructurales

Se consideran cáusticas las sustancias capaces de quemar los tejidos orgánicos, como la piel. Pueden ser sustancias inorgánicas u orgánicas. Normalmente los metales alcalinos, los metales alcalinotérreos y los hidróxidos suelen ser cáusticos. Por lo tanto, al manipular estas sustancias deben tenerse en cuenta las normas de seguridad y protección que su uso requiere (figura 2.2).



Fig. 2.2 Símbolo estándar para las sustancias cáusticas

Entre los hidróxidos no metálicos se encuentran el ácido sulfúrico, cuya fórmula química es H_2SO_4 . En la antigüedad, los alquimistas conocieron y emplearon esta sustancia a la que denominaron “aceite de vitriolo”. Actualmente, el ácido sulfúrico se utiliza ampliamente; por ejemplo, en el conocido “ácido de acumulador”, que no es más que una disolución acuosa de esta sustancia.

CAPÍTULO 2

Otros ejemplos de hidróxidos no metálicos son el ácido nítrico (HNO_3) y el ácido fosfórico (H_3PO_4), muy utilizados en la fabricación de fertilizantes (figura 2.3).



Fig. 2.3 Fotos de hidróxidos no metálicos con sus respectivas fórmulas químicas globales y estructurales

Obsérvese que los átomos de hidrógeno están unidos a átomos de oxígeno.



Conoce un poco más

En su libro *La suma de las perfecciones*, el alquimista árabe Geber o Yabir (siglo xiv) (figura 2.4) describe diferentes operaciones de laboratorio y datos sobre ácidos conocidos en esa época, entre estos el agua fuerte (ácido nítrico) y el agua regia (mezcla de ácido nítrico y de ácido sulfúrico).



Basilio Valentín



Geber

ALQUIIMISTAS

Fig. 2.4

En el siglo xvi, Basilio Valentín, seudónimo de un alquimista, recogió información acerca de diferentes sustancias y sus métodos de obtención y fue el primero en mencionar al “alcohol salino” (ácido clorhídrico), que se obtenía de la reacción química de la sal de cocina y el aceite de vitriolo (ácido sulfúrico), como se hace actualmente.

Comprueba lo aprendido

- 2.1 Define los conceptos *hidróxido metálico* e *hidróxido no metálico* teniendo en cuenta su composición química.
- 2.2 Ejemplifica hidróxidos metálicos e hidróxidos no metálicos.
- 2.3 Compara la composición química de las sales ternarias oxigenadas con la de los hidróxidos metálicos y los no metálicos.
- 2.4 Analizando las fórmulas químicas estructurales de los hidróxidos metálicos (figura 2.1) y la de los hidróxidos no metálicos (figura 2.3), haz una predicción de los tipos de enlaces químicos que presentan estos compuestos.

2.1.2 Los hidróxidos metálicos. Propiedades físicas

Los hidróxidos metálicos son sustancias sólidas a temperatura ambiente. Los hidróxidos de los elementos químicos del grupo IA (1) de la Tabla periódica moderna funden a temperaturas relativamente altas (tabla 2.1). La mayoría de los restantes hidróxidos metálicos se descomponen a altas temperaturas antes de fundirse.

Como las restantes sustancias, los hidróxidos metálicos se clasifican de acuerdo con su solubilidad en agua en solubles, poco solubles y prácticamente insolubles.

CAPÍTULO 2

Tabla 2.1 Temperatura de fusión de los hidróxidos de los elementos químicos del grupo IA (1) de la Tabla periódica moderna

Nombre	Fórmula química empírica	Temperatura de fusión (°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



Importante

Los elementos químicos del grupo IA (1) (alcalinos) y algunos de los elementos del grupo IIA (2) (alcalinotérreos), representados en la Tabla periódica moderna, forman hidróxidos solubles; el resto no lo son (ver tabla 1.11). Los hidróxidos metálicos en estado sólido no conducen la corriente eléctrica, pero sí lo hacen fundidos o en disolución acuosa.



Conoce un poco más

Si se mezclan disoluciones acuosas de sulfato de cobre (II) $[CuSO_4(aq)]$ y de hidróxido de sodio $[NaOH(aq)]$ se forma un sólido azul verdoso prácticamente insoluble en agua que va al fondo del recipiente, denominado hidróxido de cobre(II) $[Cu(OH)_2(s)]$.

Si este hidróxido prácticamente insoluble se calienta fuertemente en un tubo de ensayos, se produce un sólido negro, óxido de cobre (II) y vapor agua (figura 2.5).

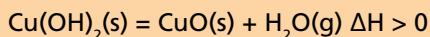


Fig. 2.5 Descomposición térmica de un hidróxido prácticamente insoluble en agua

Los hidróxidos metálicos prácticamente insolubles en agua o poco solubles, se descomponen por el calor antes de fundirse, produciendo el óxido metálico correspondiente y agua.

Comprueba lo aprendido

- 2.5 Menciona tres propiedades físicas de los hidróxidos de los elementos químicos del grupo IA (1) de la Tabla periódica moderna de los elementos químicos.
- 2.6 Clasifica los hidróxidos siguientes teniendo en cuenta su solubilidad en agua, consulta la tabla 1.11:
- hidróxido de aluminio $[Al(OH)_3]$
 - hidróxido de cobre (II) $[Cu(OH)_2]$
 - hidróxido de bario $[Ba(OH)_2]$
 - hidróxido de zinc $[Zn(OH)_2]$
 - hidróxido de sodio $(NaOH)$
- 2.7 Compara las sales y los hidróxidos metálicos de los elementos químicos del grupo IA (1) según sus propiedades, completando en tu libreta de notas el cuadro siguiente:

Propiedades	Sales de los elementos químicos del grupo IA (1) de la Tabla periódica moderna	Hidróxidos de los elementos químicos del grupo IA (1) de la Tabla periódica moderna
Estado de agregación a temperatura ambiente		

CAPÍTULO 2

Temperatura de fusión		
Conductividad de la corriente eléctrica en estado sólido, fundido y en disolución acuosa		

a) ¿Cuáles son las conclusiones a las que has llegado en esta comparación?

- 2.8** Calcula qué masa tendrá cada una de las muestras de sustancias siguientes:
- 2 mol de hidróxido de potasio (KOH)
 - 5,3 mol de hidróxido de cobre (II) $[\text{Cu}(\text{OH})_2]$
- 2.9** Conociendo las propiedades de los óxidos metálicos y su relación con el enlace químico que poseen los átomos que los forman, realiza una predicción fundamentada del enlace químico que une los átomos de los elementos metálicos del grupo IA (1) y IIA (2) de la Tabla periódica moderna y los grupos hidróxidos.

2.1.3 Estructura química de los hidróxidos metálicos

Los hidróxidos de los elementos químicos alcalinos y alcalinostérreos, que constituyen los grupos IA (1) y IIA (2), respectivamente, son en su mayoría sólidos iónicos. Sus redes cristalinas están formadas por cationes metálicos y aniones hidróxidos (OH^-). Por ejemplo, el hidróxido de sodio en estado sólido $[\text{NaOH}(\text{s})]$ está formado por una red cristalina iónica constituida por cationes sodio (Na^+) y aniones hidróxido (OH^-) (figura 2.6).



Fig. 2.6 Foto de la sustancia hidróxido de sodio y su fórmula química empírica

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^-), el átomo de oxígeno y el de hidrógeno están unidos por un enlace covalente polar (figura 2.7) al igual que los átomos que forman los aniones poliatómicos en las sales ternarias oxigenadas.

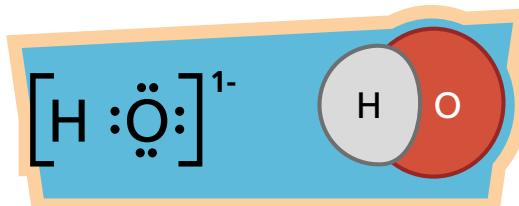


Fig. 2.7 Representación electrónica del anión hidróxido



Importante

En los hidróxidos metálicos con enlace iónico, de forma semejante a las sales ternarias oxigenadas, existen dos tipos de enlace químico:

- el enlace iónico entre los cationes metálicos y los aniones poliatómicos oxigenados de la red cristalina;
- el enlace covalente polar entre el átomo de oxígeno y el del elemento hidrógeno del anión hidróxido (diferencia de electronegatividad O – H es 1,4 menor que 1,7).

CAPÍTULO 2

Comprueba lo aprendido

- 2.10** Describe la estructura de los hidróxidos metálicos con enlace iónico.
- 2.11** Explica las relativamente altas temperaturas de fusión de los hidróxidos de los elementos metálicos alcalinos.
- 2.12** Las fórmulas químicas empíricas de los hidróxidos de sodio, de calcio y de bario son, respectivamente: NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ y $\text{Ba}(\text{OH})_2$.
- Representa y nombra los iones que constituyen cada una de estas sustancias.
 - ¿Cuál es la menor relación numérica en que se encuentran estos iones en el cristal de cada una de estas sustancias? Fundamenta tu respuesta.
- 2.13** Haz una comparación entre las estructuras de las sustancias: óxido de sodio, cloruro de sodio, sulfato de sodio e hidróxido de sodio, teniendo en cuenta los aspectos siguientes:
- Iones que las constituyen
 - Tipo de enlace químico
- 2.14** Conociendo que los hidróxidos metálicos se nombran y formulaan como si todos fueran compuestos iónicos, haz una predicción sobre la manera de nombrarlos y de escribir sus fórmulas químicas. Puedes utilizar para esto los nombres y las fórmulas químicas de los hidróxidos metálicos que aparecen en los ejercicios 2.6 y 2.12 de este libro.

2.1.4 Nomenclatura química y notación química de los hidróxidos metálicos

Para nombrar o escribir la fórmula química de los hidróxidos metálicos se utilizan los mismos procedimientos que para las sales ternarias, teniendo presente que el grupo poliatómico siempre es el hidróxido con número de oxidación -1.



Importante

Para nombrar los hidróxidos metálicos se coloca la palabra **hidróxido**, seguido 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:

Fórmulas químicas

KOH

Ca(OH)₂Fe(OH)₂Fe(OH)₃**Nombre de la sustancia**

hidróxido de potasio

hidróxido de calcio

hidróxido de hierro (II)

hidróxido de hierro (III)



Importante

Para escribir la fórmula química de un hidróxido metálico, conocido su nombre, se procede igual que para representar una sal ternaria oxigenada, teniendo en cuenta que el anión siempre es el hidróxido (OH^-), o sea:

- Se escribe primero el símbolo del elemento metálico con su número de oxidación en la parte superior derecha y, a continuación, la representación del ion hidróxido; por ejemplo: hidróxido de sodio, $\text{Na}^+(\text{OH})^-$, o sea, NaOH . Recuerda que, por convenio, el número 1 del número de oxidación y del subíndice, en una fórmula química, se omiten.
- En el caso de los hidróxidos metálicos, en los que el módulo del valor del número de oxidación del elemento metálico no es igual a 1+, se coloca como subíndice del $(\text{OH})^-$ el valor de este módulo, de manera que la suma de los números de oxidación sea igual a cero. Por ejemplo, en el caso del hidróxido de calcio sería: $\text{Ca}^{2+}(\text{OH})^-$, de esta manera la fórmula química del hidróxido de calcio sería $\text{Ca}(\text{OH})_2$.



Reflexiona

Observa detenidamente las fórmulas químicas de los hidróxidos metálicos siguientes:

- ▶ KOH
- ▶ LiOH
- ▶ Fe(OH)_2
- ▶ Cu(OH)_2
- ▶ Ba(OH)_2
- ▶ Fe(OH)_3
- ▶ Al(OH)_3

Elabora una generalización sobre el subíndice del elemento metálico que acompaña al o a los grupos $(\text{OH})^-$ en este tipo de sustancia.



Importante

En todas las fórmulas químicas de los hidróxidos metálicos el subíndice del elemento metálico siempre es 1 (que no se representa), ya que es el módulo del valor de la carga eléctrica (real o aparente) del grupo hidróxido, OH^- .

El subíndice del grupo OH^- en estos compuestos siempre coincide con el módulo del valor de la carga eléctrica (real o aparente) del elemento metálico.

La fórmula química empírica KOH representa la sustancia hidróxido de potasio formada, en estado sólido, por una red iónica en la que la menor relación en que se encuentran los iones es de un catión potasio (K^+) por cada anión hidróxido (OH^-).

En el caso de la sustancia hidróxido de calcio $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$, la menor relación entre los iones que forman la red iónica es de un catión calcio (Ca^{2+}) por cada dos aniones hidróxido (OH^-), constituyendo la información cualitativa y cuantitativa que ofrecen las fórmulas químicas de los hidróxidos metálicos (tabla 2.2).

Tabla 2.2 Información que se puede obtener del análisis de la fórmula química empírica de un hidróxido metálico iónico

Nombre del hidróxido metálico	Fórmula empírica del hidróxido metálico	Información cualitativa y cuantitativa
hidróxido de potasio	KOH	Sustancia compuesta en cuya red iónica cristalina hay un catión potasio (K^+) por cada anión hidróxido (OH^-).
hidróxido de magnesio	$Mg(OH)_2$	Sustancia compuesta en cuya red iónica cristalina hay por cada catión magnesio (Mg^{2+}), dos aniones hidróxido (OH^-).

Comprueba lo aprendido

- 2.15 Establece las semejanzas y diferencias en la forma de nombrar y escribir la fórmula química de un óxido metálico, una sal binaria, una sal ternaria oxigenada y un hidróxido metálico.
- 2.16 Critica la expresión: *La fórmula química de los compuestos iónicos nos informa la menor relación en que se encuentran los iones en su cristal iónico.*
- 2.17 Nombra los hidróxidos metálicos siguientes:
- | | | |
|---------------|---------------|---------------|
| a) NaOH | c) $Al(OH)_3$ | e) $Ni(OH)_2$ |
| b) $Ba(OH)_2$ | d) $Zn(OH)_2$ | f) $Fe(OH)_3$ |
- 2.18 Escribe la fórmula química de los hidróxidos metálicos que se relacionan a continuación:

CAPÍTULO 2

- a) hidróxido de potasio
- b) hidróxido de calcio

- c) hidróxido de magnesio
- d) hidróxido de hierro (II)

2.19 Describe la información cualitativa y cuantitativa que ofrecen las siguientes fórmulas químicas de los hidróxidos metálicos iónicos:

- a) LiOH
- b) Mg(OH)₂
- c) Ba(OH)₂
- d) KOH

2.20 Demuestra, mediante los cálculos necesarios, que una muestra de 1,5 mol de hidróxido de potasio (KOH) tiene mayor masa que otra de 2 mol de hidróxido de sodio (NaOH).

2.1.5 Hidróxidos metálicos solubles en agua. Las disoluciones básicas. Indicadores

Al disolver hidróxido de sodio (NaOH) en agua (H₂O), ocurre un rompimiento del cristal iónico, debido a la interacción electrostática de las moléculas del agua y los iones del cristal; por esto, los iones sodio (Na⁺) e hidróxido (OH⁻) adquieren una mayor movilidad que en el estado sólido, lo que determina que las disoluciones acuosas de este hidróxido metálico conduzcan la corriente eléctrica.



Importante

Los hidróxidos metálicos con enlace iónico, cuando se disuelven en agua o se funden, se separan (disocian) en los cationes metálicos (Mⁿ⁺) y los aniones hidróxido (OH⁻) que los constituyen (tabla 2.3).

Tabla 2.3 Representación de los iones presentes en los hidróxidos metálicos fundidos o en disolución acuosa

Fórmula del hidróxido metálico	Hidróxido metálico fundido	Hidróxido en disolución acuosa
NaOH	Na ⁺ y OH ⁻	Na ⁺ (ac) y OH ⁻ (ac)
KOH	K ⁺ y OH ⁻	K ⁺ (ac) y OH ⁻ (ac)
Ba(OH) ₂	Ba ²⁺ y OH ⁻	Ba ²⁺ (ac) y OH ⁻ (ac)

La presencia de los iones hidróxido (OH^-) en estas disoluciones acuosas le confiere una serie de propiedades comunes. Por ejemplo, al añadirle a las disoluciones acuosas de hidróxido de sodio $[\text{NaOH}(\text{ac})]$ y de hidróxido de bario $[\text{Ba}(\text{OH})_2(\text{ac})]$, ambas incoloras, unas gotas de disolución incolora de fenolftaleína, se observa que en ambos casos aparece una coloración roja (figura 2.8).



Fig. 2.8 Coloración que toma el indicador fenolftaleína frente a las disoluciones acuosas de hidróxidos metálicos

Si a otras disoluciones acuosas de estos mismos hidróxidos metálicos se les introduce una tira de papel tornasol rojo, esta adquiere una coloración azul.



Importante

La sustancia que, al disolverse en agua produce iones hidróxido $\text{OH}^-(\text{ac})$, se denomina base. Las disoluciones resultantes se conocen con el nombre de disoluciones básicas (medio básico).

Los hidróxidos de sodio (NaOH), de potasio (KOH) y de calcio $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$ son ejemplos de bases y sus disoluciones tienen un medio básico.

CAPÍTULO 2

! Importante

Se denomina indicador a la sustancia que cambia de color frente a las disoluciones acuosas según el medio básico, ácido o neutro que posea, por tanto, sirve para identificarlas.

La fenolftaleína, el tornasol y el azul de bromotimol son indicadores que en un medio básico presentan los colores siguientes (figura 2.9):

Coloración que toman algunos indicadores en medio básico	
indicadores	coloración
fenolftaleína	roja
tornasol	azul
azul de bromotimol	azul

Fig. 2.9



De la historia

Robert Boyle (1627-1691), químico irlandés considerado como el precursor de la Química moderna (figura 2.10), por los resultados obtenidos en sus investigaciones en el campo de la Física y de la Química, al estudiar la naturaleza y la composición de la materia, fue el primero en observar que los colorantes azules de las plantas tomaban color rojo al agregarle un ácido e introdujo el jarabe de violeta para reconocer y diferenciar un ácido de una base.



Fig. 2.10



¿Sabías que...?

La flor marpacífico, conocida también como rosa de China (figura 2.11), tiene en su composición pigmentos vegetales cuyo color cambia en dependencia de la acidez o la basicidad de la disolución a la que se agregue. Una disolución con características ácidas provoca que tome color rojo, una disolución básica cambia el color del pigmento a azul, la disolución neutra hace que tome el color violeta. Las flores amarillas no sirven como indicadores.

El árbol Chrozphora tinctoria (figura 2.12) es una planta herbácea anual, de color verde grisáceo, que se puede encontrar fácilmente durante el verano en campos calizos o arcillosos. Su nombre vulgar “tornasol”, se debe a que se confunde con otra planta; pero ella, al florecer, se orienta al sol, lo cual la diferencia de la otra planta. Se utiliza en la actualidad como tinte o para obtener uno de los indicadores ácido-base más famoso que existe, conocido como tornasol.



Fig. 2.11



Fig. 2.12

Otras propiedades comunes a las disoluciones básicas son las de poseer sabor amargo y ser jabonosas al tacto. Esta última propiedad 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 sustancias y sus disoluciones se les denominan cáusticas, que quiere decir corrosiva, ejemplos de esto son la sosa cáustica (NaOH), la potasa cáustica (KOH) y la cal cáustica $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$.

Comprueba lo aprendido

2.21 Define los conceptos siguientes: base, disolución básica e indicador.

2.22 Describe lo que ocurre cuando un hidróxido metálico iónico:

- a) se funde
- b) se disuelve en agua

CAPÍTULO 2

2.23 Representa los cationes metálicos y los aniones que están presentes en las disoluciones acuosas de los hidróxidos metálicos siguientes:

- a) hidróxido de potasio
- c) NaOH
- b) hidróxido de calcio
- d) Ba(OH)₂

2.24 Se tienen tres tubos de ensayos, A, B y C, con disoluciones acuosas incoloras y se conoce que una es una disolución básica. Describe cómo la identificarías experimentalmente.

2.25 Se conoce que la fórmula química de una sustancia es LiOH:

- a) ¿Cuáles son los iones presentes en sus disoluciones acuosas?
- b) ¿Cuál de los iones le confiere propiedades básicas?
- c) Nombra la sustancia que representa.
- d) ¿Qué color tomará la disolución alcohólica de fenolftaleína frente a esta disolución acuosa?
- e) ¿En qué proporción se encontrarán los cationes y los aniones presentes en esta sustancia?

2.1.6 Obtención de los hidróxidos metálicos

Las disoluciones básicas de los hidróxidos de los elementos químicos de los grupos IA (1) y IIA (2) de la Tabla periódica moderna pueden obtenerse en el laboratorio por reacción química del óxido correspondiente con el agua (figura 2.13), excepto el hidróxido de berilio [Be(OH)₂], por ejemplo:

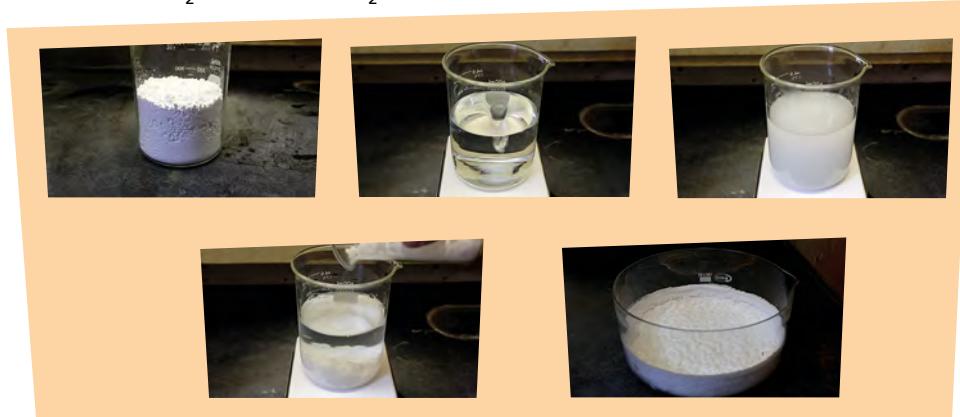
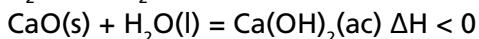
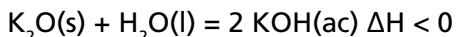


Fig. 2.13 Obtención en el laboratorio del hidróxido de calcio [Ca(OH)₂]

Otra forma en que se obtienen disoluciones acuosas de algunos hidróxidos metálicos es mediante la reacción química de un metal activo; por ejemplo: sodio, potasio, calcio y bario, con el agua. En estas reacciones químicas se desprende una gran cantidad de energía mediante calor, que es capaz de inflamar al dihidrógeno gaseoso $[H_2(g)]$ que se obtiene. Por este motivo, al realizar este experimento en el laboratorio, el tamaño del metal no debe pasar del de un grano de arroz. Si el agua que reacciona contiene fenolftaleína incolora, esta cambia de color producto del medio básico que se forma (figura 2.14).



Fig. 2.14 Reacción química del metal sodio con el agua (a) y su cambio de color al intervenir la fenolftaleína incolora (b)

Ejemplos de ecuaciones químicas de estas reacciones químicas son:

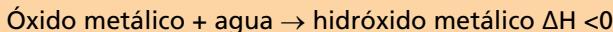


Reflexiona

Analiza, en las últimas cinco ecuaciones químicas presentadas en este epígrafe, la variación de los números de oxidación de los elementos químicos que forman las sustancias reaccionantes y productos y plantea dos generalizaciones que puedas hacer sobre el tipo de reacción química que representan según este criterio de clasificación.

**Importante**

Dos de las formas en que pueden obtenerse en el laboratorio las disoluciones acuosas a partir de hidróxidos metálicos de los elementos químicos representados en los grupos IA (1) y IIA (2) de la Tabla periódica moderna son:



En el primer caso se producen reacciones no redox y en el segundo caso, redox.

Existen hidróxidos metálicos poco solubles y otros prácticamente insolubles en agua que se obtienen mediante la reacción química entre disoluciones acuosas de una sal y un hidróxido metálico soluble. Por ejemplo, si se mezclan disoluciones acuosas de sulfato de cobre (II) $[\text{CuSO}_4(\text{ac})]$ y de hidróxido de potasio $[\text{KOH}(\text{ac})]$, se forma un sólido azul verdoso prácticamente insoluble en agua que va al fondo del recipiente (figura 2.15).



Fig. 2.15 Formación de un precipitado de hidróxido de cobre (II) $[\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})]$, a partir de disoluciones acuosas de hidróxido de potasio $[\text{KOH}(\text{ac})]$ y sulfato de cobre (II) $[\text{CuSO}_4(\text{ac})]$

Tanto el hidróxido de potasio (KOH), como el sulfato de cobre (II) (CuSO_4), son electrolitos, por lo que sus disoluciones contienen respectivamente iones potasio $[\text{K}^+(\text{ac})]$, hidróxido $[\text{OH}^-(\text{ac})]$, cobre (II) $[\text{Cu}^{2+}(\text{ac})]$ y sulfato $[\text{SO}_4^{2-}(\text{ac})]$. Cuando se mezclan estas disoluciones acuosas ocurre una reacción química, en la que se obtiene un precipitado, el hidróxido de cobre (II) $[\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})]$ y una disolución de sulfato de potasio $[\text{K}_2\text{SO}_4(\text{ac})]$, en la que están presentes los iones sulfato $[\text{SO}_4^{2-}(\text{ac})]$ y los iones potasio $[\text{K}^+(\text{ac})]$ (figura 2.16).

Esta reacción química puede representarse por la ecuación química global siguiente:

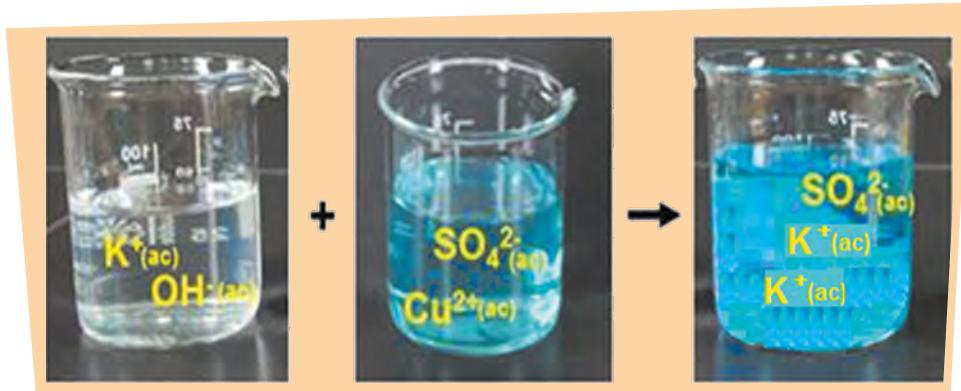
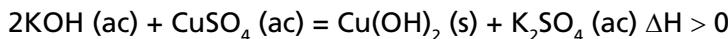


Fig. 2.16 Reacción química entre disoluciones acuosas de hidróxido de potasio [KOH (ac)] y sulfato de cobre (II) [CuSO₄ (ac)], que forma un precipitado

Desafío

1. Escribe la ecuación química esencial de la reacción química anterior.
2. Describe cómo separarías en el laboratorio el precipitado de hidróxido de cobre (II) de la disolución de sulfato de potasio.
3. ¿Pudiera recogerse el precipitado de hidróxido de cobre (II) dándole calor al resultado de la reacción química? Argumenta.

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



Para predecir la ocurrencia o no de estas reacciones químicas debes utilizar la tabla 1.11 de solubilidad de algunas sustancias en agua.



Importante

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

Comprueba lo aprendido

- 2.26** Representa, mediante esquemas con palabras, las formas de obtener hidróxidos metálicos solubles e hidróxidos metálicos poco solubles o prácticamente insolubles en agua en el laboratorio.
- 2.27** En el laboratorio se realizan las reacciones químicas entre los pares de sustancias siguientes:
- ▶ óxido de bario + agua
 - ▶ óxido de sodio + agua
- a) Representa mediante ecuaciones químicas las dos reacciones químicas ocurridas.
 - b) ¿Estas reacciones químicas son de oxidación-reducción? ¿Por qué?
- 2.28** Escribe las ecuaciones químicas de las reacciones químicas que deben lleverse a cabo para obtener potasa cáustica (KOH), lechada de cal [$\text{Ca}(\text{OH})_2$] y agua de barita [$\text{Ba}(\text{OH})_2$], a partir de la reacción química de los metales correspondientes con el agua.
- a) Justifica la afirmación: Estas reacciones químicas son de oxidación-reducción.
- 2.29** Describe qué ocurre cuando se unen disoluciones acuosas de nitrato de níquel (II) [$\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ (ac)] y de hidróxido de bario [$\text{Ba}(\text{OH})_2$ (ac)].
- 2.30** Elabora una propuesta de reacción química para obtener el hidróxido de plomo (II) [$\text{Pb}(\text{OH})_2$ (s)] en el laboratorio. Fundamenta tu respuesta.

2.31 ¿Cuáles de los pares de las disoluciones acuosas siguientes reaccionan entre sí con formación de un precipitado? Utiliza para esto la tabla 1.11 de solubilidad de las sustancias en agua.

- 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) Escribe las ecuaciones químicas de las reacciones químicas que se producen.
 - b) Clasifícalas atendiendo a la variación o no del número de oxidación. Fundamenta tus respuestas.

