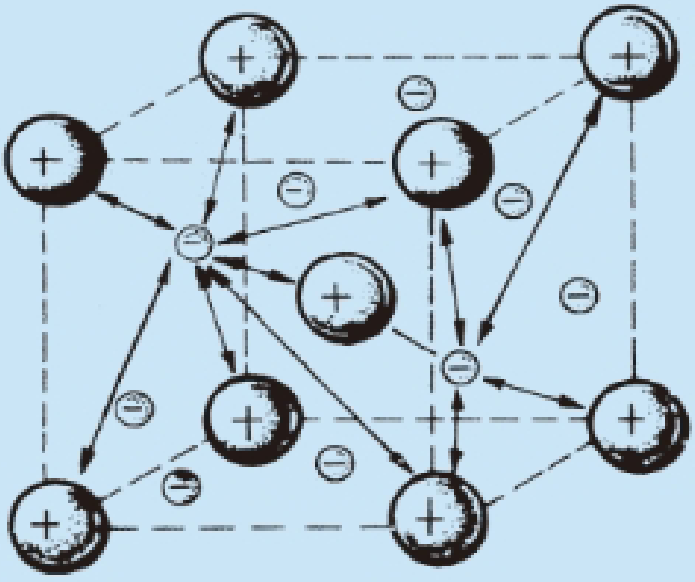
LIBRO DE DISTRIBUCIÓN GRATUITA. PROHIBIDA SU VENTA



Química

secundaria básica

Parte 1

QUÍMICA

Secundaria Básica

Parte 1

Prof. Ysidro Julián Hedesa Pérez
Prof. Mercedes Cuervo Castro
Dr. Francisco Pérez Álvarez
Prof. Jesús L. Hernández Méndez

Editorial
Pueblo y Educación

EDITORIAL PUEBLO Y EDUCACIÓN
El conocimiento del mundo en letra impresa.

45 *años de experiencia sin apartarse un instante de la esencia de su nombre.*

Este libro forma parte del conjunto de trabajos dirigidos al Perfeccionamiento Continuo del Sistema Nacional de Educación en la Educación General Politécnica y Laboral. Ha sido elaborado por un colectivo de autores integrado por metodólogos, maestros, profesores y especialistas, y revisado por la subcomisión correspondiente de la Comisión Nacional Permanente para la Revisión de Planes, Programas y Textos de Estudio del Instituto Central de Ciencias Pedagógicas del Ministerio de Educación.

Edición: Ing. José Alberto Negrín Colina
Diseño: Reynaldo Antonio Villar Alemán
Ilustración: Ángel García Castañeda
Corrección: Jorge Luis Fuentes Rodríguez

© Oncena reimpresión, 2012
© Primera reimpresión, 1994
© Ministerio de Educación, Cuba, 1991
© Editorial Pueblo y Educación, 1991

ISBN 978-959-13-1884-8 Obra Completa
ISBN 978-959-13-1885-5 Parte I

EDITORIAL PUEBLO Y EDUCACIÓN
Ave. 3ra. A No. 4601 entre 46 y 60,
Playa, La Habana, Cuba. CP 11300.
epe@ceniai.inf.cu

Agradecimientos

Este libro de texto es el fruto de un trabajo basado en el esfuerzo colectivo de varios años que recoge las experiencias y conocimientos de valiosos profesores cubanos de diversas instituciones docentes. Sus opiniones y los resultados satisfactorios alcanzados en el experimento pedagógico aplicado en catorce escuelas de diez provincias de nuestro país, durante dos cursos escolares y bajo la dirección del Instituto Central de Ciencias Pedagógicas (ICCP), constituyen un aval incuestionable para el desarrollo exitoso de la enseñanza de la Química en la escuela cubana.

En el experimento participaron los profesores de secundaria básica Eduardo García León, Rolando Rodríguez Sánchez, Julia Delgado San Martín, Zoraya Sánchez Camacho, Consuelo García, Aymara Monterrey Navarro, Flor Numa Castillo, Amelia Morales Martell, María Luz González González, María Busquet Hernández, Estela Zayas García, Martha Brown Crespo, Felicia Smith Correa, Roberto Estrada García, Williams Arias Hidalgo, José Prendes Sanz y Virgen Domínguez Savón, así como Miguel Martínez Sánchez, metodólogo inspector de la Dirección de Educación General Politécnica y Laboral, quienes con gran amor y dedicación nos ofrecieron sus experiencias docentes en la revisión y ensayo en clases de las ediciones preliminares de este libro de texto, lo cual contribuyó a su perfeccionamiento.

Apreciamos enormemente las críticas y sugerencias de los jefes de cátedra y profesores de los institutos de perfeccionamiento educacional, provinciales y municipales, Luis Gutiérrez Legorburo, Alberto Caballero Camejo, Marina Fernández Valderrama, Héctor Morales Fernández, Eutimio Lanza Ruiz, José Ramón Morales Suárez, Oneida Figueroa Consuegra, Dennys González Castillo, Griselda Abreu, Carmen Arias Ibaceta, Flor María Pérez Wambroy, Rafael González Mesa, Cástulo González y Emilio Martínez Guindo; de Marta Miranda Gata, profesora del Instituto de Perfeccionamiento Educacional Nacional, y de Mario Legón Rodríguez, metodólogo inspector en Morón, quienes tuvieron la responsabilidad de observar todas las clases a los profesores de secundaria básica antes mencionados; orientar su trabajo metodológico y controlar el aprendizaje de los alumnos en cuyos grupos se utilizó el texto en etapa de experimentación.

También es necesario resaltar el trabajo realizado y las importantes recomendaciones brindadas por los candidatos a doctor Pedro Luis López Escobar, Alfonso Álvarez Ayala, Librada García Leyva y Roberto Pérez Gallego, así como por los profesores Teresita Gutiérrez Sotolongo, Raquel Piñeyro, Nilda Hernández Naranjo, Félix Ramírez Milán, Luis Félix Batista Alard, María de los Ángeles Diego Rondón, Milagros Torres Elers y Cándida Romero Ochoa, quienes

como jefes de tema o investigadores de los institutos superiores pedagógicos llevaron a cabo siete investigaciones pedagógicas conveniadas con el ICCP, sobre aspectos metodológicos relacionados con el programa docente al cual corresponde este libro.

Debe añadirse que más de 160 metodólogos y profesores de Química de institutos de perfeccionamiento educacional, institutos superiores pedagógicos y secundarias básicas de todas las provincias, aportaron valiosas sugerencias para el mejoramiento del libro de texto cuando fueron seminariados por sus autores para que, en el curso escolar 1990-1991, prepararan a todos los profesores de Química de las secundarias básicas antes de su implantación nacional.

A los miembros de la Subcomisión Nacional de Química del ICCP, especialmente a los revisores oficiales de este libro, C. Dr. Rafael León Avendaño, Profesor Emérito de la Facultad de Química del Instituto Superior Pedagógico "Enrique José Varona"; MC Julián Pereira Simó, Profesor Titular de la Facultad de Química de la Universidad de La Habana; Lic. Adolfo Ponjuan Dante, Profesor Auxiliar y metodólogo inspector de la Dirección de Formación y Perfeccionamiento de Personal Pedagógico; Prof. Felipe Mesa García, metodólogo inspector de la Dirección de Educación General Politécnica y Laboral nuestro reconocimiento por la profundidad en sus análisis y sus precisas recomendaciones.

Por último, no podemos dejar de mencionar al profesor Manuel Fernández Pereira, del Instituto de Perfeccionamiento Educacional Nacional, colaborador infatigable en la preparación y realización de todos los esperimentos de clase y prácticas de laboratorio; a los compañeros Tania Alejo Febles y Julio Beltrán Trimiño, del Centro de Documentación e Información Pedagógica del ICCP por su gran ayuda en la reproducción de este texto para su experimentación, y al Ing. José Alberto Negrín Colina, por su trabajo de edición.

A todos ellos, y en especial, al desaparecido Lic. Rafael Acevedo del Monte, otrora Prof. Titular de la Facultad de Química del Instituto Superior Pedagógico Enrique José Varona, quien fuera el primero en apoyar nuestras ideas y en sugerirnos otras de inestimable valor, queremos hacer constar nuestro agradecimiento por el trabajo crítico, arduo y sistemático que contribuyó a elevar el rigor científico de esta obra y a que sea un punto de partida para la motivación y el aprendizaje de profesores y alumnos.

Los autores

Índice

1 Las sustancias y las reacciones químicas 1

Introducción 1

1.1 El objeto de estudio de la química 1
1.2 Las sustancias y sus propiedades 6
1.3 Las mezclas de sustancias. Las disoluciones. 10
1.4 La separación de los componentes de las mezclas 13
1.5 La separación de los componentes de las mezclas por decantación 14
1.6 La separación de los componentes de las mezclas por filtración 16
1.7 La separación de los componentes de las mezclas por vaporización 19
1.8 La separación de los componentes de las mezclas por destilación 21
1.9 La reacción química 23

Resumen y ejercicios 27

2 El dioxígeno 32

Introducción 32

2.1 Propiedades físicas del dioxígeno 32
2.2 El átomo de oxígeno. Los niveles de energía 33
2.3 El oxígeno como elemento químico. Elementos químicos 35
2.4 Símbolo químico del oxígeno. Símbolos químicos 37
2.5 Masa atómica relativa del oxígeno. Masas atómicas relativas 39
2.6 El dioxígeno como sustancia molecular. Sustancias moleculares. Fórmulas químicas 39
2.7 Masa fórmula relativa del dioxígeno. Masas fórmulas relativas 44
2.8 El enlace en las moléculas. Enlace covalente 45
2.9 El dioxígeno y el trioxígeno como sustancias simples. Sustancias simples y sustancias compuestas 48
2.10 El dioxígeno como no metal. Metales y no metales 50
2.11 Obtención y propiedades químicas del dioxígeno 53
2.12 Ley de conservación de la masa 56
2.13 Aplicaciones del dioxígeno 58

Resumen y ejercicios 60

3 Los óxidos 63

Introducción 63

3.1 Propiedades físicas de los óxidos 63
3.2 Estructura de los óxidos no metálicos. Enlace covalente polar 64
3.3 Estructura de los óxidos metálicos. Enlace iónico 68
3.4 Nomenclatura y notación química de los óxidos 71
3.5 La representación de las reacciones químicas. La ecuación química 77
3.6 Obtención de óxidos. Reacciones de oxidación-reducción 80
3.7 Propiedades redox de los óxidos. Aplicaciones 83
3.8 Los óxidos y el medio ambiente 86

Resumen y ejercicios 88

Experimentos de clase 91

1.1 Propiedades físicas de sustancias puras 91
1.2 Mezclas de sustancias 92
1.3 Separación de los componentes de una mezcla por decantación 93

1.4 Separación de los componentes de una mezcla por filtración 94
1.5 Separación de los componentes de una mezcla por vaporización 96
1.6 Reacciones químicas 97
2.1 Sustancias moleculares 98

Prácticas de laboratorio 100

1.1 Separación de los componentes de una mezcla 100
2.1 Obtención de dioxígeno. Estudio de algunas de sus propiedades 101

Apéndice 103

1 Indicaciones para el trabajo con las sustancias 103
2 Útiles de uso más frecuentes en el laboratorio de Química 104
3 Densidad (a 25°C) y temperatura de fusión y de ebullición (a 100 kPa) de algunas sustancias puras (a 100 kPa) 117
4 Reglas para determinar el número de oxidación 120

Bibliografía 121

1 Las sustancias y las reacciones químicas

Introducción

Los metales, la sacarosa,* el agua, el etanol,** el dioxígeno*** y el dióxido de carbono son sustancias.

¿Cómo están constituidas las sustancias? ¿Por qué tienen diferentes propiedades? ¿Por qué unas sustancias pueden transformarse en otras? ¿Qué leyes y teorías rigen esas transformaciones? ¿Cómo se obtienen las sustancias? ¿En qué se emplean y por qué?

La química es una de las Ciencias Naturales que da respuesta a esas y a otras interrogantes. Para ello son necesarios conocimientos teóricos sobre las sustancias y las reacciones químicas, así como su comprobación en la práctica.

> *La química es una ciencia teórico-experimental y en su desarrollo el experimento ha desempeñado una función primordial.*

En el transcurso de este capítulo usted podrá responder varias preguntas, apoyándose fundamentalmente en sus conocimientos de la vida diaria y en los que adquirirá mediante la realización de diversos experimentos. Algunas de ellas son: ¿Qué estudia la química? ¿Cómo contribuye esta ciencia al bienestar y al progreso de la humanidad? ¿Qué es una sustancia pura, una mezcla y una disolución? ¿Qué es una reacción química? ¿Cómo se pueden caracterizar y diferenciar las sustancias? ¿Cómo pueden separarse los componentes de las mezclas?

1.1 El objeto de estudio de la química

La química se convirtió en una ciencia independiente a finales de la primera mitad del siglo XVIII. Con anterioridad formaba parte de la filosofía, considerada la ciencia del saber. Sin embargo, desde la prehistoria el hombre comenzó a acumular conocimientos relacionados con las sustancias y sus transformaciones, sobre todo mediante las observaciones de estas en el medio en que vivió y la confección de sus intrumentos de trabajo.

* Conocida mundialmente por azúcar.

** Comúnmente denominado alcohol.

*** También llamado oxígeno.

En esa época el hombre primitivo primero utilizó el fuego producido por fenómenos naturales y después descubrió cómo obtenerlo, para lo que empleó, sobre todo, troncos y ramas secas de los árboles. Durante el fuego la madera se transforma en otras sustancias: gases, pedazos de carbón y cenizas.

Este descubrimiento trajo consigo que el hombre primitivo aprendiera a extraer metales de los minerales por la acción del fuego. De esa forma, y con el decursar del tiempo, se extrajeron la plata, el cobre, el hierro, el plomo, el estaño y el mercurio, entre otros. Con el descubrimiento de estas sustancias el hombre comenzó a sustituir los instrumentos de trabajo hechos de piedra por otros de metal (fig. 1.1).

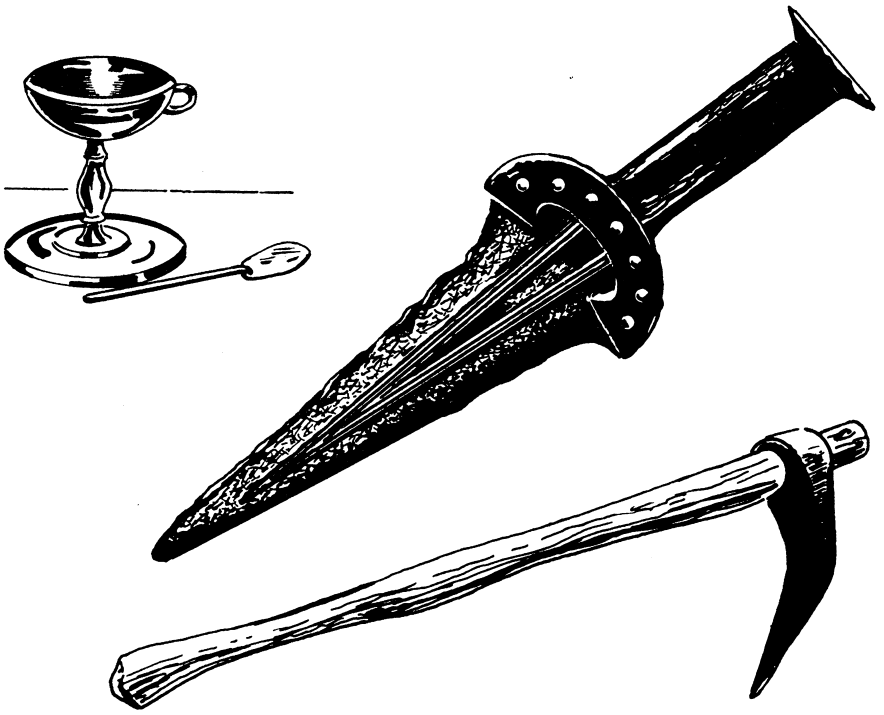


Fig. 1.1 Las civilizaciones antiguas utilizaron el oro y la plata en la elaboración de objetos de adorno y el cobre y el hierro para hacer aperos de labranza y armas

En la actualidad el hombre continúa usando los metales en la fabricación de distintos utensilios e instrumentos. Sin embargo, en muchos casos prefiere emplear otras sustancias debido a que los metales no siempre conservan sus cualidades cuando se encuentran en determinadas condiciones.

Si un objeto de hierro, por ejemplo un clavo, se deja un tiempo prolongado a la intemperie, su superficie se cubre de una capa áspera de color carmelita denominada herrumbre. El hierro, por la acción del dioxígeno, del dióxido de carbono y de la humedad del aire, se transformó en otra sustancia.

La transformación de una o más sustancias en otra u otras se denomina reacción química.

Otro ejemplo de reacción química es el que ocurre en las plantas y otros organismos que contienen clorofila, en los cuales el dióxido de carbono y el agua se transforman, por la acción de la energía solar, en dioxígeno y glucosa,* fundamentalmente.

Los ejemplos descritos se muestran en la figura 1.2.

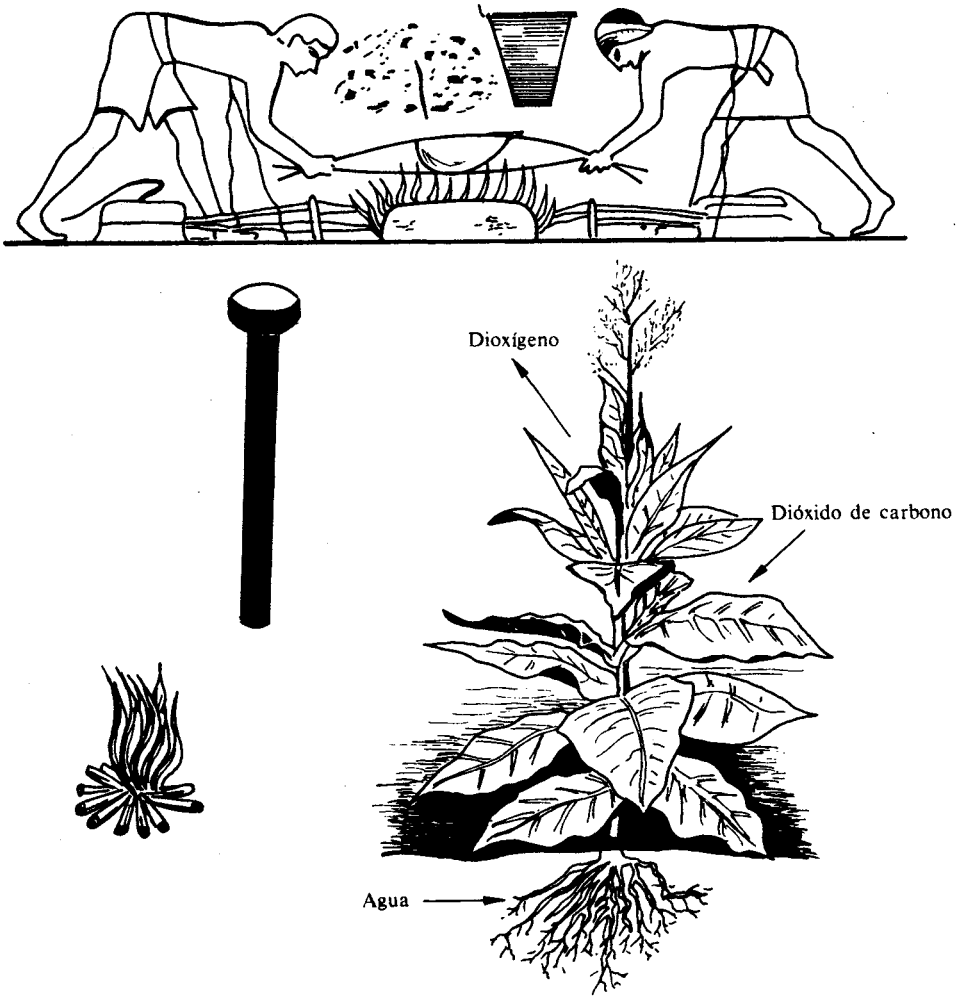


Fig. 1.2 La combustión de la madera, la extracción de metales de sus minerales, la corrosión del hierro y la fotosíntesis de las plantas y otros organismos con clorofila son reacciones químicas

* La glucosa, al igual que la sacarosa, es un carbohidrato. Los carbohidratos son importantes fuentes de energía para todos los organismos.

La química estudia las sustancias y sus transformaciones en otras sustancias.

Este estudio de las sustancias abarca su estructura, así como sus propiedades, usos y métodos de obtención.

La química contribuye decisivamente al desarrollo económico, tecnológico y científico-técnico de la sociedad, así como al bienestar de la humanidad. Sin esta ciencia no se puede concebir el mundo actual. Todo lo que nos rodea está íntimamente relacionado con ella.

Si la química no existiera no hubiera sido posible alcanzar el desarrollo industrial actual, tal como el logrado por la industria metalúrgica. No se puede imaginar la vida moderna sin metales. Estos se usan, sobre todo, para elaborar aleaciones,* las que a su vez se emplean en las construcciones; en la acuñación de monedas; en la fabricación de herramientas, piezas, equipos, maquinarias, medios de transporte, cohetes espaciales, utensilios para el hogar, objetos ornamentales, etcétera.

Gracias a los conocimientos químicos que posee el hombre, se pueden obtener grandes cosechas y lograr que la tierra cultivable recupere su fertilidad. Los fertilizantes, que aportan nutrientes escasos en los suelos, los herbicidas y los insecticidas son sustancias imprescindibles para el desarrollo de la agricultura.

La industria de materiales de construcción ha tomado un auge considerable en Cuba y en su desarrollo ha influido la química. El cemento, el yeso, la cal viva y los materiales impermeabilizantes, entre muchas más, son sustancias muy empleadas en la construcción.