2.32 Escribe las ecuaciones químicas de las reacciones químicas que se producen cuando:

- se añade óxido de litio a un recipiente con agua.
- se añade calcio a una cristalizadora con agua y se desprende energía mediante calor.

2.33 Dada la ecuación química siguiente:



- a) Nombra las sustancias representadas en la ecuación química.
- b) ¿Cuál de los iones presentes en la disolución $\text{NaOH}(\text{ac})$, les da características básicas a sus disoluciones acuosas?
- c) ¿Qué color tomará el indicador tornasol al ponerlo en contacto con una disolución acuosa de NaOH ?
- d) Justifica la afirmación siguiente: La reacción química representada no es de oxidación-reducción.
- e) Clasifica la reacción química representada teniendo presente la liberación o absorción de energía mediante calor.

2.1.7 Aplicaciones de los hidróxidos metálicos

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

La propiedad de los álcalis de reaccionar con las proteínas se usa en la determinación del porcentaje de lana que posee un tejido. La lana, al igual

CAPÍTULO 2

que la seda, está formada por proteínas que se disuelven en disolución acuosa al 10 % de hidróxido de sodio $[\text{NaOH}(\text{ac})]$. Si se hierve este tejido en esta disolución acuosa, se puede determinar si está constituido 100 % por lana, ya que cualquier cantidad de algodón que posea no se disuelve en el álcali.

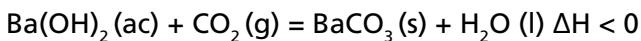
Otros hidróxidos metálicos son utilizados en medicina cuando se necesita la presencia de un medio básico en el organismo para combatir la acidez estomacal, por ejemplo, el hidróxido de aluminio $[\text{Al}(\text{OH})_3]$ se toma con este fin.



Importante

Las aplicaciones de los hidróxidos metálicos y sus disoluciones se basan en sus propiedades.

Las disoluciones de hidróxido de bario (agua de barita) $[\text{Ba}(\text{OH})_2(\text{ac})]$ y de hidróxido de calcio (agua de cal) $[\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{ac})]$ son utilizadas para la identificación del dióxido de carbono $[\text{CO}_2(\text{g})]$, debido a que esas disoluciones acuosas reaccionan con este gas, produciendo un precipitado de carbonato de bario $[\text{BaCO}_3(\text{s})]$ y carbonato de calcio $[\text{CaCO}_3(\text{s})]$, respectivamente.



El hidróxido de calcio $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$ es muy usado en la construcción debido a que, junto a la arena y al agua, forma el llamado mortero de cal, que se usa para unir los ladrillos y bloques y para repellar las paredes, entre otros usos. En el proceso de endurecimiento, el hidróxido de calcio $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$ se aglutina con los granos de arena y más tarde, por interacción con el dióxido de carbono del aire $[\text{CO}_2(\text{g})]$, se forma el carbonato de calcio $[\text{CaCO}_3]$ y agua. La reacción química se representa por la ecuación química:



La suspensión de hidróxido de calcio (lechada de cal) $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$ es utilizada como pintura de corta duración. También es muy usada en muchos procesos químicos industriales debido a su bajo costo; por ejemplo, se emplea en la industria azucarera para controlar la acidez del guarapo.



¿Sabías que...?

El caracol gigante africano (figura 2.17) es originario de las zonas boscosas de África, aunque en la actualidad amenaza el continente americano. En Cuba se detectó por primera vez en el año 2014.

Este molusco, considerado una plaga, ha demostrado ser muy destructivo de los cultivos de vegetales y flores silvestres. Es capaz de alimentarse prácticamente de todo, incluso de excrementos.

Además, amenaza la salud humana, pues es una especie portadora de parásitos.



Fig 2.17

Es hermafrodita, crece hasta 20 cm de longitud y se reproduce a gran velocidad (entre 100 y 2000 posturas de huevos, de los que pueden nacer hasta el 95 %), lo cual hace muy difícil su erradicación.

Científicos cubanos han mostrado la efectividad de un nuevo producto para eliminarlo llamado cieno de carburo, que contiene hasta un 90 % de hidróxido de calcio $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$ que produce en el molusco su deshidratación, la cual también se produce a partir del cloruro de sodio (NaCl) o el arsenato de calcio $[\text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2]$, insecticida, molusquicida y fungicida por excelencia.

Para conocer más sobre este tema puedes observar el siguiente video en internet con la dirección:

https://www.youtube.com/watch?v=dni_KFYfWw0&ab_channel=ObservatorioCient%C3%ADfico

La propiedad que tienen los álcalis de reaccionar con las grasas también es muy utilizada en la fabricación de jabones. Tanto la soda cáustica (NaOH) como la potasa cáustica (KOH) se utilizan en la fabricación de jabones, los que se obtienen calentando las grasas con estos hidróxidos metálicos.



Conoce un poco más

En la antigüedad, el jabón (figura 2.18) se hacía con grasa animal y con cenizas de las plantas, dado el carácter básico que tienen las disoluciones de estas últimas, por la presencia de elementos químicos como el potasio.



Fig. 2.18

En la reacción química entre los álcalis con las grasas, de origen animal o vegetal, se produce jabón y glicerina y el proceso que en ella ocurre se denomina saponificación, del que puedes buscar más información en un libro de Química Orgánica.

Las sustancias reaccionantes deben tener una temperatura semejante y por encima de la temperatura ambiental. Al calor inicial de los reaccionantes se les suma el que genera esta reacción química. Las características del jabón dependen directamente de la materia prima empleada. Según el tipo de jabón que se desea obtener, así serán las cantidades de cada sustancia reaccionante que se utilice e incluso la adición de otros productos que se añaden, tales como aceites aromáticos, limón, colorantes, entre otros.

Te sugerimos que observes el video *¿Cómo hacer jabón 100 % natural en casa?* <https://www.youtube.com/watch?v=ZDjsNwqW7VE>



¿Sabías que...?

En el año 2020 el planeta se vio afectado por la COVID-19, una pandemia que provocó millones de enfermos y la muerte de una inmensa cantidad de seres humanos.

El mensaje de la Organización Mundial de la Salud (OMS) estuvo muy claro: lávate las manos durante 20 s como mínimo, con agua y jabón (figura 2.19).



Fig. 2.19 La ciencia química una vez más se pone al servicio de la humanidad

¿Por qué esta medida funciona tan bien que ha salvado tantas vidas? La respuesta está en la Química y la Biología.

Hay virus y bacterias, como el coronavirus, que protegen su material genético (ARN) y las proteínas que les permiten agarrarse a las células humanas con una membrana lipídica aceitosa. El jabón destruye esta membrana de grasa y el virus “se derrumba como un castillo de naipes y muere”. De esta manera el virus se convierte en inactivo.



Conoce un poco más

Las vacunas preventivas son uno de los resultados más relevantes en la historia de la medicina. En nuestro país se vienen elaborando por distintas instituciones científicas, han sido aplicadas a la población y han erradicado o controlado diferentes enfermedades.

CAPÍTULO 2

Existe una nueva generación de vacunas que necesitan de determinados componentes conocidos como “adyuvantes”, que incrementan la potencia, calidad y duración de la respuesta inmune.

El hidróxido de aluminio $[Al(OH)_3]$ (figura 2.20) es el adyuvante por excelencia. Durante la reciente pandemia del virus Sars-CoV-2, la ciencia médica cubana creó cuatro candidatos vacunales entre los que se encontró el CIGB 66, conocido como Abdala, que lo utiliza como adyuvante.

También por esta propiedad es utilizado en los tratamientos de la úlcera péptica, el reflujo gastroesofágico, la hernia hiatal y la esofagitis.

Candidato (CIGB 66)

Ingredientes

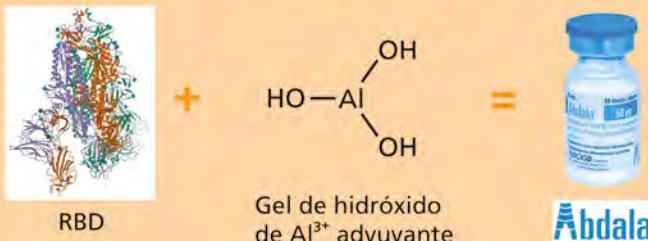


Fig 2.20 Hidróxido de aluminio

Comprueba lo aprendido

- 2.34** Describe brevemente qué relación existe entre las aplicaciones, las propiedades y la estructura de los hidróxidos de los elementos químicos representados en los grupos IA (1) y IIA (2) de la Tabla periódica moderna.
- 2.35** Menciona dos aplicaciones de los hidróxidos de sodio, de potasio y de calcio y di en qué propiedad se basan.
- 2.36** En la construcción de un muro se utilizó el mortero de cal para unir los ladrillos. Durante mucho tiempo se observó que el muro siempre estaba húmedo. Explica por qué sucede esto.

2.37 Haz un cuadro resumen de las principales aplicaciones estudiadas de los hidróxidos metálicos relacionándolas con sus propiedades.

2.38 ¿Cuál de las reacciones químicas representadas a continuación es de oxidación-reducción? Señala el agente oxidante y el agente reductor.

- $2\text{Na (s)} + 2\text{H}_2\text{O (l)} = 2\text{NaOH (ac)} + \text{H}_2\text{(g)}$
- $\text{Ca(OH)}_2\text{(ac)} + \text{CO}_2\text{(g)} = \text{CaCO}_3\text{(s)} + \text{H}_2\text{O (l)}$

2.2 Los hidróxidos no metálicos

En este epígrafe se estudiarán las propiedades físicas y estructura química de los hidróxidos no metálicos, las que difieren notablemente de los hidróxidos metálicos ya estudiados. Serán tratadas también las propiedades de sus soluciones acuosas, la manera de reconocerlas en el laboratorio mediante el uso de los indicadores, así como comparar sus propiedades con las de los hidróxidos metálicos.

Se realizará un breve estudio del pH de las soluciones y su importancia para las plantas y animales, así como para el medio ambiente y la salud ambiental. Como una necesidad del estudio de las sustancias en el mundo de la Química, se ampliará el conocimiento del lenguaje químico con el estudio de la notación y nomenclatura química de los hidróxidos no metálicos.

2.2.1 Los hidróxidos no metálicos. Sus propiedades físicas

Se conoce que los hidróxidos metálicos como el hidróxido de sodio (NaOH) y el hidróxido de calcio [Ca(OH)_2] pueden obtenerse por reacción química entre el óxido metálico correspondiente y el agua. De forma semejante muchos óxidos no metálicos reaccionan con el agua, obteniéndose sustancias ternarias constituidas por oxígeno, hidrógeno y otro elemento no metálico. A este tipo de sustancia se le denomina **hidróxido no metálico** (figura 2.21).

CAPÍTULO 2



Fig. 2.21 Ejemplos de hidróxidos no metálicos

En la tabla 2.4 aparecen algunas propiedades físicas de hidróxidos no metálicos muy conocidos.



Importante

La mayoría de los hidróxidos no metálicos son, a temperatura y presión estándar ambiente (se considera una temperatura de 25 °C y una presión de 100 kPa), sustancias líquidas o sólidas de relativamente bajas temperaturas de fusión y de ebullición y, en general, sustancias solubles en agua (ver tabla 2.4).

Tabla 2.4 Propiedades físicas de algunos hidróxidos no metálicos

Nombre	Fórmula química	Densidad (g/cm ³)	Temperatura de fusión (°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 ₃	1,43	185	soluble

Comprueba lo aprendido

2.39 Define el concepto *hidróxido no metálico*. Compáralo con la definición de hidróxido metálico.

2.40 Clasifica los hidróxidos representados a continuación en metálicos y no metálicos. Justifica en cada caso.

- Mg(OH)_2
- H_2SO_4
- HNO_3
- H_2SO_3
- Cu(OH)_2
- H_3PO_4

2.41 El ácido perclórico $[\text{HClO}_4]$ tiene una densidad de 1,77 g/mL y una temperatura de fusión de -112°C . Con respecto a esta sustancia di:

- ¿Es más o menos densa que el agua?
- ¿En qué estado de agregación se encontrará esta sustancia a -120°C ?

2.2.2 Estructura química 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 2.22).

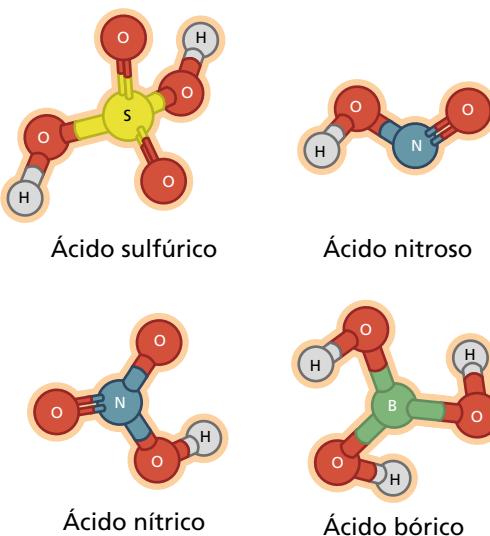


Fig. 2.22 Representación mediante modelos moleculares de los ácidos nitroso, nítrico, sulfúrico y bórico

CAPÍTULO 2

En los hidróxidos no metálicos 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 las 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 que son más débiles.



Reflexiona

Teniendo en cuenta la fórmula química (figura 2.23) de un representante de cada uno de los tres tipos de sustancias ternarias estudiadas (sales ternarias oxigenadas, hidróxidos metálicos iónicos y los hidróxidos no metálicos), establece las semejanzas y las diferencias en su composición química.

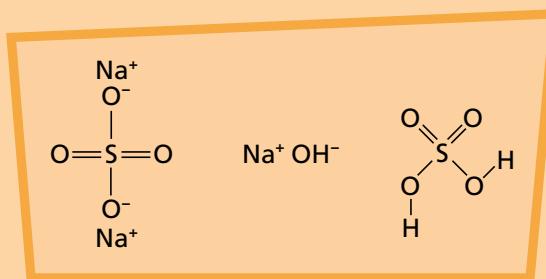


Fig. 2.23

Confronta tu análisis

Semejanzas:

- Todas están formadas por átomos de tres elementos químicos.
- Las tres tienen en su composición química átomos de oxígeno.

Diferencias:

Las sales están formadas por átomos de oxígeno, de un elemento metálico y otro no metálico, que no es el hidrógeno, mientras que los hidróxidos metálicos están constituidos por un elemento metálico, el oxígeno y el hidrógeno. Los hidróxidos no metálicos también están formados por átomos de oxígeno y de hidrógeno, pero el tercer elemento químico es no metálico.



Importante

Los hidróxidos no metálicos, a diferencia de los hidróxidos metálicos, tienen en su composición química, además de átomos de oxígeno y de hidrógeno, átomos de otro elemento no metálico, el cual constituye el átomo central de cada molécula. Los enlaces químicos que unen los átomos en las moléculas son todos covalentes (figura 2.24).

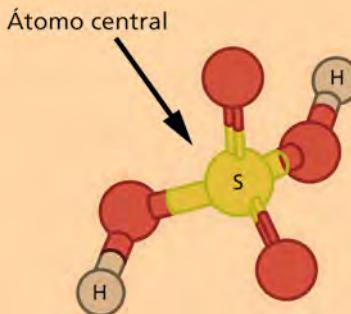


Fig. 2.24

La estructura de los hidróxidos no metálicos determina sus propiedades y estas últimas son la base de sus aplicaciones al igual que las restantes sustancias.



Sistematizando

Clasificación de las sustancias según su composición química y propiedades (figura 2.25).

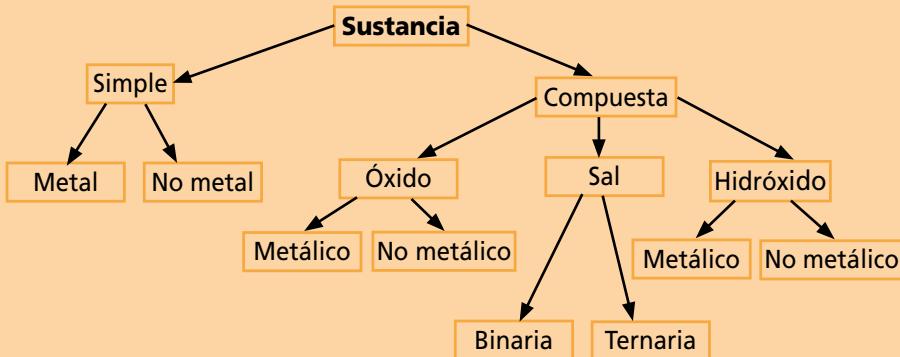


Fig. 2.25

CAPÍTULO 2

Comprueba lo aprendido

- 2.42 ¿A qué tipo de sustancia pertenecen los hidróxidos no metálicos teniendo en cuenta las partículas que los constituyen? Ejemplifica.
- 2.43 ¿A qué se deben las relativamente bajas temperaturas de fusión y de ebullición en los hidróxidos no metálicos? Explica.
- 2.44 Elabora un resumen de la composición química de las sustancias simples y compuestas estudiadas hasta el momento en el curso de Química, así como del tipo de enlace químico que se presenta entre los átomos que las constituyen.

2.2.3 Nomenclatura química y notación química de los hidróxidos no metálicos

Los hidróxidos no metálicos son llamados también oxácidos y tienen su nomenclatura y notación química específica.



Importante

Para nombrar los hidróxidos no metálicos se usa la palabra genérica ácido y, a continuación, el nombre del grupo poliatómico cambiando su terminación *-ito* por *-oso* y *-ato* por *-ico* (tabla 2.5).

Tabla 2.5 Nombre de algunos hidróxidos no metálicos

Fórmula química	Nombre	Nombre y representación química de grupos poliatómicos
HNO_2	ácido nitroso*	NO_2^{-1} nitrito
H_2SO_3	ácido sulfuroso*	SO_3^{-2} sulfito
H_3PO_3	ácido fosforoso	PO_3^{-3} fosfito

Fórmula química	Nombre	Nombre y representación química de grupos poliatómicos
HNO_3	ácido nítrico	NO_3^{-1} nitrato
H_2SO_4	ácido sulfúrico	SO_4^{-2} sulfato
H_3PO_4	ácido fosfórico	PO_4^{-3} fosfato

* Estas sustancias no se han aislado como sustancias puras, solo se conocen sus disoluciones acuosas.

Notación química de los hidróxidos no metálicos

Para escribir la fórmula química global de los hidróxidos no metálicos se procede de la forma siguiente:



Importante

Un algoritmo para escribir las fórmulas químicas moleculares de los hidróxidos no metálicos es:

Primer paso: se escribe el símbolo químico del elemento químico hidrógeno y a continuación la representación del grupo poliatómico oxigenado, con sus correspondientes números de oxidación, por ejemplo: ácido nítrico, $\text{H}^+(\text{NO}_3)^-$ y ácido sulfúrico, $\text{H}^+(\text{SO}_4)^2-$.

Segundo paso: se coloca como subíndice del hidrógeno el módulo del valor del número de oxidación del grupo poliatómico oxigenado, por ejemplo: ácido nítrico, HNO_3 y ácido sulfúrico, H_2SO_4 . Mediante esta acción se hace evidente que la suma de los números de oxidación de las especies químicas que forman estas moléculas es igual a cero.

Observa que en las fórmulas químicas de todos los hidróxidos no metálicos el subíndice del hidrógeno coincide con el módulo del valor del número de oxidación del grupo poliatómico oxigenado.

CAPÍTULO 2

Comprueba lo aprendido

- 2.45 Describe brevemente los algoritmos para nombrar y escribir las fórmulas químicas moleculares de los hidróxidos no metálicos.
- 2.46 Completa en tu libreta de notas el cuadro siguiente colocando el nombre o la fórmula química molecular que corresponda:

Nombre	Fórmula química
	H_2SO_4
ácido fosfórico	
	HNO_3
ácido nitroso	
	H_2SO_3

- 2.47 Se tienen cuatro sustancias cuyas fórmulas químicas son: Cl_2 , MgCl_2 , Cl_2O_7 y HClO .
- Clasifica cada una de estas sustancias teniendo en cuenta su composición química y el tipo de partículas que las constituyen.
 - Di cuál o cuáles de estas fórmulas químicas son moleculares y cuál o cuáles, empíricas. Fundamenta tu respuesta.
 - ¿Qué información se obtiene de cada una de las fórmulas químicas sobre la relación entre el número de átomos o iones y sobre la relación en cantidad de sustancia?

2.2.4 Las disoluciones acuosas de los hidróxidos no metálicos. Las disoluciones ácidas. Indicadores. Noción de pH

Los hidróxidos no metálicos no conducen la corriente eléctrica, sin embargo, sus disoluciones acuosas sí la conducen. ¿A qué se debe esto?



Importante

Al disolverse en agua los hidróxidos no metálicos, sus moléculas interactúan con las moléculas polares del agua. Debido a 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 aniones poliatómicos oxigenados y los iones hidrógeno (H^+). El ion hidrógeno (H^+) no existe libre en disolución acuosa, ya que se une a una molécula polar del agua formando los iones hidronio [$H_3O^+(ac)$].

Así, por ejemplo, en las disoluciones acuosas del ácido sulfúrico [$H_2SO_4(ac)$] existen los cationes hidronio [$H_3O^+(ac)$] y los aniones sulfato [$SO_4^{2-}(ac)$]. En los restantes hidróxidos no metálicos ocurre algo muy semejante (tabla 2.6).

Tabla 2.6 Representación química de los iones que se forman al disolverse distintos hidróxidos no metálicos en agua

Nombre	Fórmula química molecular	Disolución acuosa
ácido nítrico	HNO_3	$H_3O^+(ac)$ y $NO_3^-(ac)$
ácido sulfúrico	H_2SO_4	$H_3O^+(ac)$ y $SO_4^{2-}(ac)$
ácido fosfórico	H_3PO_4	$H_3O^+(ac)$ y $PO_4^{3-}(ac)$



Conoce un poco más

¡Cuidado, peligro!

El proceso de disolución del ácido sulfúrico (H_2SO_4) concentrado en agua es muy exotérmico, por lo que, para diluir este ácido, se debe verter al agua y no a la inversa (figura 2.26), pues pueden ocurrir salpicaduras y con estas, lamentables accidentes.

Este ácido tiene un gran poder deshidratante y destruye la materia orgánica con gran facilidad.

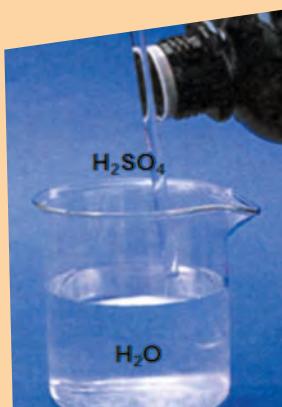


Fig. 2.26 ¡Nunca debe añadirse agua al ácido sulfúrico concentrado!

Para ver el poder deshidratante del ácido sulfúrico te recomendamos observar el video *Ácido sulfúrico derrite una esponja en segundos* https://www.youtube.com/watch?v=egPf4TgOlfY&ab_channel=WAGNERFELIPPE



Importante

Los hidróxidos no metálicos, cuando se disuelven en agua, originan aniones poliatómicos oxigenados e iones hidronio $[H_3O^+(ac)]$. Este proceso de formación de iones se denomina **ionización**. Es importante diferenciar este término y el de **disociación**.

La presencia de los iones hidronio $[H_3O^+(ac)]$ en las disoluciones acuosas de los hidróxidos no metálicos les confieren propiedades comunes; por ejemplo, al introducir indicador papel de tornasol azul en disoluciones de ácido nítrico $[HNO_3(ac)]$, ácido sulfúrico $[H_2SO_4(ac)]$ y ácido fosfórico $[H_3PO_4(ac)]$, 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 (figura 2.27).

Indicadores en medio ácido



Fig. 2.27 Coloración que toman los indicadores tornasol y azul de bromotimol en disoluciones acuosas de ácido nítrico y de ácido sulfúrico, respectivamente

Importante

A la sustancia que, al disolverse en agua, produce iones hidronio $[\text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})]$ se le denomina ácido. La disolución acuosa resultante se conoce con el nombre de disolución ácida.

Importante

Svante August Arrhenius (1859-1927), notable físico y químico sueco (figura 2.28), determinó la primera teoría ácido-base. Fue profesor en la Escuela Técnica Superior de Estocolmo, profesor de Química en la Universidad de Estocolmo y director del Instituto de Química-Física de la Fundación Nobel. Escribió varios libros de Química, Electroquímica y Bioquímica. Recibió el Premio Nobel de Química en 1903 (ver Glosario).



Fig. 2.28 Svante August Arrhenius (1859-1927), notable físico y químico sueco

CAPÍTULO 2

El ácido nítrico (HNO_3), el ácido sulfúrico (H_2SO_4) y el ácido fosfórico (H_3PO_4) son ejemplos de ácidos y sus disoluciones acuosas son disoluciones ácidas, que se representan como $\text{HNO}_3\text{ (ac)}$, $\text{H}_2\text{SO}_4\text{ (ac)}$ y $\text{H}_3\text{PO}_4\text{ (ac)}$, respectivamente.



Importante

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



¿Sabías que...?

Entre los ácidos más utilizados en la vida diaria se encuentran el ácido acético presente en el vinagre; el ácido acetilsalicílico, componente fundamental de la aspirina; el ácido ascórbico en la vitamina C; el ácido cítrico en frutas como las naranjas y los limones; el ácido clorhídrico, que forma parte del jugo gástrico y el ácido sulfúrico en los acumuladores (figura 2.29).



Ácido clorhídrico



Ácido cítrico



Ácido acético (vinagre)



Ácido sulfúrico



Ácido ascórbico (vitamina C)

Fig. 2.29 Algunos ácidos orgánicos e inorgánicos

En la tabla 2.7 aparecen algunos indicadores y la coloración que adquieren en las disoluciones básicas y las ácidas.

Tabla 2.7 Coloración que toman algunos indicadores en medio básico o ácido

Indicador	Medio básico	Medio ácido
fenolftaleína	roja	incolora
tornasol	azul	roja
azul de bromotimol	azul	amarilla

Otra propiedad de las disoluciones ácidas es que tienen sabor ácido; por ejemplo, la presencia de ácido cítrico y del 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 química de un óxido no metálico con el agua:

- $\text{SO}_3 \text{ (s)} + \text{H}_2\text{O} \text{ (l)} = \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (ac)}$
- $\text{N}_2\text{O}_5 \text{ (g)} + \text{H}_2\text{O} \text{ (l)} = 2\text{HNO}_3 \text{ (ac)}$
- $\text{P}_4\text{O}_{10} \text{ (s)} + 6\text{H}_2\text{O} \text{ (l)} = 4\text{H}_3\text{PO}_4 \text{ (ac)}$



¿Sabías que...?

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 aleje de un valor determinado. Por ejemplo, un buen funcionamiento de la sangre humana, que lleva el dioxígeno a las células, exige un determinado grado de acidez (pH). Cuando este varía puede producirse la acidosis o la alcalosis, que requiere de una atención inmediata para que no ocurra la muerte de la persona.

En el proceso de extracción de la sacarosa o azúcar común de la caña de azúcar, para lograr mayor rendimiento, es necesario controlar la acidez del jugo de caña (guarapo). Se usa para esto lechada de cal con un porcentaje elevado de hidróxido de calcio $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$.

CAPÍTULO 2

Desafío

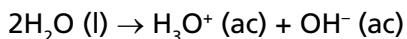
Al arder el dihidrógeno gaseoso se observa que el papel azul húmedo que se coloca cercano a la llama cambia su color por rojo. ¿Era puro el dihidrógeno que se combustionó? Explica tu respuesta.

Comprueba lo aprendido

- 2.48** Define los conceptos *ácido* y *disolución ácida*.
- 2.49** ¿Qué iones se forman cuando los hidróxidos no metálicos se disuelven en agua? ¿Por qué se dice que este es un proceso de ionización y no de disociación?
- 2.50** Se tienen dos frascos que contienen disoluciones incoloras: una ácida y la otra básica. ¿Qué ensayos realizarías para identificar la disolución ácida y la disolución básica?
- 2.51** Describe qué ensayo realizarías para comprobar el carácter ácido o básico de la saliva de tu boca.
- 2.52** Investiga la importancia del control de la acidez de la orina para la salud del organismo humano.

Nociones de pH

Se ha determinado experimentalmente que las moléculas que constituyen el agua pura se encuentran disociadas ligeramente de la forma siguiente:



Las concentraciones (*c*) de estos iones en el agua pura son muy pequeñas en relación con las de las moléculas de agua y son iguales entre sí, o sea:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-)$$

Los ácidos y las bases son las sustancias que aumentan en el agua la concentración de iones hidronio o hidróxido, respectivamente. En

las disoluciones neutras las concentraciones entre estas partículas son iguales. La forma de expresar estas relaciones se representa de la forma siguiente:

- Disolución ácida: $c(\text{H}_3\text{O}^+) > c(\text{OH}^-)$
 - Disolución básica: $c(\text{H}_3\text{O}^+) < c(\text{OH}^-)$
 - Disolución neutra: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-)$

Importante

Una disolución acuosa puede tener características ácidas, básicas o neutras según sea la concentración de iones hidronio presentes en ella. El pH es una medida de la acidez o basicidad de una disolución acuosa y se expresa por un número representado en una escala que varía entre 0 y 14 (figura 2.30). El pH entonces es un valor numérico que expresa la concentración de iones hidronio.