Al apoyarse en la química el hombre ha logrado obtener decenas de miles de sustancias que no se encuentran en estado natural y que tienen propiedades muy importantes, ya sea para su salud o porque resuelven problemas funcionales e introducen nuevos criterios de gusto y estética. Ejemplos de esas sustancias son los medicamentos, los plásticos, los cauchos y las fibras sintéticas.

En fin, la química tiene numerosas aplicaciones (fig. 1.3) y su desarrollo vertiginoso se debe, precisamente, a la necesidad de satisfacer las crecientes demandas del hombre: alimentos, vestuarios, calzados, viviendas, medicinas, combustibles y muchos otros bienes materiales. En esto consiste la tarea esencial de la química. Para cumplirla es necesario la obtención de nuevas sustancias con nuevas propiedades. Esta ardua tarea no tiene fronteras y es el fruto de constantes investigaciones.

Lamentablemente la química ha sido empleada con fines belicistas. Los gases lacrimógenos, el napalm, el tetrafósforo blanco** y el dicloro,*** por solo citar algunos ejemplos, han provocado la pérdida de cuantiosas vidas humanas y afectaciones considerables a la flora y la fauna en los territorios donde han si-

* Están constituidas por dos o más sustancias que generalmente son metales.

** Comúnmente llamado fósforo blanco.

*** También denominado cloro.

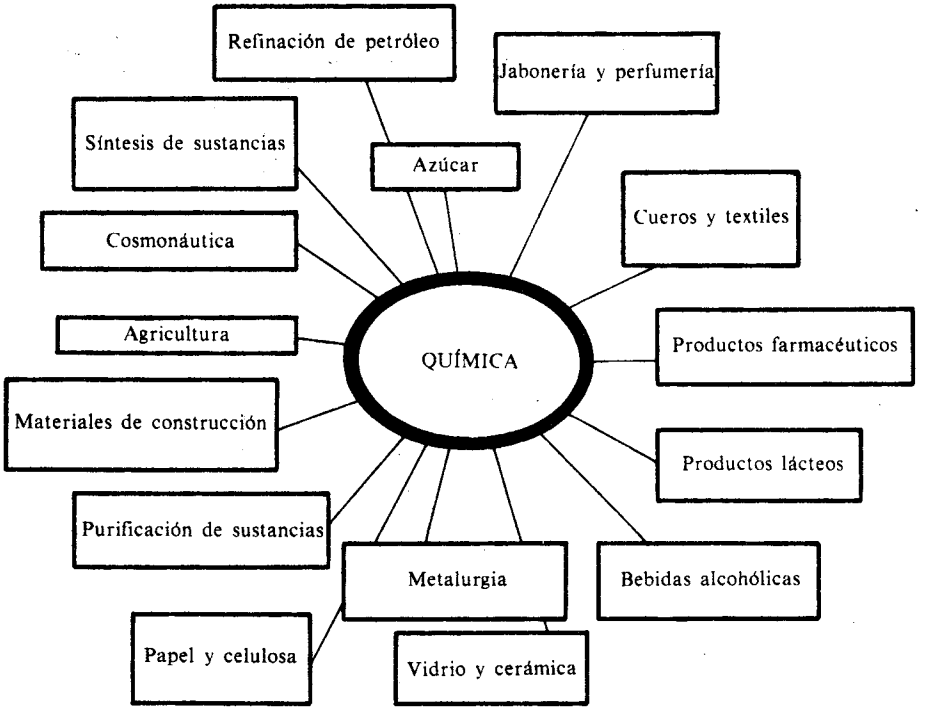


Fig. 1.3 Algunas aplicaciones de la química

do usados. Además, millones de toneladas de metales y otras sustancias se utilizan en la fabricación de armamentos.

La contaminación de las aguas, del aire, del suelo y, por tanto, de los seres vivos, es una consecuencia negativa del empleo inadecuado de esta ciencia, al no tomarse las medidas necesarias para la eliminación de sustancias nocivas durante el uso de diferentes tecnologías. Ejemplo de ello es la contaminación del medio ambiente por el monóxido de carbono y el dióxido de carbono que se producen en las reacciones de combustión, como las que ocurren en los vehículos automotores y las industrias. Esta situación se agrava con la deforestación, pues los árboles son consumidores de dióxido de carbono.

No obstante, desde hace algunos años la química hace un aporte importante a la purificación y la conservación del medio ambiente.

No hay dudas del gran servicio que ha prestado la química al progreso de la humanidad. Sin embargo, no todo ha sido descubierto en este campo. Muchas cosas quedan aún por descubrir; a ello se dedican las generaciones actuales y también lo harán las generaciones futuras.

???

1.1 ¿Cuál es el objeto de estudio de la Química?
1.2 ¿Qué es una reacción química?

1.3 Diga si ocurre o no una reacción química cuando:
a) el agua se solidifica;
b) se oxida un objeto metálico;
c) se quema un papel;
d) un vidrio se rompe. Argumente su respuesta.

1.4 El desarrollo de la ciencia química contribuye a lograr uno de los objetivos fundamentales del socialismo: satisfacer las necesidades siempre crecientes del hombre. Argumente y ejemplifique.

1.2 Las sustancias y sus propiedades

Todos los objetos existentes en la naturaleza son cuerpos físicos. Los cuerpos están constituidos por una o más sustancias (fig. 1.4).

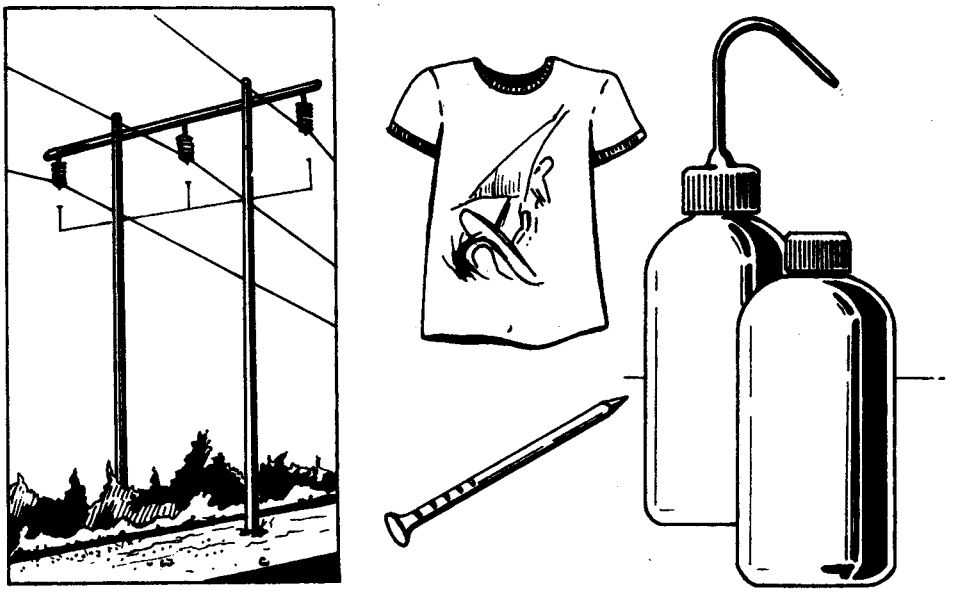


Fig. 1.4 El conductor eléctrico, la camisa, el recipiente y el clavo son cuerpos. Ellos están constituidos por las sustancias cobre; poliéster y plásticos; polietileno; hierro y carbono, respectivamente

Por lo general, cuando en química se hace referencia a las sustancias, se supone que estas son sustancias puras.

> *Las sustancias puras son aquellas que no están mezcladas con otras y que poseen propiedades constantes* a una temperatura y una presión determinadas o a una de estas dos magnitudes físicas.*

* Las propiedades constantes en esas condiciones son las que no dependen de la masa de la sustancia, tales como la densidad y las temperaturas de fusión y de ebullición.

En realidad, la obtención de una sustancia ciento por ciento pura es una tarea muy difícil y compleja. El problema no solo radica en eliminar las impurezas que ella tiene, sino también en evitar, durante ese proceso, la adición de nuevas sustancias "extrañas"; y si esto se lograra no sería fácil conservala en ese estado de pureza. Numerosas sustancias absorben vapor de agua y otros gases del aire.

No obstante, existen métodos para obtener sustancias extrapuras o de una pureza casi absoluta como son los semiconductores, por ejemplo de silicio y de germanio, muy empleados en la técnica moderna.

En la actualidad se conocen varios millones de sustancias, muchas de las cuales existen en la naturaleza. Unas son de origen vegetal (la sacarosa, la celulosa), algunas de origen animal (la manteca de cerdo, la albúmina) y otras de origen mineral (el agua, los metales). Entre las miles de sustancias que no existen en estado natural y que han sido obtenidas por el hombre están el poliéster, el polietileno, el rayón, el celuloide, el cemento y muchos medicamentos, pero la mayoría no son sustancias puras.

Aunque hay un gran número de sustancias y esa cantidad se incrementa a diario, ninguna sustancia es igual a la otra. Entre ellas existen semejanzas y diferencias.

Por ejemplo, la sal de cocina o cloruro de sodio y el azúcar o sacarosa son sólidos, de color blanco, solubles en agua y no tienen olor. Sin embargo, el cloruro de sodio posee un sabor salado, su densidad es 2,16 g/cm^3, hierve a 1 413 °C y funde a 801 °C, mientras que la sacarosa es dulce al paladar, su densidad es 1,58 g/cm^3, su temperatura de fusión es 185 °C y no tiene temperatura de ebullición, pues se trasforma en otras sustancias después de fundir.

Las propiedades permiten caracterizar a las sustancias y establecer semejanzas y diferencias entre ellas.

El estado de agregación, el color, el olor, el sabor, la solubilidad en agua o en otra sustancia, la densidad, la temperatura de fusión y la temperatura de ebullición son propiedades de las sustancias.

De acuerdo con su solubilidad en agua, las sustancias se pueden clasificar en solubles, poco solubles y prácticamente insolubles.

Las propiedades antes mencionadas y otras, como por ejemplo la dureza, la conductividad de la corriente eléctrica y del calor, la maleabilidad,* la ductilidad** y el brillo son propiedades físicas.

En la tabla 1.1 se ofrecen varias propiedades físicas de tres sustancias.

Muchas sustancias puras pueden estar en los tres estados de agregación, en dependencia de los valores de temperatura y presión, como el agua, el hierro y el dihidrógeno.

Una propiedad no siempre es suficiente para caracterizar una sustancia y distinguirla de otra. Por ejemplo, el estado de agregación sólido, el color blanco y la solubilidad en agua, entre otras, son propiedades comunes a numerosas sustancias, como ocurre con la sal de cocina y el azúcar.

* Propiedad que tienen los metales y las aleaciones de ser convertidos en láminas.

** Propiedad que tienen los metales y las aleaciones de ser convertidos en alambres.

Tabla 1.1 Algunas propiedades físicas de varias sustancias puras a una temperatura de 25 °C y una presión de 100 kPa, o a una de ambas.

Propiedad	*Hierro*	*Etanol*	*Dihidrógeno*
Estado de agregación	sólido	líquido	gas
Color	gris	incoloro	incoloro
Solubilidad en agua	prácticamente insoluble	soluble	poco soluble
Densidad	7,86 g/cm³	0,783 g/mL	0,09 g/mL
t.f/°C	1 535	−117,5	−259,15
t.eb./°C	2 750	78,3	−252,8

Por el contrario, cada una de ellas tiene una densidad, una temperatura de fusión y una temperatura de ebullición diferente a la de las demás sustancias, en condiciones determinadas de temperatura y presión, o de una de ambas (tabla 1.1 y Apéndice y 3), razón por lo cual estas propiedades son muy útiles para caracterizar las sustancias.

La densidad de los líquidos y las temperaturas de fusión y de ebullición se pueden medir como se indica en las figuras 1.5, 1.6 y 1.7.

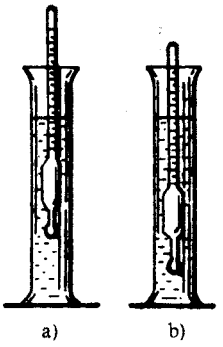


Fig. 1.5 La densidad de un líquido se mide con un areómetro. Este se introduce en el líquido. La densidad se lee cuando una cifra de la escala del instrumento coincide con la superficie del líquido. En la figura se representan dos líquidos de diferentes densidades: a) ácido sulfúrico, más denso que el agua; b) etanol, menos denso que el agua

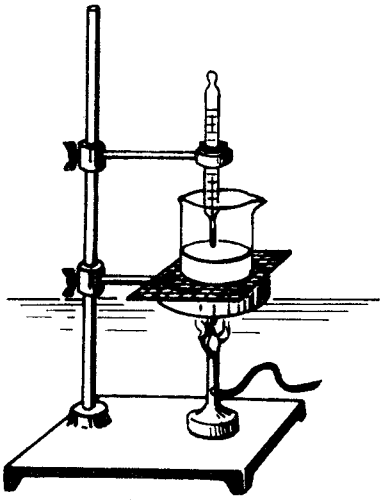


Fig. 1.6 Si una sustancia sólida se calienta hasta su fusión, esta pasa a estado líquido. La temperatura de fusión se lee cuando la mayor parte del sólido está fundida

* También llamado hidrógeno.

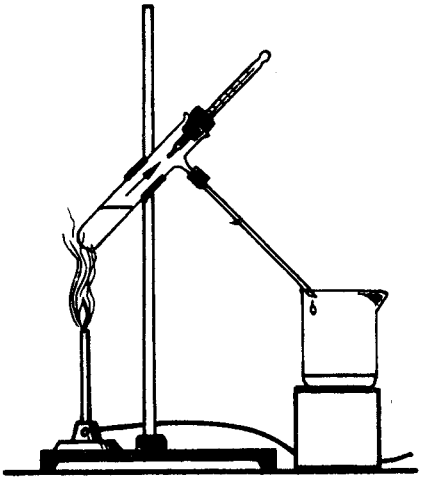


Fig. 1.7 Si una sustancia líquida se calienta hasta su ebullición, por ejemplo el agua, se vaporiza. En las partes frías del aparato el gas se condensa. La temperatura de ebullición se lee cuando salen las primeras gotas del líquido

Las sustancias se emplean con distintos fines, como se observa en la figura 1.4, teniendo en cuenta sus propiedades. El cobre es dúctil y excelente conductor de la corriente eléctrica; el poliéster es una fibra fuerte y se seca rápidamente; el polietileno es ligero y resistente a reaccionar con muchas sustancias y con los alimentos en condiciones normales; el hierro es muy duro y maleable.

Las aplicaciones de las sustancias dependen de sus propiedades.

Al hombre también le es necesario conocer las propiedades de las sustancias para trabajar correctamente con ellas y evitar accidentes que dañen su salud y provoquen pérdidas materiales. Debe tenerse en cuenta que hay sustancias tóxicas, inflamables, explosivas y corrosivas (fig. 1.8).

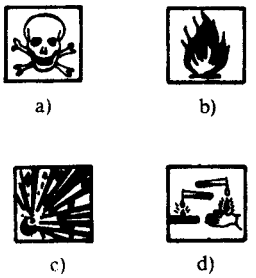


Fig. 1.8 La propiedad de la sustancia de ser: a) tóxica, b) inflamable, c) explosiva, d) corrosiva, se indica con un símbolo en la etiqueta del frasco donde se envasa

Por tal razón, los experimentos químicos deben realizarse con sumo cuidado, en especial cuando se utilice el mechero de alcohol o el quemador de gas, para impedir que ocurran incendios o intoxicaciones con el gas (Apéndice 2) o con otras sustancias.

Algunas de las reglas que deben cumplirse al trabajar con las sustancias se relacionan en el Apéndice 1.

1.5 Defina sustancia pura.
1.6 Existen varios millones de sustancias. Sin embargo, una no es igual a la otra. Argumente y ejemplifique.
1.7 ¿Cómo se clasifican las sustancias atendiendo a su solubilidad en agua? Cite un ejemplo de cada tipo.
1.8 Cuando llueve se pueden observar en las calles charcos de agua, en cuya superficie se encuentran gotas de petróleo, gasolina o aceite procedentes de vehículos automotores. Explique ese fenómeno.
1.9 Mencione cuatro propiedades físicas de cada una de las sustancias puras siguientes: hidrógenocarbonato de sodio,* agua y dióxido de carbono.
1.10 Confeccione una tabla con las propiedades físicas dadas del cloruro de sodio y de la sacarosa. Compare ambas sustancias teniendo en cuenta sus propiedades.
1.11 Consulte la tabla 1.1 y diga en qué estado de agregación se encuentra el etanol a 100 kPa y las temperaturas siguientes:
a) 100 °C; b) −150 °C; c) 50 °C.
1.12 ¿En qué propiedades de las sustancias se basaron las civilizaciones antiguas para hacer los objetos de oro, plata, hierro y cobre mostrados en la figura 1.1? ¿Qué relación existe entre los usos de las sustancias y sus propiedades?
1.13 ¿Por qué en el laboratorio las sustancias:
a) no deben probarse ni tocarse con las manos;
b) no deben verterse en sus frascos de origen después de usadas?
1.14 Describa cómo se debe:
a) oler las sustancias;
b) verter un líquido de un recipiente a otro.
1.15 ¿Qué precauciones deben tenerse en cuenta al trabajar con el mechero de alcohol?

1.3 Las mezclas de sustancias. Las disoluciones

Por lo general, en la naturaleza las sustancias no se encuentran totalmente puras, sino mezcladas con otras. Por ejemplo, el aire está compuesto por dinitrógeno,** dioxígeno, dióxido de carbono, vapor de agua y otras sustancias gaseosas. La madera, la tierra, la arena de la playa, las rocas y los minerales están formados por varias sustancias.

Las aguas naturales (océanos, mares, ríos, lagos, lagunas, manantiales y aguas subterráneas) contienen dioxígeno, dióxido de carbono y algunas sustancias sólidas disueltas. Por ejemplo, cloruro de sodio y cloruro de potasio en los

* Conocido comercialmente como bicarbonato de sodio.

** También llamado nitrógeno.

mares y océanos, carbonato de sodio y carbonato de potasio en los ríos y manantiales.

A pesar de la relatividad del concepto sustancia pura, en Química es importante diferenciar entre esta y una mezcla.

> *Una mezcla es el resultado de unir dos o más sustancias, sin que ocurra la transformación de estas en otras sustancias.*

Las propiedades de las mezclas dependen de las sustancias que las componen y de la proporción en que se encuentran. No obstante, las propiedades de las sustancias que constituyen una mezcla casi siempre se conservan en ella.

Por ejemplo, el petróleo es una mezcla de sustancias. Dos muestras de petróleo tomadas de diferentes profundidades o lugares no tienen la misma composición ni, por consiguiente, las mismas propiedades. Sin embargo, cada una de las sustancias sólidas, líquidas y gaseosas que constituyen el petróleo conservan sus propiedades en ambas muestras, lo cual se puede comprobar destruyendo la mezcla y determinando las propiedades físicas de esas sustancias.

Con el fin de satisfacer sus necesidades, el hombre ha creado mezclas que no existen en estado natural, tales como: el vidrio, el cemento, el gas de la calle (compuesto por monóxido de carbono, dihidrógeno y metano, fundamentalmente), el gas licuado de balón (constituido por propano y butano), numerosos medicamentos (como el alusil, el kaoenterín y la magma de magnesia) y las aleaciones (acero, bronce, latón y duraluminio, entre otras).

Los distintos componentes en las mezclas se pueden o no observar a simple vista. Por el aspecto externo no siempre se puede saber si una muestra dada es una sustancia pura o una mezcla. Para ello es necesario determinar, al menos, una de las propiedades siguientes: la temperatura de ebullición, la temperatura de fusión o la densidad, pues estas son constantes para cada sustancia pura en condiciones determinadas de presión y de temperatura, o de una de ellas, según el caso.

Las disoluciones

Las disoluciones son un caso particular de las mezclas y se originan cuando una o más sustancias se dispersan en otra.

Por tanto, en las disoluciones el componente o los componentes disueltos no se distinguen a simple vista, ni con la ayuda del microscopio. Se dice entonces que la mezcla es homogénea.

> *Las disoluciones son mezclas homogéneas de dos o más sustancias en proporciones variadas.**

* Estas proporciones se pueden variar continuamente.

Las disoluciones pueden ser sólidas, gaseosas o líquidas, atendiendo a su estado de agregación.

Entre las disoluciones sólidas se encuentran algunas aleaciones. Cualquier mezcla de gases constituye una disolución gaseosa, por ejemplo el aire. Disoluciones líquidas son las aguas naturales, entre muchas otras.

Las disoluciones gaseosas y las líquidas son transparentes.

Las disoluciones líquidas, es decir, las disoluciones de sólidos, líquidos o gases en líquido, fundamentalmente agua, son las más importantes y las de uso más frecuente en química. Ellas desempeñan una función esencial en la vida diaria, pues se emplean constantemente en el hogar, en el laboratorio y en la industria.

En la producción de azúcar, refrescos, bebidas alcohólicas, perfumes, jabones, colorantes, pinturas, etc., se utilizan disoluciones líquidas.

Los aceites lubricantes empleados en la industria, los sueros fisiológicos y numerosos productos famacéuticos usados en medicina, así como algunas herbicidas e insecticidas, de gran importancia para la agricultura, son disoluciones líquidas.

Entre estas también se encuentran los aceites vegetales, el vinagre, la lejía, el salfumante y la luz brillante o el queroseno, muy utilizadas en el hogar.

Muchos procesos y reacciones químicas ocurren entre disoluciones líquidas, como en el caso de los organismos. Por ejemplo, las plantas toman las sustancias nutritivas del suelo solo en disolución. Además, las disoluciones constituyen la parte líquida de las células vivientes.

En las disoluciones líquidas el componente o los componentes disueltos o que se encuentran en menor proporción se denominan soluto y la sustancia que disuelve al soluto se nombra disolvente.

Generalmente, en las disoluciones de sólidos o de gases en líquido, este último es el disolvente, mientras que los sólidos o gases disueltos son solutos. En las disoluciones de líquido en líquido el soluto es el que está en menor proporción.

En las aguas naturales, el dioxígeno, el dióxido de carbono y las sustancias sólidas disueltas son solutos y el agua es el disolvente. Por esa razón, dichas disoluciones se llaman disoluciones acuosas.

En el agua se disuelven numerosas sustancias y por ello es un excelente disolvente. La amplia utilización del agua en la industria, el laboratorio, la medicina, la agricultura y el hogar se basa, fundamentalmente, en esa significativa propiedad que ella tiene de disolver a muchas sustancias.

Por su importancia para la economía y para la vida de todos los seres, es necesario utilizar racionalmente el agua y evitar su contaminación.

???

1.16 ¿Qué diferencia existe entre una sustancia pura y una mezcla? Mencione tres ejemplos de cada una.

1.17 ¿Cómo se puede saber si una muestra dada es una mezcla o una sustancia pura?

1.18 Teniendo en cuenta lo estudiado sobre las disoluciones:

a) Defina los conceptos disolución, soluto y disolvente.

b) ¿Cuál es la diferencia esencial entre una disolución y otro tipo de mezcla?

c) ¿Cómo se clasifican las disoluciones según su estado de agregación? Cite un ejemplo de cada tipo.

1.19 ¿En cuál de las propiedades del agua se basa su amplia utilización?

1.20 Las disoluciones y el agua tienen gran importancia para la vida en nuestro planeta. Argumente.

1.21 Identifique el soluto y el disolvente en cada una de las disoluciones siguientes:

a) disolución acuosa de cloruro de sodio;

b) disolución de 3 mL de agua y 5 mL de etanol;

c) refresco (disolución acuosa de azúcar, saborizantes y dióxido de carbono).

1.4 La separación de los componentes de las mezclas

Una de las tareas principales de la química consiste en obtener sustancias, aunque estas no sean totalmente puras. Sin embargo, en ocasiones no es necesario obtener una sustancia dada, sino separarla de la mezcla en que se encuentra.

Los componentes de una mezcla se separan teniendo en cuenta algunas de sus propiedades, tales como el estado de agregación, la solubilidad en agua o en otro disolvente y la temperatura de ebullición.

Por tal razón, para separar las sustancias que componen una mezcla es necesario, primero conocer sus propiedades, y después llevar a cabo diferentes operaciones.

Entre las operaciones más frecuentes que se realizan para separar los componentes de una mezcla se encuentran las siguientes: decantar, filtrar, vaporizar y destilar.

Estas operaciones se efectúan, tanto en el laboratorio, como en la industria y el hogar.

A veces es necesario hacer solo una de las operaciones mencionadas para separar las sustancias que constituyen una mezcla. Pero en la mayoría de los casos hay que realizar dos o más de estas e incluso hasta añadir otra sustancia, generalmente un líquido.

Conociendo los componentes de una mezcla dada y las propiedades de estos se puede formular una predicción* sobre cómo separarlos y después comprobarla en la práctica.

Antes de separar los componentes de una mezcla es conveniente describir con palabras o mediante un esquema los pasos que se darán o las operaciones que se llevarán a cabo, así como las sustancias que se separarán o recogerán en cada una de ellas.

???

1.22 ¿Qué operaciones se realizan con frecuencia en el laboratorio, la industria y el hogar para separar los componentes de las mezclas?

1.5 La separación de los componentes de las mezclas por decantación

La arena y el agua, que constituyen una mezcla, pueden separarse por decantación, pues la arena es prácticamente insoluble en agua y sedimenta en el fondo del recipiente después de un tiempo breve (fig. 1.9).

Los líquidos no miscibles (prácticamente insolubles) entre sí, que constituyen una mezcla, también se separan por decantación.

Esta mezcla se vierte en un embudo de separación y se deja reposar hasta que se observe claramente la separación entre los dos líquidos (interfase). Después se decanta el líquido de abajo, mientras el otro queda en el embudo. Tal es el caso de la mezcla de gasolina y agua, pues una es prácticamente insoluble en la otra. En este ejemplo el agua constituye la capa inferior (fig. 1.10).

La decantación también se puede hacer por succión. En ese caso, el líquido se extrae con un gotero o con una bomba de succión, en dependencia del volumen de líquido contenido en la mezcla.

* Es una afirmación científicamente fundamentada sobre un fenómeno aún desconocido, realmente posible y que puede o no existir.

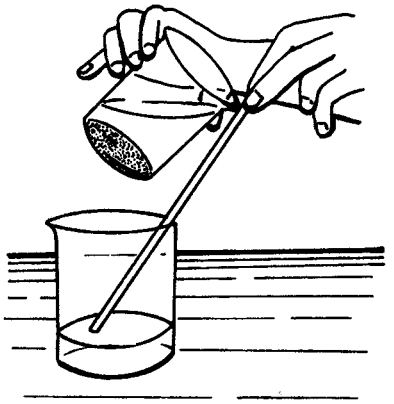


Fig. 1.9 La decantación consiste en trasvasar un líquido a un recipiente, para separarlo de uno o más componentes (sólidos o líquidos) de la mezcla

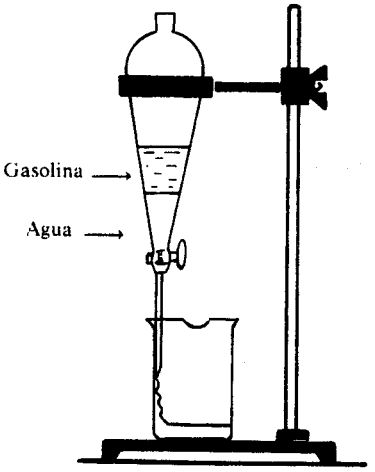


Fig. 1.10 Decantación con un embudo de separación. Se quita el tapón y se gira la llave 90°, para permitir la salida del líquido más denso. Se cierra la llave cuando cerca de ella está la superficie de separación de ambos líquidos

La decantación se realiza para separar el componente líquido de una mezcla, de otro (sólido o líquido) prácticamente insoluble en aquel y que transcurrido un tiempo relativamente breve se deposita en el fondo del recipiente.

En una de las fases de la producción industrial de azúcar o sacarosa, el jugo de la caña o guarapo es separado por decantación de la cachaza y de impurezas sólidas como las arcillas y las arenas.

1.23 ¿Para qué se lleva a cabo la operación de decantar? ¿En qué propiedades de los componentes de una mezcla se basa la separación de estos por decantación?

1.24 Se tienen dos mezclas. Una es de agua y arcilla (sustancia sólida, prácticamente insoluble en agua y que sedimenta en el fondo del recipiente después de un tiempo breve). La otra es de agua y aceite, líquido no miscible en agua y que forma la capa superior de la mezcla.

a) Describa la separación de los componentes de estas mezclas.

b) ¿Qué propiedades de los componentes de cada mezcla permiten separarlos como usted propuso?

c) Mezcle en su hogar volúmenes pequeños e iguales de agua y aceite. Separe los componentes de esta mezcla sin utilizar el embudo de separación.

1.25 Suponga que en un garaje la gasolina contenida en los tanques subterráneos se ha mezclado con agua. ¿Cómo usted procedería para dejar solamente la gasolina en los tanques?

1.26 Haga el experimento siguiente:

En medio vaso de agua añada un poco de talco o polvo facial. Agite y observe.

a) Describa lo ocurrido.

b) ¿Qué propiedad del talco o del polvo facial se pone de manifiesto?

c) Trate de separar por decantación los componentes de esa mezcla. Escriba sus conclusiones y arguméntelas.

1.6 La separación de los componentes de las mezclas por filtración

Los componentes de las mezclas de serrín y agua, así, como de tiza en polvo y agua pueden separarse por filtración. Ambos sólidos son prácticamente insolubles en este disolvente. Además, el serrín flota en la superficie del agua, mientras que la tiza en polvo, luego de mantenerse un tiempo prolongado en suspensión, se deposita en el fondo del recipiente (fig. 1.11).

La filtración se realiza para separar el componente líquido de una mezcla, de otro sólido prácticamente insoluble en aquel y cuyas partículas flotan en su superficie o se mantienen en suspensión durante un tiempo relativamente prolongado.

En el laboratorio generalmente se utiliza un papel de filtro para filtrar.

Durante la filtración el líquido que atraviesa el filtro se denomina filtrado y el sólido que queda retenido en dicho filtro se nombra residuo.

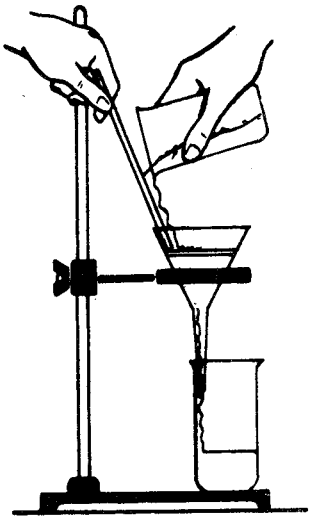


Fig. 1.11 La filtración consiste en trasvasar un líquido a un recipiente, a través de un filtro, para separarlo de uno o más componentes (sólidos) de la mezcla

En los centrales azucareros, el guarapo que se extrae de la caña de azúcar se separa de diferentes sólidos en suspensión, entre los que se encuentra el bagacillo, fundamentalmente por filtración. También un gran volumen de jugo contenido en la cachaza se recupera mediante la filtración. Además, en el proceso de refinación del azúcar crudo se añade agua caliente a las cachazas formadas en las refinerías y después se decanta o se filtra para recuperar la mayor parte de la sacarosa que aún puede contener (recobrado).

En los procesos industriales se emplean como filtros tejidos de paño, lana de vidrio, algodón, grava o arena, tela metálica o lona, entre otros.

La decantación y la filtración del agua se llevan a cabo en los acueductos, para potabilizarla (fig. 1.12).

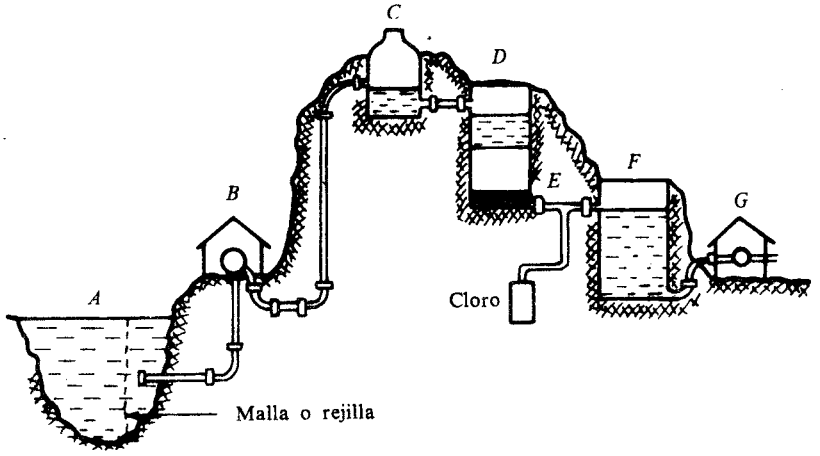


Fig. 1.12 Esquema de un acueducto: *A*, Fuente de abastecimiento; *B*, Casa de bombas; *C*, Sedimentación; *D*, Filtración; *E*, Clorificación; *F*, Almacenamiento; *G*, Bombas de distribución

La malla o las rejillas en *A* retienen grandes objetos flotantes. En *C* ocurre la sedimentación de numerosas impurezas sólidas, las cuales se separan por decantación del agua. No obstante, el agua que pasa a *D* aún contiene impurezas sólidas en su superficie o en suspensión, que se eliminan filtrándola a través de una capa de arena. Al filtrado se le adicionan dicloro y otras sustancias en *E* que destruyen las bacterias y los gérmenes patógenos. De esta manera, el agua proveniente de ríos y manantiales se hace potable.

El Gobierno y el Partido Comunista de Cuba prestan gran atención al proceso de potabilización del agua, con el fin de evitar enfermedades que puedan ser trasmitidas por su contaminación. Entre estas se encuentran algunos tipos de parasitismo, la hepatitis A, la fiebre tifoidea (cuyos casos han disminuido de manera considerable después del triunfo revolucionario en 1959) y el cólera (prácticamente erradicado a nivel mundial).

Con ese mismo objetivo se recomienda hervir el agua potable cuando ocurren fenómenos naturales, tales como los ciclones, pues en esos casos se contamina el agua del acueducto (en el paso *F* o en los posteriores).

El agua potable está libre de impurezas nocivas para la salud del hombre, pero contiene sales y otras sustancias disueltas que son necesarias para su organismo. Por esa razón, el agua potable no es agua pura.

???

1.27 ¿Para qué se realiza la operación de filtrar? ¿En qué propiedades de los componentes de una mezcla se basa la separación de estos por filtración?

1.28 Se tienen dos mezclas. Una está constituida por agua y pedacitos de corcho. La otra es de agua y carbón en polvo que se mantiene un tiempo prolongado en suspensión.
   a) Describa la separación de los componentes de estas mezclas.
   b) ¿Qué propiedades de los componentes de cada mezcla permiten separarlos como usted propuso?

1.29 Compare las operaciones de decantar y filtrar con respecto a:
   a) ¿Para qué se realizan?
   b) ¿En qué propiedades de los componentes de las mezclas se basa su separación de una forma u otra?
   c) ¿En qué consisten?

1.30 Haga el experimento siguiente:
   Añada media cucharadita de sal de cocina en un vaso con agua. Agite y observe. Si es posible, caliente la mezcla preparada hasta sequedad en un recipiente metálico.
   a) Describa lo ocurrido.
   b) Argumente las afirmaciones siguientes:
      1) La mezcla preparada es una disolución.
      2) En esta disolución el soluto es la sal y el disolvente es el agua.
      3) Los componentes de esta disolución se pueden separar por decantación o por filtración.

1.7 La separación de los componentes de las mezclas por vaporización

La vaporización se lleva a cabo, fundamentalmente, para separar los componentes de una disolución, siempre y cuando se desee recoger el soluto y este no se descomponga en otras sustancias a la temperatura empleada.

Por ejemplo, si se vaporiza agua del mar se recogen las sustancias sólidas disueltas en ella (fig. 1.13).

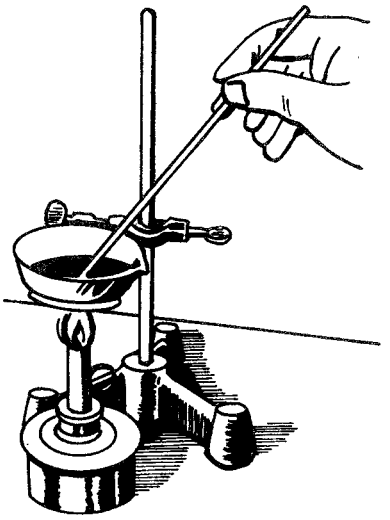


Fig. 1.13 La vaporización consiste en el paso de un líquido al estado gaseoso para separarlo de uno o más componentes (sólidos) de la mezcla

También la vaporización se utiliza a menudo para secar sólidos humedecidos.

> *La vaporización se realiza para separar uno o más componentes sólidos, generalmente disueltos, del componente líquido de una mezcla, y se basa en las diferentes temperaturas de ebullición de las sustancias que constituyen la mezcla.*

La vaporización de un líquido puede realizarse a temperatura ambiente o con calentamiento. En el último caso a veces la mezcla se calienta hasta ebullición para separar el sólido del líquido (vaporización por ebullición).

En el laboratorio se emplea con frecuencia una cápsula de porcelana para vaporizar por calentamiento. Si se desea que la vaporización ocurra a temperatura ambiente, entonces generalmente se utiliza una cristalizadora.

Otra de las fases en el proceso de producción de azúcar consiste en someter a vaporización el guarapo separado de la cachaza, pues contiene 85% de agua. Al vaporizarse un gran volumen de agua se obtiene un jarabe de color amarillo

llamado meladura, que posee un alto porcentaje de azúcar disuelto. Después la meladura pasa a los tachos, donde se forman los primeros cristales de azúcar, por vaporización del agua restante.

Una de las etapas de extracción del cloruro de sodio en las salinas (fig. 1.14) y de obtención del jabón en la industria consiste en la vaporización del agua.

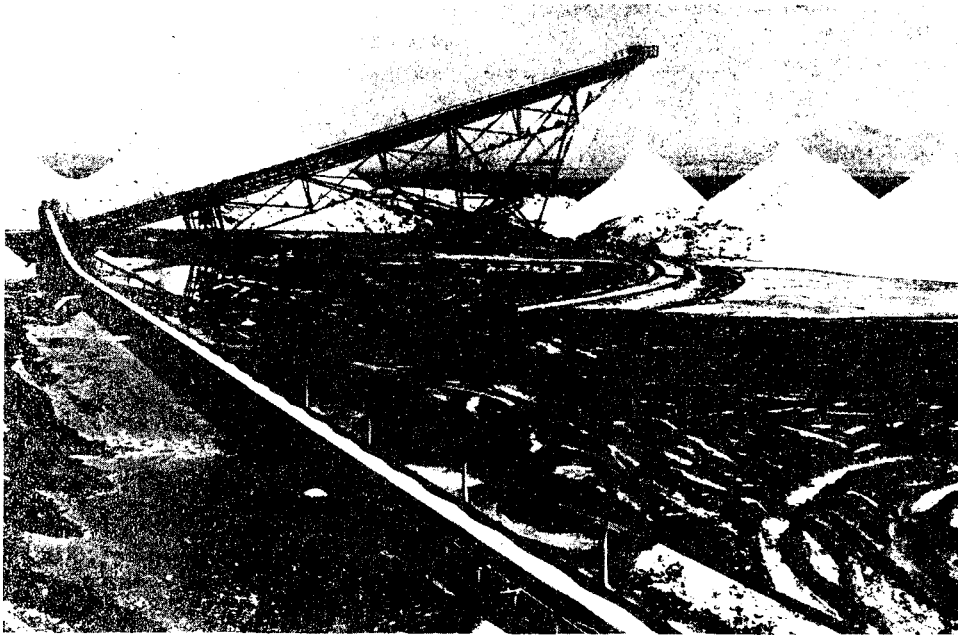


Fig. 1.14 En Cuba se han construido varias salinas en zonas costeras, donde se extrae el cloruro de sodio por vaporización del agua de mar a temperatura ambiente

???

1.31 ¿Para qué se lleva a cabo la operación de vaporizar? ¿En qué propiedades de los componentes de una mezcla se basa la separación de estos por vaporización?

1.32 Describa la separación de 2 g de cloruro de calcio disueltos en 10 mL de agua. ¿En qué propiedades de estos componentes se basa su separación mediante la operación propuesta?

1.33 ¿Cómo se puede demostrar que el agua del acueducto no es pura?

1.34 Haga el experimento siguiente:
En un recipiente con agua añada primero arena y después aserrín (pequeñas cantidades en ambos casos). Observe.
a) Describa lo ocurrido.
b) Separe los componentes de la mezcla.
c) ¿Qué operaciones realizó y en qué orden?

1.8 La separación de los componentes de las mezclas por destilación

La destilación se lleva a cabo, en muchas ocasiones, para separar los componentes de una disolución, fundamentalmente cuando se desea recoger el disolvente o varios líquidos de la mezcla. Por ejemplo, si se destila el agua del acueducto se recoge agua de elevada pureza.

Esta destilación es muy sencilla, por lo que se nombra destilación simple. En la figura 1.15 se ofrece un esquema del aparato que se usa para la destilación simple de una mezcla.

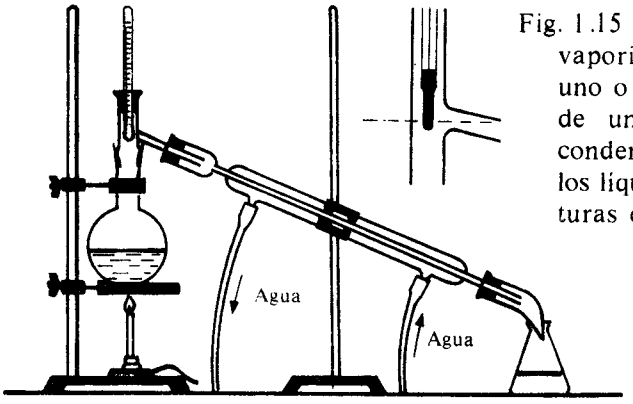


Fig. 1.15 La destilación consiste en vaporizar, por calentamiento, uno o más componentes líquidos de una mezcla, para después condensar esos vapores y recoger los líquidos a diferentes temperaturas de ebullición

La destilación se realiza, por lo general, para separar el componente o los componentes líquidos de una mezcla en la que hay una o más sustancias disueltas (sólidas o líquidas) y se basa en las diferentes temperaturas de ebullición de las sustancias que constituyen la mezcla.

¿Cómo ocurre la destilación de una disolución, por ejemplo de agua del acueducto?

A la temperatura de ebullición del agua, sus vapores pasan por el tubo interior del condensador. La corriente de agua fría que circula por el tubo exterior del condensador o refrigerante, en sentido contrario a los vapores de agua, hace que estos se condensen. El líquido destilado (agua libre de impurezas y de sustancias sólidas, como el cloruro de sodio) se recoge en un recipiente.

Durante la destilación ocurren dos cambios de estado: primero la vaporización del líquido y después la condensación del vapor.

La circulación de dos sustancias en sentido contrario entre sí se conoce como proceso de contracorriente. En el ejemplo descrito esto se evidencia al

circular el agua fría en sentido contrario al desplazamiento de los vapores de agua en el refrigerante, para que estos se condensen.

El enfriamiento o calentamiento de una sustancia por la acción de otra se denomina proceso de intercambio térmico. En la destilación de agua del acueducto esto se pone de manifiesto durante el enfriamiento (condensación) de los vapores de agua por la acción de la corriente de agua fría.

También en la vaporización tiene lugar un proceso de intercambio térmico.

Tanto la contracorriente como el intercambio térmico se emplean en muchos procesos industriales.