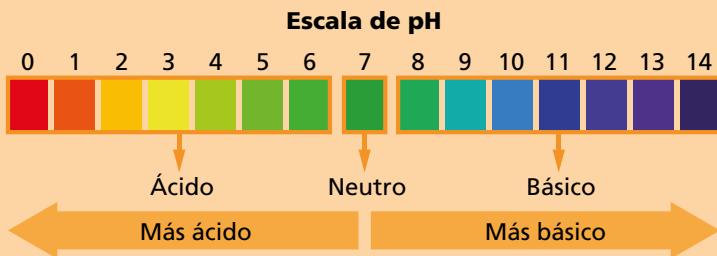


Fig. 2.30 Escala de valores del pH de un indicador universal y su relación con la acidez, la neutralidad o la basicidad

Importante

El valor 7 corresponde a una disolución neutra y también al agua pura.

Los valores menores que 7 corresponden a disoluciones ácidas, que serán tanto más ácidas cuanto más pequeño sea el número.

Los valores mayores de 7 hasta 14 corresponden a disoluciones básicas, que serán cada vez más básicas, mientras su valor se acerque a 14.

Por ejemplo, una disolución que tiene pH igual a 6 es ligeramente ácida y, en cambio, una disolución con pH igual a 1 es fuertemente ácida. Así, una disolución que tiene pH igual a 8 es ligeramente básica y la de pH igual a 13 es fuertemente básica.

CAPÍTULO 2

Las dos formas más utilizadas para medir el pH son mediante indicadores ácido-base o un equipo medidor de pH, llamado pHmetro, que mide la concentración de iones hidronio $[\text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})]$.



Importante

La importancia del conocimiento del pH está presente en todo el quehacer humano: en la agricultura, la industria, en el funcionamiento de los seres vivos, en la medicina, en los alimentos, entre otras áreas del conocimiento y la práctica de los seres humanos.

Por ejemplo, para que el organismo humano funcione normalmente el pH de las disoluciones que intervienen en los procesos fisiológicos, como el metabolismo, debe permanecer prácticamente constante, un ligero cambio en el valor del pH puede modificar la velocidad de algunas de las reacciones químicas que ocurren en el organismo y provocar alteraciones (acidosis y alcalosis).



¿Sabías que...?

El pH de la sangre debe mantenerse entre 7,35 y 7,45. Otros valores son, en general, incompatibles con la vida. El jugo gástrico en organismos sanos debe tener valores muy elevados de acidez, un pH entre 0,9 y 1,5.

La pepsina es una enzima que participa en la digestión de las proteínas en el estómago. Tiene su mayor actividad a valores de pH igual a 1,5. De igual manera la ptilalina es otra enzima presente en la saliva, encargada de transformar el almidón en azúcares simples, que logra su mayor actividad a pH igual a 6,7.

Los valores normales de la orina en los seres humanos están entre 4,6 y 8 en dependencia de la dieta. La ingestión de un elevado contenido de proteína hace que la orina sea ácida. Una dieta elevada en vegetales y frutas eleva el pH de la orina a básico.

En general, una alimentación que incluya gran cantidad de productos que tengan valores de pH básico es más saludable que aquella en la que predominen los alimentos de pH ácido (figura 2.31).

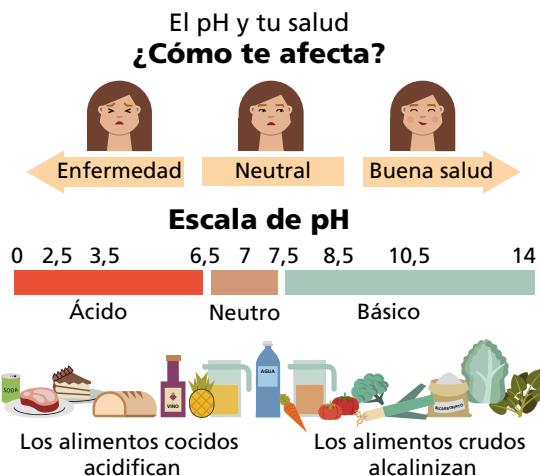


Fig. 2.31 Relación entre el pH de los alimentos y la salud humana



Importante

Entre los aspectos necesarios para disfrutar de una buena salud está la selección de la alimentación. Son necesarios productos que alcalinicen el cuerpo humano. Entre estos alimentos están los vegetales, las frutas, las carnes blancas (de pollo, pavo, pato y pescado). Las carnes rojas solo son perjudiciales a la salud cuando se comen en exceso.

El conocimiento del pH de los alimentos es muy necesario para lograr una adecuada y balanceada alimentación.

Numerosos son los procesos industriales en los que el pH interviene positiva o negativamente, por este motivo es necesario el control de los productos elaborados y las disoluciones que son utilizadas en el proceso de producción. Ejemplos de esto se presentan en las industrias alimentarias, en la producción de bebidas gaseosas, cervezas, yogurt, embutidos, mermeladas, dulces, en la industria farmacéutica, para jarabes y medicamentos, en la industria cosmética, entre muchas otras.

El sabor y color del polvo de cacao depende de su pH, el cual está entre 5 y 5,6. Para un producto menos amargo, el polvo de cacao se alcaliniza, logrando que se reduzca la acidez, así el color y la solubilidad son mejoradas (figura 2.32).

CAPÍTULO 2



Fig. 2.32 El sabor y el color del polvo de cacao depende de su pH

La acidez o basicidad de los suelos es un importante factor para el cultivo de diferentes plantas, ya que cada una de estas requiere un pH determinado en el suelo para su mejor desarrollo (figura 2.33). La cantidad de sustancias nutritivas asimilables por las plantas para su crecimiento también dependen de la acidez o basicidad del suelo. Muchas plantas crecen bien en suelos de pH con valores entre 6 y 7.

pH del suelo	Crecimiento de la planta	
> 8,3	Demasiado alcalino para la mayoría de las plantas	
7,5	Disponibilidad del elemento hierro es un problema en suelo alcalino	
7,2	De 6,8 a 7,2 casi neutral	
7,0		
6,8	De 6,0 a 7,5 aceptable para la mayoría de las plantas	
6,0		
5,5	Reduce la actividad microbiológica del suelo	
< 4,6	Demasiado ácido para la mayoría de las plantas	

Fig. 2.33 Relación entre el pH del suelo y el crecimiento de las plantas



Conoce un poco más

Hay plantas como la papa que requieren un suelo ácido (pH de 4,8 a 5,4), muchas otras necesitan un pH cercano a la neutralidad.

La caña de azúcar requiere de un suelo con valores de pH entre 6 y 8.

El tabaco, renglón fundamental de la economía cubana, necesita un suelo de pH entre 5,5 y 7,5.

Muchos nutrientes de las plantas son poco solubles cuando el pH aumenta, mientras otros son menos solubles cuando el pH disminuye. Tal es el caso de los compuestos del elemento químico fósforo, que se asimilan por las plantas cuando el pH está entre 6 y 7. Estas sustancias se vuelven poco solubles si el pH aumenta de 7 a 8,5.



Importante

El pH del suelo debe ser cuidadosamente controlado para facilitar a las plantas un medio óptimo para su desarrollo. Para aumentar el pH de un suelo ácido, es decir, hacerlo más básico, se pueden añadir compuestos de calcio en forma de polvo como son la cal viva (CaO), la cal apagada $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$ y la caliza pulverizada (CaCO_3).

Desafío

Describe cómo determinarías experimentalmente si un óxido metálico y otro no metálico constituyen un ácido o una base, respectivamente. Fundamenta tu respuesta.

Comprueba lo aprendido

2.53 ¿Qué es el pH de una disolución acuosa?

2.54 ¿Cómo es la relación entre la concentración de iones hidronio $[\text{c}(\text{H}_3\text{O}^+)]$ y de iones hidróxido $[\text{c}(\text{OH}^-)]$ en las disoluciones ácidas, básicas y neutras? ¿Qué relación tiene esto con el valor del pH?

CAPÍTULO 2

2.55 Valora la expresión siguiente: Es necesario alcalinizar el cuerpo humano.

2.56 Investiga sobre el rango de pH que tienen las lluvias normales y las lluvias ácidas. Señala los perjuicios que provoca en el medio ambiente el aumento de la acidez de las lluvias.

2.57 ¿En qué rango de la escala de pH deben estar las disoluciones de los hidróxidos metálicos solubles y las de los hidróxidos no metálicos? Fundamenta tus respuestas.

2.58 Selecciona la respuesta correcta en cada caso:

a) En el análisis efectuado al jugo gástrico de un paciente se determinó que su pH es igual a 1, presentando características:

ácidas básicas neutras

b) El pH de la sangre es aproximadamente igual a 7, por lo que presenta características:

ácidas básicas neutras

c) La clarificación del guarapo de caña de azúcar ocurre en mejores condiciones eliminando la mayor parte de sus impurezas, a un valor de pH aproximado a 8,4 con lo que presenta características:

ácidas básicas neutras

d) El elemento fósforo como ion fosfato se asimila mejor en suelos ácidos, con valores de pH igual a:

5 7 10

2.3 Los hidrácidos

Hasta el momento se han estudiado distintos tipos de sustancias y las características ácido-base de las disoluciones acuosas de los hidróxidos metálicos (básicas) y las de los hidróxidos no metálicos (ácidas). En este epígrafe se abordará otro tipo de disolución ácida, que no es la de los hidróxidos no metálicos, se trata de los hidrácidos. De ellas se estudiará la forma de obtenerlas en el laboratorio y la industria, así como su nomenclatura y notación química.

Se ampliará el estudio de las disoluciones ácidas y de las básicas con las reacciones químicas que ocurren entre ellas y se seguirá tratando el conocimiento de su influencia en el medio ambiente y la salud ambiental.

2.3.1 Introducción al estudio de los hidrácidos

Otros ejemplos de disoluciones ácidas son las que se producen cuando se disuelve en agua un compuesto binario hidrogenado de los elementos químicos del grupo VIA (16) y VIIA (17) de la Tabla periódica moderna. Ejemplos de estas disoluciones son: el ácido clorhídrico (figura 2.34), el ácido fluorhídrico, el ácido bromhídrico, el ácido yodhídrico y el ácido sulfhídrico, entre otros.



Fig. 2.34 Ácido clorhídrico, disolución ácida conocida comúnmente como ácido muriático o sulfumán

Estos compuestos binarios hidrogenados son sustancias moleculares gaseosas a temperatura y presión ambiente. Los enlaces químicos que unen los átomos de hidrógeno a los del otro elemento no metálico son covalentes polares (figura 2.35).

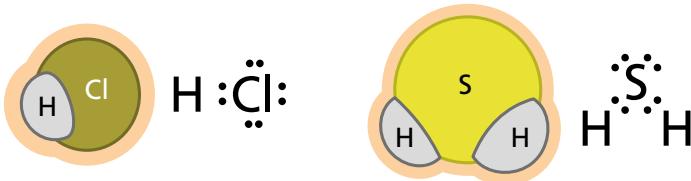


Fig. 2.35 Modelos moleculares de distintos hidruros volátiles

Ejemplos de estos compuestos moleculares son:

Nombre

fluoruro de hidrógeno
cloruro de hidrógeno
bromuro de hidrógeno
yoduro de hidrógeno
sulfuro de hidrógeno

Fórmula química

HF (g)
HCl (g)
HBr (g)
HI (g)
H₂S (g)

CAPÍTULO 2

Al disolverse estos compuestos en agua producen disoluciones ácidas, que se conocen con el nombre de **hidrácidos**. La presencia de los iones hidronio H_3O^+ (ac) en estas disoluciones puede detectarse mediante la coloración que toman los indicadores; por ejemplo, al disolverse el cloruro de hidrógeno en el agua se produce una disolución ácida llamada ácido clorhídrico. Al introducir el papel de tornasol azul en estas disoluciones acuosas, este cambia a rojo y el pHmetro registra valores por debajo de 7.

En el proceso de disolución acuosa del cloruro de hidrógeno, se puede observar cómo sus moléculas interactúan con las moléculas del agua. Producto de esta interacción se rompen los enlaces covalentes polares que unen a los átomos en las moléculas de cloruro de hidrógeno (HCl) y se producen iones hidronio H_3O^+ (ac) e iones cloruro Cl^- (ac) (figura 2.36).

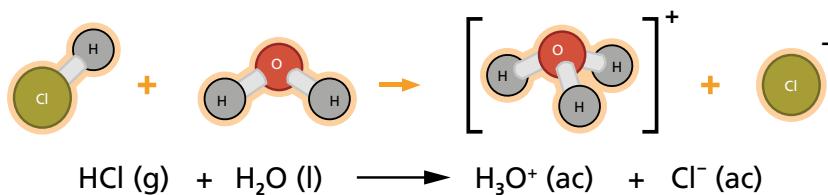


Fig. 2.36 Formación del ion hidronio a partir de la disolución del cloruro de hidrógeno en agua



Importante

Al igual que los hidróxidos no metálicos, los compuestos binarios hidrogenados de los elementos químicos de los grupos VIA (16) y VIIA (17) son ácidos, ya que al disolverse en agua se forman iones negativos e iones hidronio mediante un proceso de ionización. Estas disoluciones se denominan **hidrácidos**.

Los hidrácidos son disoluciones ácidas que tienen las mismas propiedades ácidas generales que las disoluciones acuosas de los hidróxidos no metálicos.

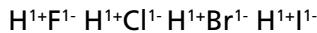
Desafío

Al destapar en el laboratorio un frasco con ácido clorhídrico concentrado se observa el desprendimiento de vapores de color blanco. Si se toma un papel de tornasol azul previamente humedecido con agua y se pone en contacto con el gas que humea, el indicador cambia a rojo. ¿Cómo explicas el color del gas que humea y el cambio de coloración del indicador?

2.3.2 Notación química y nomenclatura química de los hidrácidos

Para escribir la fórmula química de los hidrácidos se requiere primero representar la del compuesto hidrogenado del grupo VIA (16) o VIIA (17) de la Tabla periódica moderna.

La fórmula química de estos compuestos hidrogenados se logra escribiendo primero, el símbolo del elemento hidrógeno (H) con el número de oxidación 1^+ , seguido del símbolo de los elementos no metálicos, según corresponda, teniendo presente que en el caso de los halógenos (F, Cl, Br e I) que lo acompañan en estos compuestos tienen número de oxidación 1^- y que el azufre (S) tiene número de oxidación 2^- , o sea:



Para compensar las dos cargas del S^{2-} se necesitan 2H^+ , y para todos los halógenos solo 1.

Así, las fórmulas químicas de estos compuestos hidrogenados de los grupos VIA (16) y VIIA (17) de la Tabla periódica moderna son HF (g), HCl (g), HBr (g), HI (g) y H_2S (g).

Para nombrar estos compuestos binarios hidrogenados se inicia con el nombre del elemento no metálico con la terminación **-uro**, seguido de la preposición **de** y la palabra **hidrógeno**. O sea:

HF (g) - fluoruro de hidrógeno

HCl (g) - cloruro de hidrógeno

HBr (g) - bromuro de hidrógeno

HI (g) - yoduro de hidrógeno

H_2S (g) - sulfuro de hidrógeno

Cuando estas sustancias están en disolución acuosa, lo que se indica con (ac), se les denomina **hidrácido**. El carácter ácido de estas disoluciones se revela en la forma de nombrarlos utilizando la palabra **ácido**, seguido del nombre del elemento no metálico terminado en **hídrico**, por ejemplo:

Fórmulas químicas

HF (ac)

HCl (ac)

HBr (ac)

HI (ac)

H_2S (ac)

Nombres

ácido fluorhídrico

ácido clorhídrico

ácido bromhídrico

ácido yodhídrico

ácido sulfhídrico

CAPÍTULO 2

Comprueba lo aprendido

2.59 Define el concepto *hidrácido*.

2.60 Compara los hidróxidos no metálicos y los compuestos binarios hidrogenados de los elementos químicos de los grupos VIA (16) y VIIA (17) de la Tabla periódica moderna teniendo en cuenta los aspectos siguientes:

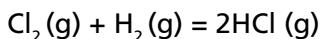
- Composición química, tipo de partículas y enlace químico que une a los átomos que los constituyen.
- Iones que se forman en el proceso de disolución acuosa.
- Propiedades de sus disoluciones acuosas.

2.61 ¿Qué coloración toman los indicadores fenolftaleína, tornasol y azul de bromotimol al actuar sobre el ácido sulfhídrico $[H_2S \text{ (ac)}]$?

2.62 El ácido clorhídrico $[HCl \text{ (ac)}]$ del jugo gástrico se produce por las células parietales del estómago. Investiga por qué es importante controlar la acidez que tiene esa disolución y las formas de hacerlo.

2.3.3 *El ácido clorhídrico. Obtención industrial en Cuba*

El ácido clorhídrico $[HCl \text{ (ac)}]$ se obtiene industrialmente mediante la reacción química del dicloro $[Cl_2(g)]$ y el dihidrógeno $[H_2(g)]$ que produce el cloruro de hidrógeno $[HCl(g)]$, que después se disuelve en agua. Para evitar que el proceso se desarrolle violentamente, dado el carácter explosivo de la reacción química entre el dicloro y el dihidrógeno, los gases se mezclan en el mismo momento en que ha de producirse la reacción química, lo que se logra haciendo pasar una corriente de dicloro gaseoso a través de una llama de dihidrógeno. La reacción química del proceso se representa por:



Este cloruro de hidrógeno $[HCl(g)]$ se disuelve en agua $[H_2O(l)]$ y se produce el ácido clorhídrico $[HCl \text{ (ac)}]$.

En Cuba se obtiene por este método en la fábrica de productos químicos *Elpidio Sosa*, conocida también con el nombre de *Electroquímica de*

Sagua, situada en la ciudad de Sagua la Grande, en la provincia Villa Clara (figura 2.37).



Fig. 2.37 Fábrica productora de ácido clorhídrico en Cuba

La materia prima principal utilizada para este proceso es el cloruro de sodio (NaCl) que se extrae en grandes cantidades de las salinas cubanas. El dicloro Cl_2 (g) y el dihidrógeno H_2 (g) necesarios para la producción del cloruro de hidrógeno HCl (g) se obtienen mediante la electrólisis (ver Glosario) de la disolución acuosa concentrada de cloruro de sodio $[\text{NaCl}(\text{conc.})]$, que se conoce con el nombre de salmuera (figura 2.38).

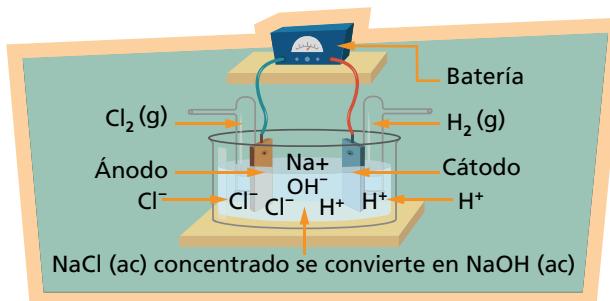
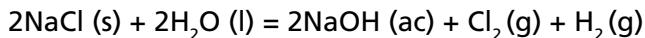


Fig. 2.38 Esquema general de la electrólisis de una disolución concentrada de cloruro de sodio $\text{NaCl}(\text{conc.})$

La reacción química total que se produce durante esta electrólisis puede representarse por la ecuación química siguiente:

Electrólisis



CAPÍTULO 2

Como se observa, en esta electrólisis se obtiene, además de los dos gases, una disolución acuosa de hidróxido de sodio $[\text{NaOH}(\text{ac})]$, sustancia con muchas aplicaciones en la industria.

Comprueba lo aprendido

2.63 Describe brevemente cómo se obtiene el ácido clorhídrico en la industria química cubana.

2.3.4 Las reacciones químicas de disoluciones ácidas con disoluciones básicas y con los metales activos

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

Reacción química de neutralización

Si se añade gota a gota ácido clorhídrico $[\text{HCl}(\text{ac})]$ a un erlenmeyer que contiene una disolución acuosa de hidróxido de sodio $[\text{NaOH}(\text{ac})]$, 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** (figura 2.39).

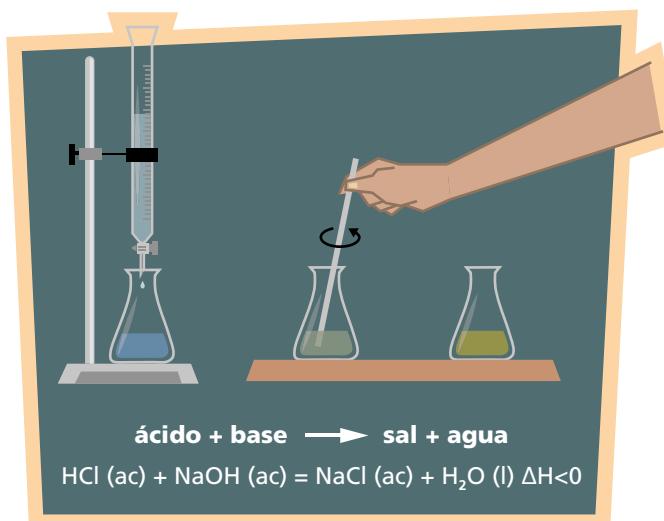
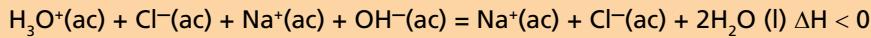


Fig. 2.39 Aparato para realizar la neutralización de una disolución básica por una ácida



Reflexiona

Si la ecuación química global se representa por la ecuación iónica siguiente:



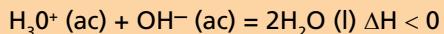
¿Cuál es el verdadero cambio ocurrido en esta reacción química entre un ácido y una base?

En el análisis de esta ecuación iónica puede observarse que solamente ocurre un cambio en los cationes hidronio $[\text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})]$ y los aniones hidróxido $[\text{OH}^-(\text{ac})]$ y se produce agua (H_2O), quedando los restantes iones en disolución acuosa.



Importante

La reacción química en la que los iones hidronio $[\text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})]$ reaccionan con los iones hidróxido $[\text{OH}^-(\text{ac})]$ formando agua $[\text{H}_2\text{O} (\text{l})]$, se denomina **reacción química de neutralización**.



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



¿Sabías que...?

Mediante la picadura, la abeja (figura 2.40) inyecta al organismo humano un ácido que puede ser neutralizado con una sustancia básica conocida como bicarbonato de sodio (NaHCO_3) o también con una disolución acuosa de amoníaco $[\text{NH}_4\text{OH} (\text{ac})]$, de carácter básico.

A diferencia de las abejas, las avispas (figura 2.41), cuando pican, introducen en la piel una disolución básica que puede ser neutralizada lavándola con vinagre (ácido acético), de esta manera se alivia el dolor.

CAPÍTULO 2



Fig. 2.40 Abeja



Fig. 2.41 Avispa

En las reacciones químicas de neutralización no hay variación de los números de oxidación de los elementos químicos, por lo que estas reacciones químicas no son de oxidación-reducción. En todas se desprende energía mediante calor, por lo que son reacciones exotérmicas.

Reacción química de las disoluciones de los ácidos con los metales

El dihidrógeno [H_2 (g)] puede obtenerse en el laboratorio por la reacción química del ácido clorhídrico [HCl (ac)] con el metal zinc [Zn (s)]. Esta reacción química se representa por la ecuación química:



Si se cambia el zinc por otro metal como el magnesio [Mg (s)], el aluminio [Al (s)] o el hierro [Fe (s)], también se produce dihidrógeno [H_2 (g)] y la sal correspondiente (figura 2.42).



Fig. 2.42 De izquierda a derecha, reacción química del ácido clorhídrico con los metales magnesio, zinc e hierro

Si se cambia la disolución de ácido clorhídrico por disoluciones de otros ácidos como el sulfúrico o el fosfórico, diluidos con estos metales, también se obtiene dihidrógeno gaseoso y las disoluciones correspondientes de las sales que se obtienen. Ejemplos de ecuaciones químicas de estas reacciones químicas son:



Importante

Muchos ácidos en disolución acuosa reaccionan con la mayoría de los 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 (agente reductor) a los iones hidronio $[\text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})]$ presentes en la disolución ácida, esto explica la formación de los cationes metálicos y la del dihidrógeno gaseoso.

Es necesario conocer qué metales reaccionan con los cationes hidronio $[\text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})]$ presentes en las disoluciones ácidas, para esto se utiliza la serie de actividad de los metales (figura 2.43). Los metales se encuentran colocados en orden decreciente según su “facilidad” para perder electrones (poder reductor). Los que se encuentran antes del hidrógeno pueden reaccionar generalmente con las disoluciones ácidas formando dihidrógeno gaseoso, mientras que los que están a la derecha del hidrógeno no reaccionan.

Li, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Cr, Fe, Ni, Pb	H	Cu, Hg, Ag, Pt, Au
---	---	--------------------

Reaccionan con las disoluciones de los ácidos, produciendo dihidrógeno y una sal.	No producen $\text{H}_2\text{(g)}$ con las disoluciones ácidas
---	--

Fig. 2.43 Serie de actividad de los metales

CAPÍTULO 2

Comprueba lo aprendido

2.64 Enuncia cuatro propiedades comunes a las disoluciones ácidas.

2.65 ¿A qué se denomina reacción química de neutralización? Pon ejemplos.

2.66 Teniendo en cuenta lo planteado en el **¿Sabías que...?** de este epígrafe sobre las abejas y las avispas, fundamenta desde el punto de vista químico la expresión siguiente: Una manera de aliviar una picadura de abeja es que te pique una avispa.

2.67 ¿Cuáles son los productos de la reacción química que ocurre entre:

- una disolución ácida y una de un hidróxido metálico?
- una disolución ácida y un metal?
 - a) Clasifica estas reacciones químicas atendiendo a la variación o no del número de oxidación.

2.68 Haciendo uso de la serie de actividad de los metales di si ocurre reacción química entre el ácido clorhídrico [HCl(ac)] y los metales: hierro (Fe), níquel (Ni), cobre (Cu) y aluminio (Al).

- a) Representa las reacciones químicas que se producen.

2.69 Escribe la fórmula química de la sal que se produce en la reacción química de:

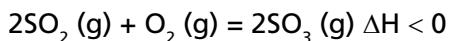
- a) ácido clorhídrico con el magnesio
- b) una disolución diluida de ácido sulfúrico con aluminio

2.3.5 Las disoluciones ácidas y el medio ambiente

En la actualidad, los ácidos y sus disoluciones acuosas se utilizan en la generación de electricidad en las baterías de los automóviles, en muchas industrias y en la calefacción de muchos países fríos.

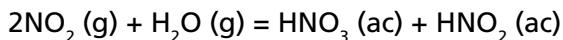
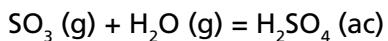
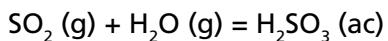
Diversos combustibles tienen un elevado contenido de impurezas de azufre, producto de esta combustión pasa a formar parte de la atmósfera gran cantidad de dióxido de azufre (SO_2).

Este dióxido de azufre (SO_2), en presencia de las partículas de polvo presentes en el aire, se oxida y produce el trióxido de azufre (SO_3):



Igualmente, como producto de la combustión interna de los motores de combustibles fósiles o sus derivados, se obtiene el gas monóxido de nitrógeno (NO), que por oxidación se convierte en dióxido de nitrógeno (NO_2), también gaseoso.

Así, en las grandes regiones industriales existe en la atmósfera una gran cantidad de dióxido de azufre (SO_2), trióxido de azufre (SO_3) y dióxido de nitrógeno (NO_2), que al ponerse en contacto con el agua (H_2O) de la atmósfera, producen las disoluciones ácidas siguientes:



El ácido nítrico (HNO_3) se descompone en monóxido de nitrógeno (NO) y agua (H_2O), por lo que la reacción química puede representarse por:



Estos ácidos son los responsables de las denominadas “lluvias o nieves ácidas” que pueden caer en áreas muy lejanas de donde se forman y son verdaderos agentes de deterioro del medio ambiente (figura 2.44).



CAPÍTULO 2



Fig. 2.44 Causas y consecuencias de las lluvias ácidas, “el enemigo invisible”



Conoce un poco más

El pH del agua de la lluvia natural es aproximadamente 5,6. Es ligeramente ácida debido a la presencia del dióxido de carbono (CO_2) en el aire. Se considera lluvia ácida aquella que su pH está por debajo de 5,0; aunque este valor oscila entre 4,0 y 5,0 y existe lugares que han alcanzado lluvias de pH = 3. Ten en cuenta que, por ejemplo, a pH = 4,2 mueren todos los peces, a pH = 5,5 mueren los huevos de las ranas y los renacuajos, así como los cangrejos de río y a pH = 6 comienzan a morir las truchas arcoiris.

Se conocen tres tipos de lluvias ácidas, las que están en forma líquida, de nieve y de niebla.

Las lluvias ácidas queman las hojas de los árboles, hacen estériles los suelos de los bosques y deterioran piezas metálicas y monumentos, muchos de los cuales a inicios de este siglo se encontraban en perfecto estado. Ejemplo de esto es el caso del Partenón (construido entre los años 447 a.n.e. y 438 a.n.e.), monumento más importante de la civilización griega y el Coliseo romano, anfiteatro más grande y significativo de los construidos hace más de 2000 años, así como los palacios venecianos en Italia (figura 2.45).