Los componentes líquidos que se recogen durante la destilación casi nunca tienen un alto grado de pureza, como es el caso de la destilación del petróleo. Una excepción es el agua destilada, comúnmente llamada agua pura, la cual se utiliza para el funcionamiento de los acumuladores de transportes automotores y como disolvente para la preparación de medicamentos y de disoluciones que se emplean en los laboratorios, entre otros usos.

La destilación se utiliza desde hace varios siglos en la industria y los laboratorios.

En Cuba el etanol se obtiene por la destilación del producto de la fermentación de las mieles finales de la industria azucarera. La mezcla formada durante la fermentación de esas mieles primero se filtra y después se destila. También el etanol puede obtenerse al destilar la mezcla producida en la fermentación de algunos jugos de frutas, de cereales y del suero lácteo. Este alcohol es muy importante, pues se emplea como disolvente para la elaboración de bebidas alcohólicas, medicamentos, perfumes, cosméticos, barnices, lacas, tintes, insecticidas, combustible, etcétera.

Durante la destilación del aire licuado, en la industria, se obtienen sus principales componentes, dinitrógeno y dioxígeno, en estado líquido.

También la destilación es una de las operaciones más importantes que se usa en el proceso de refinación del petróleo crudo.

En los ejemplos citados anteriormente la destilación que se realiza no es simple, pues las temperaturas de ebullición de los componentes de cada mezcla están bastante cercanas. Se trata entonces de una destilación fraccionada.

Tanto la vaporización como la destilación se llevan a cabo, fundamentalmente, para separar los componentes de una disolución.

En muchas ocasiones a una mezcla de componentes sólidos se le añade un líquido para poder separarlos, obteniéndose una nueva mezcla. En tales casos, la solubilidad de los sólidos en el líquido debe ser bastante diferente. Por ejemplo, uno es soluble y el otro prácticamente insoluble en él. Por tal razón, la selección y la adición del líquido son pasos importantes y necesarios en el procedimiento a seguir para separar los componentes sólidos de una mezcla. Después se determina cuál o cuáles operaciones deben realizarse.

???

1.35 Teniendo en cuenta lo estudiado sobre la separación de los componentes de las mezclas por destilación, diga:

a) ¿Para qué se realiza la operación de destilar?

b) ¿En qué propiedades de los componentes de una mezcla se basa la separación de estos por destilación?
c) ¿Qué cambios de estado ocurren durante la destilación?
d) ¿Qué procesos se ponen de manifiesto al destilar? Descríbalos.

1.36 Describa la obtención de agua pura a partir de una disolución acuosa de cloruro de potasio (otra de las sales disueltas en el agua de mar). ¿Qué propiedades tienen los componentes de esa mezcla que permiten su separación como usted propuso?

1.37 Compare las operaciones de vaporizar y destilar con respecto a:
a) ¿Para qué se realizan?
b) ¿En qué propiedades de los componentes de las mezclas se basa su separación de una forma u otra?
c) En qué consisten?

1.38 Describa la separación de una mezcla de cloruro de sodio y arena.

1.39 Describa todas las operaciones que son necesarias realizar para obtener agua pura a partir de una mezcla de tierra y agua. Tenga en cuenta que una muestra de tierra contiene sustancias solubles, poco solubles y prácticamente insolubles en agua. Además, considere que de estas últimas, algunas sedimentan rápidamente en el fondo del recipiente, mientras que otras se mantienen en suspensión un tiempo prolongado y las restantes flotan en la superficie del agua.

1.40 Haga el experimento siguiente:
Mezcle en un recipiente arena, virutas de corcho y sal de cocina, en pequeñas cantidades. Observe.
a) Separe los componentes de la mezcla.
b) Mencione las operaciones llevadas a cabo y describa lo ocurrido al realizar cada una.
c) ¿En qué propiedades de los componences de esta mezcla se basó para separarlos como usted propuso?

1.9 La reacción química

El octazufre y el hierro en polvo pueden mezclarse a temperatura y presión ambiente sin que se forme una nueva sustancia. Estas sustancias pueden separarse con un imán, basándose en las propiedades magnéticas que tiene el hierro (fig. 1.16).

Si la mezcla anterior se calienta intensamente se podrá observar la formación de un sólido de color negro que no tiene propiedades magnéticas. Por tanto, las dos sustancias se han transformado en otra con nuevas propiedades. Ha ocurrido una reacción química.

Constantemente tienen lugar numerosas reacciones químicas, muchas de ellas a nuestro alrededor. Unas ocurren a temperatura ambiente, como la decoloración de tejidos (por ejemplo con lejía) y del pelo (con una disolución acuosa de peróxido de hidrógeno), la fermentación de la leche, la fotosíntesis,

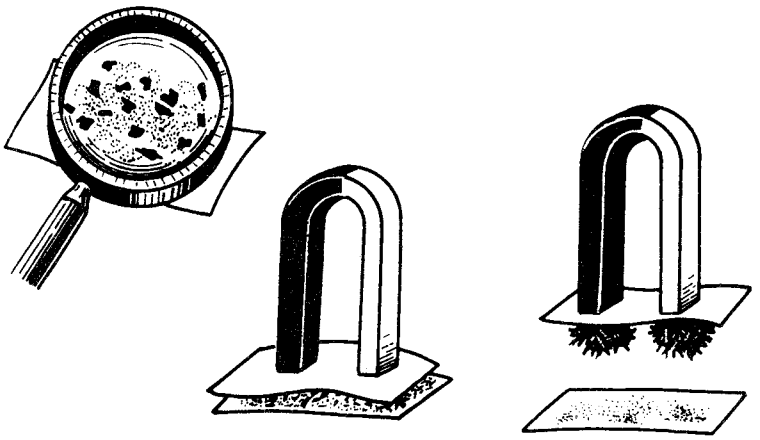


Fig. 1.16 El octazufre y el hierro son sustancias puras; la primera de color amarillo y la segunda de color gris. El hierro es atraído por un imán, pero el octazufre no. Ambas sustancias conservan sus propiedades en la mezcla

la maduración de frutas, viandas y vegetales, el revelado de fotos y la corrosión de los metales y las aleaciones, reacción que causa grandes daños económicos.*

Otras reacciones químicas ocurren a temperaturas superiores a la ambiente, por lo cual es necesario calentar las sustancias que participan en la reacción. Ejemplo de estas son la extracción de metales a partir de sus minerales y las reacciones de combustión.

También en el cuerpo humano y de los animales se llevan a cabo diversas y complejas reacciones químicas, como las que ocurren durante el proceso de la respiración. En una de ellas la glucosa presente en la sangre reacciona con el dioxígeno que se inhala o inspira del aire, formando agua y dióxido de carbono.

En todas estas reacciones las sustancias que se forman tienen propiedades diferentes a las que reaccionaron.

Una reacción química es la transformación de una o más sustancias en otra u otras con propiedades diferentes a las sustancias que reaccionaron.

Esto significa que cuando una sustancia se transforma en otra se observan o se perciben efectos que confirman la existencia de una reacción química, pues se originan nuevas sustancias con nuevas propiedades.

* Por eso se toman medidas de protección anticorrosivas, tales como el recubrimiento de las superficies metálicas con pinturas, lacas, aceites, esmaltes y metales resistentes a la corrosión (cinc, cromo, estaño, plomo). Estas sustancias forman una capa protectora que aísla a la superficie metálica del dioxígeno, el dióxido de carbono y el agua (humedad del aire).

Entre las manifestaciones que evidencian la ocurrencia de una reacción química se encuentran el cambio de coloración y la formación o desaparición de un sólido, un líquido o un gas. Sin embargo, a veces ocurre una de estas manifestaciones y no tiene lugar una reacción química.

La energía involucrada en las reacciones químicas

En las reacciones químicas no solo ocurre la transformación de unas sustancias en otras.

> *En todas las reacciones químicas se desprende o se absorbe energía.*

La absorción o el desprendimiento de energía calorífica y luminosa son también manifestaciones de la ocurrencia de una reacción química, aunque no siempre que esto suceda es porque tuvo lugar una reacción química.

La energía que se desprende durante las reacciones químicas se utiliza ampliamente con distintos fines. Por ejemplo, se aprovecha: la energía eléctrica que produce la reacción química que ocurre en las pilas para el funcionamiento de linternas y radios portátiles, la energía luminosa que produce la combustión de una vela para alumbrarse y la energía calorífica que se desprende en la combustión del petróleo para la producción de energía eléctrica, la calefacción y la realización de procesos industriales, entre otros.

También es muy empleada la energía calorífica que produce la combustión del carbón, el queroseno, el etanol, el gas de la calle y el gas licuado de balón, para cocinar los alimentos, provocar reacciones químicas que ocurren con calentamiento, etcétera.

Por lo general, la energía desprendida o absorbida en una reacción química es energía calorífica.

> *Las reacciones químicas que ocurren con desprendimiento de energía en forma de calor se llaman reacciones exotérmicas.*

Ejemplo de estas son las que tienen lugar durante la respiración, la corrosión de los metales y las de combustión. Debe tenerse en cuenta que a muchas reacciones exotérmicas es necesario suministrarle energía calorífica para que comiencen, como sucede en las reacciones de combustión, pero que luego de iniciadas no se detienen por sí solas.

> *Las reacciones químicas que ocurren con absorción de energía en forma de calor se denominan reacciones endotérmicas.*

La fotosíntesis y la descomposición térmica de la caliza en cal viva y dióxido de carbono son reacciones endotérmicas.

La energía calorífica desprendida o absorbida en las reacciones químicas, a presión constante, se representa internacionalmente con un símbolo: ΔH. El signo de ΔH indica si la reacción es exotérmica o endotérmica. De forma convencional se ha adoptado el criterio siguiente:

Si la reacción es exotérmica: $\Delta H < 0$.
Si la reacción es endotérmica: $\Delta H > 0$.

Como en las reacciones químicas unas sustancias se transforman en otras se puede inferir que en ellas unas sustancias reaccionan y otras se producen.

> *Las sustancias reaccionantes son aquellas que existen antes de comenzar la reacción. Las sustancias productos son las que se forman durante la reacción química. Es decir, las sustancias reaccionantes se transforman en las sustancias productos en las reacciones químicas.*

Si además se considera que las reacciones químicas son exotérmicas o endotérmicas, entonces se pueden representar de manera abreviada de la forma siguiente:

Reacciones exotérmicas	Sustancias reaccionantes $\longrightarrow$	Sustancias productos	$\Delta H < 0$
Reacciones endotérmicas	Sustancias reaccionantes $\longrightarrow$	Sustancias productos	$\Delta H > 0$

La saeta indica el sentido en que se realiza la reacción química, o sea, en que se transforman unas sustancias en otras. Si las sustancias reaccionantes o los productos son varios, entre sus nombres se coloca un signo positivo (+).

Teniendo en cuenta lo antes expuesto, una de las reacciones que ocurren durante el proceso de respiración en el hombre y los animales, y que es exotérmica, se puede representar esquemáticamente con palabras de la forma siguiente:

glucosa + dioxígeno $\longrightarrow$ dióxido de carbono + agua $\quad \Delta H < 0$

De forma análoga se puede representar la fotosíntesis, que es una reacción endotérmica:

dióxido de carbono + agua $\longrightarrow$ glucosa + dioxígeno $\quad \Delta H > 0$

La Química no solo se ocupa de las transformaciones de las sustancias, sino también de la energía involucrada en ellas.

1.41 ¿Cuál es la diferencia esencial entre la formación de una mezcla de sustancias y una reacción química?

1.42 Seleccione la afirmación más completa y argumente.

a) En las reacciones químicas se desprende o se absorbe energía.

b) En las reacciones químicas una o más sustancias se transforman en otra u otras.

c) En las reacciones químicas una o más sustancias se transforman en otra u otras, que tienen propiedades diferentes a las sustancias que reaccionaron.

d) En las reacciones químicas una o más sustancias se transforman en otra u otras, cuyas propiedades son distintas a las sustancias que las originaron, y ocurre un desprendimiento o una absorción de energía.

1.43 Diga si ocurre una reacción química cuando:

a) se destila petróleo,

b) se extrae guarapo de la caña de azúcar,

c) la superficie ennegrecida de un objeto de plata toma un aspecto brillante al limpiarla con una disolución acuosa de hidrogenocarbonato de sodio. Tenga en cuenta que en esta operación de limpieza se producen burbujas que caracterizan el desprendimiento de un gas.

Argumente sus repuestas.

1.44 Mencione cinco reacciones químicas que ocurren en la vida diaria, ya sean en la naturaleza, en el hogar o en la industria.

1.45 La utilización de la energía que se desprende en las reacciones químicas tiene gran importancia para el hombre. Argumente.

1.46 ¿Cómo se clasifican las reacciones químicas de acuerdo con el desprendimiento o la absorción de energía calorífica en ellas? Defina los tipos de reacciones químicas mencionadas por usted y cite dos ejemplos de cada una.

1.47 Represente esquemáticamente con palabras las reacciones químicas que se mencionan a continuación:

a) la reacción entre el octazufre y el hierro formando sulfuro de hierro (II) con desprendimiento de energía calorífica:

b) la descomposición térmica del carbonato de calcio en óxido de calcio y dióxido de carbono con absorción de energía calorífica.

1.48 Realice con cuidado, observe y describa los experimentos que se indican a continuación:

a) la combustión de un papel,

b) la descomposición térmica de una muestra de azúcar,

c) disuelva una cucharadita de hidrogenocarbonato de sodio en medio vaso de agua; agite y añádale a la mezcla formada el zumo de una tapa de limón.

Diga si estos experimentos son reacciones químicas o no y argumente su respuesta en cada caso.

1.49 Mencione cinco aplicaciones de la química en la solución de problemas esenciales para la vida humana.

1.50 El wolframio, el aluminio, el plomo y el estaño son metales dúctiles, maleables y duros, excepto el plomo que es blando y muy tóxico.

a) Haga una tabla con los valores de la densidad y la temperatura de fusión de estos metales (Apéndice 3).

b) Teniendo en cuenta las propiedades mencionadas y las resumidas por usted en la tabla, diga cuál de los metales mencionados se puede utilizar: en la fabricación de utensilios domésticos, barcos y aviones en soldadura; como filamento en las lámparas eléctricas de incandescencia; en las imprentas y para grabar inscripciones.

c) ¿En qué propiedades de cada uno de estos metales se basan sus aplicaciones?

d) ¿A qué se debió los numerosos casos de enfermedad (saturnismo) e incluso de muerte que ocurrieron en la antigüedad, en Roma, cuando se instalaron tuberías de plomo en el acueducto?

e) Entre estos metales y el galio, cuya temperatura de fusión es de 29,7°C, ¿cuál se puede emplear para clasificar, como calurosos, los días de verano en un país frío? ¿Por qué?

1.51 Clasifique en sustancia pura, mezcla o disolución.
Diga cuáles de ellas existen en estado natural y cuáles han sido creadas por el hombre.

a) cobre	j) tintúra de yodo
b) etanol	k) aire
c) vinagre	l) dióxido de carbono
d) leche	m) sangre
e) papel	n) cerilla de seguridad (fósforo)
f) agua	o) pintura
g) ron	p) gas licuado de balón
h) sacarosa	q) cuarzo (mineral)
i) mantequilla	r) pasta dental.

1.52 Se tienen dos muestras. Una es un líquido transparente, tóxico e inflamable y la otra un sólido homogéneo. El líquido hierve el sólido funde en un intervalo muy grande de temperatura, respectivamente.

a) Esas muestras son sustancias puras o mezclas? Explique.

b) Hay alguna muestra que sea una disolución? Explique.

c) ¿Cómo usted procedería para tomar, del recipiente en que está envasado, una muestra de 5 mL del líquido y calentarla en un tubo de ensayos con un mechero de alcohol?

d) El líquido puede utilizarse como combustible para producir energía calorífica y luminosa en el hogar. Argumente.

1.53 El agua, el etanol y el benceno son líquidos incoloros muy empleados en la preparación de disoluciones. El etanol es soluble en agua, mientras que el benceno es prácticamente insoluble en agua y menos denso que esta.

Suponga que en el laboratorio hay una gradilla con cinco tubos de ensayos que contienen las muestras siguientes: 10 mL de agua; 10 mL de etanol; 10 mL de benceno; 15 mL de agua y 5 mL de etanol; 15 mL de agua y 5 mL de benceno, respectivamente.

a) Clasifique el contenido de los tubos de ensayos en sustancia pura, mezcla o disolución. Explique.
b) Diga dos semejanzas y dos diferencias entre las sustancias puras. Resuma sus datos de igual manera que como se hace en la tabla 1.1.
c) Nombre el soluto y el disolvente de la disolución.
d) Describa qué usted haría para identificar el contenido de cada tubo de ensayos. Para ello usted dispone de un termómetro y un mechero de alcohol.
e) ¿Qué propiedad tiene el benceno que permite su uso en la preparación de numerosas disoluciones? ¿Qué haría usted para oler esta sustancia, teniendo en cuenta que es volátil y tóxica?
f) ¿Qué sustancia usted emplearía como disolvente para preparar medicamentos y bebidas alcohólicas: el etanol o el metanol (alcohol de madera) que es tóxico y puede causar la pérdida de la visión y la muerte?

1.54 Haga el experimento siguiente:
Añada en un recipiente con agua, primero queroseno y, después tiza en polvo.
a) Describa lo ocurrido.
b) Separe los componentes de la mezcla.
c) Qué operaciones realizó y en qué orden?

1.55 ¿Qué operaciones deben realizarse para recoger una sal soluble en agua y de alta temperatura de fusión, si la sal se vierte en un recipiente que contiene una mezcla de agua y una sustancia prácticamente insoluble en ella y que se deposita en el fondo del recipiente transcurrido un tiempo breve?

1.56 ¿Qué haría usted para recoger agua pura a partir de una mezcla de agua, serrín y cloruro de calcio (soluble en agua)?

1.57 Llene en su libreta el cuadro siguiente:

Operaciones	*Propiedades de los componentes de las mezclas en que se basa su separación*	*Ejemplos*

1.58 El agua es una sustancia imprescindible para la vida en nuestro planeta.
a) Escriba los valores de las temperaturas de fusión y de ebullición del agua a 100 kPa. (Apéndice 3).
b) ¿Cree usted que el hielo funda y el agua líquida hierva a esas temperaturas en la cima de una montaña muy alta? Explique.

c) Si la densidad del hielo fuera mayor que la del agua líquida, esto provocaría graves consecuencias para la vida acuática y la navegación. Argumente.
d) Compare las propiedades físicas del agua y del etanol (tabla 1.1).
e) ¿Por qué el agua líquida no se encuentra pura en estado natural, sino formando disoluciones? Cite tres ejemplos de estas disoluciones naturales.

1.59 En Cuba se presta gran atención al proceso de potabilización del agua.
a) ¿Para qué es necesario potabilizar el agua?
b) Qué operaciones se realizan durante este proceso en el acueducto? Descríbalas.
c) ¿Cuál es la diferencia esencial entre el agua del acueducto y el agua destilada?
d) ¿Por qué el agua pura o destilada, así como la que cae en forma de lluvia o de nieve, no deben tomarse sistemáticamente?
e) ¿Por qué no se utiliza agua del acueducto en los acumuladores de transportes automotores y para la preparación de medicamentos?

1.60 Suponga que a usted se le rompe un frasco de vidrio que contiene una sustancia sólida que es soluble en agua. ¿Cómo usted procedería para obtener la sustancia a partir de la mezcla de esta, de fragmentos de vidrio y de partículas de polvo recogidos del suelo? Explique.

1.61 ¿Ocurre una reacción química cuando se decanta, se filtra, se vaporiza o se destila una mezcla?
a) Explique.
b) Mencione dos ejemplos sobre la aplicación en la industria de cada una de las operaciones estudiadas.
c) ¿Qué operaciones de las estudiadas se llevan a cabo en su hogar o su escuela durante la preparación de alimentos?

1.62 En un laboratorio se realizan dos experimentos. En el primero se obtiene un polvo de color verde al calentar un sólido de color naranja. En el segundo se añade el sólido de color verde en agua y se agita, observándose que las partículas de este se depositan en el fondo del recipiente y que el agua permanece incolora.

1. Argumente las afirmaciones siguientes:
   a) En el primer experimento ocurrió una reacción química.
   b) En el segundo experimento se formó una mezcla pero no una disolución.
2. Clasifique el sólido de color verde atendiendo a su solubilidad en agua.
3. Describa cómo se puede separar los componentes de la mezcla formada.
4. ¿Qué tipo de reacción es esta que ocurre con gran desprendimiento de energía en forma de calor y luz: exotérmica o endotérmica?
5. Represente esquemáticamente con palabras la reacción. Considere que el sólido naranja es dicromato de amonio, que el polvo verde se nombra óxido de cromo (III) y que además se obtiene dinitrógeno y agua.

1.63 El cobre es dúctil, maleable, buen conductor del calor y de la electricidad y forma aleaciones con varios metales (tabla 1.2).

Tabla 1.2 Algunas propiedades de varias aleaciones de cobre

Aleación	*Propiedades*
Cobre y estaño (bronce)	Dura y resistente a la corrosión
Cobre y berilio	Gran dureza y flexibilidad
Cobre y níquel (cuproníquel)	Ligera, dura, con brillo y resistente a la corrosión
Cobre, aluminio, manganeso y magnesio (duraluminio o dural)	Muy ligera y resistente a la corrosión

Si a un recipiente con agua se le añaden granallas de cobre, estas se depositan inmediatamente en el fondo. Sin embargo, cuando este metal se combina con el dioxígeno, el dióxido de carbono y el vapor de agua, se forma un polvo de color verde que es venenoso y se desprende energía en forma de calor.

a) ¿Cuáles de las sustancias mencionadas se consideran sustancias puras? ¿Cómo usted demostraría que esas sustancias son puras?
b) ¿En qué casos se formó una mezcla y en cuál tuvo lugar una reacción química? Argumente.
c) Mencione las sustancias reaccionantes y las productos de esa reacción.
d) Clasifique la reacción atendiendo al desprendimiento o la absorción de energía calorífica.
e) ¿Cómo usted separaría al cobre del agua? En qué propiedad de estas sustancias se basó para separarlas como usted propuso?
f) Mencione otros dos usos del cobre y relacione cada uno de ellos con la propiedad correspondiente de esta sustancia.
g) ¿Cree usted que sea recomendable utilizar el cobre en la fabricación de latas de conservas? Explique.
h) Cuando el hombre primitivo descubrió el bronce utilizó este en lugar del cobre para la fabricación de armas y herramientas. Argumente.
i) ¿Cuál de las aleaciones mencionadas se emplean para fabricar: monedas, muelles y transportes aéreos, así como para esculpir estatuas? ¿En qué propiedades se basan los usos de esas aleaciones?

2 El dioxígeno

Introducción

El aire es una mezcla gaseosa compuesta por distintas sustancias (fig. 2.1). Entre los componentes del aire se encuentra una sustancia denominada dioxígeno.

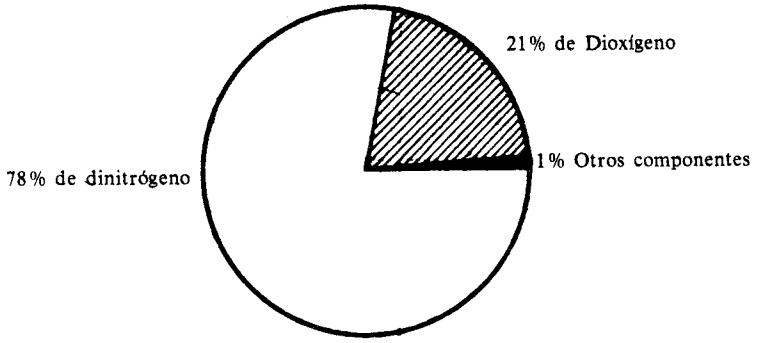


Fig. 2.1 Composición del aire

¿Qué importancia tiene el dioxígeno para la vida en nuestro planeta? ¿Qué partículas forman esta sustancia? ¿Por qué unas sustancias son gaseosas a la temperatura ambiente, 25 °C, mientras que otras son sólidas, y muchas de ellas de elevada temperatura de fusión? ¿Por qué una gran cantidad de sustancias arden en atmósfera de dioxígeno? A estas y a otras interrogantes sobre el dioxígeno y sobre otras sustancias se podrá dar respuesta durante el estudio de esta unidad.

2.1 Propiedades físicas del dioxígeno

El dioxígeno es un gas incoloro, inodoro e insípido, algo más denso que el aire y poco soluble en agua. La pequeña cantidad de dioxígeno que se disuelve es suficiente para satisfacer las necesidades respiratorias de los peces y otros organismos acuáticos.

Si se enfría hasta una temperatura de – 183 °C y a una presión de 100 kPa el dioxígeno pasa al estado líquido. El dioxígeno líquido es de color azul pálido y si se continúa enfriando hasta – 219°C pasa al estado sólido y tiene entonces un color azul más intenso.

2.1 Confeccione un cuadro resumen de las propiedades físicas del dioxígeno.
2.2 ¿En qué estado de agregación se encuentra el dioxígeno a – 190 °C? Explique.
2.3 Al calentar el agua la solubilidad de los gases en ella disminuye y estos escapan a la atmósfera. ¿Sería conveniente utilizar agua previamente hervida para llenar una pecera? Explique.

2.2 El átomo de oxígeno. Los niveles de energía

El dioxígeno está formado por moléculas, cada una de las cuales consta de dos átomos de oxígeno.

Los átomos son estructuras complejas constituidas por varias partículas. Estas partículas difieren en su número y distribución en los distintos átomos.

Tabla 2.1 Partículas fundamentales de los átomos

Nombre	*Símbolo*	*Carga (referida a la del electrón)*	*Masa aproximada (referida a la del protón)*
Electrón	e	1 –	1/1 840
Protón	p	1 +	1
Neutrón	n	0	1

Los protones y neutrones se encuentran en la región central de los átomos denominada núcleo. Los átomos de oxígeno tienen en su núcleo 8 protones y 8, 9 o 10 neutrones (fig. 2.2).

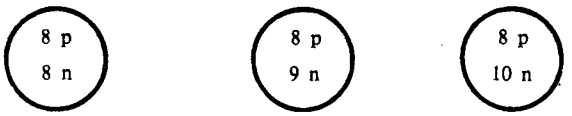


Fig. 2.2 Representación de núcleos de átomos de oxígeno

La región que rodea al núcleo, aproximadamente 100 000 veces mayor que este, se denomina envoltura y en ella se mueven los electrones formando una "nube" de cargas negativas (fig. 2.3).

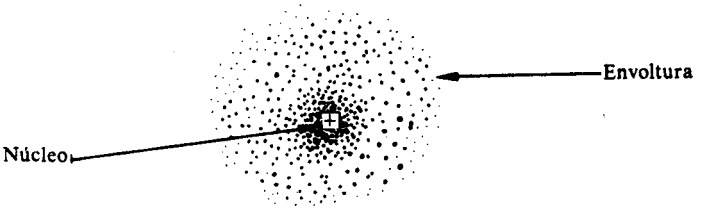


Fig. 2.3 Estructura del átomo

> *El número de electrones en la envoltura de un átomo es igual que el de protones en su núcleo, por lo que el átomo es eléctricamente neutro.*

Por ejemplo, los átomos de oxígeno tienen ocho protones en su núcleo y ocho electrones en su envoltura.

La distribución de los electrones alrededor del núcleo está determinada, fundamentalmente por su energía. Los de menor energía es más probable que se encuentren más cerca del núcleo y los de mayor energía más alejados de este. Los electrones se encuentran formando distintas capas o niveles de energía.

> *En los átomos de oxígeno los electrones se distribuyen en dos niveles de energía, uno en el que se encuentran dos electrones y los restantes en un segundo nivel más alejados del núcleo (fig. 2.4).*

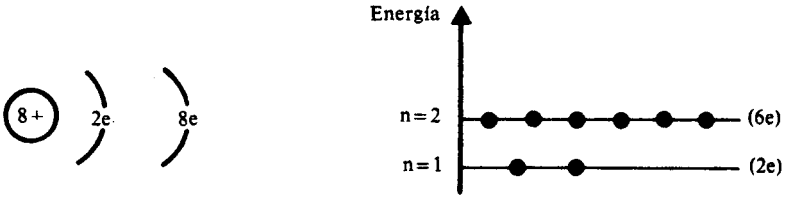


Fig. 2.4 Distribución electrónica del átomo de oxígeno

A cada uno de estos niveles se les designa con la letra *n*. Los valores que puede tomar son 1, 2, 3, ..., etc. Corresponde 1 al nivel de energía más próximo al núcleo; 2 al nivel inmediato y así sucesivamente.

???

2.4 ¿Cuántos electrones tienen los átomos de oxígeno en su segundo y último nivel de energía?

2.5 ¿Por qué el átomo es eléctricamente neutro?

2.6 Compare la composición de los núcleos de los átomos de oxígeno con los otros representados en la figura 2.5.

Átomos de	Composición de los núcleos	Distribución electrónica
oxígeno	8p 8n; 8p 9n; 8p 10n	n=2, n=1
nitrógeno	7p 7n; 7p 8n	n=2, n=1
hidrógeno	1p; 1p 1n; 1p 2n	n=1
aluminio	13p 14n	n=3, n=2, n=1
carbono	6p 6n; 6p 7n; 6p 8n	n=2, n=1

Fig. 2.5 Composición de los núcleos de los distintos tipos de átomos de oxígeno, carbono, hidrógeno, nitrógeno y aluminio

2.3 El oxígeno como elemento químico. Elementos químicos

Si se compara la composición de los núcleos de los átomos representados en la figura 2.5, se comprobará que la característica fundamental que diferencia a los átomos de oxígeno de los restantes, es el número de protones que hay en su núcleo.

> *Al número de protones que hay en el núcleo de un átomo se le llama número atómico y se representa por la letra Z.*

De esta forma el número atómico del oxígeno es 8, que se representa por $Z = 8$; el del hidrógeno $Z = 1$; el del carbono $Z = 6$ y el del nitrógeno $Z = 7$. La

cantidad de protones determina la carga nuclear y como el átomo es eléctricamente neutro, el número de electrones en la envoltura coincide con el número atómico.

> *Al conjunto de átomos de igual número atómico se le denomina elemento químico.*

El oxígeno, el carbono, el cobre, el hierro, el nitrógeno y el hidrógeno son elementos químicos. Hasta hoy se conocen 107 elementos químicos.

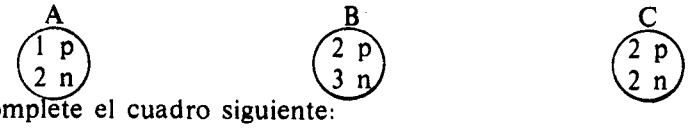
> *Los átomos de un elemento químico tienen la misma carga nuclear y por tanto el mismo número atómico.*

Aunque todos los átomos de oxígeno tienen igual número de protones en su núcleo, no todos tienen igual número de neutrones. Los átomos que tienen igual número de protones y diferente número de neutrones reciben el nombre de isótopos. La mayor parte de los elementos químicos son una mezcla de isótopos naturales.

En la figura 2.5 aparecen representados los isótopos del oxígeno y de otros elementos químicos.

???

2.7 ¿A qué se llama número atómico?
2.8 ¿Qué es un elemento químico?
2.9 ¿Cuáles de los núcleos que se representan a continuación pertenecen a un mismo elemento químico? Explique.



2.10 Complete el cuadro siguiente:

Elemento químico	*Número de protones*	*Carga nuclear*	*Número de electrones*
Calcio	20		
Cloro		17+	
Cobre			29

2.4 Símbolo químico del oxígeno. Símbolos químicos

Los químicos, para poder entenderse, cualquiera que sea su idioma, han adoptado el convenio de representar a los elementos químicos por medio de símbolos.* Por ejemplo:

Idioma	*Nombre*	*Símbolo químico*
Español	Oxígeno	O
Alemán	Sauerstoff	O
Inglés	Oxigen	O
Ruso	Kuclopog	O
Checo	Kyslik	O
Polaco	Tlen	O
Holandés	Zuurstof	O

Los símbolos químicos son una representación escrita y abreviada de los elementos químicos y de un átomo de este.

Los símbolos químicos se forman con una o dos letras;** la primera es mayúscula y la segunda, si la tiene, es siempre minúscula. Por ejemplo, en el primer caso:

Hidrógeno	H
Carbono	C
Nitrógeno	N

* La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC, siglas en inglés) es la organización que se ocupa de estos asuntos

** La IUPAC ha acordado que para los símbolos de los elementos químicos a partir de $Z = 104$ se utilicen tres letras que se toman de su nombre, por ejemplo:
$Z = 104$ nombre: Unnilquadium símbolo: Unq
$Z = 105$ nombre: Unnilpentium símbolo: Unp

Cuando el nombre de dos o más elementos químicos comienza con la misma letra, se utiliza una segunda letra que puede ser la siguiente o alguna de las otras que forman el nombre.

Calcio	Ca
Cloro	Cl
Cromo	Cr
Cadmio	Cd

Las letras utilizadas para los símbolos químicos no siempre coinciden con las letras del nombre en español. Por ejemplo:

Nombre en español	*Símbolo químico*	*Nombre de procedencia*	*Idioma*
Azufre	S	Sulphur	Latín
Sodio	Na	Natrium	Latín
Fósforo	P	Phosphoros	Griego
Plata	Ag	Argentum	Latín
Mercurio	Hg	Hidrargyros	Griego
Hierro	Fe	Ferrum	Latín

Todos los elementos químicos conocidos hasta el momento aparecen en la tabla 2.2 que recibe el nombre de tabla periódica de los elementos químicos.

En esta tabla los símbolos de los elementos químicos se han colocado en orden creciente de los números atómicos de estos últimos, formando 7 hileras que reciben el nombre de *períodos* y en 18 columnas que se denominan *grupos*. De esta forma cada elemento ocupa un lugar determinado en la tabla periódica.

Cada período se identifica con un número arábigo del 1 al 7 y cada grupo con un número romano del I al VIII, unas veces seguidos de la letra A y otras de la B.

En esta tabla aparece el símbolo, el nombre, el número atómico y otros datos de los elementos químicos.

???

2.11 Escriba el símbolo químico de los elementos siguientes: hierro, flúor, cobre, cloro, azufre, sodio, fósforo.

2.12 Localice en la tabla periódica los elementos químicos cuyos símbolos son: O, C, N, H.

a) Escriba su nombre y número atómico.

b) ¿En qué grupo y período se encuentran?

2.13 Escriba el nombre y el símbolo químico del elemento que tiene:
a) Menor número atómico.
b) Mayor número atómico.

2.5 Masa atómica relativa del oxígeno. Masas atómicas relativas

Si se halla la masa promedio de los tres isótopos del oxígeno, teniendo en cuenta su abundancia relativa, se encuentra que esta es de $2{,}656\ 81 \cdot 10^{-26}$ kg.

Al comparar esta masa promedio con la masa de la unidad de masa atómica* que es igual a $1{,}660\ 57 \cdot 10^{-27}$ kg se obtendrá la masa atómica relativa del elemento oxígeno que se simboliza $A_r(O)$,

$$A_r(O) = \frac{2{,}656\ 81 \cdot 10^{-26}\ \text{kg}}{1{,}660\ 57 \cdot 10^{-27}\ \text{kg}}$$

$$A_r(O) = 15{,}999\ 4$$

$$A_r(O) \approx 16$$

Procediendo similarmente se han obtenido las masas atómicas relativas para cada elemento químico, las cuales aparecen en la tabla periódica.

La masa atómica relativa es una propiedad de los elementos químicos.

La masa atómica relativa de cualquier elemento X, $A_r(X)$ indica cuántas veces es mayor la masa de un elemento químico que la masa de la unidad de masa atómica.

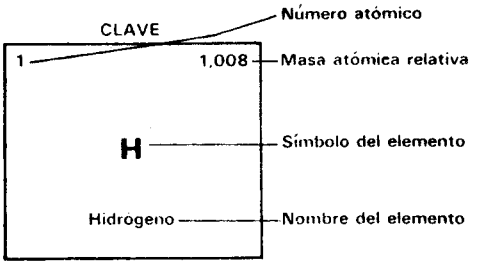
???

2.14 ¿Qué indica la masa atómica relativa?
2.15 Escriba la masa atómica relativa, utilizando la notación correspondiente, de los elementos químicos cuyos símbolos son: Na; Ag; Mg; P; S.
2.16 Localice en la tabla periódica el símbolo del elemento químico de menor masa atómica relativa y diga en qué grupo y período se encuentra.

2.6 El dioxígeno como sustancia molecular. Sustancias moleculares. Fórmulas químicas

En la naturaleza los átomos de oxígeno y de los otros elementos químicos están unidos o enlazados entre sí, excepto en un reducido grupo de gases denominados nobles o inertes: helio, neón, argón, kriptón, xenón y radón.

* En 1961 se adoptó como unidad de masa atómica la doceava parte de la masa del isótopo más ligero y abundante del carbono.



	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB		
1	1 1,008 **H** Hidrógeno									
2	3 6,94 **Li** Litio	4 9,01 **Be** Berilio								
3	11 22,99 **Na** Sodio	12 24,31 **Mg** Magnesio								
4	19 39,10 **K** Potasio	20 40,08 **Ca** Calcio	21 44,96 **Sc** Escandio	22 47,90 **Ti** Titanio	23 50,94 **V** Vanadio	24 51,996 **Cr** Cromo	25 54,94 **Mn** Manganeso	26 55,85 **Fe** Hierro	27 58,93 **Co** Cobalto	28 58,71 **Ni** Niquel
5	37 85,47 **Rb** Rubidio	38 87,62 **Sr** Estroncio	39 88,91 **Y** Itrio	40 91,22 **Zr** Circonio	41 92,91 **Nb** Niobio	42 95,94 **Mo** Molibdeno	43 (99) **Tc** Tecnecio	44 101,07 **Ru** Rutenio	45 102,91 **Rh** Rodio	46 106,4 **Pd** Paladio
6	55 132,91 **Cs** Cesio	56 137,34 **Ba** Bario	* abajo 57 71	72 178,49 **Hf** Hafnio	73 180,95 **Ta** Tántalo	74 183,85 **W** Tungsteno	75 186,2 **Re** Renio	76 190,2 **Os** Osmio	77 192,2 **Ir** Iridio	78 195,09 **Pt** Platino
7	87 (223) **Fr** Francio	88 (226) **Ra** Radio	* abajo 89 103	104 (257) **Unq** Unnilquadium	105 (260) **Unp** Unnilpentium	106 **Unh** Unnilhexium	107 **Uns** Unnilheptium			

*	57 133,92 **La** Lantano	58 140,12 **Ce** Cerio	59 140,91 **Pr** Praseodimio	60 144,24 **Nd** Neodimio	61 (147) **Pm** Prometio	62 150,35 **Sm** Samario	63 151,96 **Eu** Europio	64 157,25 **Gd** Gadolinio

*	89 (227) **Ac** Actinio	90 232,04 **Th** Torio	91 (231) **Pa** Protactinio	92 238,03 **U** Uranio	93 (237) **Np** Neptunio	94 (242) **Pu** Plutonio	95 (243) **Am** Americio	96 (247) **Cm** Curio

Tabla 2.2 Tabla periódica de los elementos químicos

							VIIIA
		IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	2 4,003 **He** Helio
		5 10,81 **B** Boro	6 12,01 **C** Carbono	7 14,007 **N** Nitrógeno	8 15,999 **O** Oxígeno	9 18,998 **F** Fluor	10 20,18 **Ne** Neón
IB	IIB	13 26,98 **Al** Aluminio	14 28,09 **Si** Silicio	15 30,97 **P** Fósforo	16 32,06 **S** Azufre	17 35,45 **Cl** Cloro	18 38,91 **Ar** Argón
29 63,54 **Cu** Cobre	30 65,37 **Zn** Cinc	31 69,72 **Ga** Galio	32 72,59 **Ge** Germanio	33 74,92 **As** Arsénico	34 78,96 **Se** Selenio	35 79,91 **Br** Bromo	36 83,80 **Kr** Criptón
47 107,87 **Ag** Plata	48 112,40 **Cd** Cadmio	49 114,82 **In** Indio	50 118,69 **Sn** Estaño	51 121,75 **Sb** Antimonio	52 127,60 **Te** Teluro	53 126,90 **I** Yodo	54 131,30 **Xe** Xenon
79 196,97 **Au** Oro	80 200,59 **Hg** Mercurio	81 204,37 **Ti** Talio	82 207,19 **Pb** Plomo	83 208,98 **Bi** Bismuto	84 (210) **Po** Polonio	85 (210) **At** Astato	86 (222) **Rn** Radón

65 158,92 **Tb** Terbio	66 162,50 **Dy** Disprosio	67 164,93 **Ho** Holmio	68 167,26 **Er** Erbio	69 168,93 **Tm** Tulio	70 173,04 **Yb** Iterbio	71 174,97 **Lu** Lutecio

97 (247) **Bk** Berkelio	98 (249) **Cf** Californio	99 (254) **Es** Einsteinio	100 (253) **Fm** Fermio	101 (256) **Md** Mendelevio	102 (251) **No** Nobelio	103 (255) **Lw** Lawrencio

El dioxígeno está formado por moléculas diatómicas, es decir dos átomos de oxígeno unidos entre sí.

> *Las sustancias, que como el dioxígeno, están formadas por moléculas se denominan sustancias moleculares.*

Además del dioxígeno, el dihidrógeno, el octazufre, el agua y el dióxido de carbono, son sustancias moleculares muy conocidas. En la figura 2.6 aparecen modelos de las moléculas de distintas sustancias.

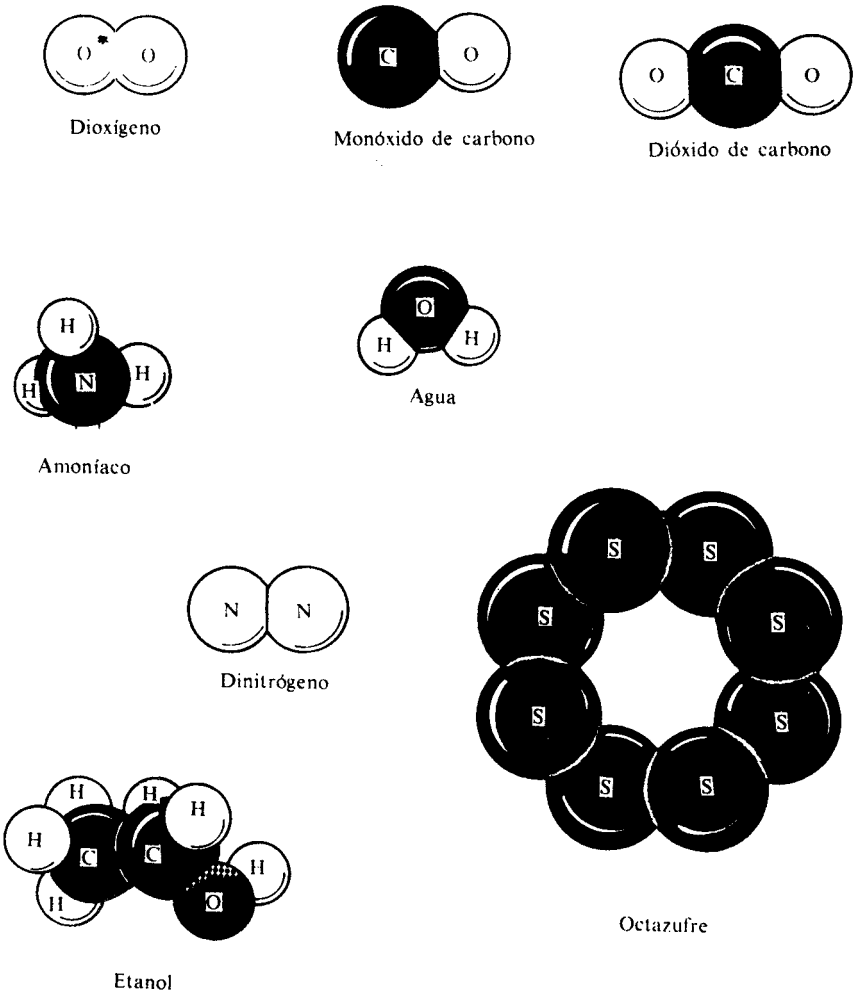


Fig. 2.6 Modelos de moléculas

¿Cómo pudieran representarse en forma abreviada y escrita los modelos de moléculas que aparecen en la figura 2.6?