Fig. 2.45 Consecuencias de las lluvias ácidas en el Partenón (izquierda) y en el Coliseo (derecha)



Importante

Las lluvias ácidas provocan consecuencias negativas para el medio ambiente en monumentos y arquitecturas antiguas y en edificios construidos de mármol y caliza. También en la naturaleza, aumentando la acidez de los ríos y los mares, lo cual afecta la vida acuática, los bosques, plantas y cultivos, acabando con los organismos fijadores del nitrógeno y empobreciendo los nutrientes esenciales de las plantas. Las repercusiones alcanzan a la salud, ya que los contaminantes que las provocan causan enfermedades respiratorias como asma y bronquitis crónica.

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 ser humano, por cuanto estos gases pueden afectar además la salud.

Comprueba lo aprendido

- 2.70** ¿En qué consisten las lluvias ácidas? ¿Por qué se dice que son agentes de deterioro del medio ambiente? Ejemplifica.
- 2.71** ¿Por qué se dice que las lluvias ácidas son “el agua que quema”? Fundamenta desde el punto de vista químico.

CAPÍTULO 2

2.72 Analiza la expresión siguiente: La lluvia ácida constituye un acto letal agitado por la mano de los seres humanos.

2.73 Investiga sobre las medidas que pueden ser aplicadas para evitar la producción de las lluvias ácidas.

2.3.6 Relación genética entre los principales tipos de sustancias estudiadas: metales, no metales, óxidos, hidróxidos y sales

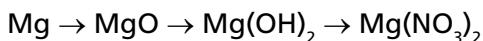
En el estudio de las propiedades químicas de las sustancias realizado desde el octavo grado, se ha visto que, de sustancias más simples, pueden obtenerse otras más complejas. Con esto se ha revelado un conjunto de relaciones existentes entre los distintos tipos de sustancias, las que representan una referencia necesaria desde el punto de vista químico para elaborar nuevos productos que satisfagan las necesidades crecientes de los seres humanos de alcanzar mejores niveles de vida en lo individual y en lo social. Estas relaciones reciben el nombre de **relaciones genéticas**.



Importante

A partir de unas sustancias más simples se pueden obtener otras más complejas, partiendo del conocimiento de sus propiedades químicas. Las relaciones genéticas existentes entre las sustancias se representan en Química mediante los denominados **esquemas de relaciones genéticas**, que indican el cambio de una o más sustancias reaccionantes a uno o más productos y de esta o estas a otra u otras.

El estudio de las relaciones genéticas entre las sustancias representa una vía de aprendizaje de la Química para consolidar y aplicar las propiedades químicas asimiladas, así como para evidenciar que todos los fenómenos están relacionados entre sí. Por ejemplo, el metal magnesio [Mg (s)] es punto de partida de las transformaciones químicas representadas en el esquema de relaciones genéticas siguiente:



En forma semejante se comportan algunas sustancias no metálicas, por ejemplo, con el dinitrógeno [$N_2(g)$] se pueden realizar las transformaciones que se representan en el esquema de relación genética siguiente:

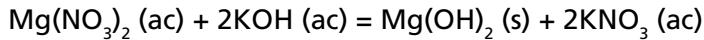
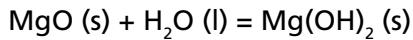


Importante

Los esquemas de relaciones genéticas, también conocidos como esquemas de transformaciones químicas entre las sustancias, muestran las posibilidades de obtener una sustancia a partir de otra u otras conocidas, ya que son elaborados teniendo en cuenta sus propiedades.

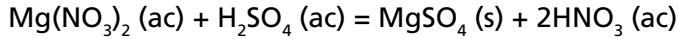
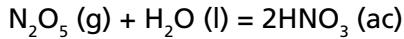
Ejemplo 1

Para obtener hidróxido de magnesio [$Mg(OH)_2$], puede partirse del óxido de magnesio (MgO) o de la sal nitrato de magnesio [$Mg(NO_3)_2$], según se muestra en las ecuaciones químicas siguientes:



Ejemplo 2

El ácido nítrico (HNO_3) puede obtenerse a partir del pentóxido de dinitrógeno (N_2O_5) o del nitrato de magnesio [$Mg(NO_3)_2$], de acuerdo con las ecuaciones químicas siguientes:



Una de las formas de presentar las relaciones de transformación existentes entre las sustancias es la siguiente:



Sal

CAPÍTULO 2

Comprueba lo aprendido

2.74 Escribe las ecuaciones químicas que evidencian las relaciones de transformación siguientes:

- $\text{Na} \rightarrow \text{NaCl}$
- $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaCl}_2$
- $\text{SO}_2 \rightarrow \text{BaSO}_3 \rightarrow \text{BaCl}_2$
- $\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2$

2.75 Representa mediante un esquema de transformación las reacciones químicas que ocurren en los hechos experimentales siguientes:

Se hace reaccionar el metal litio con el dioxígeno y el resultado se disuelve en agua, de lo que se obtiene una disolución básica de hidróxido de litio. Esta disolución se hace reaccionar con otra de sulfato de cobre (II) y se obtiene un precipitado azul verdoso de hidróxido de cobre (II).

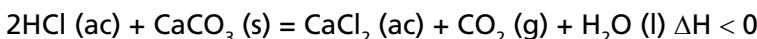
2.3.7 Aplicaciones de los hidróxidos no metálicos y los hidrácidos

Los hidróxidos no metálicos y los hidrácidos 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 [H_2SO_4 (ac)] y clorhídrico [HCl (ac)] 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 [Cu (s)], recubierta de óxido de cobre (II) [CuO (s)], puede limpiarse introduciéndola en un recipiente con ácido clorhídrico [HCl (ac)].



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 para tratar el dolor (analgésico), la fiebre (antipirético) y la inflamación (antinflamatorio), producto de su efecto inhibidor de las enzimas anticoagulantes, disminuyendo con esto su actividad.

Desafío

Explica por qué una lámina de cobre oxidada puede limpiarse con ácido clorhídrico, pero no debe hacerse así con otra de hierro en las mismas condiciones. Representa las ecuaciones químicas de las reacciones químicas que pueden ocurrir en cada caso.

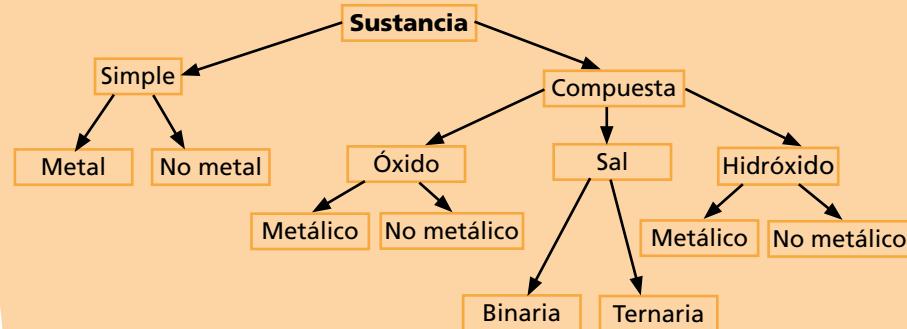
Comprueba lo aprendido

- 2.76 Menciona dos aplicaciones de los hidróxidos de sodio (NaOH), de potasio (KOH) y de calcio [$\text{Ca}(\text{OH})_2$] y menciona en qué propiedades de estas sustancias se basan.
- 2.77 ¿Pudiera utilizarse óxido de calcio (CaO) en lugar de hidróxido de calcio [$\text{Ca}(\text{OH})_2$] para controlar la acidez del guarapo? Fundamenta tu respuesta.
- 2.78 ¿En qué dos propiedades químicas de los ácidos se basa su aplicación en la limpieza de la superficie de los metales oxidados? Ejemplifica.
- 2.79 ¿Cómo pudieran eliminarse los carbonatos adheridos a la superficie de los recipientes de cocina donde se hierve el agua?

Resumen y consolidación

- 2.80 El esquema siguiente representa la clasificación de los distintos tipos de sustancias inorgánicas atendiendo a su composición química y propiedades:

CAPÍTULO 2



- Define cada uno de los conceptos que aparecen en él.
- Compara los distintos tipos de sustancias compuestas atendiendo a su interacción con el agua y a las principales propiedades químicas estudiadas.

2.81 Señala los tipos de enlace químico que existen en las sustancias siguientes:

- óxido de calcio
- cloruro de hidrógeno
- dioxígeno
- hidróxido de sodio
- ácido nítrico
- sulfato de potasio

2.82 ¿Cuál de las sustancias siguientes, al disolverse o reaccionar con el agua, forman soluciones conductoras de la corriente eléctrica:

- dioxígeno
- óxido de sodio
- trióxido de azufre

- d) hidróxido de potasio
- e) cloruro de hidrógeno
- f) ácido nítrico

2.83 ¿Cuáles de las sustancias nombradas a continuación forman disoluciones acuosas ácidas: óxido de sodio, dióxido de azufre, hidróxido de sodio, bromuro de hidrógeno y aspirina?

- a) ¿Qué coloración tomará el tornasol al añadirse a las disoluciones acuosas de las cinco sustancias anteriores?
- b) ¿En qué rango de pH estaría cada una? ¿Por qué?

2.84 Se dispone de los pares de sustancias siguientes: dicloro y sodio, óxido de calcio y agua, disolución acuosa de sulfato de cobre (II) y de hidróxido de potasio, ácido clorhídrico y plata, disolución diluida de ácido sulfúrico y calcio, disolución de ácido nítrico y de hidróxido de sodio.

- a) Di cuáles de ellas reaccionan entre sí y escribe las ecuaciones químicas globales correspondientes.
- b) ¿Cuáles de esas reacciones químicas son de oxidación-reducción? ¿Por qué?
- c) ¿Cuál de estas es una reacción química de neutralización? Fundamenta tu respuesta.

2.85 Realiza una comparación entre la relación estructura-propiedades de los hidróxidos metálicos y la de los hidróxidos no metálicos.

2.86 Describe cómo identificarías experimentalmente si una disolución acuosa de una sustancia es ácida, básica o neutra.

2.87 En tres tubos de ensayos rotulados con los números 1, 2 y 3 que contienen agua, se añaden muestras de las sustancias cuyas fórmulas químicas son H_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ y NaNO_3 .

- a) Nombra cada una de las sustancias representadas.
- b) ¿Cuál o cuáles de estas sustancias al disolverse en agua se disocia(n) y cuál o cuáles se ioniza(n)? Justifica tu respuesta en cada caso.

CAPÍTULO 2

- c) ¿Cuáles son los iones existentes en las disoluciones acuosas de estas sustancias? Represéntalos.
- d) ¿Cuál de las disoluciones acuosas resultantes es una disolución básica? ¿Cuál es la ácida? Explica en cada caso.
- e) ¿Cuáles de estas disoluciones acuosas reaccionan entre sí y producen un precipitado? Escribe la ecuación química de esta reacción química.

2.88 Escribe el nombre y la fórmula química de todas las sustancias que están constituidas por los cationes y los aniones representados a continuación: K^+ , Ca^{2+} , O^{2-} , Cl^- , OH^- y NO_3^- .

2.89 Dada la ecuación química siguiente:



- a) Interprétala en términos de número de partículas $N(X)$ y de cantidad de sustancia $n(X)$.
- b) ¿El metal potasio en esta reacción química presenta propiedades oxidantes o reductoras? Justifica tu respuesta.
- c) Determina la masa de hidróxido de potasio que se obtendrá al reaccionar completamente 78 g de potasio con 36 g de agua, si se obtienen además 2 g de dihidrógeno.

2.90 Calcula el porcentaje en masa de una disolución acuosa que contiene 10 g de hidróxido de sodio en 80 g de agua.

2.91 ¿En qué propiedades de cada sustancia se fundamenta la aplicación de las sustancias siguientes:

- El vinagre (disolución de ácido acético) es utilizado para eliminar los efectos que produce la disolución básica que inoculan las avispas al picar a los seres humanos.
- El hidróxido de magnesio se utiliza como antiácido estomacal.

CAPÍTULO 3

La Ley periódica y la Tabla periódica modernas



Introducción

En este capítulo se introducen algunos aspectos importantes sobre los primeros intentos de clasificación de los elementos químicos, se resalta la labor realizada por diferentes científicos y se estudia cuál es la base del ordenamiento propuesto por cada uno para explicar el comportamiento de las sustancias.

El uso de la Tabla periódica moderna como tabla de datos, ha sido de gran utilidad desde que se inició el estudio de la asignatura Química en octavo grado. Constituye la representación gráfica de la ley más importante de la Química y una de las más significativas de la naturaleza: la Ley periódica moderna.

CAPÍTULO 3

Esta ley fue descubierta en 1869 por el científico ruso Dimitriy Ivanovich Mendeleiev y fue una verdadera revolución en la Química y en las ciencias naturales.

Las tablas periódicas que hoy se conocen, derivadas del estudio profundo de la química, han permitido ordenar y sistematizar los conocimientos acumulados hasta este momento acerca de los elementos químicos, sus sustancias simples y compuestas.

El estudio de esta unidad te permitirá sistematizar conceptos ya estudiados.

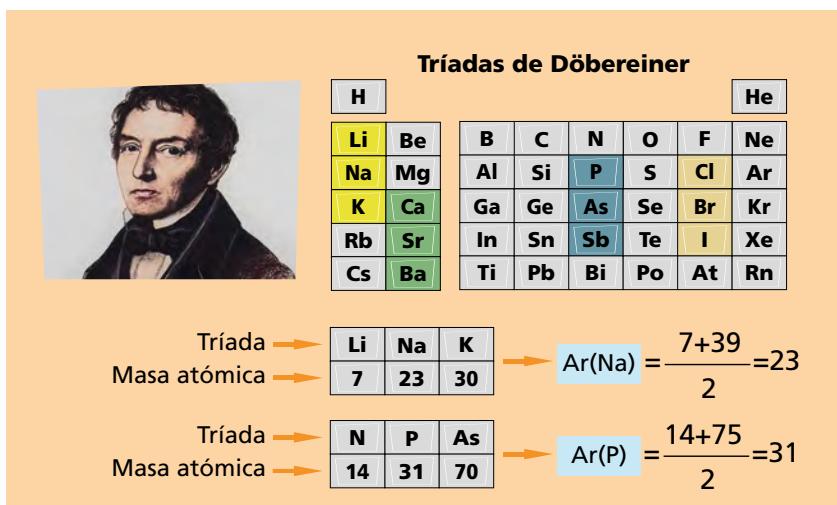
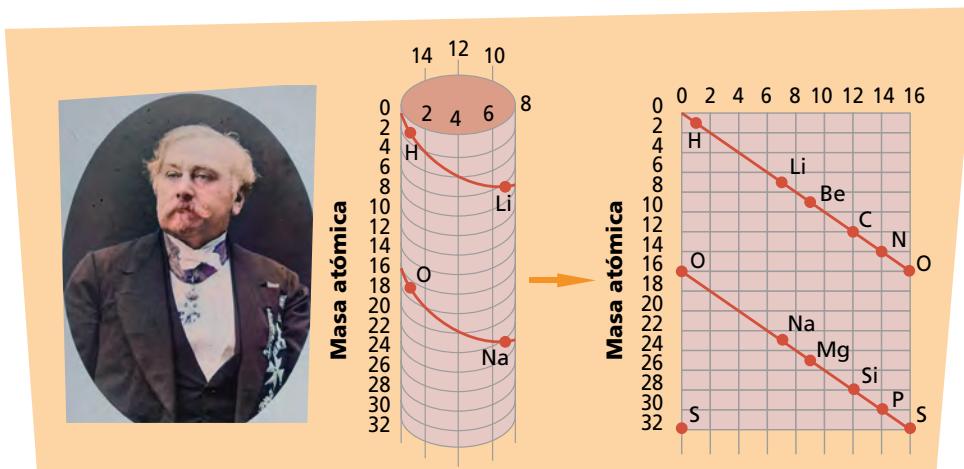
3.1 Primeros intentos de clasificación de los elementos químicos

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 estos elementos.

Muchos científicos plantearon formas distintas de organizar los elementos químicos y trataron de buscar regularidades de las propiedades de las sustancias que estos formaban.

Uno de los primeros intentos fue el realizado por Johann Wolfgang Döbereiner (1780-1849), profesor de Química alemán que descubrió que algunos grupos de elementos químicos mostraban propiedades similares. Estos grupos fueron llamados las tríadas de Döbereiner. En estas la masa atómica de uno de los elementos químicos era aproximadamente igual a la media aritmética de las masas atómicas de los otros dos (figura 3.1). Algunas tríadas de Döbereiner cumplían con la condición planteada por él, pero otras no, por eso este criterio de clasificación no fue útil para clasificar los elementos químicos.

Otros intentos de clasificación de los elementos químicos vinieron después del fracaso de Döbereiner. Tal es el caso de Alexander Emile Béguyer de Chancourtois (1820-1886). Este geólogo y profesor parisien se colocó los símbolos de los elementos químicos en orden creciente de sus masas atómicas, de forma que los que tienen propiedades parecidas queden unos encima de otros en una hélice arrollada sobre un cilindro vertical (figura 3.2).

**Fig. 3.1** Tríadas de Döbereiner**Fig. 3.2** Caracol de Chancourtois, forma de organizar los elementos químicos de Chancourtois

Chancourtois fue el primero en plantear que las propiedades de los elementos químicos se relacionaban con su masa atómica. Sin embargo, el esquema utilizado resultaba técnicamente complicado de imprimir. Probablemente este hecho influyó en que su propuesta no fuera demasiado conocida.

Otro intento de tabla de los elementos químicos fue realizado por el químico y médico alemán John Alexander Reina Newlands (1837-1898). En

CAPÍTULO 3

1864 publicó una clasificación según un orden creciente de la masa atómica y encontró que, en cada grupo de ocho elementos químicos, el octavo tenía características semejantes al primero (figura 3.3). Por ejemplo, el litio (Li) tiene propiedades semejantes al sodio (Na) y el magnesio (Mg) al calcio (Ca).

Tabla con las octavas de Newlands en 1866

H	Li	Ga	B	C	N	O
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe
Co,Ni	Cu	Zn	Y	In	As	Se
Br	Rb	Sr	Ce,La	Zr	Di,Mo	Ro,Ru
Pd	Ag	Cd	U	Sn	Sb	Te
I	Cs	Ba,V	Ta	W	Nb	Au
Pt,Ir	Tl	Pb	Th	Hg	Bi	Th

Fig. 3.3 La tabla de Newlands ordenó los elementos químicos descubiertos hasta ese momento

Estas series fueron conocidas como las octavas de Newlands, pues él las presentaba de forma similar a la escala musical (figura 3.4).

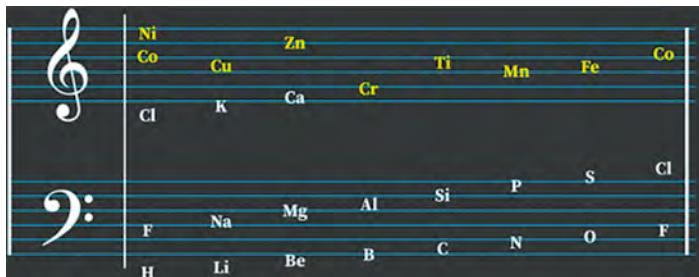


Fig. 3.4 Newlands comparó el orden de los elementos químicos propuesto con las notas en un pentagrama

No obstante, esta clasificación también tuvo sus inconvenientes, pues Newlands solo pudo ordenar a los elementos químicos conocidos hasta el calcio (Ca). A partir de él los elementos químicos no mostraban propiedades semejantes al anterior, además, los nuevos, que se descubrieron después tampoco se ajustaban a su propuesta.

Otros químicos fueron mostrando propuestas de ordenamiento de los elementos químicos, fundamentalmente considerando la masa atómica, conocida en esos tiempos como peso atómico.



De la historia

Alrededor de 1869, dos químicos realizaron semejantes descubrimientos prácticamente al mismo tiempo. El ruso Dimitrii Ivanovich Mendeleiev y el alemán Julius Lothar Meyer, con solo unos meses de diferencia, sugirieron la idea de ordenar en una tabla todos los elementos químicos de acuerdo con sus respectivas masas atómicas, de esa manera las propiedades de los elementos químicos parecían repetirse según una pauta regular. Surgió así el primer enunciado de la Ley periódica:

Las propiedades químicas y la mayoría de las propiedades físicas de los elementos son función periódica de sus pesos atómicos (masas atómicas).

Según recoge la bibliografía, estos científicos expresaron al respecto:

Meyer: Mi ley periódica logra justificar más adecuadamente la tabla de clasificación de los elementos, pero debí ser un poco más rápido. La próxima vez será.

Mendeleiev: También yo los ordeno según sus masas atómicas, pero tengo cuidado de agrupar los que tienen propiedades similares. Dejo huecos si no es así o incluso rompo el orden de las masas atómicas.



Conoce un poco más

Consulta libros, softwares educativos, videos, CubaEduca, Ecured, entre otros y confecciona una ficha bibliográfica sobre la vida y obra de los científicos estudiados en este epígrafe.

Comprueba lo aprendido

- 3.1 Completa en tu libreta el siguiente cuadro sobre los primeros intentos de clasificación de los elementos químicos.

Fecha	Científico	País	Tipo de clasificación
1817	J. W. Döbereiner	Alemania	
1862	A. B. Chancourtois	Francia	
1864	J. Newlands		

CAPÍTULO 3

3.2 Historia del descubrimiento de la Ley periódica y la Tabla periódica: una hazaña científica

El trabajo del químico Julius Lothar Meyer (1830-1895), se basaba en la serialización de las propiedades físicas de los elementos químicos (como el volumen atómico) y de las de algunas de sus sustancias simples (como la temperatura de fusión, de ebullición, entre otras) (figura 3.5).



Tabla periódica de Lothar Meyer

Período	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H=1							
2	Li=7	Be=9.4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27,3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35,5	
4	K=39	Ca=40	?=44	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56, Ca=59, Ni=59
5	Cu=63	Zn=65	?=68	?=72	As=75	Se=78	Br=80	
6	Rb=85	Sr=87	?Yt=88	Zr=890	Nb=94	Mo=96	?=100	Ru=104, Rh=104, Pd=106
7	Ag=108	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125	J=127	
8	Cs=133	Ba=137	?Di=138	?Ce=140				
9								
10			?Er=178	?La=180	Ta=182	W=184		Os=195, Ir=197, Pt=198
11	Au=199	Hg=200	Ti=204	Pb=207	Bi=208			
12				Th=231		U=240		

Fig. 3.5 Tabla periódica de Lothar Meyer (1830-1895) basada en la Ley periódica de los elementos químicos tomando como referencia sus masas atómicas

En el proceso de descubrimiento de la Ley periódica, Dimitriy Ivanovich Mendeleiev tuvo más en cuenta, para su clasificación, la masa atómica y las propiedades químicas (figura 3.6).

Sin negar la meritoria aportación de Meyer, en la actualidad se le atribuye a Dimitriy Ivanovich Mendeleiev (1834-1907) la creación de la tabla periódica, fundamentalmente porque su versión era más simple y completa.

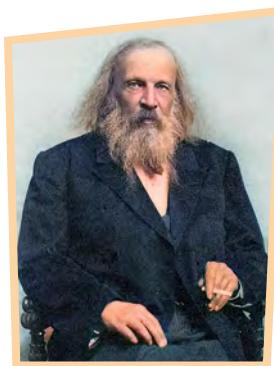


Tabla periódica de Mendeleiev

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
H 1,01	Be 9,01	B 10,8	C 12,0	N 14,0	O 16,0	F 1,01			
Li 6,94	Mg 24,1	Al 27,0	Si 28,1	P 31,0	S 32,1	Cl 35,5			
Na 23,0	Ca 40,1		Ti 47,9	V 50,9	Cr 52,0	Mn 54,9	Fe 55,9	Co 58,9	Ni 58,7
K 39,1	Zn 65,4			As 74,9	Se 79,9	Br 79,9			
Cu 63,5				Nb 92,9	Mo 95,9		Ru 101	Rh 103	Pd 106
Rb 85,5	Sr 87,6	Y 88,9	Zr 91,2	Sb 122	Te 128	I 127			
Ag 108	Cd 112	In 115	Sn 119						
Ce 133	Ba 137	La 139		Ta 181	W 184		Os 194	Ir 192	Pt 195
Au 197	Hg 201	Ti 204	Pb 207						
			Th 232		U 238				

Fig. 3.6 Tabla periódica de Dimitriy I. Mendeleiev (1830-1895) basada en la Ley periódica de los elementos químicos tomando como referencia sus masas atómicas

Mendeleiev, durante la preparación de su libro de texto *Principios de Química*, para ser usado en sus clases en la Universidad de San Petersburgo y en sus investigaciones, consiguió hacer una clasificación de los elementos químicos conocidos hasta ese momento. Esta clasificación, que se basaba en la periodicidad de las propiedades químicas y su relación con las masas atómicas, fue presentada en la Sociedad Química de Rusia en marzo de 1869 (figura 3.7).

CAPÍTULO 3

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ.

ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВЪСЪ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ.

Ti = 50	Zr = 90	? = 180.
V = 51	Nb = 94	Ta = 182.
Cr = 52	Mo = 96	W = 186.
Mn = 55	Rh = 104, ⁴	Pt = 197, ⁴
Fe = 56	Rn = 104, ⁴	Ir = 198.
Ni = 59	Pt = 106, ⁴	O = 199.
Co = 59	Cu = 63, ⁴	Ag = 108
Be = 9, ⁴	Zn = 65, ²	Hg = 200.
B = 11	Al = 27, ⁴	Cd = 112
C = 12	Si = 28	? = 68
N = 14	P = 31	Sn = 118
O = 16	S = 32	As = 75
F = 19	Cl = 35, ⁴	Se = 79, ⁴
Li = 7	Na = 23	Br = 80
K = 39	Rb = 85, ⁴	I = 127
Ca = 40	Sr = 87, ⁴	Cs = 133
? = 45	Ce = 92	Tl = 204.
?Er = 56	La = 94	Ba = 137
?Y = 60	Di = 95	Pb = 207.
?In = 75, ⁴	Th = 118?	

Д. Менделеевъ

Fig. 3.7 Copia fotostática de la primera versión de la Tabla periódica elaborada por Mendeleiev en ruso

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 químicos 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. Comparó las propiedades de los elementos químicos, las sustancias simples y compuestas de las diferentes familias naturales, las colocó de manera que los elementos químicos vecinos tuvieran valores semejantes de masas atómicas, fue añadiendo y completando hasta obtener una variante de la tabla periódica, lo que constituyó una hazaña científica. Esta tabla incluía todos los elementos químicos conocidos en aquel momento y se basaba en una regularidad.



Importante

D. I. Mendeleiev basó su tabla periódica en que las propiedades de los elementos químicos se encuentran en dependencia periódica de sus masas atómicas. Consideró que la masa atómica de los elementos químicos era la propiedad fundamental para poder clasificarlos.

Para las sustancias simples de estos elementos químicos, Mendeleiev predijo las propiedades físicas y químicas. Es particularmente asombrosa la similitud entre las propiedades predichas para el eka-silicio y las del germanio, en 1871 (tabla 3.1), encontradas más tarde por el químico alemán Clemens Alexander Winkler (1838-1904) en 1886, al descubrir este elemento químico en Alemania. Estas constituyeron la base más convincente para aceptar la ley periódica de Mendeleiev.

Tabla 3.1 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 química EsO_2	El germanio es de color blanco grisáceo y quemado al aire produce un polvo blanco de fórmula química 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 °C 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

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), se consideraba que era de 123,4 antes del descubrimiento de la Ley periódica, pero cuando Mendeleiev lo situó de acuerdo con sus propiedades, predijo que la masa atómica debía ser 130. Cálculos posteriores más precisos arrojaron un valor de 132.

Cuando Mendeleiev publicó por primera vez su tabla periódica se conocían 63 elementos químicos. Un año después de su muerte en 1907, se conocían ya 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 moderna.

CAPÍTULO 3



De la historia

Dimitriy Ivánovich Mendeleiev nació en Tobolsk, histórica capital de Siberia, en 1834 y tuvo que sobrevivir en una gran familia con escasos recursos económicos. Era el menor de, al menos, 17 hermanos. Su padre quedó ciego en el mismo año en el que su último vástago vino al mundo, perdiendo así su trabajo y falleciendo años más tarde; mientras que su madre regentaba una fábrica de vidrios, hasta que un incendio acabó con el negocio. En lugar de una reconstrucción, decidió apostar todos sus ahorros a la educación de su hijo Dimitriy y se trasladaron a Moscú para que siguiese progresando en los estudios.



Conoce un poco más

Consulta libros, softwares educativos, videos, *CubaEduca*, *Ecured*, entre otros y confecciona una ficha bibliográfica sobre la obra científica de Dimitriy Ivánovich Mendeleiev.