Fórmulas químicas

> *La fórmula química es una representación escrita y convencional de la composición de una sustancia.*

Para representar la composición cualitativa de las sustancias moleculares se escriben los símbolos de los elementos químicos de los átomos que la forman. La composición cuantitativa se indica colocando en la parte inferior derecha del símbolo un número pequeño que recibe el nombre de subíndice. El subíndice nos informa el número de átomos que hay de un elemento químico en la molécula de determinada sustancia.

Nombre	*Fórmula química*	*Composición*
Dioxígeno	O_2	Moléculas formadas por dos átomos de oxígeno.
Agua	H_2O	Moléculas formadas por dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno.
Dióxido de carbono	CO_2	Moléculas formadas por un átomo de carbono y dos átomos de oxígeno.

> *Las fórmulas químicas indican la composición cualitativa y cuantitativa de las sustancias.*

???

2.17 Escriba las fórmulas químicas de las sustancias cuyas moléculas están constituidas por:
a) dos átomos de nitrógeno;
b) ocho átomos de azufre;
c) un átomo de carbono y uno de oxígeno.

2.18 ¿Qué información puede obtenerse de las fórmulas químicas de las sustancias moleculares siguientes:
a) P_4 b) NH_3 c) SO_2 d) N_2O_4 ?

2.19 El azúcar de caña o sacarosa es una sustancia molecular formada por átomos de los elementos carbono, hidrógeno y oxígeno. En cada molécula hay doce átomos de carbono, veintidós de hidrógeno y once de oxígeno. Escriba la fórmula de esta sustancia, principal renglón de nuestra economía.

2.7 Masa fórmula relativa del dioxígeno. Masas fórmulas relativas

Si se conoce la composición de una sustancia y la masa atómica relativa de cada uno de los elementos químicos que la constituyen, es posible calcular su masa fórmula relativa. Por ejemplo, la fórmula O_2 indica que cada molécula de dioxígeno está formada por dos átomos de oxígeno.

Si la masa atómica relativa del oxígeno, $A_r(O)$, es 16, entonces la masa fórmula relativa del dioxígeno, $M_r(O_2)$, sería:

$$M_r(O_2)=2\ A_r(O)$$

$$M_r(O_2)=2 \cdot 16$$

$$M_r(O_2)=32$$

En el cuadro siguiente se muestra la forma de calcular la masa fórmula relativa del agua y del dióxido de carbono.

Fórmula química	*Masas atómicas relativas*	*Masas fórmulas relativas*
H_2O	$A_r(H)=1$ $A_r(O)=16$	$M_r(H_2O)=2\ A_r(H)+A_r(O)$ $=(2 \cdot 1)+16$ $=18$
CO_2	$A_r(C)=12$ $A_r(O)=16$	$M_r(CO_2)=A_r(C)+2\ A_r(O)$ $=12+(2 \cdot 16)$ $=44$

La masa fórmula relativa de cualquier sustancia X se simboliza por $M_r(X)$ y para calcularla es necesario sumar las masas atómicas relativas de los elementos químicos que la componen, teniendo en cuenta el número de átomos que hay de cada uno.

???

2.20 ¿Cómo se calcula la masa fórmula relativa de una sustancia?

2.21 Los átomos de los elementos del grupo VIIA de la tabla periódica forman sustancias cuyas moléculas son diatómicas.

a) Localice este grupo en la tabla periódica y escriba de cada uno de los elementos químicos que lo constituyen el nombre, el símbolo químico y la masa atómica relativa.
b) Escriba las fórmulas químicas de estas sustancias.
c) ¿Cuál tendrá mayor masa fórmula relativa? Explique.

2.8 El enlace en las moléculas. Enlace covalente

En estado sólido, las sustancias moleculares tales como el dioxígeno, el dióxido de carbono (hielo seco), el agua y el diyodo, forman redes cristalinas moleculares (fig. 2.7).

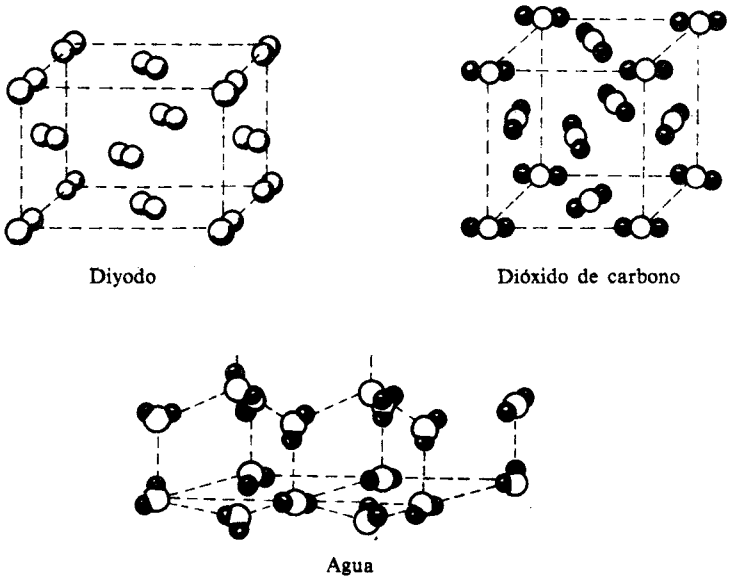


Fig. 2.7 Redes cristalinas moleculares del I_2, CO_2 y H_2O

En las redes cristalinas moleculares las moléculas ocupan posiciones fijas donde siguen un orden determinado y se mantienen unidas debido a las fuerzas de atracción que se ejercen entre ellas.

Al suministrar energía en forma de calor la energía cinética de las moléculas aumenta y se eleva la temperatura. Consecuentemente, las fuerzas de atracción disminuyen y estas sustancias cambian de estado de agregación. Al cambiar el estado de agregación las moléculas dejan de ocupar posiciones fijas y el cristal molecular se rompe. Por ejemplo, a – 219 °C el dioxígeno sólido funde convirtiéndose en dioxígeno líquido. Las temperaturas relativamente bajas a las que ocurren estos cambios de estado de agregación indican que las fuerzas de atracción entre las moléculas son débiles.

La unión entre los átomos que forman las moléculas es mucho más fuerte. Prueba de la fortaleza del enlace que une a los átomos en las moléculas es, por ejemplo, que para romper el enlace entre los átomos de carbono y oxígeno en el dióxido de carbono es necesario calentar esta sustancia por encima de los 2 500 °C, mientras que el dióxido de carbono sólido sublima a −78,5 °C. En los cristales moleculares hay dos tipos de interacción, una débil entre las moléculas y una fuerte entre los átomos que constituyen las moléculas.

Las uniones entre los átomos que forman las moléculas son enlaces químicos.

Las sustancias formadas por moléculas se caracterizan por una baja temperatura de fusión y de ebullición. Esto se debe a que al cambiar el estado de agregación se rompen las relativamente débiles fuerzas intermoleculares y no los enlaces químicos. Es por ello que a temperatura ambiente estas sustancias se encuentran en estado gaseoso (dioxígeno, dinitrógeno), líquido (agua, etanol) o sólido de fácil fusión (octazufre, tetrafósforo).

Enlace covalente

¿Cuál es la naturaleza del enlace químico que une a los átomos en las moléculas?

Para dar respuesta a esta interrogante se estudiará una de las moléculas más sencillas: la molécula de dihidrógeno, H_2.

Cada átomo de hidrógeno tiene en su núcleo un solo protón y su envoltura, un solo electrón. Cuando dos átomos de hidrógeno se acercan los dos núcleos atraen simultáneamente a los electrones y éstos se sitúan con mayor probabilidad en la zona entre ambos núcleos (fig. 2.8). Se dice entonces que estos electrones pertenecen a ambos átomos o son compartidos por estos.

Fig. 2.8 Esquema de la formación de un enlace covalente

Al enlace químico que se forma por compartimiento de electrones entre dos átomos se le denomina enlace covalente.

La formación del enlace covalente entre dos átomos de hidrógeno puede representarse simplificadamente de las formas siguientes:

$$H\cdot + H\cdot \longrightarrow H : H$$

$$H\cdot + H\cdot \longrightarrow H - H$$

Los dos puntos o el guión entre los símbolos químicos representan dos electrones compartidos.

En la tabla 2.3 se representan los enlaces covalentes entre los átomos que forman algunas moléculas. Observe que en algunos casos hay más de un par de electrones compartidos.

Tabla 2.3 Representación de los enlaces entre los átomos de algunas sustancias

Nombre	*Fórmula química*	*Enlaces entre los átomos*
Dioxígeno	O_2	O=O
Agua	H_2O	
Dióxido de carbono	CO_2	O=C=O
Dinitrógeno	N_2	N≡N

???

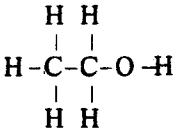
2.22 ¿A qué se denomina enlace covalente?

2.23 ¿Cuántos tipos de interacciones existen en un cristal molecular? Compárelas por su fortaleza.

2.24 ¿Se rompen los enlaces entre los átomos que forman las moléculas al fundir el agua sólida (hielo)? ¿Por qué?

2.25 Las sustancias moleculares tienen temperaturas de fusión y de ebullición relativamente bajas. Argumente.

2.26 ¿Qué información puede obtenerse sobre la composición del etanol y de los enlaces entre los átomos que forman sus moléculas a partir de la representación siguiente:



2.9 El dioxígeno y el trioxígeno como sustancias simples. Sustancias simples y sustancias compuestas

El dioxígeno, O_2, el dihidrógeno, H_2 y el octazufre, S_8, son ejemplos de sustancias simples.

> *Las sustancias formadas por un solo elemento químico se denominan sustancias simples.*

El agua, H_2O, el dióxido de carbono, CO_2, y el etanol, son ejemplos de sustancias compuestas.

> *Las sustancias formadas por dos o más elementos se denominan sustancias compuestas.*

Trioxígeno

Los átomos del elemento oxígeno pueden unirse por medio de enlaces covalentes formando moléculas diatómicas, O_2, constituyentes de la sustancia simple que se conoce como dioxígeno. Si se hace pasar una descarga eléctrica a través del dioxígeno, O_2, se obtiene el trioxígeno u ozono.

El trioxígeno (ozono) es también una sustancia simple cuyas moléculas están formadas por tres átomos del elemento oxígeno, por lo que su fórmula química es O_3.

El trioxígeno tiene un olor fuerte y penetrante, que puede sentirse cuando este se forma por la acción de las descargas eléctricas en las tormentas. En la tabla 2.4 se presenta un cuadro comparativo entre algunas propiedades físicas del dioxígeno y del trioxígeno.

Tabla 2.4 Algunas propiedades del dioxígeno y del trioxígeno

Propiedades físicas	O_2	O_3
Color	incoloro	azul claro
Olor	inodoro	fuerte y penetrante
Solubilidad en agua	poco soluble	poco soluble, pero más que el O_2
t.eb./°C	−183 °C	−111,0 °C

El trioxígeno se forma también en la atmósfera por la acción de los rayos ultravioletas de la luz solar sobre el dioxígeno, lo cual es de vital importancia

para la vida sobre la superficie de la Tierra. Las radiaciones ultravioletas pueden resultar mortales para los seres humanos y otros organismos. Se ha estimado que estas radiaciones de alta energía son la principal causa del cáncer de la piel.

La formación del trioxígeno en las capas superiores de la atmósfera evita que lleguen las radiaciones ultravioletas con toda su intensidad a la superficie de nuestro planeta. Algunos agentes contaminantes del medio ambiente pueden provocar la destrucción del trioxígeno. Actualmente se conoce que ciertos gases denominados freones, muy utilizados en refrigeración y en la fabricación de los llamados aerosoles (spray) pueden destruir el trioxígeno.

Alotropía

El dioxígeno y el trioxígeno son dos sustancias simples distintas, formadas por átomos de un mismo elemento químico. Estas sustancias se diferencian por el número de átomos de oxígeno que la constituyen y, como consecuencia de ello, por sus propiedades físicas.

> *A las distintas sustancias simples formadas por átomos de un mismo elemento químico, se les llaman modificaciones alotrópicas.*

El dioxígeno y el trioxígeno son modificaciones alotrópicas. El grafito y el diamante también son dos sustancias simples formadas por átomos de un mismo elemento químico, el carbono. Esas dos sustancias tienen propiedades físicas distintas.

La diferencia entre las propiedades de estas sustancias se debe a sus diferentes estructuras (fig. 2.9).

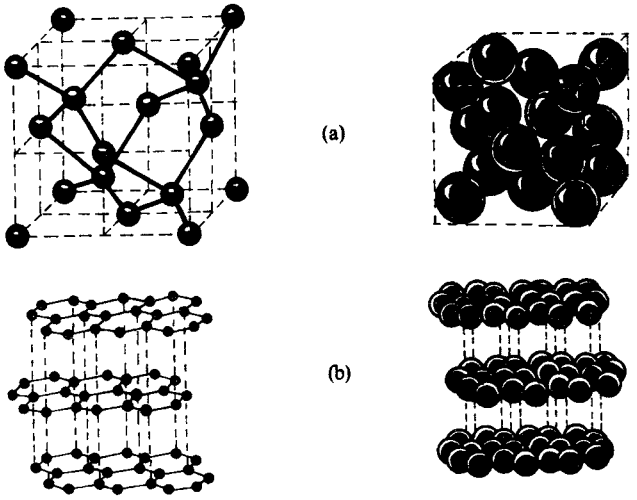


Fig. 2.9 Redes cristalinas: a) diamante; b) grafito

El dioxígeno y el trioxígeno, el diamante y el grafito, son modificaciones alotrópicas formadas por átomos de los elementos oxígeno y carbono, respectivamente. Estas sustancias simples se diferencian por la composición de las moléculas (dioxígeno y trioxígeno) o por la forma de sus redes cristalinas (diamante y grafito), y en consecuencia también, por las propiedades. Muchos otros elementos químicos forman sustancias simples que son modificaciones alotrópicas.

El diamante está constituido por átomos de carbono unidos por medio de fuertes enlaces covalentes formando una red que se extiende en todas direcciones.

Las redes, como las del diamante y el grafito, formadas por átomos, se les denomina redes cristalinas atómicas y a las sustancias con esta estructura, sustancias atómicas.

El número de átomos que forma la red cristalina atómica varía en dependencia del tamaño del cristal, pero la estructura es la misma. Debido a su estructura el diamante es una sustancia de temperatura de fusión muy elevada (3 550 °C).

???

2.27 Clasifique en simples o compuestas las sustancias representadas: O_2; O_3; H_2O; $C_{12}H_{22}O_{11}$; S_8; NH_3.

2.28 ¿A qué se llama modificación alotrópica?

2.29 ¿Cuál es la causa de las diferencias en las propiedades del dioxígeno y del trioxígeno?

2.30 Para proteger el medio ambiente es necesario controlar los agentes que provocan la destrucción del trioxígeno en la atmósfera. Argumente esta afirmación.

2.31 ¿Por qué existe un número mucho mayor de sustancias simples que de elementos químicos?

2.32 Compare la red cristalina del diamante (ver figura 2.9) y la del diyodo (ver figura 2.7) atendiendo a las partículas que las forman y a las interacciones entre estas partículas.

2.33 ¿Por qué el dioxígeno tiene una temperatura de fusión tan baja en comparación con la del diamante?

2.10 El dioxígeno como no metal. Metales y no metales

El dioxígeno tiene propiedades muy distintas a otras sustancias simples muy conocidas: los metales. Las sustancias simples se clasifican en dos grandes gru-

pos: los metales y los no metales. El dioxígeno, el dinitrógeno y el octazufre son ejemplos de no metales. El hierro, el cobre y el alumunio son metales.

Los metales tienen un conjunto de propiedades físicas comunes como son el brillo metálico, la buena conductividad térmica y eléctrica, ductilidad y maleabilidad, y a temperatura ambiente (25 °C) son sólidos, excepto el mercurio que es líquido.

Los metales forman redes cristalinas atómicas como las que aparecen en la figura 2.10.

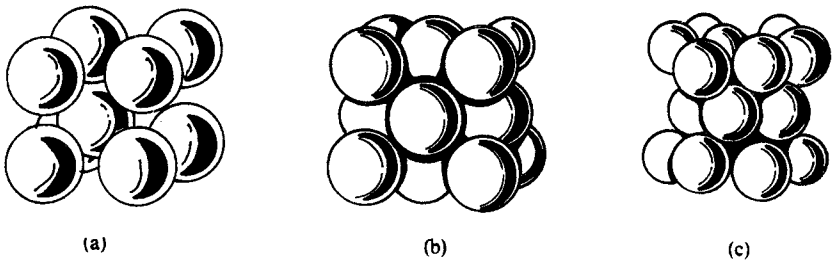


Fig. 2.10 Redes cristalinas: a) hierro, b) cobre, c) magnesio

En estas redes los átomos se unen entre sí formando cristales de diversos tamaños.

> *La unión entre los átomos que forman las redes cristalinas de los metales es un enlace químico que recibe el nombre de enlace metálico.*

En el enlace metálico los electrones más externos de cada átomo son atraídos simultáneamente por varios núcleos y tienen cierta libertad de movimiento en el cristal. Por esto los metales tienen la propiedad de conducir la corriente eléctrica.

La fortaleza del enlace metálico varía notablemente de un metal a otro. Como el cambio de estado de un metal implica la ruptura del enlace entre sus átomos, las temperaturas de fusión son también muy variadas (sodio: 97,5 °C, hierro: 1 535 °C).

Los no metales, a diferencia de los metales, tienen pocas propiedades comunes. Por ejemplo, a temperatura ambiente (25 °C) unos son gases (dioxígeno, O_2; dinitrógeno, N_2), uno líquido (dibromo, Br_2) y otros sólidos (octazufre, S_8; tetrafósforo, P_4; silicio, Si; carbono, C). Por lo general estas sustancias prácticamente no conducen la corriente eléctrica y conducen el calor en menor grado que los metales

Los no metales, pueden ser sustancias moleculares, como el dioxígeno, el tetrafósforo, el dihidrógeno y el octazufre, o formar redes atómicas, como el diamante y el silicio.

En la tabla periódica los símbolos de los elementos químicos cuyos átomos forman a los metales (elementos metálicos) se encuentran separados de los símbolos de los elementos cuyos átomos forman a los no metales (elementos no metálicos) por una línea diagonal quebrada. De esta forma los elementos me-

tálicos se encuentran representados a la izquierda de la línea quebrada y los no metálicos a la derecha de esta. La mayoría de las sustancias simples son metales.

Nomenclatura y notación química de las sustancias simples

Se denomina nomenclatura y notación química al conjunto sistemático de reglas que permiten nombrar las sustancias y escribir sus fórmulas químicas.

Las sustancias simples moleculares se representan por fórmulas químicas en las que se escribe el símbolo del elemento correspondiente y un subíndice que indica el número de átomos que hay en la molécula. Estas sustancias simples se nombran indicando el número de átomos en la molécula por medio de los prefijos griegos di, tri, tetra, etc., o por su nombre común. Por ejemplo:

Fórmula química	*Nombre actual*	*Nombre común*
O_2	dioxígeno	oxígeno
O_3	trioxígeno	ozono
P_4	tetrafósforo	fósforo blanco
S_8	octazufre	azufre

Las fórmulas químicas de las sustancias simples con red atómica (covalente o metálica) coinciden con el símbolo del elemento y por lo general se nombran igual que este o por el nombre común de sus modificaciones alotrópicas.

Fórmula química	*Nombre*
Fe	hierro
Al	aluminio
Si	silicio
C	carbono (diamante o grafito)

???

2.34 Haga un cuadro comparativo entre las propiedades físicas de los metales y los no metales.

2.35 En los metales:

a) ¿Qué tipo de enlace une a los átomos?

b) ¿Cuál es la característica fundamental en este tipo de enlace?

2.36 ¿Cuáles son las diferencias fundamentales entre el enlace metálico y el covalente?

2.37 Compare la red cristalina del hierro (fig. 2.10) con la del diamante (fig. 2.9) atendiendo al tipo de enlace químico que une a los átomos.

2.38 Compare las redes cristalinas moleculares con las redes atómicas, atendiendo a las partículas que las forman.

2.39 Escriba el nombre de las sustancias simples representadas a continuación y clasifíquelas en metal o no metal con ayuda de la tabla periódica.
a) Fe b) O_2 c) Si d) Cl_2

2.40 Escriba la fórmula química de las sustancias simples siguientes y clasifíquelas en metal o no metal con ayuda de la tabla periódica.
a) trioxígeno c) dinitrógeno e) carbono
b) cobre d) tetrafósforo f) diyodo

2.11 Obtención y propiedades químicas del dioxígeno

En el laboratorio, el dioxígeno se obtiene generalmente a partir de sustancias compuestas que en determinadas condiciones se descomponen desprendiendo dioxígeno. Una de estas sustancias es el peróxido de hidrógeno. La reacción de obtención puede representarse como sigue:

peróxido de hidrógeno (líquido) ⟶ agua (líquido) + dioxígeno (gas) $\Delta H > 0$

El dioxígeno reacciona directamente con casi todas* las sustancias simples y con muchas sustancias compuestas (ver figura 2.11).