Comprueba lo aprendido

- 3.2 ¿Cuál es la causa por la que, independientemente de que los científicos Julius Lothar Meyer y Dimitriy Ivánovich Mendeleiev al mismo tiempo sugirieron la idea de ordenar en una tabla periódica todos los elementos químicos de acuerdo con sus respectivas masas atómicas, se atribuye a Mendeleiev la creación de la Tabla periódica de los elementos químicos? Argumenta tu respuesta.

3.3 Ley periódica y Tabla periódica modernas

D. I. Mendeleiev fue uno de los primeros científicos en comprender que las propiedades de los elementos químicos y las sustancias que estos forman se repetían de forma periódica a medida que se incrementaba su masa atómica, creyendo que esta última era la propiedad esencial para su clasificación.

Sin embargo, la tabla periódica de Mendeleiev también tuvo errores, como es posible en toda obra humana. Además, Mendeleiev apoyaba la idea de que el átomo era indivisible, pero, en 1897, se descubre el electrón por Joseph Thomson y en 1911, Ernest Rutherford plantea su modelo

QUÍMICA

atómico, en que un número variable de electrones con carga negativa gira alrededor de un núcleo de carga positiva.

Con el descubrimiento del físico inglés Henry Moseley (figura 3.8) de que el número atómico es la propiedad más importante y esencial de un elemento químico, se adoptó el criterio de considerar este número para estructurar la llamada Tabla periódica moderna de los elementos químicos y se llegó al verdadero enunciado de la Ley periódica moderna. Este científico, en 1913, estudiando los espectros de rayos X de 50 elementos químicos, demostró que su orden en la Tabla periódica dependía del número de cargas positivas del núcleo de los átomos (número atómico).

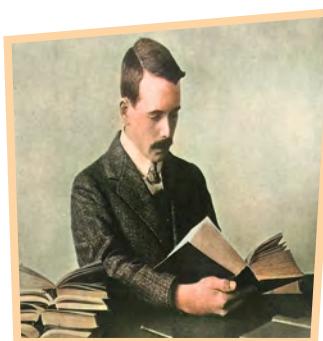


Tabla periódica moderna

1	H	2	Be	3	Mg	4	Ca	5	V	6	Cr	7	Mn	8	Fe	9	Co	10	Ni	11	Cu	12	Zn	13	B	14	Si	15	P	16	S	17	Cl	18	He		
2	Li	3	Na	4	K	5	Ca	6	Sc	7	Ti	8	V	9	Cr	10	Mn	11	Fe	12	Co	13	Ni	14	Al	15	Si	16	P	17	S	18	Cl	19	Ar		
3	Li	4	Na	5	K	6	Ca	7	Sc	8	Ti	9	V	10	Cr	11	Mn	12	Fe	13	Co	14	Ni	15	Al	16	Si	17	P	18	S	19	Cl	20	Ne		
4	Li	5	Na	6	K	7	Ca	8	Sc	9	Ti	10	V	11	Cr	12	Mn	13	Fe	14	Co	15	Ni	16	Al	17	Si	18	P	19	S	20	Cl	21	Ar		
5	Rb	6	Sr	7	Y	8	Zr	9	Hf	10	Ta	11	W	12	Re	13	Tc	14	Ru	15	Pd	16	Ag	17	Cd	18	Ga	19	Ge	20	As	21	Se	22	Br	23	Kr
6	Cs	7	Ba	8	Lu	9	Hf	10	Ta	11	W	12	Re	13	Tc	14	Ru	15	Pd	16	Ag	17	Cd	18	In	19	Sn	20	Sb	21	Te	22	I	23	Xe		
7	Fr	8	Ra	9	Lr	10	Rf	11	Db	12	Sg	13	Bh	14	Hs	15	Mt	16	Ds	17	Rg	18	Cn	19	Nh	20	Fl	21	Mc	22	Lv	23	Ts	24	Og		
8		9		10		11		12		13		14		15		16		17		18		19		20		21		22		23		24		25			
9	La	10	Ce	11	Pr	12	Nd	13	Pm	14	Sm	15	Eu	16	Gd	17	Tb	18	Dy	19	Ho	20	Er	21	Tm	22	Yb	23		24		25		26			
10	Ac	11	Th	12	Pa	13	U	14	Np	15	Am	16	Cm	17	Bk	18	Cf	19	Es	20	Fm	21	Md	22	No	23		24		25		26					

Fig. 3.8 Estructura de la Tabla periódica moderna de los elementos químicos, aporte del físico inglés Henry Moseley

CAPÍTULO 3

Dimitri I. Mendeleiev falleció en 1907, sin saber que los descubrimientos hechos por los físicos sobre la estructura del átomo no contradicen su descubrimiento, sino que le darían un nuevo fundamento. El reconocimiento a su principal aporte científico sigue tan vigente hoy como el primer día, por lo que la Organización de Naciones Unidas (ONU) declaró el 2019 “Año internacional de la Tabla periódica y de los elementos químicos”, precisamente porque se cumplieron 150 años desde que Mendeleiev formulara por primera vez su sistema periódico.



Importante

La Tabla periódica moderna es el conjunto de símbolos de todos los elementos químicos conocidos, dispuestos en orden creciente de sus números atómicos.

La Ley periódica moderna plantea que las propiedades de los elementos químicos, de sus sustancias simples y de sus compuestos, se encuentran en dependencia periódica de sus números atómicos.

Sistematizando

Línea del tiempo de la Tabla periódica



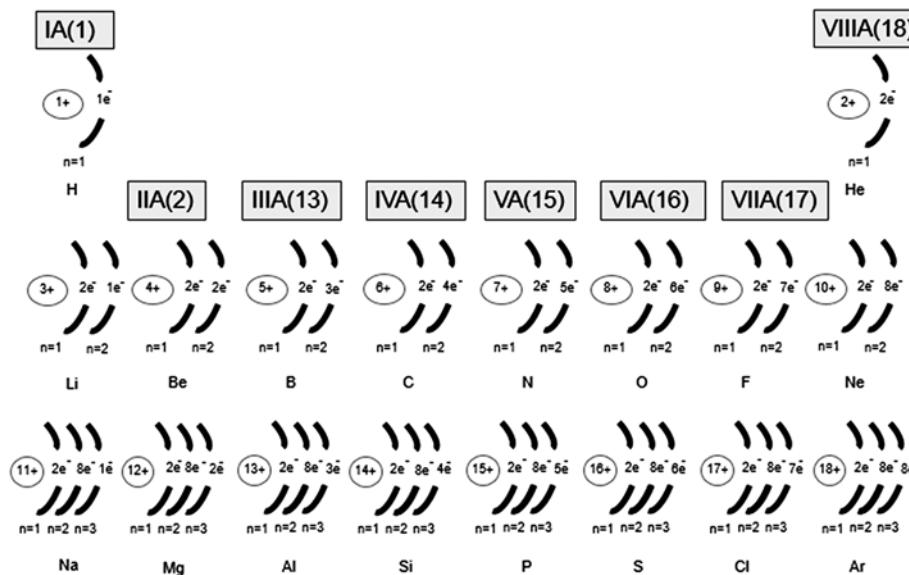
Fig. 3.9

La estructura electrónica y la periodicidad de las propiedades de los átomos y de las sustancias que ellos forman

Cuando Mendeleiev realizó las investigaciones que lo llevaron a descubrir la Ley periódica, aún no se conocía la estructura compleja del átomo, por lo que enunció la Ley periódica sobre la base de las masas atómicas y no de los números atómicos como se hace actualmente.

Si se analiza cómo varían las estructuras electrónicas de los átomos de los elementos químicos (tabla 3.2), al disponerlos en orden creciente de sus números atómicos, se evidencia una importante regularidad. Después de cierto número de elementos químicos ocurre una repetición periódica de estructuras electrónicas semejantes, fundamentalmente de las capas o niveles más externos.

Tabla 3.2 Distribución electrónica por niveles de energía de los átomos de los elementos químicos de número atómico del 1 al 18 y su posición en la Tabla periódica moderna



Importante

La causa de la periodicidad de las propiedades se encuentra en la repetición periódica de estructuras electrónicas semejantes, fundamentalmente de las capas o niveles más externos de los átomos.

CAPÍTULO 3

La periodicidad de las propiedades en relación con el número atómico se revela claramente en la Tabla periódica moderna. 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 grupo se encuentran los elementos químicos cuyos átomos tienen estructuras electrónicas semejantes y en cada período los elementos químicos cuyos átomos tienen igual número de niveles de energía.

Un estudio detallado del comportamiento de la estructura química y las propiedades de las sustancias simples y compuestas de los elementos químicos por grupos y períodos de la Tabla periódica moderna, manifiesta una variación periódica de su comportamiento (tablas 3.3 y 3.4), lo que hace evidente la Ley periódica moderna.

Tabla 3.3 Variación de las propiedades en un período con el aumento del número atómico

Propiedades	Variación en un período con el aumento del número atómico
Tamaño de los átomos	disminuye
Carácter metálico	disminuye
Electronegatividad	aumenta
Reductoras de las sustancias simples	disminuyen
Oxidantes de las sustancias simples	aumentan
Básicas de los óxidos e hidróxidos	disminuyen
Ácidas de los óxidos e hidróxidos	aumentan

Tabla 3.4 Variación de las propiedades en un grupo con el aumento del número atómico

Propiedades	Variación con el aumento del número atómico
Tamaño de los átomos	aumenta
Carácter metálico	aumenta
Electronegatividad	disminuye
Reductoras de las sustancias simples	aumenta
Oxidantes de las sustancias simples	disminuye
Básicas de los óxidos e hidróxidos	aumenta
Ácidas de los óxidos e hidróxidos	disminuye

Un ejemplo que manifiesta esta variación periódica de las propiedades es el análisis del comportamiento de las propiedades ácido-básicas de los óxidos e hidróxidos de los elementos químicos de los períodos 2 y 3 de la Tabla periódica moderna, en los que se repiten las propiedades ácido-base (tabla 3.5), a partir de un número determinado de estas sustancias, a medida que aumenta el número atómico.

Tabla 3.5 Periodicidad de las propiedades ácido-base de los óxidos e hidróxidos de los elementos químicos de números atómicos del 3 al 18 ubicados en los períodos 2 y 3 de la Tabla periódica moderna

Período 2	GRUPOS							
	IA (1)	IIA (2)	IIIA (13)	IVA (14)	VA (15)	VIA (16)	VIIA (17)	VIIIA (18)
Elementos químicos	³ Li	⁴ Be	⁵ B	⁶ C	⁷ N	⁸ O	⁹ F	¹⁰ Ne
Óxidos Hidróxidos	Li ₂ O LiOH	BeO Be(OH) ₂	B ₂ O ₃ H ₃ BO ₃	CO ₂ –	N ₂ O ₅ HNO ₃	–	–	–
Comportamiento	base (fuerte)	anfótero	ácido	ácido	ácido	–	–	–
Período 3	GRUPOS							
	IA (1)	IIA (2)	IIIA (13)	IVA (14)	VA (15)	VIA (16)	VIIA (17)	VIIIA (18)
Elementos químicos	¹¹ Na	¹² Mg	¹³ Al	¹⁴ Si	¹⁵ P	¹⁶ S	¹⁷ Cl	¹⁸ Ar
Óxidos Hidróxidos	Na ₂ O NaOH	MgO Mg(OH) ₂	Al ₂ O ₃ Al(OH) ₃	SiO ₂ H ₂ SiO ₃	P ₄ O ₁₀ H ₃ PO ₄	SO ₃ H ₂ SO ₄	Cl ₂ O ₇ HClO ₄	–
Comportamiento	base (fuerte)	base	anfótero	ácido	ácido	ácido (fuerte)	ácido (fuerte)	–

En un período de la Tabla periódica moderna, en la medida que aumenta el número atómico disminuyen las propiedades básicas de los óxidos e hidróxidos y se intensifican las propiedades ácidas.

CAPÍTULO 3

Importante

Las propiedades de los átomos de los elementos químicos, sus sustancias simples y las compuestas, varían periódicamente en un mismo grupo o período de la Tabla periódica moderna con el aumento del número atómico. Esta tabla periódica refleja la Ley periódica moderna.

En la Tabla periódica moderna los elementos químicos se ordenan por su número atómico. Si leemos la tabla como un libro, es decir, de izquierda a derecha y por líneas, encontramos en la primera fila el hidrógeno (número atómico 1) y al otro extremo, tras un amplio espacio en blanco, el helio (número atómico 2). Pasando a la segunda fila encontramos el litio y el berilio (3 y 4, respectivamente) y después de otro espacio en blanco, desde el boro hasta el neón (del 5 al 10). Lo mismo ocurre en la tercera fila, y a partir de la cuarta observamos, ya sin espacios, una sucesión de elementos químicos ordenados por su número atómico.



Importante

La división de línea diagonal quebrada que aparece a partir del elemento químico boro (B) y bajando en zigzag hasta llegar al elemento químico livermorio (Lv), establece la división entre los elementos metálicos a la izquierda y los no metálicos a la derecha de la Tabla periódica moderna.

Desafío

Haciendo uso de la Tabla periódica moderna y la información que te brindan las tablas 3.4 y 3.5 sobre la variación periódica de los elementos químicos y las sustancias que ellos forman, responde las preguntas siguientes.

a) Entre los elementos químicos sodio y cloro:

- ¿Cuáles son sus valores de número atómico y de masa atómica?
 - ¿Cuál es el que cede los electrones de su último nivel con menor dificultad en una reacción química? Argumenta tu respuesta.
 - ¿Cuál de estos elementos químicos tiene átomos de menor radio atómico?
 - ¿Cuál tendrá mayor electronegatividad?
 - ¿Cuál de estas sustancias simples, el Na (s) o el Cl_2 (g), tendrá mayor carácter reductor? Ejemplifica.
 - ¿Cuál de las disoluciones acuosas de los hidróxidos de estos elementos químicos tendrá mayores valores de pH? ¿Por qué?
- b) De los elementos químicos que forman los grupos IA (1) y VIA (16) de la Tabla periódica moderna:
- ¿Qué carácter ácido básico tienen sus óxidos e hidróxidos?
 - Representa sus fórmulas químicas.

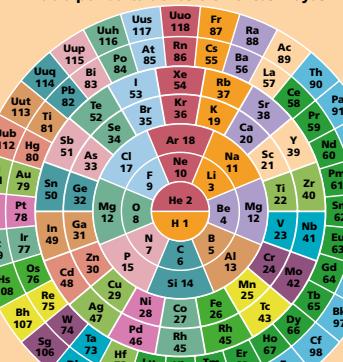


Importante

Actualmente se conocen 118 elementos químicos, que van del hidrógeno (H), cuyos átomos tienen un solo electrón, hasta el elemento químico sintético más pesado que existe denominado Oganesón (Og), con 118 electrones en su envoltura nuclear. Normalmente, las tablas periódicas contienen los elementos químicos conocidos en el momento de su edición, aunque, en ocasiones, emulando la osadía de su creador, se incluyen casillas para aquellos cuyo descubrimiento, se supone, es solamente cuestión de tiempo.

En la actualidad se estima que se han publicado más de 700 versiones de la tabla periódica (figura 3.10).

Tabla periódica de los elementos mayas



Galaxia química de Philip Stewart

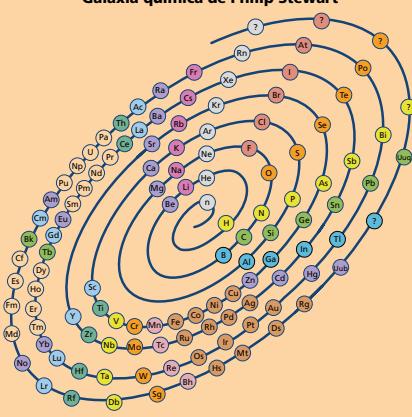
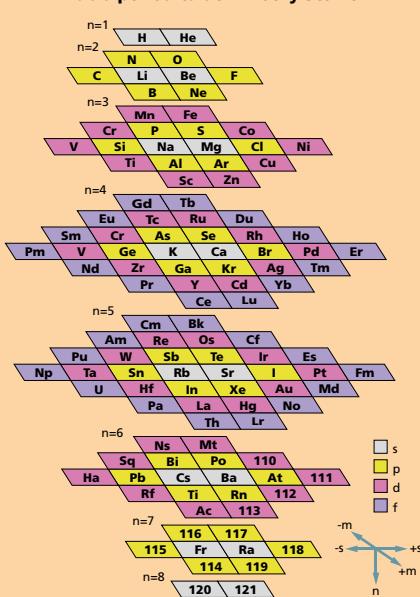


Tabla periódica de Timothy Stowe



Cilindros con bultos de John Denker

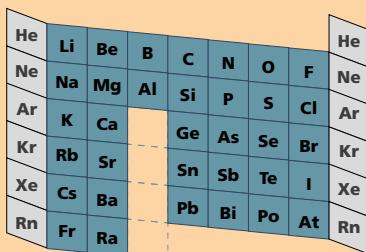


Fig. 3.10 Distintas tablas periódicas que reflejan la Ley periódica moderna

CAPÍTULO 3

Desafío

Dos educandos discutían sobre quién tenía la razón acerca de la relación entre las propiedades reductoras del metal francio (Fr) y la posición en la Tabla periódica moderna del elemento químico que lo constituye.

El primero señalaba que era porque esta sustancia estaba ubicada en el grupo IA (1) período 7 de la Tabla periódica moderna y por eso cedia los electrones con menor dificultad al interactuar con elementos no metálicos.

El segundo educando señalaba que no, que el elemento francio que formaba a la sustancia simple de igual nombre, estaba ubicado en ese grupo y período de la Tabla periódica moderna, pues su distribución electrónica tenía 1 electrón en el séptimo y último nivel de energía y por eso cedía ese electrón con menor dificultad.

¿Cuál de los dos crees tú que tiene la razón? Fundamenta tu respuesta.

Comprueba lo aprendido

- 3.3 Enuncia la Ley periódica moderna.
- 3.4 En la época en que Mendeleiev descubrió la Ley periódica, genial generalización de los hechos conocidos, no podía explicarse por qué las propiedades variaban periódicamente. Argumenta.
- 3.5 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". Argumenta esta afirmación.
- 3.6 ¿Cómo varían las estructuras electrónicas de los átomos de los elementos químicos al disponerlos en orden creciente de sus números atómicos?
- 3.7 ¿Por qué las sustancias simples y compuestas de los elementos químicos que pertenecen a un mismo grupo de la Tabla periódica moderna tienen propiedades semejantes?

3.8 Sobre los elementos químicos del grupo IIA (2) de la Tabla periódica moderna responde:

- Escribe las fórmulas químicas de sus óxidos e hidróxidos.
- ¿Cómo son las propiedades ácido-base de sus óxidos e hidróxidos?

3.9 Sobre los elementos químicos del grupo VIIA (17) de la Tabla periódica moderna responde:

- ¿Cuáles son las fórmulas químicas de sus compuestos hidrogenados? ¿Por qué las disoluciones acuosas de estas sustancias tienen propiedades ácidas?

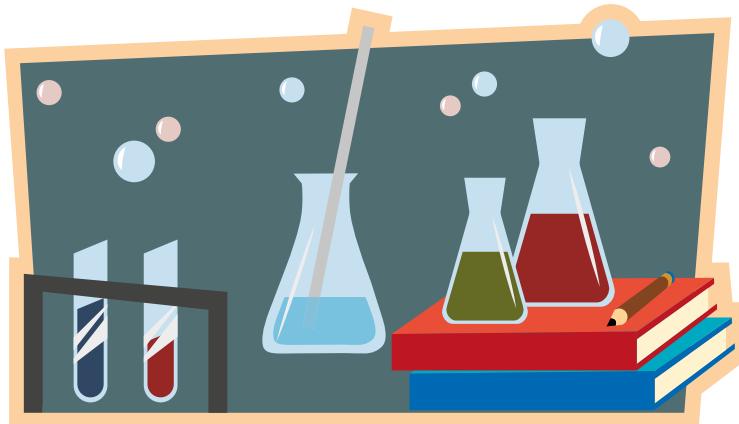
3.10 ¿Por qué se dice que Henry Moseley fue el joven que ordenó el rompecabezas de la Tabla periódica?

3.11 Di cuál es la diferencia esencial entre la Ley periódica enunciada por Mendeleiev y la existente en la actualidad (moderna).



CAPÍTULO 4

Sistematización de contenidos químicos



Introducción

Con estos dos cursos de Química de octavo y noveno grados has iniciado el camino por el maravilloso mundo de la Química, con el análisis de su objeto de estudio: las sustancias y las reacciones químicas. En estos has podido observar la belleza de las distintas sustancias y te has apropiado de parte de la teoría que explica su estructura química, y de ahí los cambios químicos que en ellas ocurren.

Durante diferentes actividades docentes has podido conocer que todo objeto, fenómeno o proceso tienen aspectos cualitativos y cuantitativos que guardan una relación muy estrecha entre sí.

Has aprendido que, tanto las sustancias como las reacciones químicas, tienen un aspecto cualitativo, que revela sus características o propiedades innatas, que permite distinguirlas unas de otras y estrechamente vinculado

con estas cualidades se encuentra su aspecto cuantitativo, asociado al término cantidad, generalmente expresado por una magnitud numérica. Ambos términos, cualitativo y cuantitativo, de las sustancias y las reacciones químicas se expresan mediante los conocimientos y habilidades químicas (figura 4.1), que son la base de sus aplicaciones y que responden a la solución de diferentes problemas y necesidades de los seres humanos.

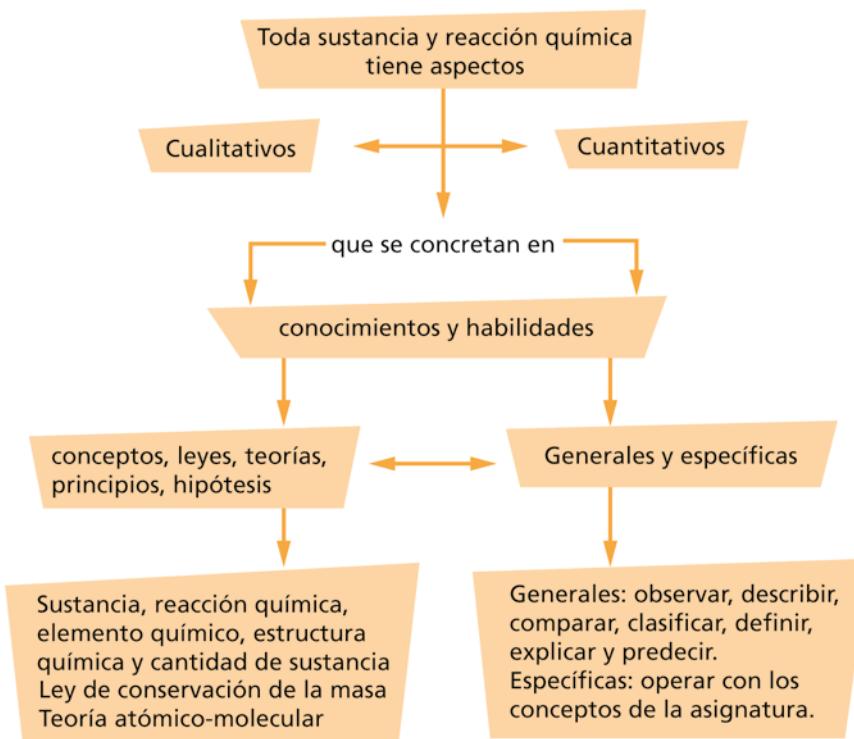


Fig. 4.1 Aspectos cualitativos y cuantitativos de la Química

Has visto más de cerca y con mayor detenimiento la importancia de esta ciencia para la economía y la salud del planeta, así como para la explicación del mundo vivo y no vivo. Mediante el aprendizaje de los conocimientos y habilidades básicas de la Química has analizado, basándote en las teorías atómico-molecular, iónica y de la dissociación electrolítica, el medio ambiente del que los seres humanos forman parte, igualmente has podido conocer la estrecha relación existente entre el conocimiento químico y la explicación, predicción y solución de muchos problemas medioambientales existentes en la actualidad.

CAPÍTULO 4

Para todo esto has penetrado en el estudio del micromundo, con el análisis de las características y uniones (enlaces químicos) entre los átomos o los iones y las interacciones entre las moléculas que forman las sustancias moleculares, para explicar las propiedades observables a simple vista de las diferentes sustancias y las reacciones químicas. En resumen, has llegado a la conclusión de que toda sustancia tiene una estructura química que es la que determina y explica sus propiedades físicas y químicas.

¡Qué lejos estabas de pensar que cada vez que tomas agua potable estás incorporando a tu organismo millones de millones de moléculas e iones de distintos tipos que benefician su funcionamiento!

¿Has pensado alguna vez que cuando estás alimentándote o respirando, lo que estás haciendo es proporcionando a tu organismo los elementos químicos en forma de átomos, moléculas o iones que necesita para su correcto funcionamiento y que, en dependencia de la calidad y cantidad de estas partículas, es beneficiosa o perjudicial su presencia en el cuerpo humano, así como que son ellos los que generan la energía para su existencia?

Con el estudio de la asignatura te has apropiado de parte de las bases del lenguaje particular de la Química, aprendiendo algunos de los símbolos químicos de los elementos químicos, las fórmulas químicas de las sustancias y las ecuaciones químicas que representan los cambios químicos de sustancias fundamentalmente inorgánicas. Has analizado que ellos son de diferentes tipos y que brindan una información cualitativa y cuantitativa, muy útil para explicar o predecir el comportamiento de las sustancias y las reacciones químicas y ser aplicadas a la producción de bienes que elevan el nivel de vida de los seres humanos.

Has estudiado cinco conceptos químicos primarios: ***sustancia, reacción química, elemento químico, estructura química y cantidad de sustancia***, de los cuales se deriva el sistema de conceptos que tiene esta ciencia. Durante su tratamiento en clases no solo llegaste a definirlos, sino que aprendiste a operar con ellos de una manera elemental para explicar, predecir, argumentar o clasificar el comportamiento de las sustancias, como parte de tu desarrollo intelectual (figura 4.2).

Mediante los distintos tipos de actividades experimentales y la explicación de sus causas te has apropiado de una de las generalizaciones más importantes de la Química, que es la de ser una ciencia experimental y teórica, a la vez que has logrado una mayor vinculación entre los aspectos

teóricos de esta ciencia y la práctica diaria. Te has percatado de la función tan importante de la práctica como criterio de verdad, así como de ser el punto de partida y fin del conocimiento.

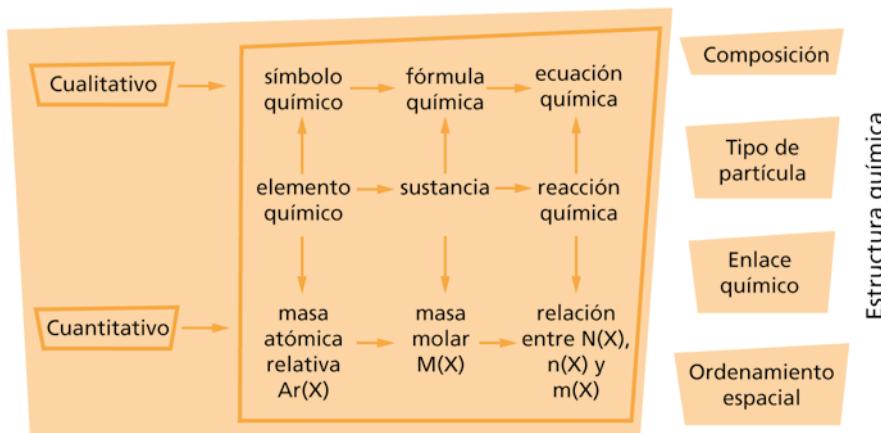


Fig. 4.2 Relación entre algunos de los conceptos principales de la Química

Aprendiste también una de las leyes más importantes de la Química: la Ley de conservación de la masa, que plantea que la suma de las masas de las sustancias que reaccionan en un cambio químico es igual a la suma de las masas de sus productos, debido a que en ellos se conservan los átomos (figura 4.3).

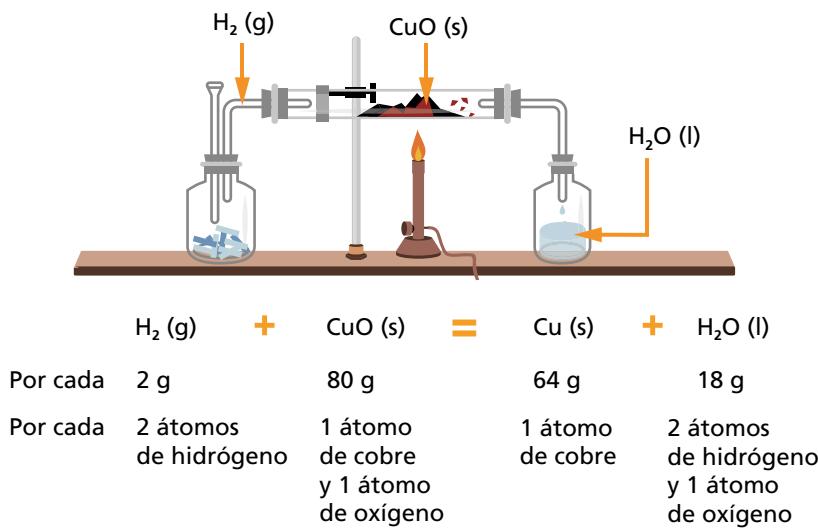


Fig. 4.3 Ley de conservación de la masa de las sustancias

CAPÍTULO 4

Observaste también que el diseño de los aparatos utilizados en el laboratorio químico y en la industria química está en correspondencia con las propiedades de las sustancias que participan en ellos, ya sea en una separación de mezclas o en la realización de una reacción química.

Muchos han sido los conocimientos y habilidades adquiridos mediante el estudio de la Química, que te han proporcionado una visión científica del mundo, así como una correcta conducta ante la naturaleza y la sociedad. Todo esto, unido a tu desarrollo intelectual, te permitirá seguir escalando el conocimiento humano en tus estudios superiores.

Este último capítulo se dedicará a la sistematización, o sea, al ordenamiento de lo aprendido sobre las sustancias y sus transformaciones, mediante la precisión de un conjunto de generalizaciones que han estado presentes en la base de lo tratado en los cursos de Química de octavo y noveno grados y que seguirás ampliando y profundizando en tus estudios superiores.

La sistematización es una forma de ordenar lo estudiado, estableciendo relaciones entre los diferentes contenidos tratados, primero en las sustancias y las reacciones químicas, lo que muestra una vez más que los objetos, fenómenos y procesos están íntimamente relacionados entre sí y después sobre la Química, el medio ambiente y la salud ambiental.

4.1 Sistematización sobre las sustancias y las reacciones químicas

Durante el estudio de la Química en el nivel secundario, los conceptos **sustancia** y **reacción química** se han ido estudiando paralelamente, dado que este segundo concepto está íntimamente relacionado con el primero, al ser la reacción química la transformación de una o más sustancias en otra u otras, producto del rompimiento de los enlaces químicos presentes en la o las sustancias reaccionantes y la formación de nuevos enlaces químicos, con lo que se explica la aparición de las sustancias productos.

Un ordenamiento de lo estudiado sobre las sustancias y las reacciones químicas lleva a varias generalizaciones.

Generalización I

Las aplicaciones de las sustancias están condicionadas por sus propiedades y estas, a su vez, por su estructura química.

Esta generalización lleva a interrogantes como las siguientes:

Comprobación 4.1

¿Cuáles son los componentes de la estructura de las sustancias?

Confronta tu respuesta:

- Composición cualitativa y cuantitativa (clase y número de elementos químicos que forman la sustancia).
- Tipos de partículas que las constituyen (átomos, moléculas o iones). De acuerdo con esto las sustancias pueden ser atómicas, moleculares o iónicas.
- Enlace químico (metálico, covalente apolar, covalente polar e iónico) en correspondencia con la electronegatividad que posean los átomos que se enlazan.
- Ordenamiento espacial de estas partículas.

Comprobación 4.2

Teniendo en cuenta la transformación o no de una o más sustancias en otra u otras, ¿qué dos tipos de propiedades de las sustancias se estudiaron durante el curso de Química? Ejemplifica cada tipo.

Confronta tu respuesta:

- Las propiedades físicas y las químicas.
- Como propiedades físicas se estudió la conductividad eléctrica, la temperatura de fusión, la temperatura de ebullición, la densidad, entre otras. Durante su desarrollo no hay transformación de una sustancia en otra u otras.
- Como propiedades químicas está la combustión de una sustancia, la oxidación de los metales, la reducción de los óxidos y la neutralización. Además de las reacciones químicas entre disoluciones acuosas de sales, de hidróxidos metálicos y no metálicos, así como la reacción química de los metales con las disoluciones acuosas de los ácidos. En todas ellas hay transformación de unas sustancias en otras.

Esta generalización evidencia la relación entre los conceptos **estructura química, propiedad y aplicación de las sustancias** (figura 4.4). Obsérvese cómo lo que en un fenómeno es efecto, en otro puede convertirse en causa. Esto muestra cómo todos los fenómenos en la naturaleza están relacionados entre sí.

CAPÍTULO 4

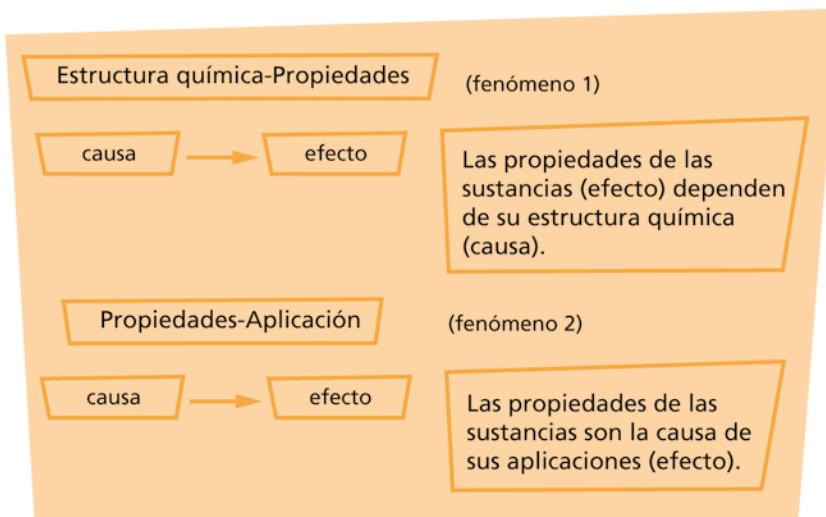


Fig. 4.4 Relación entre los conceptos estructura química, propiedad y aplicación de las sustancias

Ejercicios de actualización de conocimientos y habilidades

4.1 Completa en tu libreta el cuadro siguiente:

Componentes de su estructura química	Fórmulas químicas globales de las sustancias					
	O_3	CaO	CO_2	SO_3	NaCl	H_2SO_4
Composición cualitativa y cuantitativa						
Tipo de sustancia teniendo en cuenta las partículas que las constituyen						
Tipo de enlace químico que poseen						

4.2 Plantea la influencia que tienen en el medioambiente las sustancias representadas en el ejercicio anterior.

4.3 ¿Cuáles propiedades físicas o químicas de las sustancias explican los siguientes hechos experimentales? Argumenta en cada caso:

- El cloruro de sodio (NaCl) y el cloruro de hidrógeno (HCl) son compuestos binarios del elemento químico cloro (Cl); sin embargo, el primero es un sólido cristalino a temperatura ambiente y el segundo, un gas, ambos muy solubles en agua (H2O).
- Al acercar una llama a un recipiente que contiene diyodo sólido, I2(s), se observa la aparición de un gas del mismo color al sólido inicial. Cuando cesa la llama aparecen en las paredes del recipiente los cristales de esta sustancia simple.
- La sustancia sodio [Na(s)] es un metal activo que al dejarse en contacto con el medio ambiente se recubre de una capa de un sólido blanco. Por tal motivo, en el laboratorio este metal se guarda en un recipiente con keroseno que lo cubre completamente.

4.4 ¿Podrían los metales activos guardarse en el laboratorio en recipientes con agua? ¿Por qué?

4.5 ¿Cuál es la propiedad en que se basa cada una de las aplicaciones siguientes?

- El uso de distintas sustancias como antiácidos.
- El ozono, O3(g), como desinfectante, depurador y purificador de aguas minerales.
- Uso del agua, H2O(l), en los regadíos de los suelos.
- En la industria azucarera cubana se añade óxido de calcio [CaO(s)] para controlar la acidez del jugo de caña.
- La "leche de magnesia" (hidróxido de magnesio) se utiliza como antiácido.
- El óxido de calcio [CaO(s)] se obtiene por la calcinación de las rocas calizas.
- El óxido de calcio [CaO(s)] se usa en el proceso de potabilización del agua [H2O(l)], especialmente para regular su pH, así como en la remineralización del agua de mar desalinizada.
- El cloruro de sodio [NaCl(s)] es usado como aditivo alimentario.
- El dióxido de azufre [SO2(g)] es muy utilizado en la industria para la obtención del compuesto químico que más se produce en el mundo, el ácido sulfúrico [H2SO4(l)].

CAPÍTULO 4

Generalización II

La representación e interpretación de las reacciones químicas mediante ecuaciones químicas contribuye a la comprensión del fenómeno químico, tanto en su forma cualitativa como cuantitativa, y de los cambios energéticos en estos procesos.

Esta generalización que has ido formando, ampliando y profundizando durante el estudio de los diferentes tipos de sustancias inorgánicas destaca la importancia de los modelos en el conocimiento científico sobre las sustancias y las reacciones químicas.

La ecuación química es un valioso modelo que tiene la Química para estudiar la esencia de los cambios químicos. Su interpretación cualitativa y cuantitativa requiere de la aplicación de conceptos y leyes químicas.

Comprobación 4.3

¿Qué es una ecuación química? ¿Qué importancia tiene su interpretación cualitativa y cuantitativa? ¿Qué relación tiene con el estudio de la esencia de las reacciones químicas? ¿Qué tipos de ecuaciones químicas has utilizado en el aprendizaje de las propiedades de las sustancias?

Confronta tu respuesta:

- La ecuación química es un modelo que representa abreviada y simplificadamente el cambio químico que ocurre en una o entre varias sustancias.
- Su interpretación, tanto cualitativa como cuantitativa, pone de manifiesto importantes relaciones en cuanto a masa, cantidad de sustancia y número de partículas, entre otros, que permiten comprender el porqué de la ocurrencia de la reacción química (esencia de la reacción química).
- Se han utilizado en la comprensión y representación del comportamiento químico de las sustancias las ecuaciones químicas globales, iónicas y con fórmulas electrónicas.

Comprobación 4.4

¿Qué conocimientos y habilidades químicas se integran en la interpretación cualitativa y cuantitativa de una ecuación química?

Confronta tu respuesta:

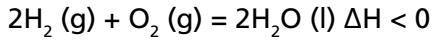
En el desarrollo de esta habilidad química se integran un conjunto de conocimientos y habilidades entre los que se encuentran:

- La composición química de las sustancias reaccionantes y productos.
- El tipo de partículas que constituyen las sustancias que reaccionan y se producen.
- El enlace químico que las une.
- Las propiedades físicas y químicas de las sustancias.
- La representación e interpretación de las fórmulas químicas de las sustancias.
- La nomenclatura de las sustancias reaccionantes y las de los productos.
- El concepto cantidad de sustancia.
- La ley de conservación de la masa.
- Las condiciones de temperatura y presión en que ocurre la reacción química.
- La energía involucrada en el cambio químico.

Ejercicios de actualización de conocimientos y habilidades

4.6 Ejemplifica con la escritura de una ecuación química que representa la reacción química entre dos disoluciones acuosas de sales solubles que produzcan un precipitado, los aspectos a considerar en su correcta escritura.

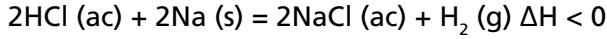
4.7 Describe la información cualitativa y cuantitativa que puede obtenerse de la ecuación química siguiente:



4.8 Describe en qué se asemejan y en qué difieren las reacciones químicas representadas a continuación:

- $\text{P}_4\text{(s)} + 5\text{O}_2\text{(g)} = 2\text{P}_4\text{O}_{10}\text{(s)} \Delta\text{H} < 0$
- $2\text{Cu(s)} + \text{O}_2\text{(g)} = 2\text{CuO(s)} \Delta\text{H} < 0$

4.9 Interpreta en cantidad de sustancia y número de partículas la ecuación química siguiente:



CAPÍTULO 4

Generalización III

Entre todas las sustancias, tanto orgánicas como inorgánicas, existen relaciones genéticas.

Esta idea rectora de la Química revela la relación existente entre las distintas sustancias, entre las más simples y las más complejas, como producto de la unidad material del mundo. Esta relación existe entre las sustancias, pero se hace evidente mediante las reacciones químicas. Su interiorización lleva implícito un conjunto de conocimientos y habilidades sobre ambos conceptos los cuales pueden precisarse mediante preguntas como las siguientes:

Comprobación 4.5

¿Qué conocimientos de los estudiados en la Química están en la base de las relaciones genéticas entre las sustancias?

Confronta tu respuesta:

- Sustancia como una de las formas de la existencia de la materia.
 - Definición, nomenclatura y notación química de las sustancias simples (metales y no metales) y sustancias compuestas [óxidos, sales, hidróxidos metálicos e hidróxidos no metálicos y los compuestos binarios hidrogenados de los elementos químicos del grupo VIA (16) y VIIA (17) de la Tabla periódica moderna, así como las propiedades ácido-base de las disoluciones acuosas de estas últimas.
 - Propiedades químicas de las sustancias simples y de las compuestas.
 - Definición de lo que es un esquema de relación genética.

Comprobación 4.6

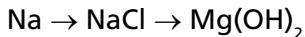
¿Qué habilidades están asociadas a la revelación de las relaciones genéticas entre las sustancias inorgánicas?

Confronta tu respuesta:

- Interpretación de los esquemas de relaciones genéticas entre las sustancias inorgánicas.
 - Aplicación de las propiedades químicas de las sustancias.
 - Representación de las ecuaciones químicas de las reacciones químicas que muestran la transformación de unas sustancias más simples en otras más complejas.

Ejercicios de actualización de conocimientos y habilidades

4.10 Dado el esquema de relaciones genéticas siguiente, escribe la fórmula química de la sustancia necesaria para que se produzca cada transformación:



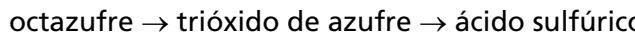
- ¿Cuántas reacciones químicas es necesario realizar para lograr el producto final que expresa este esquema?
- Con qué sustancia pondrías a reaccionar cada sustancia representada para obtener el producto deseado? Escribe sus fórmulas químicas.
- Escribe el nombre y la fórmula química de las sustancias productos de cada reacción química.
- Escribe la ecuación química de la reacción química que se produce en cada caso.
- Plantea en qué propiedades químicas de las sustancias te basaste para realizar las transformaciones representadas en el esquema.

4.11 Describe los pasos que seguirías para realizar la siguiente transformación química en el laboratorio:



- Representa mediante ecuaciones químicas las reacciones químicas que se producirían.

4.12 Analiza las relaciones de transformación siguientes:



Sulfato de calcio

- Escribe las fórmulas químicas de las sustancias representadas.
- ¿En qué propiedades químicas de las sustancias te apoyarás para realizar cada transformación química?
- Escribe el nombre y las fórmulas químicas de las sustancias necesarias para realizar cada reacción química.
- Escribe las ecuaciones químicas correspondientes.

4.2 Química, medio ambiente y salud

La química está íntimamente ligada a la protección y contaminación del medio ambiente. La apropiación de los conocimientos acerca de las

CAPÍTULO 4

propiedades de las sustancias posibilita la explicación y predicción de muchos fenómenos que ocurren en el medio ambiente, asimismo la planificación de acciones conscientes de previsión y soluciones de los problemas medioambientalistas y de la salud ambiental relacionadas con la ciencia química.

El tema de la atención al cuidado del medio ambiente y la salud es centro de atención de todas las ciencias, puesto que, además de ser un problema global, es multifactorial y su solución depende del esfuerzo y la voluntad de todos los ciudadanos.

La química como ciencia y asignatura analiza durante su estudio y aplicación la influencia decisiva que tiene, tanto en la contaminación ambiental como en la solución de problemas medioambientalistas y la protección del medio ambiente.

Comprobación 4.7

¿Cuáles son los problemas medioambientales más significativos que deberían preocupar a los gobernantes, organizaciones y ciudadanos del planeta?

Confronta tu respuesta:

Entre los problemas medioambientalistas se consideran:

- ▶ Cambio climático: gases de efecto invernadero y sus consecuencias.
- ▶ Contaminación: impacto en los ecosistemas y reducción de la esperanza de vida.
- ▶ Deforestación: destrucción de bosques para la explotación de madera.
- ▶ Degradación de los suelos: erosión y salinización de los suelos.
- ▶ Energía: consumo elevado de energía y el uso de combustibles fósiles.
- ▶ Escasez de agua: condiciones de su calidad y cantidad, y elevación de la sequía de ríos, lagos, lagunas y otras fuentes hídricas.
- ▶ Extinción de especies y pérdida de la diversidad: especies en peligro de extinción.
- ▶ Invasión y tráfico ilegal de especies: destrucción del hábitat y la introducción de especies foráneas.
- ▶ Residuos: la basura, el contaminante más rápido en producirse.
- ▶ Sobreexplotación de los recursos naturales: pone en peligro su supervivencia.

Conocer estos problemas que afectan a la humanidad es el primer paso en su concientización y solución.

Comprobación 4.8

Analiza la siguiente expresión: *La química, con las mismas manos que te cura, te mata.*

Confronta tu respuesta:

La química como ciencia, alberga una contradicción evidente en relación con el medio ambiente. En muchos de los problemas de contaminación ambiental, calentamiento terrestre, disminución de la capa de ozono, lluvias y nieves ácidas, armas químicas, desertificación de los suelos y el cambio climático, están involucradas variadas sustancias como el agua, el ozono, el dióxido de carbono y otros óxidos no metálicos, metales pesados, sustancias tóxicas, entre otras. Sin embargo, en la solución de estos problemas o su previsión, además de la actitud de los seres humanos, está la intervención de las propias sustancias.

Ejercicios de actualización de conocimientos y habilidades

- 4.13 ¿Qué significado tiene el término “desarrollo sostenible”?
- 4.14 ¿Qué importancia tiene el conocimiento químico en la detección y solución de los problemas medioambientales relacionados con esta ciencia? Ejemplifica.
- 4.15 Plantea los principales problemas medioambientales tratados en el curso de Química.
- 4.16 Resume cuál es la influencia negativa y positiva de la Química en los cuatro componentes en que opera la Química medioambientalista: atmósfera, suelo, aguas continentales y aguas saladas.
- 4.17 Elabora una pequeña ponencia titulada “La Química, el medio ambiente y la actitud ciudadana”, en la que manifiestes las medidas adoptadas en el país dirigidas al cuidado y protección del medio ambiente.

APÉNDICES

Apéndice I. Experimentos químicos escolares

Unidad 1

Experimentos de clase

1.1 Comprobación de la solubilidad de algunas sales en agua

Tarea

- ▶ Clasifica las sales entregadas por el docente en solubles y prácticamente insolubles en agua.

Consideraciones previas

- ▶ ¿Cómo pueden clasificarse las sustancias atendiendo a su solubilidad en agua?

Útiles y reactivos

Útiles y reactivos	Cantidad
Vaso de precipitados	4
Agitador	4
Cucharilla espátula	1
Sulfato de cobre (II) pentahidratado	1 g
Carbonato de calcio	1 g
Carbonato de sodio	1 g
Agua destilada	150 mL

Procedimiento

1. Toma tres vasos de precipitados. En el primero añade 1 g de sulfato de cobre (II) pentahidratado. Añade 50 mL de agua y agita.
2. Repite el procedimiento anterior con cada una de las restantes sales.

Valoración

- Clasifica las sales utilizadas en el experimento de clase atendiendo a su solubilidad en agua.
- Describe el procedimiento que utilizarías para recuperar los sólidos disueltos en agua.

1.2 Reacción química entre disoluciones acuosas de algunas sales**Tarea**

- Obtén los productos de una reacción química entre disoluciones acuosas de sales.

Consideraciones previas

- Representa los iones que están presentes en las disoluciones acuosas de las sales siguientes:
 - a) cloruro de calcio
 - b) carbonato de sodio
 - c) cloruro de sodio

Útiles y reactivos

Útiles y reactivos	Cantidad
Tubo de ensayos	3
Gradilla	1
Probeta	1
Embudo liso	1

APÉNDICE

Soporte universal	1
Papel de filtro	1
Vaso de precipitados	1
Agitador	1
Aro o anilla	1
Tela metálica	1
Mejero de alcohol	1
Cápsula de porcelana	1
Disolución acuosa de cloruro de calcio	6 mL
Disolución acuosa de carbonato de sodio	2 mL
Disolución acuosa de cloruro de sodio	2 mL

Procedimiento

1. Rotula tres tubos de ensayos con los números 1, 2 y 3, respectivamente. Mide 2 mL de disolución acuosa de cloruro de calcio y viértelos en cada uno por separado.
2. Añade al primer tubo de ensayos 2 mL de disolución acuosa de carbonato de sodio. Observa y anota lo ocurrido.
3. Añade al segundo tubo igual cantidad de disolución acuosa de cloruro de sodio. Observa y anota lo ocurrido.
4. Compara ambos tubos de ensayos (1 y 2) con la disolución inicial que aparece en el tubo 3.
5. Separa el precipitado formado de la disolución acuosa resultante.
6. Vaporiza el filtrado. ¿Qué se observa?

Valoración

- Describe y explica lo ocurrido en los tubos de ensayos 1 y 2.
- Escribe la ecuación química de la reacción química ocurrida.

1.3 Comprobación de las sales que deben reaccionar en disolución acuosa para obtener una determinada sal (x).

Obtención de algunas de estas sales

Tarea

- ▶ Obtén, en el laboratorio, uno de los sólidos siguientes: sulfato de bario, carbonato de calcio, sulfuro de cobre (II) y cloruro de plata.

Consideraciones previas

- ▶ Para que se produzca una reacción química entre disoluciones acuosas de las sales, en la que se forme un precipitado, ¿qué propiedades deben tener las sustancias productos de la reacción química?

Procedimiento

1. El docente te indicará el nombre de la sal que debes obtener.
2. Conocida la sal que debes obtener, procede a confeccionar un breve informe que contenga los aspectos siguientes:
 - ▶ Reactivos químicos a utilizar
 - ▶ Ecuación química de la reacción química
 - ▶ Técnica operatoria (debe contener cómo vas a proceder y el nombre de los útiles de laboratorio a emplear)
3. Aprobado el informe por tu docente, solicita los reactivos químicos necesarios y haz el experimento químico.

Valoración

- ▶ Un educando realiza una reacción química entre las disoluciones acuosas de sales en la que se obtiene un precipitado. A continuación, filtra, añade nuevamente al filtrado una de las disoluciones acuosas utilizadas y observa que se obtiene más precipitado. ¿Qué explicación darías a este fenómeno?

Prácticas de laboratorio

1.1 Preparación de una disolución acuosa al tanto por ciento de una sal

Tarea

- ▶ Prepara 50 g de disolución acuosa al 2 % de cloruro de sodio.

APÉNDICE

Consideraciones previas

- ▶ ¿En qué consiste una disolución al tanto por ciento en masa de disolución?
- ▶ ¿Cuál es la ecuación de definición de una disolución al tanto por ciento en masa de disolución?
- ▶ Determina la masa de soluto y de disolvente a utilizar.

Útiles y reactivos

Útiles y reactivos	Cantidad
Vaso de precipitados	4
Agitador	4
Cucharilla espátula	1
Vidrio reloj	4
Probeta graduada	1
Cloruro de sodio u otra sal soluble en agua	?
Agua destilada	?

Procedimiento

1. Coloca en el vidrio reloj la masa de la sal seleccionada previamente triturada y pesada.
2. Mide el volumen de agua necesaria con la ayuda de una probeta. Considera la densidad del agua 1 g/mL.
3. Vierte en un vaso de precipitados limpio un poco del agua medida.
4. Añade la cantidad de la sal del vidrio reloj en el vaso de precipitado con agua, se debe arrastrar las trazas de sal que puedan quedar en el vidrio reloj, utilizando parte del agua medida.
5. Añade el volumen de agua restante al vaso de precipitados y agita hasta su total disolución.

Valoración

- Si de la masa de disolución acuosa preparada tomamos solo 5 g, ¿qué composición en porcento tiene esa muestra? Fundamenta.

1.2 Reacciones químicas de distintas disoluciones acuosas que formen un precipitado

Tarea

- Obtén en el laboratorio dos de los sólidos siguientes: sulfato de bario, carbonato de calcio, sulfuro de cobre (II), cloruro de plata, carbonato de níquel (II), entre otros.

Consideraciones previas

- Para que se produzca una reacción química entre disoluciones acuosas de las sales en la que se forme un precipitado, ¿qué propiedades deben tener las sustancias productos de la reacción química?
- Producto de la reacción química que se produce en cada caso, el precipitado queda inmerso en una disolución acuosa que es necesario filtrar para separarlo.

Útiles y reactivos

Útiles y reactivos	Cantidad
Vaso de precipitados	4 cada equipo
Agitador	4
Disoluciones para obtener los sólidos propuestos	

Procedimiento

1. El docente indicará el nombre de las dos sales que deben obtener.
2. Cada equipo de trabajo realizará un breve informe que contenga los aspectos siguientes:
 - a) Reactivos químicos a emplear

APÉNDICE

- b) Ecuaciones químicas de las reacciones químicas que se producen
- c) Técnica operatoria en la que se exprese cómo va a proceder y el nombre y cantidad de los útiles a emplear
- 3. Aprobado el informe por tu docente, solicita los reactivos químicos necesarios y realiza la actividad experimental.

Valoración

- Un educando del equipo, después de realizar la práctica de laboratorio y obtener el sólido y el filtrado por separado, añade a este último una de las dos disoluciones acuosas utilizadas y observa que se obtiene más precipitado. ¿Qué explicación le darías a este fenómeno ocurrido?

Unidad 2

Experimentos de clase

2.1 Identificación de disoluciones ácidas y disoluciones básicas mediante indicadores

Tarea

- Determina, mediante indicadores ácido-base, si las disoluciones acuosas A y B son ácidas o básicas.

Consideraciones previas

- ¿Qué es un indicador?
- Resuelve el ejercicio 2.50 de este libro de texto.

Útiles y reactivos

Útiles y reactivos	Cantidad
Frasco gotero	4
Placa con depresiones	1
Disolución de fenolftaleína	1 mL

Útiles y reactivos	Cantidad
Disolución de azul de bromotimol	1 mL
Papel de tornasol	2
Disoluciones ácidas	2 mL
Disoluciones básicas	2 mL

Procedimiento

1. Echa dos o tres gotas de la disolución A a tres cavidades de la placa con depresiones; añade a la primera una gota de disolución de fenolftaleína; a la segunda, una gota de bromotimol e introduce en la tercera una tira de papel de tornasol. Observa y anota.
2. Repite el procedimiento anterior para la disolución B.

Valoraciones

- ¿Qué propiedades ácidas o básicas tienen las disoluciones A y B?

2.2 Identificación de los iones cloruro y sulfato

Tarea

- Identifica, experimentalmente, la presencia de iones cloruro y sulfato en sus disoluciones acuosas.

Consideraciones previas

- Definir los conceptos *ácido* y *disolución ácida*.
- Investigar las principales propiedades ácidas del ácido clorhídrico y del ácido sulfúrico en disolución diluida.
- Precisa las precauciones que deben tenerse al trabajar con los ácidos en el laboratorio.

APÉNDICE

Útiles y reactivos

Útiles y reactivos	Cantidad
Tubo de ensayos	6
Gradilla para tubos de ensayos	1
Probeta de 10 mL	1
Frasco gotero	2
Disolución diluida de ácido sulfúrico	10 mL
Disolución diluida de ácido clorhídrico	9 mL
Disolución acuosa de cloruro de bario	3 mL
Disolución acuosa de azul de bromotimol	1 mL
Disolución acuosa de cloruro de calcio	2 mL
Disolución acuosa de cloruro de sodio	2 mL
Disolución acuosa de nitrato de plata	0,5 mL
Disolución acuosa de sulfato de sodio	2 mL
Disolución acuosa de sulfato de potasio	2 mL

Procedimiento

1. Vierte en tres tubos de ensayo 2 mL de disoluciones acuosas de cloruro de calcio, de cloruro de sodio y ácido clorhídrico, respectivamente.
2. Añade en cada uno de los tubos de ensayos dos gotas de disolución acuosa de nitrato de plata. Observa, anota y escribe las ecuaciones químicas correspondientes a cada reacción química.
3. Vierte en tres tubos de ensayos 2 mL de disolución de sulfato de sodio, sulfato de potasio y ácido sulfúrico, respectivamente.
4. Añade a cada uno de los tubos de ensayos dos gotas de disoluciones acuosas de cloruro de bario. Observa y anota lo ocurrido.

Valoración

- Escribe las ecuaciones químicas de las reacciones químicas que se llevaron a cabo.

- ¿A qué conclusiones arribaste sobre la forma de identificar experimentalmente los aniones cloruro y sulfato?

Prácticas de laboratorio

2.1 Propiedades de los hidróxidos de sodio, de calcio y de magnesio

Tarea

- Comprueba las propiedades de los hidróxidos de sodio, de calcio y de magnesio.

Consideraciones previas

- ¿Qué coloración toman los indicadores fenolftaleína, tornasol y azul de bromotimol al añadirlos a una disolución básica?
- ¿En qué grupo y período de la Tabla periódica moderna se encuentran representados los elementos químicos sodio, calcio y magnesio?
- Atendiendo a su solubilidad en agua, ¿cómo se clasifican los hidróxidos metálicos?