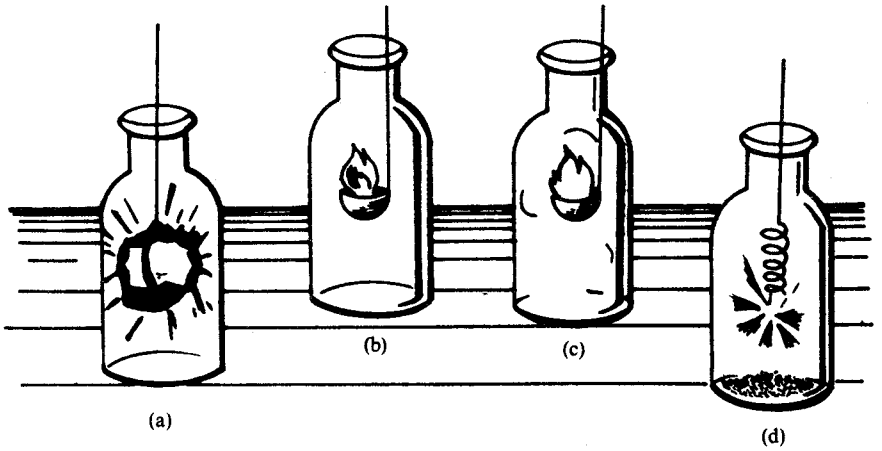


Fig. 2.11 Reacción del dioxígeno con el: a) carbón; b) octazufre; c) tetrafósforo; d) hierro

* Excepto con las sustancias simples de los elementos del grupo VIIIA (gases inertes) y las del grupo VIIA (halógenos) de la tabla periódica.

Reacción del dioxígeno con los metales

Si se coloca una porción de lana de acero en el extremo de un cucharilla de combustión y se calienta a la llama, al introducirla rápidamente en un frasco que contenga dioxígeno el hierro arderá produciendo un brillante chisporreteo.

En la reacción se obtiene una masa sólida de color negruzco formada por óxido de hierro (II)-(III).

hierro (sólido) + dioxígeno (gas) ⟶ óxido de hierro (II)-(III) (sólido) $\Delta H < 0$

El magnesio reacciona con el dioxígeno con gran desprendimiento de luz y calor. El producto de esta reacción es una sustancia sólida de color blanco denominada óxido de magnesio.

magnesio (sólido) + dioxígeno (gas) ⟶ óxido de magnesio (sólido) $\Delta H < 0$

Al calentar cobre en el aire o en el dioxígeno puro, al cabo de cierto tiempo se recubre de una sustancia de color negro llamada óxido de cobre (II).

cobre (sólido) + dioxígeno (gas) ⟶ óxido de cobre (II) (sólido) $\Delta H < 0$

> *Muchos metales reaccionan con el dioxígeno formando el óxido metálico.*
> *METAL + DIOXÍGENO ⟶ ÓXIDO METÁLICO*

Reacción del dioxígeno con los no metales

En una cucharilla de combustión se calienta a la llama una pequeña cantidad de octazufre en polvo hasta que comience a arder y después se introduce en un frasco que contenga dioxígeno. El octazufre continuará ardiendo pero con una llama mucho más intensa de color azul. En esta reacción se obtiene un gas incoloro de olor sofocante denominado dióxido de azufre.

octazufre (sólido) + dioxígeno (gas) ⟶ dióxido de azufre (gas) $\Delta H < 0$

Se procede de manera similar colocando una porción de carbono en una cucharilla de combustión y se calienta a la llama hasta su temperatura de ignición. Al introducirlo en un frasco con dioxígeno, arderá intensamente. En esta reacción se forma dióxido de carbono.

carbono (sólido) + dioxígeno (gas) ⟶ dióxido de carbono (gas) $\Delta H < 0$

Si una pequeña porción de fósforo rojo se calienta su temperatura de ignición en una cucharilla de combustión y se introduce en un frasco con dioxí-

geno, arderá con una llama brillante y se formará un humo denso y blanco. El producto de esta reacción es pentóxido de difósforo.

tetrafósforo + dioxígeno ⟶ pentóxido de difósforo $\Delta H < 0$
(sólido) (gas) (sólido)

> *Los no metales reaccionan con el dioxígeno formando el óxido no metálico.*
> *NO METAL + DIOXÍGENO ⟶ ÓXIDO NO METÁLICO*

Reacción del dioxígeno con algunas sustancias compuestas

El dioxígeno, además de reaccionar con los metales y los no metales también reacciona con muchas sustancias compuestas. Por ejemplo, el dioxígeno reacciona con los *hidrocarburos,* que son sustancias moleculares formadas por átomos de carbono e hidrógeno. El metano, CH_4, principal componente del gas natural, es un hidrocarburo. La gasolina es un líquido formado por hidrocarburos entre ellos el heptano, C_7H_{16}. El acetileno, C_2H_2, gas utilizado en los sopletes para cortar y soldar metales, es también un hidrocarburo. Al reaccionar estas sustancias con el dioxígeno se desprende gran cantidad de energía en forma de calor y se obtiene dióxido de carbono y agua.

metano + dioxígeno ⟶ dióxido de carbono + agua $\Delta H < 0$
(gas) (gas) (gas) (gas)

acetileno + dioxígeno ⟶ dioxído de carbono + agua $\Delta H < 0$
(gas) (gas) (gas) (gas)

gasolina + dioxígeno ⟶ dióxido de carbono + agua $\Delta H < 0$
(liquido) (gas) (gas) (gas)

> *Los hidrocarburos reaccionan con el dioxígeno formando dióxido de carbono y agua.*
> *HIDROCARBURO + DIOXÍGENO ⟶ DIÓXIDO DE CARBONO + AGUA*

Algunas sustancias compuestas formadas por carbono, hidrógeno y oxígeno, tales como la celulosa, $C_6H_{10}O_5$, principal componente del papel y la madera, y el etanol, C_2H_6O, también reaccionan con el dioxígeno a altas temperaturas produciendo dióxido de carbono y agua.

celulosa + dioxígeno ⟶ dióxido de carbono + agua $\Delta H < 0$
(sólido) (gas) (gas) (gas)

etanol + dioxígeno ⟶ dióxido de carbono + agua $\Delta H < 0$
(líquido) (gas) (gas) (gas)

Combustión

El término combustión suele aplicarse comúnmente a las reacciones químicas que desprenden energía en forma de luz y calor. En las denominadas *combustiones ordinarias* una de las sustancias reaccionantes es el dioxígeno. Las sustancias que como el dioxígeno, permiten la combustión en su seno reciben el nombre de comburentes y las sustancias que se queman en el comburente se denominan *combustibles.*

Los combustibles de mayor importancia son el carbón, el petróleo (mezcla de hidrocarburos), los derivados de este (gasolina, queroseno y gas licuado de balón), la madera y el etanol.

Durante la combustión de estas sustancias se obtiene dióxido de carbono y agua (combustión completa), pero con escasez de dioxígeno también puede producirse monóxido de carbono, CO (gas venenoso) y carbono libre que origina un humo negro y agua. En este caso se dice que hay una combustión incompleta.

???

2.41 En un frasco se ha recogido un gas incoloro ¿Cúal será la forma más sencilla de comprobar que este gas es dioxígeno?

2.42 Las sustancias combustibles arden con mayor intensidad en dioxígeno puro que en el aire. Argumente.

2.43 Represente el esquema de la reacción entre el dioxígeno y:
a) los metales; b) los no metales; c) los hidrocarburos.

2.44 ¿Por qué se dice que el dioxígeno es comburente?

2.12 Ley de conservación de la masa

Si se calienta cobre en un tubo de ensayos cerrado, como se muestra en la figura 2.12, se observa que al cabo de un tiempo este metal se cubre de una capa de color negro. El cobre ha reaccionado con el dioxígeno del aire contenido en el tubo de ensayos formándose una nueva sustancia, el óxido de cobre (II).

Al determinar la masa del tubo de ensayos y de las sustancias en él contenidas, antes y después de la reacción, se comprueba que la masa no varía.

Los resultados de múltiples experimentos semejantes a este, llevados a cabo con distintas sustancias, han permitido enunciar la "Ley de conservación de la masa".

> *En una reacción química la suma de las masas de todas las sustancias que reaccionan es igual a la suma de las masas de todas las sustancias que se producen.*

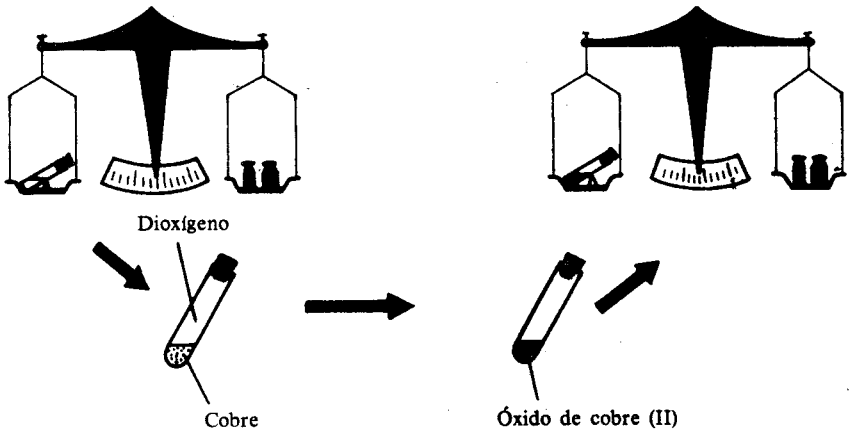


Fig. 2.12 Determinación de las masas: a) antes de la reacción b) después de la reacción

Al establecimiento de la ley de conservación de la masa contribuyeron varios científicos, entre los que se destacan M.V. Lomonosov y A.L. Lavoisier (fig. 2.13).

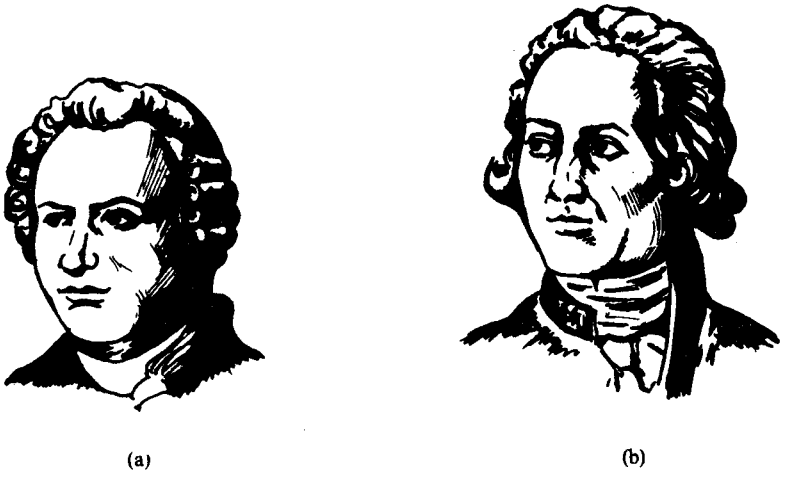


Fig. 2.13 (a) M.V. Lomonosov (1711-1765), científico ruso; (b) A.L. Lavoisier (1743-1794), científico francés

El hecho de que la masa no varía en las reacciones químicas se debe a que el número de átomos de cada elemento químico y sus correspondientes masas son iguales antes y después de la reacción (fig. 2.14).

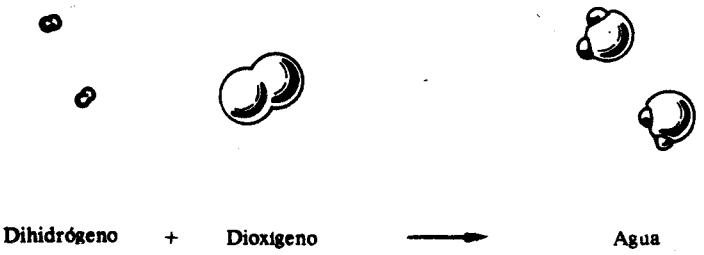


Fig. 2.14 Los átomos se conservan en las reacciones químicas

???

2.45 Enuncie la ley de conservación de la masa.

2.46 ¿Por qué en las reacciones químicas la suma de las masas de las sustancias que reaccionan es igual a la suma de las masas de las sustancias que se producen?

2.47 ¿Qué masa de óxido de magnesio se obtendrá si reaccionan completamente 16 g de dioxígeno con 24 g de magnesio?

2.48 Al hacer reaccionar 2 g de hidrógeno con dioxígeno se obtienen 18 g de agua. ¿Cuántos gramos de dioxígeno se consumieron en esta reacción?

2.49 Un alumno colocó limaduras de hierro en una cápsula de porcelana, determinó la masa del conjunto y después lo calentó; el metal se cubrió de una capa de color oscuro. Cuando la cápsula de porcelana se enfrió determinó la masa de nuevo y encontró que ésta era mayor que antes de calentarlo. ¿Este resultado está en contradicción con la ley de conservación de la masa? Argumente.

2.13 Aplicaciones del dioxígeno

Las principales aplicaciones del dioxígeno (fig. 2.15) se basan en la propiedad de *ser comburente y participar en la respiración.*

El enriquecimiento del aire con el dioxígeno puro permite una combustión más intensa con lo que se alcanzan temperaturas más altas. Esto es aprovechado en numerosos procesos industriales. Por ejemplo, durante la fundición del hierro colado, en los altos hornos, al aire se añade dioxígeno puro, lo que permite acelarar el proceso de producción.

El dioxígeno mezclado con acetileno u otros gases combustibles se utiliza para cortar y soldar metales.

La combustión de ciertas sustancias tales como el serrín u otras sustancias porosas impregnadas con dioxígeno líquido puede provocar violentas explosiones. Estas mezclas se utilizan como explosivos para la construcción de túneles, carreteras, en la minería, etcétera.

El dioxígeno que llega a los pulmones es transportado por la sangre en forma de disolución y combinado químicamente con la hemoglobina de los glóbulos rojos. Esta importantísima propiedad es aprovechada en medicina para el

tratamiento de algunas enfermedades como neumonía, ciertas afecciones cardíacas, asma, etcétera, que provocan que al organismo no llegue el dioxígeno en cantidad suficiente. En estos casos a los pacientes se les suministra dioxígeno.

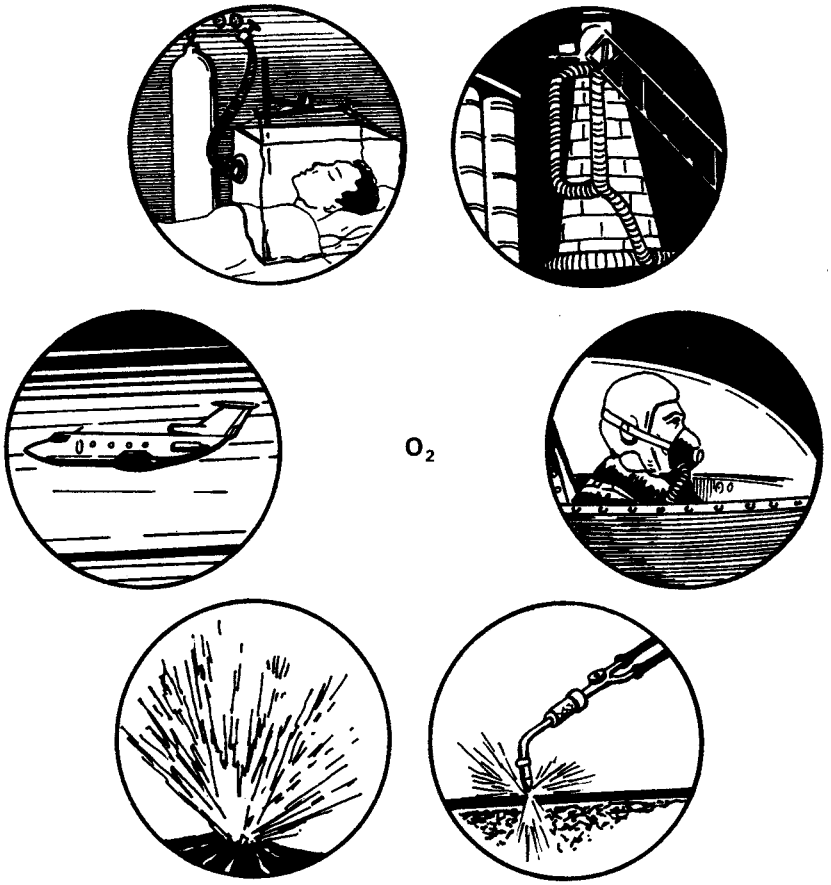


Fig. 2.15 Aplicaciones del dioxígeno

Cuando el hombre se ve sometido a ciertas condiciones en las que no existe dioxígeno, o no se encuentre en la cantidad necesaria, o esté mezclado con sustancias tóxicas, se suministra dioxígeno por medio de caretas u otros dispositivos. Ejemplos de condiciones que requieren este suministro son: vuelos de pilotos y cosmonautas a grandes alturas, viajes en submarinos, buceo y trabajo en minas.

???

2.50 Confeccione un cuadro resumen donde aparezcan las principales aplicaciones del dioxígeno y las propiedades en que se basan cada una de ellas.

2.51 En la fabricación de acero se utiliza dioxígeno para quemar y eliminar impurezas como carbono, tetrafósforo y octazufre, que comunican propiedades no deseadas a los aceros.

a) ¿En qué propiedad del dioxígeno se basa esta aplicación?

b) Escriba los esquemas con palabras de las reacciones químicas que se llevan a cabo.

2.52 En los sopletes utilizados para soldar y cortar metales se mezcla dioxígeno y un hidrocarburo llamado acetileno (C_2H_2). La mezcla se combustiona y arde con llama blanca, cuya temperatura alcanza los 3 000 °C.

a) ¿En qué propiedad del dioxígeno se basa esta aplicación?

b) Escriba el esquema con palabras de la reacción ocurrida.

Resumen y ejercicios

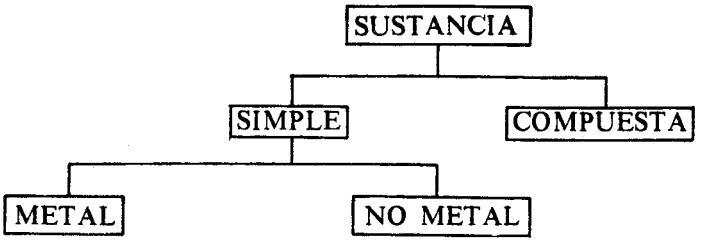
2.53 Confeccione un resumen sobre el elemento químico oxígeno teniendo en cuenta los aspectos siguientes:

1. Símbolo químico.
2. Posición en la tabla periódica.
3. Esquema de la composición del núcleo de los distintos isótopos y de la distribución electrónica.
4. Número atómico.
5. Carga nuclear.

2.54 Confeccione un resumen sobre el dioxígeno teniendo en cuenta los aspectos siguientes:

1. Fórmula química.
2. Tipo de enlace que une a los átomos.
3. Propiedades físicas.
4. Obtención de dioxígeno en el laboratorio. Esquema y descripción del aparato utilizado.
5. Propiedades químicas.
6. Aplicaciones.

2.55 Las sustancias estudiadas pueden clasificarse de acuerdo con su composición y propiedades como se muestra en el esquema siguiente:



a) Defina los términos sustancia simple y sustancia compuesta en el esquema y ejemplifique.

b) Describa las propiedades de los metales y de los no metales.

2.56 Complete la información seleccionando el término correcto:

a) En las sustancias moleculares las interacciones entre una molécula y otra son (fuertes - débiles), mientras que entre los átomos que forman las moléculas existen (fuertes - débiles) interacciones. Las sustancias moleculares tienen temperaturas de fusión y de ebullición relativamente (altas - bajas).

b) Las sustancias atómicas forman redes cristalinas atómicas en las que los átomos pueden estar unidos como en el diamante, por medio de enlaces (covalentes - metálicos) o como en el cobre, por enlaces (covalentes - metálicos). La fortaleza del enlace (no varía - varía) notablemente de un metal o otro.

2.57 El nitrógeno es un elemento químico situado en el grupo VA, período 2 de la tabla periódica, cuya sustancia simple está formada por moléculas diatómicas.

a) Escriba el símbolo químico y el número atómico de este elemento.

b) ¿Qué tipo de enlace químico une a los átomos en las moléculas de dinitrógeno?

c) Si en una mezcla de dioxígeno y dinitrógeno se hace saltar una chispa eléctrica se produce un gas denominado monóxido de nitrógeno. Escriba el esquema con palabras de esta reacción.

2.58 Relacione el tipo de enlace que aparece en la columna *A* con las características que le corresponde en la columna *B*.

A	*B*
1. Enlace metálico	___ Enlace presente en las sustancias simples que se caracterizan por su alta conductividad eléctrica.
2. Enlace covalente	___ En este enlace los electrones son compartidos por dos átomos.
	___ Los electrones que participan en este enlace tienen cierta libertad de movimiento y son atraídos simultáneamente por varios núcleos.
	___ Enlace que une a los átomos de oxígeno en las moléculas de O_2 y O_3.

2.59 El silicio es un elemento químico cuya sustancia simple es un sólido cristalino atómico con estructura semejante a la del diamante, de gran dureza y elevada temperatura de fusión.

a) Localice el elemento silicio en la tabla periódica y escriba su símbolo y número atómico.

b) ¿Cuál es la carga nuclear del silicio? ¿Cuántos electrones tendrán los átomos de silicio en su envoltura?

c) ¿Qué tipo de enlace une a los átomos de silicio en la red cristalina?

d) Escriba el esquema con palabras de la reacción del silicio con el dioxígeno en la cual se obtiene dióxido de silicio.

e) ¿Qué masa de silicio es necesario hacer reaccionar con 148 g de dioxígeno para obtener 315,45 g de dióxido de silicio?