Útiles y reactivos

Útiles y reactivos	Cantidad
Tubo de ensayos	6
Agitador	1
Gradilla para tubos de ensayos	1
Cucharilla espátula	1
Gotero de vidrio	1
Vidrio reloj	1
Frasco lavador	1
Hidróxido de sodio	0,5 g
Hidróxido de magnesio	0,5 g
Hidróxido de calcio	0,5 g
Papel de tornasol rojo	6
Papel de tornasol azul	6
Azul de bromotimol	1 mL
Disolución de fenolftaleína	1 mL

APÉNDICE

Procedimientos

1. Rotula tres tubos de ensayos y añade con una cucharilla espátula aproximadamente 0,5 g de los hidróxidos metálicos siguientes:
 - a) Tubo 1: hidróxido de sodio
 - b) Tubo 2: hidróxido de calcio
 - c) Tubo 3: hidróxido de magnesio
2. Observa las siguientes propiedades de estos hidróxidos metálicos:
 - a) Estado de agregación
 - b) Solubilidad en agua
3. Añade lentamente agua destilada en los tres tubos de ensayo hasta alcanzar $\frac{3}{4}$ las partes del volumen de cada uno de ellos. Agita con cuidado. Observa y anota.
4. Filtra el contenido de los tubos de ensayos 2 y 3 por separado, recogiendo la disolución en vasos de precipitados respectivamente rotulados. Observa y anota.
5. Acción sobre los indicadores:
 - a) Toma, con un gotero, una porción de la disolución acuosa del hidróxido contenido en el tubo 1, deja caer una gota sobre un papel de tornasol azul y otra sobre un papel de tornasol rojo. Observa y anota.
 - b) Repite la operación con las disoluciones acuosas de los hidróxidos restantes.
 - c) Vierte una porción de la disolución del tubo 1 sobre el vidrio reloj y añade dos gotas de la disolución alcohólica de fenolftaleína. Observa y anota. Repite la operación con las disoluciones acuosas de los dos hidróxidos metálicos restantes.
 - d) De igual forma se procede con el indicador bromotimol. Observa y anota los resultados.

Valoración

- Anota los resultados de las observaciones en un cuadro resumen que contenga los aspectos siguientes:
- Nombre de la sustancia
 - Fórmula química global
 - Color

- Estado de agregación
- Solubilidad en agua
- Coloración que toma cada indicador

- ¿Cuál es el ion que está presente en las tres disoluciones de estas sustancias?

2.2 Propiedades de los ácidos clorhídrico y sulfúrico en disolución diluida

Tarea

- Comprueba, experimentalmente, algunas propiedades de las disoluciones diluidas de ácido clorhídrico y de ácido sulfúrico.

Consideraciones previas

- Define los conceptos *ácido* y *disolución ácida*.
- ¿Cómo se puede determinar experimentalmente la presencia de un medio ácido?
- Investiga las principales propiedades de los ácidos clorhídrico y sulfúrico.

Útiles y reactivos

Útiles y reactivos	Cantidad
Tubo de ensayos	2
Gradilla para tubos de ensayos	1
Probeta de 10 mL	1
Frasco gotero	2
Disolución de ácido sulfúrico	10 mL
Disolución de ácido clorhídrico	9 mL
Zinc (granallas)	0,5 g
Carbonato de calcio	0,5 g
Disolución acuosa de cloruro de bario	3 mL
Disolución acuosa de azul de bromotimol	1 mL
Disolución acuosa de cloruro de calcio	2 mL

APÉNDICE

Disolución acuosa de cloruro de sodio	2 mL
Disolución acuosa de nitrato de plata	0,5 mL
Disolución acuosa de sulfato de sodio	2 mL
Disolución acuosa de sulfato de potasio	2 mL
Disolución acuosa de carbonato de sodio	2 mL

Procedimiento

1. Observa y describe el estado de agregación y el color de las disoluciones acuosas diluidas de ácido clorhídrico y de ácido sulfúrico.
2. Vierte 2 mL de ácido clorhídrico en tres tubos de ensayos. Añade al primero granallas de zinc. Observa y describe.
3. Al segundo, añádele una pequeña porción de carbonato de calcio sólido. Observa y anota.
4. Al tercer tubo de ensayos, añádele una o dos gotas de azul de bromotimol. Echa gota a gota, agitando la disolución de hidróxido de sodio hasta neutralizarla.
5. Repite el paso 2 utilizando disolución diluida de ácido sulfúrico.
6. Vierte, en un tubo de ensayos, 2 mL de disolución diluida de ácido sulfúrico. Añade dos o tres gotas de disolución acuosa de cloruro de bario. Observa y anota.

Valoración

- Escribe las ecuaciones químicas de las reacciones químicas que se llevaron a cabo.

Apéndice 2. Valores de electronegatividades según escala de Linus Pauling

1															
H 2,1	2														
Li 1,0	Be 1,5														
Na 0,9	Mg 1,2														
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,8	Ni 1,8	Cu 1,8	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1
Cs 0,8	Ba 0,9	La* 1,1	Hf 1,3	Ta 1,5	W 2,4	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,2	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0
Fr 0,7	Ra 0,9	Ac ⁺ 1,1													At

Inferior a 1,0 2,0 - 2,4
 1,0 - 1,4 2,5 - 2,9
 1,5 - 1,9 3,0 - 4,0

13 14 15 16 17
 B C N O F
 2,0 2,5 3,0 3,5 4,0
 Al Si P S Cl
 1,5 1,8 2,1 2,5 3,0
 Ga Ge As Se Br
 1,6 1,8 2,0 2,4 2,8
 Cd In Sn Sb Te
 1,7 1,7 1,8 1,9 2,1
 Pb Bi Po At
 1,8 1,9 2,0 2,2

*Lantánidos: 1,1-1,3
+Actínidos: 1,3-1,5

Apéndice 3. Tabla de masas molares de algunas sustancias

Nombre	Fórmula química	Masa molar (g/mol)	Nombre	Fórmula química	Masa molar (g/mol)
Aluminio	Al	27	Óxido de aluminio	Al_2O_3	102
			Cloruro de aluminio	AlCl_3	133,5
			Nitrato de aluminio	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	213
			Sulfato de aluminio	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	342
			Carbonato de aluminio	$\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$	234
			Hidróxido de aluminio	$\text{Al}(\text{OH})_3$	78
Bario	Ba	137	Óxido de bario	BaO	153
			Cloruro de bario	BaCl_2	208
			Sulfuro de bario	BaS	169
			Nitrato de bario	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	261
			Sulfato de bario	BaSO_4	233
			Carbonato de bario	BaCO_3	197
			Hidróxido de bario	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	171
Calcio	Ca	40	Óxido de calcio	CaO	56
			Cloruro de calcio	CaCl_2	111
			Bromuro de calcio	CaBr_2	200
			Sulfuro de calcio	CaSO_4	62
			Nitrato de calcio	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	164
			Sulfato de calcio	CaSO_4	136
			Carbonato de calcio	CaCO_3	100
			Hidróxido de calcio	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	74
Carbono	C	12	Monóxido de carbono	CO	28
			Dióxido de carbono	CO_2	44
Zinc	Zn	65	Óxido de zinc	ZnO	81
			Cloruro de zinc	ZnCl_2	136
			Sulfuro de zinc	ZnS	97

QUÍMICA

Nombre	Fórmula química	Masa molar (g/mol)	Nombre	Fórmula química	Masa molar (g/mol)
			Nitrato de zinc	$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$	189
			Sulfato de zinc	ZnSO_4	161
			Carbonato de zinc	ZnCO_3	125
			Hidróxido de zinc	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	99
Cobre	Cu	64	Óxido de cobre (I)	Cu_2O	144
			Óxido de cobre (II)	CuO	80
			Cloruro de cobre (II)	CuCl_2	135
			Sulfuro de cobre (II)	CuS	96
			Nitrato de cobre (I)	CuNO_3	126
			Nitrato de cobre (II)	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	188
			Sulfato de cobre (I)	Cu_2SO_4	224
			Sulfato de cobre (II)	CuSO_4	160
			Carbonato de cobre (I)	Cu_2CO_3	187
			Hidróxido de cobre (II)	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	98
Cromo	Cr	52	Óxido de cromo (II)	CrO	68
			Óxido de cromo (III)	Cr_2O_3	152
			Hidróxido de cromo (III)	$\text{Cr}(\text{OH})_3$	103
Dibromo	Br_2	160			
Dicloro	Cl_2	71	Heptóxido de dicloro	Cl_2O_7	183
			Pentóxido de dicloro	Cl_2O_5	151
			Trióxido de dicloro	Cl_2O_3	119
Dihidrógeno	H_2	2	Agua	H_2O	18
			Peróxido de hidrógeno	H_2O_2	34
Dioxígeno	O_2	32			
Trioxígeno	O_3	48			
Diyodo	I_2	254	Heptóxido de diyodo	I_2O_7	366
			Pentóxido de diyodo	I_2O_5	334
Difluor	F_2	38			
Dinitrógeno	N_2	28	Pentóxido de dinitrógeno	N_2O_5	108
			Trióxido de dinitrógeno	N_2O_3	76
			Dióxido de nitrógeno	NO_2	46
			Monóxido de nitrógeno	NO	30
			Ácido nítrico	HNO_3	63

APÉNDICE

Hierro	Fe	56	Óxido de hierro (III)	Fe_2O_3	160
			Óxido de hierro (II)	FeO	72
			Cloruro de hierro (III)	$FeCl_3$	162,5
			Cloruro de hierro (II)	$FeCl_2$	127
			Sulfuro de hierro (II)	FeS	88
			Nitrato de hierro (III)	$Fe(NO_3)_3$	242
			Nitrato de hierro (II)	$Fe(NO_3)_2$	180
			Sulfato de hierro (III)	$Fe_2(SO_4)_3$	400
			Sulfato de hierro (II)	$FeSO_4$	152
			Hidróxido de hierro (II)	$Fe(OH)_2$	90
			Hidróxido de hierro (III)	$Fe(OH)_3$	107
Magnesio	Mg	24	Óxido de magnesio	MgO	40
			Cloruro de magnesio	$MgCl_2$	95
			Sulfuro de magnesio	MgS	56
			Nitrato de magnesio	$Mg(NO_3)_2$	148
			Sulfato de magnesio	$MgSO_4$	120
			Carbonato de magnesio	$MgCO_3$	84
			Hidróxido de magnesio	$Mg(OH)_2$	58
Níquel	Ni	59	Óxido de níquel (III)	Ni_2O_3	166
			Óxido de níquel (II)	NiO	75
			Cloruro de níquel (II)	$NiCl_2$	130
			Sulfuro de níquel (III)	Ni_2S_3	214
			Sulfuro de níquel (II)	NiS	91
			Nitrato de níquel (III)	$Ni(NO_3)_3$	245
			Nitrato de níquel (II)	$Ni(NO_3)_2$	183
			Sulfato de níquel (II)	$NiSO_4$	155
			Carbonato de níquel (II)	$NiCO_3$	119
			Hidróxido de níquel (II)	$Ni(OH)_2$	93
			Hidróxido de níquel (III)	$Ni(OH)_3$	110
Octazufre	S_8	256	Trióxido de azufre	SO_3	80
			Dióxido de azufre	SO_2	64
			Ácido sulfúrico	H_2SO_4	98
Potasio	K	39	Óxido de potasio	K_2O	94
			Cloruro de potasio	KCl	74,5
			Sulfuro de potasio	K_2S	71

QUÍMICA

Nombre	Fórmula química	Masa molar (g/mol)	Nombre	Fórmula química	Masa molar (g/mol)
			Nitrato de potasio	KNO_3	101
			Sulfato de potasio	K_2SO_4	174
			Carbonato de potasio	K_2CO_3	138
			Hidróxido de potasio	KOH	56
Plata	Au	108	Cloruro de plata	AgCl	146,5
			Nitrato de plata	AgNO_3	170
			Carbonato de plata	Ag_2CO_3	276
Silicio	Si	28	Dióxido de silicio	SiO_2	60
Sodio	Na	23	Óxido de sodio	Na_2O	62
			Cloruro de sodio	NaCl	58,5
			Sulfuro de sodio	Na_2S	78
			Nitrato de sodio	NaNO_3	85
			Sulfato de sodio	Na_2SO_4	142
			Carbonato de sodio	Na_2CO_3	106
			Hidróxido de sodio	NaOH	40
			Fosfato de sodio	Na_3PO_4	164
Tetrafósforo	P_4	124	Pentóxido de difósforo	P_4O_{10}	284
			Trióxido de difósforo	P_2O_3	110
			Ácido fosfórico	H_3PO_4	98

Apéndice 4. Densidad (a 25 °C), temperatura de fusión y de ebullición (a 100 kPa) de algunas sustancias puras

Nombre de la sustancia	Densidad (g/cm ³ o g/mL)	Temperatura de fusión (°C)	Temperatura de ebullición (°C)
Aluminio			
Óxido de aluminio	2,70	660,3	2 467,0
Cloruro de aluminio	3,97	2 015,0	2 980,0
Sulfato de aluminio	2,44		177,8 (s)
Hidróxido de aluminio	2,42	(d)	
Amonio			
Amoníaco	0,77	-77,7	-33,4
Cloruro de amonio	1,53	340,0 (s)	520,0
Nitrato de amonio	1,73	169,6	210,0 (d)
Dicromato de amonio	2,15	(d)	
Tiocianato de amonio	1,30	149,6	170,0 (d)
Azufre			
Octazufre (monoclínico)	1,96	119,0	444,6
Octazufre (rómbico)	2,07	112,8	444,6
Dióxido de azufre	2,93	-72,7	-10,0
Trióxido de azufre	1,97	16,83	44,8
Ácido sulfúrico	1,84	10,38	330,0
Sulfuro de hidrógeno	0,96	-85,5	-60,7
Bario			
Óxido de bario	5,72	1 918,0	
Sulfato de bario	4,50	-1 580,0	
Hidróxido de bario octahidratado	2,18	78,0	
Bromo			
Dibromo	3,11	-7,2	58,78
Calcio			
Calcio	1,54	839,0	1 484,0

QUÍMICA

Nombre de la sustancia	Densidad (g/cm ³ o g/mL)	Temperatura de fusión (°C)	Temperatura de ebullición (°C)
Óxido de calcio	3,25	2 614,0	2 850,0
Cloruro de calcio	2,15	782,0	1 600,0
Carbonato de calcio	2,71	1 282,0	(d)
Sulfato de calcio	2,96	1 450,0	
Hidróxido de calcio	2,24	580,0 (d)	
Carbono			
Carbono (diamante)	3,51	3 500,0	
Carbono (grafito)	2,25		
Monóxido de carbono	0,85	-199,0	-191,5
Dióxido de carbono	1,53		-78,5 (s)
Tetracloruro de carbono	1,59	-23,0	76,8
Zinc			
Zinc	7,14	419,6	907,0
Óxido de zinc	5,61	1 975,0	
Cloruro de zinc	2,91	283,0	732,0
Sulfato de zinc	3,54	600,0 (d)	
Cloro			
Dicloro	1,9	-100,98	-34,6
Cobre			
Cobre	8,92	1 063,0.	2 567,0
Óxido de cobre (I)	6,0	1 235,0	1 800,0
Cloruro de cobre (I)	6,4	1 326,0	
Cloruro de cobre (II)	3,39	620,0	(d)
Sulfato de cobre (II) pentahidratado	2,28	110,0	150,0
Hidróxido de cobre (II)	3,37	(d)	
Cromo			
Óxido de cromo (III)	5,21	2 266,0	4 000,0
Estaño			
Estaño blanco	7,28	231,9	2 260,0

APÉNDICE

Nombre de la sustancia	Densidad (g/cm ³ o g/mL)	Temperatura de fusión (°C)	Temperatura de ebullición (°C)
Fósforo			
Tetrafósforo (rojo)	2,34		
Pentóxido de difósforo	2,39	580,0	
Hidrógeno			
Dihidrógeno	0,09	-259,15	- 252,8
Peróxido de dihidrógeno	1,41	-0,41	150,2
Agua (monóxido de dihidrógeno)	1,0	0	100,0
Hierro			
Hierro	7,86	1 535,0	2 750,0
Óxido de hierro (II)	5,7	1 369,0	
Óxido de hierro (III)	5,24	1 565,0	
Cloruro de hierro (II)	3,16	670,0	(s)
Cloruro de hierro (III)	2,9	306,0	315,0 (d)
Sulfuro de hierro (II)	4,74	1 196,0	(d)
Magnesio			
Magnesio	1,74	648,8	107,0
Óxido de magnesio	3,58	2 852,0	3 600,0
Nitrógeno			
Dinitrógeno	1,25	209,9	- 195,8
Monóxido de nitrógeno	1,34	-163,6	-151,8
Dióxido de nitrógeno	1,45	-11,2	-21,2
Pentóxido de nitrógeno	1,64	30,0	47,0 (d)
Ácido nítrico	1,502	-42,0	83,0
Oxígeno			
Dioxígeno	1,13	-219,0	-183,0
Trioxígeno (ozono)		-192,7	-111,9
Plata			
Plata	10,5	961,93	2 212,0
Cloruro de plata	5,56	455,0	1 550,0
Nitrato de plata	4,35	212,0	444,0 (d)

Nombre de la sustancia	Densidad (g/cm ³ o g/mL)	Temperatura de fusión (°C)	Temperatura de ebullición (°C)
Plomo			
Plomo	11,34	327,5	1 740,0
Óxido de plomo (II)	9,53	886,0	
Óxido de plomo (IV)	9,38	290,0 (d)	
Potasio			
Cloruro de potasio	1,98	770,0	1 500 (s)
Clorato de potasio	2,32	356,0	400,0 (d)
Nitrato de potasio	2,11	334,0	400,0 (d)
Permanganato de potasio	2,70	< 240,0 (d)	
Hidróxido de potasio	2,04	369,4	1 322,0
Silicio			
Dióxido de silicio	2,64	1 610,0	2 230,0
Sodio			
Cloruro de sodio	2,16	1 610,0	2 23,0
Hidrogenocarbonato de sodio	2,16		
Hidróxido de sodio	2,13	318,4	1 390,0
Wolframio			
Wolframio	19,35	3 410,0	5 660,0 j
Yodo			
Diyodo	4, 93	113,5	184,4

Leyenda:

(d) descompone (s) sublima

Nota: Generalmente la densidad de los sólidos y los líquidos se expresa en gramos por centímetro cúbico (g/cm³) y la de los gases en gramos por litro o gramos por mililitro (g/L o g/mL). La unidad de medida de las temperaturas de fusión y de ebullición es el grado Celsius (°C).

APÉNDICE

Apéndice 5. Tabla periódica moderna de los elementos químicos

Tabla Periódica																	
GRUPO		PERÍODOS															
1. IA		PERÍODOS															
1. IA		PERÍODOS															
1	II	1. IA	2	Li	Be	3	Na	Mg	4	K	Ca	5	Sc	Ti	V	Cr	Mn
2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19
3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21
5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22
6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23
7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24

Lantánidos	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
Actinidos	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr



Apéndice 6. Glosario

Aguafuerte: modalidad de grabado sobre una lámina metálica revestida de un barniz o cera resistente a los ácidos, que se dibuja con un estilete metálico, sin arañar el metal. La lámina se sumerge en agua con ácido nítrico, que es propiamente el aguafuerte. Esta disolución trabaja sobre el metal dejando el grabado realizado listo para el proceso de estampado.

Álcalis: es cualquier sustancia que presenta propiedades básicas. Existen distintas definiciones según la teoría ácido-base en que se defina, como por ejemplo la de Arrhenius, Brönsted-Lowry, Lewis, entre otras.

Antropogénico: son los efectos o materiales resultado de las actividades de los seres humanos. Tienen sus fuentes en las industrias, agricultura, minerías, transporte, entre otros muchos. Se asocia mucho al cuidado o destrucción del medio ambiente.

Biofertilizante: fertilizantes de origen orgánico que, al ser ricos en materia orgánica y microorganismos, aportan nutrientes, modifican la estructura de los suelos y activan e incrementan la actividad de los microorganismos.

Compost, compostaje, composto o abono orgánico: es el producto obtenido de compuestos que forman o formaron parte de seres vivos con un conjunto de productos de origen animal o vegetal derivado de parte de la descomposición de la materia orgánica. El compost representa una parte de la formación del humus que constituye el resultado final de la descomposición de la materia orgánica, el cual supera al compost como abono orgánico. Constituye un excelente abono orgánico para la tierra y es una vía importante de reducir la basura.

Edema corneal: es una afección presente en la córnea, que puede ocurrir como consecuencia de una retención de líquido en ella, causada por diversos factores como lentes de contacto o cirugía ocular.

Electrólisis: proceso mediante el cual se desarrollan reacciones químicas bajo la acción de la corriente eléctrica.

Entidad elemental: una entidad elemental puede ser un átomo, una molécula, un ion, un electrón, un fotón o cualquier otra partícula o grupo

APÉNDICE

especificado de estas. En el nivel secundario las unidades elementales químicas se denominan átomos, moléculas e iones.

Equilibrio ecológico o balance de la naturaleza: teoría que propone que los sistemas ecológicos están en un equilibrio estable, es decir, que un pequeño cambio en algún parámetro en particular (por ejemplo, el tamaño de una población en particular) será corregido por la retroalimentación negativa que traerá el nuevo parámetro para traer a su “punto de equilibrio” original el resto del sistema. (Wikipedia, 2017)

Esquisto: roca metamórfica de color variable que se divide con facilidad en hojas.

Estrés hídrico: se habla de estrés hídrico cuando es mayor la demanda de agua que la disponible, o cuando se limita su uso por su mala calidad.

Gneis: roca de estructura pizarrosa e igual composición que el granito.

Hidruro metálico: es un compuesto binario formado por el elemento hidrógeno y otro metálico; ejemplo: hidruro de sodio (NaH).

Higroscópica: sustancia que tiene la capacidad de absorber vapor de agua del medio ambiente.

Líquidos corporales: sustancias que pueden fluir o que se producen en el interior de los seres vivos.

Premio Nobel: premio que se entrega a personas o instituciones en reconocimiento a un esfuerzo realizado en las esferas de la Física, la Química, las Ciencias Económicas, la Medicina, la Literatura y la Paz. Consiste en la entrega de una medalla, un diploma y una suma de dinero que asciende aproximadamente a un millón cuatrocientos mil dólares norteamericanos. Albert Nobel, químico, ingeniero e industrial sueco, inventor de la dinamita, dejó como última voluntad su herencia para la creación de esta distinción.

Yeso: sulfato de calcio dihidratado.

Apéndice 7. Indicaciones para el trabajo con las sustancias en el laboratorio de Química

A continuación, se relacionan las reglas que deben cumplirse al manipular las sustancias durante la realización de experimentos químicos escolares.

- No pruebes las sustancias, pues muchas son tóxicas, es decir, nocivas para la salud. La toxicidad es una propiedad de numerosas sustancias.
- No huelas las sustancias directamente del recipiente, ya que una gran parte de las sustancias tóxicas son volátiles o gaseosas. Para oler las sustancias procede como se indica en la figura 1: se debe abanicar suavemente el aire con la mano, desde la boca del recipiente que contiene la sustancia hacia la nariz.



Fig. 1 Para oler una sustancia

- No toques las sustancias con las manos. Para tomar sólidos se emplea una cucharilla espátula. Para trasvasar líquidos se utilizan tubos de ensayos, vasos de precipitados, erlenmeyer, goteros y probetas graduadas (si se desea medir el volumen de un líquido). Los utensilios deben estar limpios y secos y lavarse después de usarlos.
- Toma pequeñas cantidades de cada sustancia y tapa bien el frasco. Antes de tomar una sustancia lee bien la etiqueta del frasco.
- No viertas la sustancia sobrante o ya empleada en su frasco, sino en recipientes destinados para eso. Así se evita la contaminación de las sustancias.

APÉNDICE

- Utiliza el agitador para disolver las sustancias sólidas en las líquidas y para mezclar otras sustancias. El contenido de un tubo de ensayos puede agitarse al golpear de forma suave las paredes de este con la yema de un dedo.
- Vierte los líquidos de un recipiente a otro con cuidado, encima de la mesa y como se muestra en la figura 2: se colocan los dedos en la forma indicada. La etiqueta debe quedar bajo la palma de la mano, para evitar su deterioro si escurre el líquido.



Fig. 2 Para verter líquidos

- Al calentar un líquido en un tubo de ensayos este debe inclinarse, como se indica en la figura 3, y moverse constante y suavemente de derecha a izquierda. El calentamiento debe comenzar por la parte del recipiente que contiene la sustancia. La inclinación del tubo permite aumentar la superficie de evaporación y lograr una ebullición uniforme. La boca del tubo de ensayos debe dirigirse hacia donde no haya personas, para evitar accidentes al proyectarse el líquido.



Fig. 3 Durante el calentamiento

- Lávate las manos después de realizar los experimentos.

Apéndice 8. Útiles de uso más frecuente en el laboratorio de química

Los útiles de laboratorio se pueden clasificar en:

- I) Recipientes de medición
- II) Recipientes de usos varios
- III) Utensilios de usos varios y de usos especializados
- IV) Materiales de metal
- V) Equipos

A continuación, se ofrecen los nombres y las características de estos.

I) Recipientes de medición

Bureta: tubo cilíndrico con una llave de paso en su extremo inferior para controlar la salida del líquido (figura 1). Está graduada en mililitros y en décimas de mililitros. Se emplea para verter con exactitud volúmenes variables de un líquido. En las buretas de llave esmerilada, el macho de la llave (de forma cónica truncada) se ajusta a una arandela, una liga u otro dispositivo adecuado. Este tipo de bureta se usa para líquidos o disoluciones ácidas, y casi nunca para disoluciones alcalinas, pues el álcali suele tratar la junta esmerilada de la llave de vidrio, por la formación de carbonato, al reaccionar el dióxido de carbono de la atmósfera con la disolución alcalina.

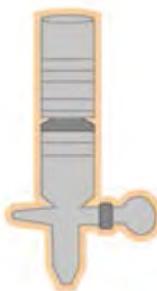


Fig. 1 Bureta

Cuentagotas o gotero: por lo general es un tubo de vidrio con un tramo más estrecho en un extremo y cerrado por el otro con un dedil de goma. Se utiliza cuando es necesario añadir un líquido gota a gota, sin considerar con precisión su volumen. En esta operación puede emplearse

APÉNDICE

también un frasco cuentagotas, que es un frasco de boca estrecha, cuya tapa, de rosca o esmerilada, tiene un gotero (fig. 2).

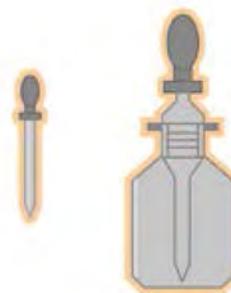


Fig. 2 Cuentagotas o gotero

Matraz aforado: recipiente volumétrico, de fondo plano y con un cuello largo y estrecho (angosto) donde se encuentra la marca de enrase que indica el volumen de líquido que debe contener. El cuello es angosto para que un pequeño cambio en el volumen del líquido provoque una considerable diferencia en la altura del menisco y el error que se cometa al llevar este hasta el enrase sea, en consecuencia, muy pequeño. Está provisto de un tapón de vidrio o de plástico. Se usa para preparar con exactitud disoluciones de concentración conocida. Es un error medir el volumen de un líquido a una temperatura diferente a la que está aforado el matraz (generalmente 20 °C) (fig. 3).

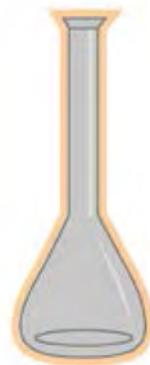


Fig. 3 Matraz aforado

Pipeta: tubo de vidrio cilíndrico y hueco que se utiliza para medir con precisión un volumen determinado de líquido, que se llena por succión y se deja vaciar después. Las pipetas aforadas tienen un ensanchamiento en

su mitad, una punta en su extremo inferior y una señal o marca de enrasc circular en la parte estrecha superior, la que permite medir siempre el mismo volumen. Las pipetas graduadas generalmente no tienen el abultamiento central y con ellas se pueden medir distintos volúmenes de un líquido (fig. 4).



Fig. 4 Pipeta

Probeta: recipiente cilíndrico abierto por el extremo superior y cerrado por el otro, de fondo plano. Se emplea para medir líquidos, por lo que tiene una escala graduada en milímetros. Cada raya o división puede corresponder a 1 mL o fracción, o a 2 mL, o a 5 mL, etc., según su tamaño. Las probetas pueden ser plásticas o de vidrio (debido a su transparencia dejan ver mejor el nivel del líquido). Es un recipiente menos exacto que la pipeta y la bureta (fig. 5).



Fig. 5 Probeta

II) Recipientes de usos varios

Balón: recipiente de vidrio resistente, de fondo redondo y cuello variable (largo y estrecho, largo y ancho, corto y estrecho, corto y ancho). Se utiliza en los montajes de aparatos, para calentar líquidos y sólidos que han de reaccionar en frío o en caliente. Se calienta por medio de una tela metálica amiantada, de un baño de María o de un baño de arena, seco y sostenido por el cuello, con una pinza de extensión, a un soporte universal. Existen balones de diferente capacidad y tamaño (fig. 6).



Fig. 6 Balón

Balón de destilación: recipiente de vidrio resistente, de fondo redondo, generalmente de cuello largo y estrecho, y con tubuladura lateral descendente, la cual permite la salida de los vapores. Se emplea para destilar disoluciones. El calentamiento se realiza de la misma forma descrita para el balón (fig. 7).



Fig. 7 Balón de destilación

Cápsula de porcelana: vasija de poca altura y gran superficie. Se emplea con varios fines, sobre todo para la vaporización de líquidos con calentamiento. Se puede calentar directamente al fuego (por estar fabricada de porcelana). Hay cápsulas de diversa capacidad (fig. 8).



Fig. 8 Cápsula de porcelana

Cristalizadora: recipiente circular de poca altura. Se usa para obtener cristales por la vaporización, al aire y a la temperatura ambiente, del disolvente que contiene el sólido disuelto (sustancia cristalizable). Hay cristalizadoras de diferente capacidad y tamaño (fig. 9).



Fig. 9 Cristalizadora

Crisol: recipiente en forma de cono truncado invertido y con tapa. Se utiliza para calentar sustancias para otras operaciones que requieren elevadas temperaturas. Los crisoles se fabrican de cuarzo, de porcelana o de metal, por lo que pueden someterse a la acción directa de la llama. Los hay de diferente capacidad (fig. 10).



Fig. 10 Crisol

APÉNDICE

Cuba hidroneumática: recipiente de gran superficie y fondo plano de forma cilíndrica o rectangular. Se emplea para recoger gases prácticamente insolubles en agua por desplazamiento de esta. Suele tener un aditamento conocido como puente, sobre el cual se coloca el frasco colector del gas. Se fabrica de vidrio u otro material (fig. 11).

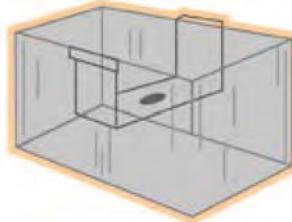


Fig. 11 Cuba hidroneumática

Embudo de separación: en su parte superior tiene una abertura (boca del embudo), por donde se llena el recipiente, y una tapa. En su parte inferior posee una llave de vidrio esmerilada para controlar la salida del líquido más denso. El macho de la llave, de forma cónica truncada, se ajusta con una arandela de goma, una liga u otro dispositivo adecuado. Se utiliza para separar líquidos no miscibles (prácticamente insolubles) entre sí y también para contener líquidos corrosivos, como el dibromo, si se desea verterlos gota a gota. Estos embudos se fabrican de diferentes tamaños, capacidades y formas (cilíndricos, cónicos y esféricos) (fig. 12).



Fig. 12 Embudo de separación

Erlenmeyer: recipiente de forma cónica, cuya base es ancha y plana, y su abertura más estrecha que la del vaso de precipitados. Por esa razón se usa, fundamentalmente, para calentar líquidos o disoluciones, sin que ocurra gran pérdida por vaporización. También se emplea para recoger destilados. Se fabrica de una sustancia resistente al calor y de diferente capacidad y forma (boca ancha y boca estrecha) (fig. 13).



Fig. 13 Erlenmeyer

Frasco: recipiente de boca ancha o estrecha, de vidrio u otra sustancia, que sirve para contener sólidos, líquidos y en ocasiones gases. Posee una tapa esmerilada o de rosca. Se fabrica de diferente tamaño y color. Los líquidos se guardan en frascos de boca estrecha, los sólidos en los de boca ancha, las sustancias sensibles a la luz en los de color ámbar, las sustancias corrosivas en los que tienen tapón y capuchón esmerilados y las disoluciones (como las de sosa y potasa) que sueldan fácilmente los tapones esmerilados en los de tapón de caucho. Todos los frascos con sustancias deben tener su etiqueta (fig. 14).



Fig. 14 Frasco

Frasco lavador: se emplea para contener el líquido (agua, alcohol, etc.) con el cual se lavará el precipitado. Por lo general se fabrica de plástico y de distinto tamaño (fig. 15).



Fig. 15 Frasco lavador

APÉNDICE

Matraz: es un balón de fondo plano y se usa para los mismos fines que el balón y en las mismas condiciones (fig. 16).



Fig. 16 Matraz

Mortero: recipiente en forma de copa o de cápsula, fabricado de vidrio, porcelana, hierro, etc. Consta, además de una pieza auxiliar llamada pistilo o mano de mortero, que se fabrica de la misma sustancia que el mortero. El pistilo tiene forma de barra y uno de sus extremos es redondo. El mortero se emplea para triturar o pulverizar sustancias sólidas, lo cual se hace con la ayuda del pistilo. No debe ser sometido a grandes cambios de temperatura, pues sus paredes son muy gruesas (fig. 17).



Fig. 17 Mortero

Tubo de ensayos: es un tubo de forma cilíndrica, cerrado por un extremo y abierto por el otro. Se utiliza para diferentes ensayos, cuando se emplean pequeñas cantidades. Estos tubos se fabrican de diferente longitud y diámetro. Son de vidrio corriente (para realizar ensayos a temperatura ambiente) o de vidrio resistente al calor (para llevar a cabo ensayos con calentamiento directo a la llama, totalmente secos para que no se rompan, o en los que se desprende gran cantidad de energía mediante calor). Los hay con tubuladura lateral (fig. 18).

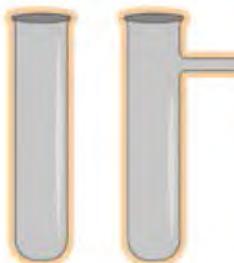


Fig. 18 Tubo de ensayos

Vaso de precipitados: recipiente cilíndrico en forma de vaso y provisto de un pico para verter líquidos. Se emplea para decantar, recoger filtrados, realizar reacciones químicas (fundamentalmente, en las que se forman precipitados), disolver sólidos o líquidos en líquidos, y calentar líquidos o soluciones. Los vasos de precipitados por lo general se fabrican de vidrio resistente al calor. Se calientan colocando una tela metálica amiantada entre el vaso y la fuente de calor y al hacerlo deben estar completamente secos por fuera. Son de diferente capacidad y forma (baja y alta) (fig. 19).



Fig. 19 Vaso de precipitados

Vidrio reloj: llamado así por su forma (casquete esférico de vidrio, de poca curvatura). Se usa para cubrir los vasos de precipitados, vaporizar a temperatura ambiente pequeños volúmenes de un líquido volátil y pesar sustancias sólidas sin dañar los platillos de la balanza. Los vidrios reloj se fabrican de diferente diámetro (fig. 20).



Fig. 20 Vidrio reloj

III) Utensilios de usos varios y de usos especializados

Entre los utensilios de usos varios están los siguientes:

Agitador: es una varilla de vidrio macizo con un extremo de forma romba. Se usa para agitar líquidos, decantarlos, ayudar a verterlos sobre un filtro o un recipiente, disolver un sólido en un líquido, etcétera (fig. 21).



Fig. 21 Agitador

Cucharilla espátula: uno de sus extremos tiene la forma de una cuchara pequeña y el extremo opuesto es plano en forma de paleta. Si los dos extremos terminan en forma de paleta se nombra espátula doble y si tiene la forma de un cuchillo de mesa se llama simplemente espátula. Se usan para mezclar sustancias finamente divididas y extraer sólidos de los frascos. Se fabrican de porcelana, de plástico, de metal, etcétera (fig. 22).



Fig. 22 Cucharilla espátula

Embudo: es un utensilio hueco, de forma cónica, ancho por su parte superior, estrecho por su parte inferior y su perfil forma un ángulo de 60°. La parte estrecha o vástago puede ser corto o largo, estrecha o ancha, de acuerdo con el uso. Se utiliza para traspasar sólidos o líquidos y para filtrar, regularmente con un papel de filtro. Los embudos se fabrican de vidrio, de porcelana, de metal, etc., y de diferentes tamaños (fig. 23).



Fig. 23 Embudo

Gradilla: es un soporte que puede ser de madera, de metal, etcétera, y que se utiliza para mantener los tubos de ensayos en posición vertical. Se fabrican gradillas de diversos tamaños (fig. 24).

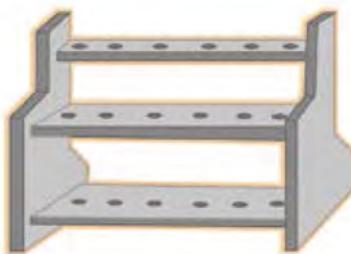


Fig. 24 Gradilla

Tapón de goma o de corcho: pueden ser macizos (si no poseen ninguna perforación), monohoradados (si tienen un orificio) y bihoradados (si tienen dos orificios). Los dos últimos se utilizan para ajustar tubos de vidrio o algunos utensilios. Son necesarios en muchos aparatos para establecer la comunicación entre sus partes (fig. 25).



Fig. 25 Tapón de goma o de corcho

APÉNDICE

Tubo de goma: se usa para empatar tubos de vidrio o conducir el servicio de gas o de agua (fig. 26).



Fig. 26 Tubo de goma

Tubo de vidrio fusible: al calentarse gradualmente puede doblarse en la forma que se desee y enfriarse poco a poco a temperatura ambiente sin que se quiebre. Se emplea doblado (con un ángulo dado) o recto, para conexiones en el montaje de aparatos (fig. 27).



Fig. 27 Tubo de vidrio fusible

Entre los utensilios de usos especializados se encuentran los siguientes:

Condensador o refrigerante: presenta dos tubuladuras laterales pequeñas: una en la parte inferior para la entrada del agua fría y otra en la parte superior para la salida del agua caliente. Consta, además, de dos tubos concéntricos independientes. Por el tubo interior (que puede tener diferentes formas, recto, de bolas o en serpentín) circulan los gases que han de enfriarse y por el tubo exterior el agua. Se emplea para condensar o refrigerar los vapores desprendidos en una destilación, mediante la circulación del agua fría en sentido contrario al desplazamiento de los vapores (fig. 28).

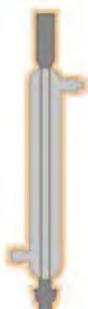


Fig. 28 Condensador o refrigerante

Kitasato: erlenmeyer con tubuladora lateral. Tiene paredes gruesas que resisten diferencias de presiones con el exterior, aunque en él no se pueden calentar sustancias. Existen de varios tamaños, pero por lo regular se usan de 250 y 500 mL (fig. 29).



Fig. 29 Kitasato

Tubo capilar: es un tubo de vidrio cuyo diámetro interior es muy pequeño, generalmente menor de 1 mm. Los tubos capilares se utilizan para determinar temperaturas de fusión de sustancias, evitar que un líquido hierva a saltos, etcétera. Pueden hacerse en el laboratorio con tubos fusibles de 6 mm a 7 mm de diámetro (fig. 30).



Fig. 30 Tubo capilar

Tubo de combustión: es un tubo de vidrio, de porcelana o de otra sustancia resistente al calor, abierto en los dos extremos. En su interior se coloca la sustancia que debe quemarse por la acción de una corriente de gas. La sustancia puede colocarse dentro del tubo de combustión o en un recipiente de porcelana, que por su forma se conoce como bote de combustión. Este bote presenta un orificio en uno de sus bordes por el que se introduce o se extrae del tubo de combustión (fig. 31).



Fig. 31 Tubo de combustión

APÉNDICE

Tubo de seguridad: se conocen tres tipos de tubos de seguridad, pero todos constan de dos partes: la copilla y el tubo. La diferencia radica en la forma del tubo, el cual puede ser recto, con una vuelta y con válvula (además de tener la vuelta posee uno o dos bulbos o ensanchamientos que hacen la función de válvula). Se emplean como válvula de escape en los aparatos destinados a obtener gases, para impedir una explosión por presión excesiva o para evitar la reabsorción por vacío parcial. Se utilizan también como embudos para verter líquidos dentro de los recipientes sin necesidad de destaparlos. Si se usa el tubo recto es necesario que el extremo quede por debajo del nivel del líquido contenido en el recipiente. Si se emplean los otros tubos no hay que introducirlos en el líquido del recipiente, pues el pequeño volumen del líquido que queda retenido en el tubo acodado o en los bulbos impide la salida del gas, además de que, si obstruye la salida, con este tubo de seguridad puede evitarse cualquier peligro de explosión (fig. 32).



Fig. 32 Tubo de seguridad

Triángulo de arcilla: es un triángulo formado por tres alambres metálicos recubiertos de tubos de porcelana, cuarzo o arcilla. Se coloca en el aro o anilla para sostener el crisol con la sustancia que se desea calentar a fuego directo (fig. 33).

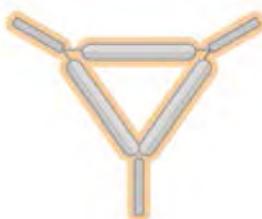


Fig. 32 Triángulo de arcilla

IV) Materiales de metal

Aro o anilla: utensilio de metal compuesto de dos partes. Una parte tiene la forma de un aro que puede ser de diferentes diámetros. La otra parte es un tubo macizo y recto, con mordaza o sin ella. En este último caso se requiere de una mordaza para fijar el aro al soporte universal. Se usa para colocar el embudo de separación cuando se va a decantar dos líquidos inmiscibles entre sí, otro embudo cuando se desea filtrar, o la tela metálica amiantada, sobre la cual se pone un recipiente o una sustancia que sea necesario calentar (fig. 34)

**Fig. 34** Aro o anilla

Cucharilla de combustión: presenta un mango largo y en su extremo tiene una cavidad en forma de copilla, en la cual se deposita la sustancia que se desea calentar. Se emplea para el ensayo de la combustión de varias sustancias sólidas en atmósfera de ciertos gases, por ejemplo, de dioxígeno. Por lo general es de hierro (fig. 35).

**Fig. 35** Cucharilla de combustión

Nuez o mordaza: pieza de metal que tiene dos aberturas de diámetro fijo, con un tornillo en cada una de ellas. Uno de los tornillos se utiliza para fijar la nuez o mordaza a un soporte universal, y el otro para sostener una pinza de extensión por un tubo macizo y recto o un aro (fig. 36).

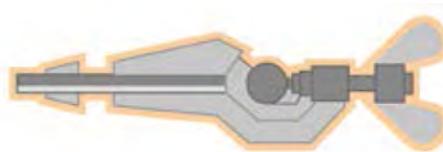


Fig. 36 Nuez o mordaza

Pinza de extensión: instrumento de metal constituido por dos partes. Una parte tiene forma de V y mediante ella se sujet a un recipiente, regulando su diámetro de abertura por medio de un tornillo. La otra parte la compone un tubo macizo y recto. Para fijarla a un soporte universal es necesario disponer de una nuez o mordaza. Tambi n se fabrican pinzas de extensi n con mordaza (fig. 37).

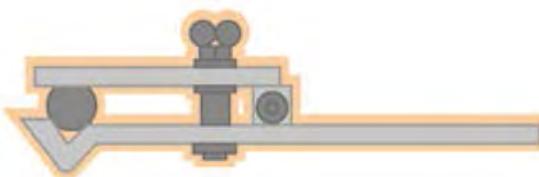


Fig. 37 Pinza de extensión

Pinza para bureta: instrumento de metal o de plástico que se emplea para sostener una o dos buretas mediante la presión de un muelle o de un tornillo (fig. 38).

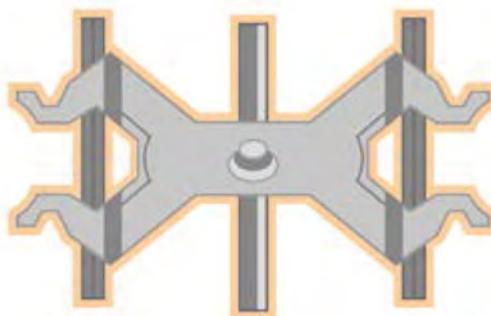


Fig. 38 Pinza para bureta

Pinza para crisol: instrumento de metal en forma de X con el cual se puede agarrar un crisol o una cápsula de porcelana caliente (fig. 39).



Fig. 39 Pinza para crisol

Pinza para tubo de ensayos: instrumento de metal o de madera. Se usa para sujetar un tubo de ensayos que esté caliente, que contenga una o más sustancias que sea necesario calentarlas para que reaccionen o en el que se vaya a verter una sustancia sólida o líquida (fig. 40).



Fig. 40 Pinza para tubo de ensayos

Pinza para vaso de precipitados: instrumento de metal que se usa para agarrar un vaso de precipitados entre los extremos opuestos al mango (fig. 41).



Fig. 41 Pinza para vaso de precipitados

Soporte universal: está formado por una barra metálica vertical y una base o plataforma, la cual puede tener diferentes formas. Su función es sostener los equipos, utensilios, etcétera, necesarios para el montaje de los distintos aparatos (fig. 42).

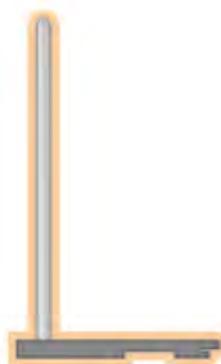


Fig. 42 Soporte universal

Tela metálica amiantada: rejilla cuadrada de hierro o de cobre, con amianto. Se coloca sobre el aro o el trípode cuando se desea calentar una sustancia. Se utiliza para que el calor del mechero de alcohol o del quemador de gas se extienda por toda su superficie y se logre un calentamiento homogéneo (fig.43).

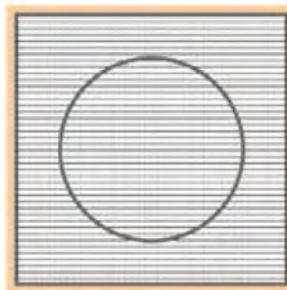


Fig. 43 Tela metálica amiantada

Trípode: aro sostenido por tres partes, todo de metal, en el que se coloca el recipiente con la sustancia que se calentará (fig. 44).



Fig. 44 Trípode

V) Equipos

Balanza: existen diferentes modelos con distintos grados de precisión y de sensibilidad. Se utiliza para determinar la masa de sustancias. La más usada en el laboratorio escolar es la balanza de tres brazos. Cada brazo graduado está provisto de masas deslizantes (fig. 45).

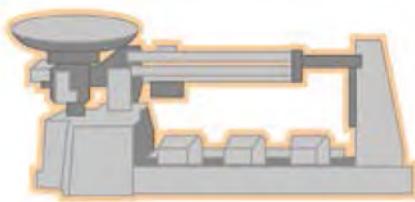


Fig. 45 Balanza

Mechero de alcohol: consta de tres partes: una base o recipiente que se utiliza como depósito de combustible (etanol o alcohol etílico) y que termina en una boquilla de menor diámetro, un tapón con aditamento para la mecha y una tapa o casquete para cubrir la mecha y apagar la llama. Es la fuente de calor más comúnmente empleada en el laboratorio escolar. Puede ser de vidrio, de metal o plástico (fig. 46).



Fig. 46 Mechero de alcohol

Con el fin de evitar un incendio u otro tipo de accidente, al trabajar con el mechero de alcohol deben cumplirse las medidas siguientes:

1. Manipula el mechero con cuidado para evitar que se derrame el alcohol.
2. Enciende el mechero con un fósforo y no con otro mechero encendido.
3. No añadas alcohol al mechero cuando está encendido.
4. Apaga el mechero cubriendo la llama con la tapa y no soplándola.
5. Mantén cubierta la mecha con la tapa cuando no se esté utilizando el mechero.

APÉNDICE

6. Para calentar sustancias utiliza la cápsula de porcelana, el crisol, el tubo de combustión o los recipientes de vidrio siguientes: tubo de ensayo (resistente al calor), vaso de precipitados, erlenmeyer, balón, balón de destilación y matraz.
7. Al calentar una sustancia contenida en un recipiente, coloca este en la zona o tercio superior de la llama, pues es la que posee una temperatura más elevada. Si el recipiente es un tubo de ensayos, evita que su fondo toque la mecha, ya que pudiera rajarse.
8. En caso de incendio cubre las llamas con un paño, con agua o con arena.

Termómetro: se usa para medir temperaturas. Consta de un pequeño recipiente lleno de líquido (mercurio o alcohol), prolongado por un tubo capilar en el cual se ha practicado el vacío. Las variaciones de temperatura provocan en esa masa de líquido una dilatación o una contracción que hacen variar su volumen. El nivel que alcanza dicho líquido indica en la escala dispuesta a lo largo del tubo, la temperatura a la que funde o hierve una sustancia, que tienen las sustancias formadas en una reacción química, etcétera (fig. 47).



Fig. 47 Termómetro

BIBLIOGRAFÍA

- ÁLVAREZ, C. Z. y otros: *Orientaciones metodológicas Química 11.º grado*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1978.
- _____ : *Orientaciones metodológicas Química 12.º grado*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1983.
- BELL, C. F. y K. A. Loot: *Un esquema moderno de la Química Inorgánica*, Ed. Alambra S. A., Madrid, 1968.
- BLANCO, P. J. y S. J. PEREYRA: *Química Inorgánica. Enlace químico. Periodicidad química*, t. 1, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 2001.
- BLASCO, M. V. y otros. *Química*, Ed. Faenza Editrice Ibérica, España, 2001.
- CAMPISTROUST, P. L. y C. Rizo: *Sobre la estructura didáctica y metodológica de la clase*, soporte magnético, ICCP, 2002.
- CAÑEDO, C. M.: Fundamentos teóricos para la implementación de la Didáctica en el proceso de enseñanza-aprendizaje, Universidad de Cienfuegos Carlos Rafael Rodríguez, soporte magnético, 2012.
- CASTELLANOS, B.: *Del conocimiento cotidiano al conocimiento científico*, Instituto Superior Pedagógico Enrique José Varona, La Habana, 2000.
- CHANG, R. y W. COLLAGE: *Química*, Mc. Grau Hill Interamericana Editores S. A. de C. V., 7.ª ed., México D. F., 2002.
- Colectivo de autores: *Didáctica*, Mined, La Habana, 1965.
- _____ : *Didáctica de las Ciencias. Nuevas perspectivas*, Palacio de Convenciones, La Habana, 2010.
- _____ : *Fundamentos del materialismo dialéctico e histórico*, Ed. Orbe, Instituto del Libro, La Habana, 1975.
- _____ : *Lecciones de Filosofía Marxista-Leninista*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 2000.
- _____ : *Nivel básico común de la escuela cubana*, impresión ligera, ICCP, La Habana, 1985.
- _____ : *Problemas Fundamentales del materialismo dialéctico*, Editorial de Ciencias Sociales, La Habana, 1967.
- COMENIO, J. A.: *Didáctica Magna*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1983.

CRUZ, G. J. y otros: *Química General: un nuevo enfoque en la enseñanza de la química*, Dirección General de Escuelas Preparatorias, Once Ríos Editores, Sinaloa, 2008.

Diccionario de Filosofía, Ed. Progreso, Moscú, 1984.

Diccionario Pequeño Larousse Ilustrado, Edición Revolucionaria, Instituto del Libro, La Habana, 1968.

FIALLO, R. J.: *La evaluación como categoría didáctica del proceso de enseñanza-aprendizaje*, Colección Ruta Pedagógica, Lima, 2009.

FIALLO, R. J., J. CEREZAL e Y. HEDESA: *La investigación pedagógica: una vía para elevar la calidad educativa*, Colección Ruta Pedagógica, Lima, 2008.

FREY, P. R.: *Química Moderna*, Ed. Montaner y Simon S. A., Barcelona, España, 1968.

GOLDFARB, L. y L. M. SMORGONSKI: *Problemas y ejercicios de Química para la enseñanza preuniversitaria*, Ed. Pedagógica, La Habana, 1966.

GUÉTMANOVA, A.: *Lógica*, Ed. Progreso, URSS, 1989.

HEDESA, Y; M. CUERVO; F. PÉREZ y J. HERNÁNDEZ: *Química. Secundaria Básica. Parte 1*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 2015.

_____ : *Química. Secundaria Básica. Parte 2*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 2015.

HEDESA, Y.: *Concepción del curso de Química en la Educación General*, ICCP, La Habana, 1990.

_____ : *Ciencias Naturales. Parte I*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 2009.

_____ : *Didáctica de la Química*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 2013.

_____ : *Didáctica y currículo de la Química en la Educación Media cubana*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 2019.

_____ : *Lo externo y lo interno en el estudio de las sustancias y sus transformaciones en la clase de química*, soporte magnético, UCP Enrique J. Varona, La Habana, 2009.

HERNÁNDEZ, J. y otros: *Química 10.º grado*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1992.

JODAKOV, Y. y otros: *Química Inorgánica. Primera parte. Libro de texto para escolares*, Ed. Mir, Moscú, 1987.

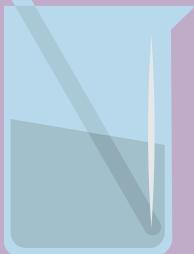
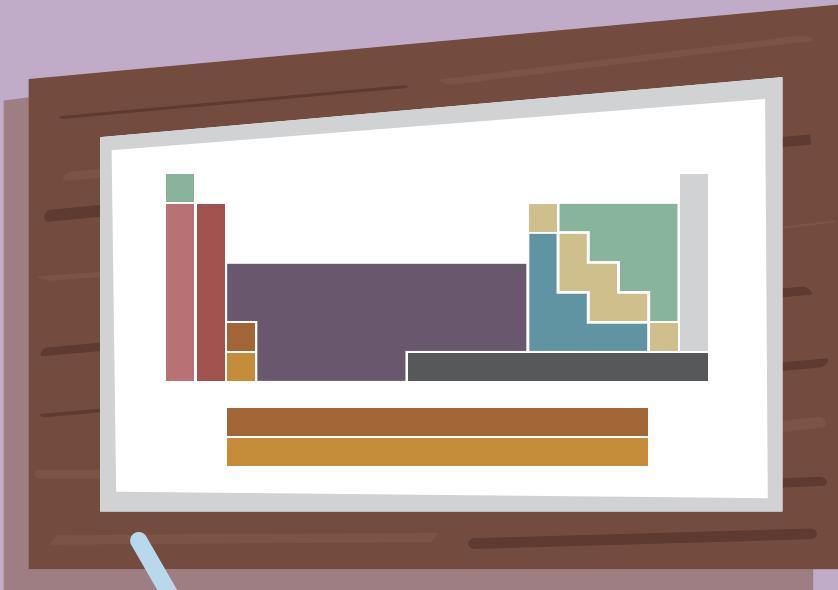
_____ : *Química Inorgánica. Segunda parte. Libro de texto para escolares*, Ed. Mir, Moscú, 1987.

BIBLIOGRAFÍA

- KONSTANTINOV, F. y otros: *Fundamentos de Filosofía Marxista-Leninista Parte 1. Materialismo Dialéctico*, Editorial de Ciencias Sociales, La Habana, 1976.
- LÓPEZ, M.: *¿Cómo enseñar a determinar lo esencial?*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1989.
- LIST, G. y otros: *Lógica matemática. Teoría de conjuntos y dominios numéricos*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 2003.
- MESA GARCÍA, F. y otros: *Química oncenio grado*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 2005.
- MORENO, E. R.: *Química General*, UNAM, México, 2005.
- PÉREZ, A. C. y otros: *Apuntes para una didáctica de las Ciencias Naturales*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 2004.
- PÉREZ, F.; M. CUERVO e Y. HEDESA.: *La enseñanza de la Química y el desarrollo intelectual. Un desafío didáctico y curricular*, La Habana, 2002.
- PÉREZ, F. e Y. HEDESA.: *El experimento en el proceso de enseñanza-aprendizaje de la Química*, Palacio de las Convenciones, La Habana, 2010.
- _____: *Química. Octavo grado. (Provisional)*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 2018.
- _____: *Didáctica de la Química*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 2013.
- _____: *Didáctica y currículo de la Química en la Educación Media cubana*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 2021.
- _____: *Lo externo y lo interno en el estudio de las sustancias y sus transformaciones en la clase de química*, soporte magnético, UCP Enrique José Varona, La Habana, 2009.
- _____: *Química. Secundaria Básica. Partes 1 y 2*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 2002.
- PETRUCCI, R. H.: *Química General*, Pearson Education S. A., Madrid, 2003.
- RONJUÁN, A.; J. BLANCO y J. NOVOA: *Química Inorgánica*, t. I, t. II, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1986.
- RABASSA, B. y R. MENÉNDEZ: *La enseñanza de la Química, Ciencia de la Educación No. 1*, La Habana, 1970.
- RIZO, C.: *Algunas consideraciones de la Filosofía Marxista con relación a las ciencias y a su estructuración en la enseñanza. Situación especial de la Matemática*, ICCP, La Habana, 1999.

QUÍMICA

- Rossa, E.: "La enseñanza de las Ciencias Naturales desde el punto de vista de nuestra concepción del mundo", *Deutsche Zeitsohrift für Philosophie* No. 9, Ed. VEB Deutscher Verlag der Wissenschaften, Berlín, 1978.
- _____: *Uso del experimento en la clase de Química*, notas de pasantía, Berlín, 1989.
- SILVESTRE, M. y J. ZILBERSTEIN: *Cómo hacer más eficiente el aprendizaje*, Editora Magisterial, Servicios Gráficos, Lima, 2001.
- _____: *Enseñanza y aprendizaje desarrollador*, Editora Magisterial, Servicios Gráficos, Lima, 2001.
- SPENCER, M. y otros: *Química: estructura y dinámica*, [s.n.], México D. F., 2000.
- TIMBERLAKE, K.: *Química General, orgánica y biológica. Estructuras de la vida*, 4.^a ed., Educación de México, S. A. de C. V., México, 2013.
- URÍA, A. M. y otros: *Química 9.^o grado*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1983.




EDITORIAL
PUEBLO Y EDUCACIÓN


9 789591 350817