2.60 El aluminio es el elemento metálico más ampliamente distribuido en la corteza terrestre pues forma parte de muchas rocas y suelos. Su sustancia

simple es un metal ligero, muy buen conductor del calor y de la electricidad y resistente a la acción de la intemperie, ya que se recubre de una capa delgada de óxido de aluminio que lo protege de los agentes externos.

a) Localícelo en la tabla periódica y escriba su símbolo químico y número atómico.
b) ¿Qué tipo de enlace une a los átomos de aluminio en la red cristalina?
c) Escriba el esquema con palabras de la reacción de este metal con el dioxígeno en la que se forma óxido de aluminio sólido.
d) ¿Qué masa de óxido de aluminio se obtiene al hacer reaccionar 108 g de aluminio con 96 g de dioxígeno?

2.61 Los hidrocarburos, sustancias moleculares formadas por carbono e hidrógeno, se obtienen fundamentalmente a partir del petróleo y tienen múltiples usos. Esta sustancias tienen diversos efectos sobre los seres humanos, algunos son cancerígenos, otros irritantes y otros inofensivos. Durante la combustión incompleta de los hidrocarburos, parte de estas sustancias pueden escapar a la atmósfera mezcladas con monóxido de carbono y partículas de carbono libre (humo negro).

a) ¿Qué productos se obtienen durante la combustión completa de los hidrocarburos?
b) ¿Por qué es necesario que las industrias que utilizan hidrocarburos como combustible logren una combustión completa de estos?
c) El gas que se utiliza en las cocinas de gas de balón es una mezcla de propano, C_3H_8, y butano, C_4H_{10}. Represente por medio de esquemas con palabras la combustión completa de cada uno de estos hidrocarburos.

2.62 Escriba el símbolo químico o el nombre, según corresponda, de cada uno de los elementos químicos que se relacionan a continuación. Anote aquellos que no haya podido responder sin antes consultar la tabla periódica.

carbono	nitrógeno	azufre	cobre
H	Cl	P	Zn
oxígeno	bromo	plata	aluminio
Fe	Ba	Ni	Pb
calcio	sodio	potasio	magnesio
Cr	I	B	Si
flúor	helio	neón	argón

3 Los óxidos

Introducción

El dioxígeno reacciona con la mayoría de las sustancias simples formando compuestos binarios* constituidos por el elemento oxígeno y otro elemento metálico o no metálico. Entre estas sustancias se encuentran los óxidos.**

En la naturaleza muchas de las sustancias conocidas son óxidos, por ejemplo: el dióxido de carbono, CO_2, presente en el aire; el dióxido de silicio, SiO_2, que forma la sílice o arena, y el agua, H_2O, sin la cual no existiría la vida en nuestro planeta. Entre los minerales que forman parte de la corteza terrestre se encuentran muchos óxidos, por ejemplo, la pirolusita, MnO_2, del que existen yacimientos en varias provincias de nuestro país, la hematita, Fe_2O_3 y la cuprita, Cu_2O, entre otros muchos.

¿Por qué las propiedades de los óxidos son tan variadas? ¿Qué tipo de enlace químico une a los átomos de oxígeno con los de otros elementos químicos? ¿Qué aplicaciones tienen los óxidos? Durante el estudio de esta unidad se podrá dar respuesta a estas y otras interrogantes.

3.1 Propiedades físicas de los óxidos

Las propiedades físicas de los óxidos son extraordinariamente variadas. Algunos son gaseosos a temperatura ambiente, como el dióxido de carbono, CO_2, otros por el contrario son sólidos de elevadas temperaturas de fusión, como los óxidos de magnesio, MgO, y de calcio, CaO, y otros líquidos a temperatura ambiente como el agua, H_2O.

El color, la solubilidad, el olor y otras propiedades también varían grandemente de unos óxidos a otros. En la tabla 3.1 aparecen algunos óxidos con algunas de sus propiedades.

Para facilitar el estudio de este conjunto de sustancias con tan diversas propiedades se hace necesario clasificarlas.

Los óxidos se clasifican en óxidos metálicos y óxidos no metálicos, en dependencia de que el otro elemento unido al oxígeno sea metálico o no metálico.

* Los compuestos binarios son sustancias constituidas por dos elementos químicos.

** Existen otras sustancias binarias formadas por el oxígeno y otro elemento químico. Ejemplo de estas son los peróxidos, superóxidos y el fluoruro de oxígeno.

Tabla 3.1 Propiedades físicas de algunos óxidos

Óxidos				
Nombre	*Fórmula química*	*Color*	*t.f./°C*	*Olor*
Dióxido de azufre	SO_2	incoloro	−72,7	sofocante
Óxido de calcio	CaO	blanco	2 614	inodoro
Dióxido de nitrógeno	NO_2	pardo rojizo	−11,2	característico
Óxido de plomo (II)	PbO	amarillo	886	inodoro
Agua	H_2O	incoloro	0	inodoro
Óxido de cobre (I)	Cu_2O	rojo	1 235	inodoro
Óxido de cromo (III)	Cr_2O_3	verde	2 266	inodoro

???

3.1 Elabore la definición de los conceptos siguientes:
a) óxido,
b) óxido metálico,
c) óxido no metálico.

3.2 Clasifique los óxidos cuyas fórmulas químicas se relacionan a continuación en óxido metálico u óxido no metálico.
Na_2O SiO_2 ZnO SO_2 Cl_2O_7
FeO N_2O_4 CO BaO I_2O_5

3.3 ¿Cuáles de los óxidos que aparecen en la tabla 3.1 son sólidos a temperatura ambiente?

3.2 Estructura de los óxidos no metálicos. Enlace covalente polar

La mayoría de los óxidos no metálicos son sustancias moleculares. En las moléculas de estos óxidos los átomos de los elementos no metálicos y los del

oxígeno se encuentran unidos por medio de enlaces covalentes. En la figura 3.1 aparecen modelos de moléculas de distintos óxidos no metálicos.

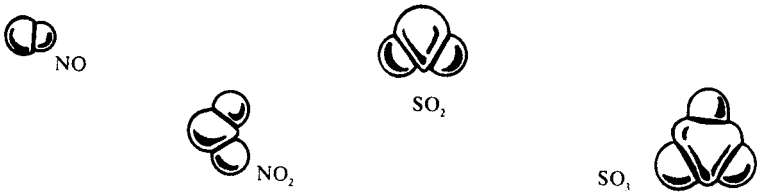


Fig. 3.1 Modelos moleculares de NO, NO_2, SO_2 y SO_3

En las moléculas de las sustancias simples tales como: dioxígeno, O_2, dihidrógeno, H_2, y dinitrógeno, N_2, los electrones del enlace covalente son igualmente compartidos entre dos átomos de un mismo elemento. A diferencia, en las moléculas de los óxidos no metálicos, los electrones son compartidos entre átomos de distintos elementos químicos, en este caso átomos de oxígeno y de otro elemento no metálico. En la figura 3.2 se representan los enlaces en las moléculas de dióxido de carbono y agua.

Fig. 3.2 Representación de las moléculas de CO_2 y de H_2O

En estas moléculas los pares de electrones del enlace son desigualmente compartidos, siendo más atraídos por los átomos de oxígeno que por los del otro elemento no metálico. Dado que los átomos de oxígeno atraen más fuertemente los electrones, la densidad de carga negativa está desplazada hacia estos átomos, que como resultado adquieren una carga parcial negativa, δ^-, mientras que los átomos de los otros elementos no metálicos adquieren una carga parcial positiva, δ^+.

El compartimiento desigual de los electrones de un enlace covalente provoca que aparezcan dos polos, uno negativo sobre los átomos que atraen con mayor fuerza los electrones y uno positivo sobre los que ejercen menor atracción sobre los electrones del enlace (fig. 3.3).

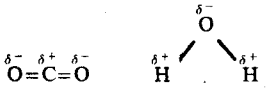


Fig. 3.3 Representación de las moléculas de CO_2 y de H_2O con los polos que se originan en el enlace entre sus átomos

El enlace covalente en que los electrones se encuentran más atraídos por un átomo que por el otro recibe el nombre de enlace covalente polar, para distinguirlo del que se produce entre átomos iguales que es no polar o apolar.
El poder de atracción que un átomo ejerce sobre los electrones del enlace recibe el nombre de electronegatividad.

En la tabla 3.2 aparecen valores numéricos para las electronegatividades de los átomos de los distintos elementos químicos. El oxígeno es uno de los elementos más electronegativo, superado solo por el flúor.

En la molécula de dióxido de carbono, CO_2, la polaridad de los enlaces carbono-oxígeno queda compensada, debido a la disposición lineal en que se encuentran sus tres átomos, por lo que la molécula en su conjunto no presenta polos resultantes (fig. 3.4).

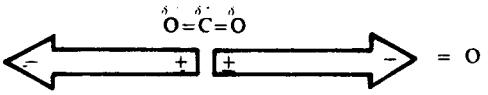


Fig. 3.4 Representación de las moléculas simétricas no polar del dióxido de carbono

A diferencia de las moléculas de dióxido de carbono, la de agua es asimétrica, tal como aparece en la figura 3.5. Los átomos de hidrógeno no están en línea recta sino formando un ángulo de 104,5°, por lo que tiene un dipolo resultante que hace que sus moléculas sean fuertemente polares.

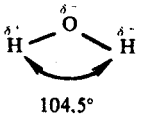


Fig. 3.5 Representación de las moléculas asimétricas polar del agua

La polaridad de las moléculas depende no solo de la presencia de enlaces polares sino también de la distribución espacial de los átomos en la molécula.

Las relativamente bajas temperaturas de ebullición y de fusión de los óxidos moleculares se deben a que las interacciones entre las moléculas son de poca intensidad y fáciles de vencer. Cuando estas sustancias funden no se rompen los enlaces covalentes entre sus átomos sino que solo se vencen las interacciones atractivas moleculares.

A medida que las moléculas presenten una mayor polaridad, sus temperaturas de fusión y de ebullición serán también mayores, ya que la atracción entre las moléculas es más intensa, como consecuencia de la atracción electrostática entre el extremo positivo de una molécula y el estremo negativo de la otra.

El dióxido de silicio, a diferencia de otros óxidos no metálicos, no está formado por moléculas individuales sino por una red cristalina como puede ser* la que aparece en la figura 3.6. En esta red los átomos de oxígeno y de silicio se unen por medio de fuertes enlaces covalentes.

* El dióxido de silicio se presenta en varias formas cristalinas.

Tabla 3.2 Valores de electronegatividades (Escala Pauling)

2,1 H																	He
1,0 Li	1,5 Be											2,0 B	2,5 C	3,0 N	3,5 O	4,0 F	Ne
0,9 Na	1,2 Mg											1,5 Al	1,8 Si	2,1 P	2,5 S	3,0 Cl	Ar
0,8 K	1,0 Ca	1,3 Sc	1,5 Ti	1,6 V	1,6 Cr	1,5 Mn	1,8 Fe	1,8 Co	1,8 Ni	1,9 Cu	1,6 Zn	1,6 Ga	1,8 Ge	2,0 As	2,4 Se	2,8 Br	Kr
0,8 Rb	1,0 Sr	1,2 Y	1,4 Zr	1,6 Nb	1,8 Mo	1,9 Tc	2,2 Ru	2,2 Rh	2,2 Pd	1,9 Ag	1,7 Cd	1,7 In	1,8 Sn	1,9 Sb	2,1 Te	2,5 I	Xe
0,7 Cs	0,9 Ba	1,2 La	1,3 Hf	1,5 Ta	1,7 W	1,9 Re	2,2 Os	2,2 Ir	2,2 Pt	2,4 Au	1,9 Hg	1,8 Tl	1,8 Pb	1,9 Bi	2,0 Po	2,2 At	Rn
0,7 Fr	0,9 Ra																

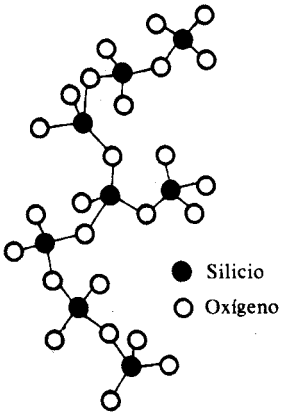


Fig. 3.6 Red cristalina atómica del dióxido de silicio

???

3.4 ¿A qué se denomina enlace covalente polar?
3.5 ¿Qué es la electronegatividad?
3.6 ¿A qué se deben las relativamente bajas temperaturas de fusión y de ebullición de la mayoría de los óxidos no metálicos?
3.7 Compare las estructuras del dióxido de carbono y del agua teniendo en cuenta los aspectos siguientes:
   a) Composición de sus moléculas.
   b) Tipo de enlace entre los átomos que forman sus moléculas.
   c) Distribución espacial de los átomos que forman las moléculas.
   d) Polaridad de sus moléculas.
3.8 ¿Por qué el agua tiene temperaturas de fusión y de ebullición mayores que las del dióxido de carbono?
3.9 Compare la estructura cristalina del diamante (ver figura 2.10) con la del dióxido de silicio (ver figura 3.6).
   a) ¿Qué tipo de enlace une a los átomos en estas redes cristalinas?
   b) ¿Tiene el dióxido de silicio una temperatura de fusión elevada o relativamente baja? Explique.

3.3 Estructura de los óxidos metálicos. Enlace iónico

El óxido de magnesio es un sólido blanco de elevada temperatura de fusión, 2 642 °C. Esta propiedad permite predecir que esta sustancia no es una sustancia molecular.

El óxido de magnesio no está formado por moléculas sino por otras partículas denominadas *iones*. Los iones se forman cuando un átomo pierde o gana electrones (fig. 3.7).

El óxido de magnesio está constituido por iones magnesio con dos cargas eléctricas positivas, Mg^{2+}, y por iones óxido con dos cargas eléctricas negativas, O^{2-}, formando una red cristalina como la que aparece en la figura 3.8.

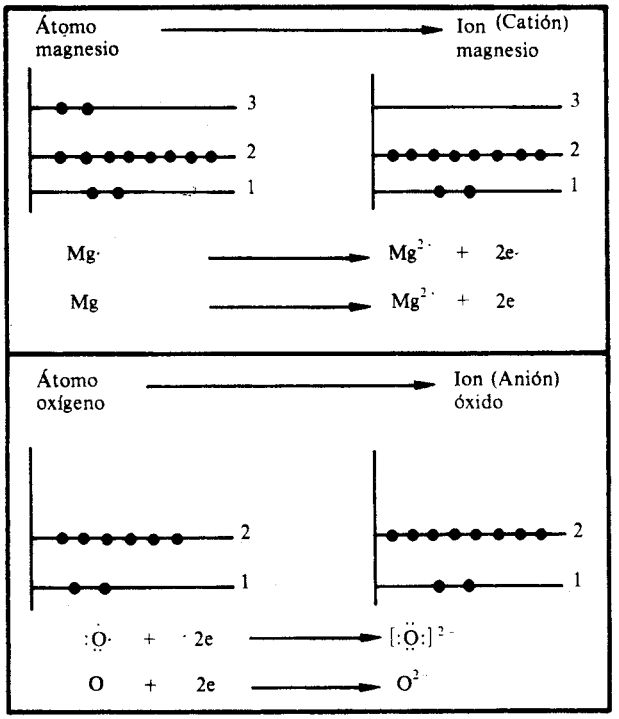


Fig. 3.7 Representación de la formación de iones Mg^{2+} y O^{2-}

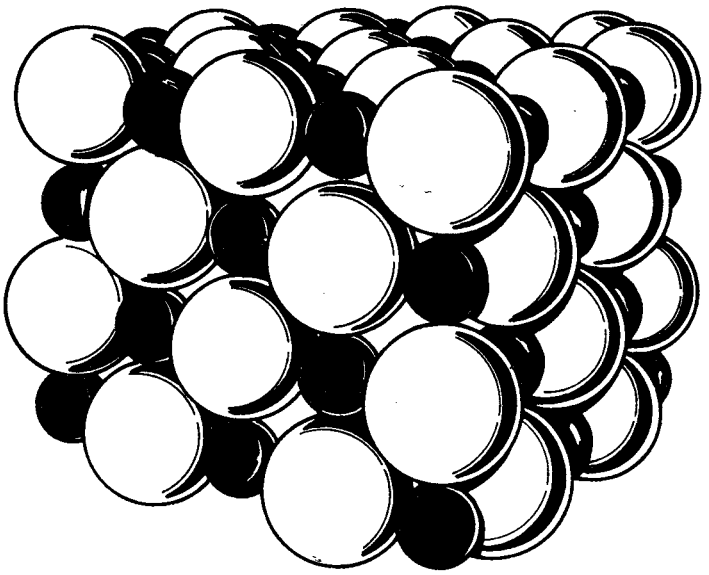


Fig. 3.8 Modelo de red cristalina iónica del óxido de magnesio

A esta red cristalina constituida por iones se le denomina red cristalina iónica o red iónica, y a las sustancias con esta estructura sustancias iónicas.

Los iones magnesio, Mg^{2+}, y los iones óxido, O^{2-}, se mantienen unidos por la fuerte atracción de sus cargas eléctricas contrarias.

El enlace químico entre iones de cargas eléctricas contrarias se denomina enlace iónico.

Los cristales de óxido de magnesio pueden tener un mayor o menor número de iones, en dependencia de su tamaño, pero en todos los casos por cada ion óxido hay un ion magnesio; de ahí que su carga eléctrica resultante es nula.

Otros óxidos metálicos, tales como los de los elementos de los grupos IA y IIA de la tabla periódica entre otros, están constituidos por iones O^{2-} e iones metálicos unidos por enlaces iónicos.

El enlace iónico es característico de aquellos óxidos cuyos metales tienen valores pequeños de electronegatividad. En la medida en que los átomos de los elementos metálicos tengan mayor electronegatividad el carácter iónico del enlace con el oxígeno disminuye y aumenta el carácter covalente polar de estos enlaces, como ocurre en el óxido de aluminio, Al_2O_3, y el óxido de cinc, ZnO.

La estructura de los óxidos metálicos, en la que los iones o átomos parcialmente cargados se mantienen unidos en virtud de fuertes atracciones electrostáticas que se extienden en todas direcciones en el cristal, es la causa de que la mayoría de estas sustancias sean sólidos de elevadas temperaturas de fusión.

En los cristales, como el del óxido de magnesio, no existen moléculas, por lo que las fórmulas químicas de estas sustancias solo nos indican la menor relación que hay entre el número de partículas. Por ejemplo, la fórmula MgO nos informa que en la sustancia óxido de magnesio por cada ión magnesio hay un ión óxido.

???

3.10 Sobre el óxido de magnesio diga:
   a) ¿Qué partículas forman esta sustancia?
   b) ¿Qué nombre recibe el enlace entre estas partículas?
   c) ¿Cuál es la característica fundamental de este tipo de enlace?

3.11 Por qué la mayoría de los óxidos metálicos son sólidos de elevada temperatura de fusión?

3.12 Describa la información cualitativa y cuantitativa que puede obtenerse de las fórmulas químicas siguientes:
   a) CaO b) Na_2O c) CO

3.13 Compare, atendiendo al tipo de partículas que la forman y a las interacciones entre estas, la red cristalina del óxido de magnesio (ver figura 3.8) con las redes cristalinas de:
a) el dióxido de carbono (ver figura 2.7);
b) el diamante (ver figura 2.10a);
c) el hierro (ver figura 2.11).

3.14 ¿Cuál es la diferencia fundamental entre el enlace covalente y el enlace iónico?

3.4 Nomenclatura y notación química de los óxidos

Las sustancias suelen designarse, tanto por su nombre como por su fórmula química. Los nombres de algunas sustancias son tan "informativos" como sus fórmulas, pero en otros casos, sobre todo para algunas sustancias, sus nombres comunes (agua, amoníaco, metano, etc.), proporçionan poca o ninguna información sobre la composición de la sustancia.

Para escribir la fórmula química de una sustancia es necesario conocer su composición cualitativa y cuantitativa.

En los compuestos iónicos es posible establecer la composición cuantitativa si se conocen las cargas de los iones que lo constituyen. Por ejemplo, en el óxido de potasio, si se conoce que el ion óxido tiene carga 2– (O^{2-}) y que los iones potasio tienen carga 1+ (K^{1+}) ; como la carga resultante es nula, puede establecerse que en esta sustancia deben haber dos iones potasio por cada ion óxido, por lo que su fórmula es K_2O.

En las sustancias con enlaces covalentes polares no existen iones sino átomos con una carga eléctrica parcial. En estos casos se asignan por convenio cargas eléctricas a los átomos de cada elemento químico.

Por ejemplo, en la molécula de agua, al oxígeno se le asigna una carga 2^- y al hidrógeno 1+, por lo que la fórmula química de esta sustancia es H_2O. Las cargas eléctricas que se le han asignado al oxígeno y al hidrógeno se obtienen a partir de dos reglas fundamentales*.

> *Se denomina número de oxidación a la carga eléctrica real o aparente que tiene un átomo cuando se cuentan los electrones, atendiendo a ciertas reglas convencionales y arbitrarias.*

En la tabla 3.3 aparecen algunos de los números de oxidación de los elementos químicos de los distintos grupos de la tabla periódica.

* Estas reglas son:
- Los electrones compartidos se deben atribuir a los átomos de mayor electronegatividad.
- Cuando los átomos son iguales los electrones se distribuyen equitativamente.

Tabla 3.3 Algunos posibles números de oxidación de los elementos químicos

IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB		
1+ H									
1+ Li	2+ Be								
1+ Na	2+ Mg								
1+ K	2+ Ca	3+ Sc	4+ Ti	5+ 4+ 3+ 2+ V	6+ 3+ 2+ Cr	7+ 6+ 4+ 3+ 2+ Mn	3+ 2+ Fe	3+ 2+ Co	3+ 2+ Ni
1+ Rb	2+ Ba	3+ Y	4+ Zr	5+ Nb	6+ 5+ 4+ 3+ Mo	7+ Tc	8+ 6+ 4+ 3+ Ru	4+ 3+ 2+ Rh	4+ 2+ Pd
1+ Cs	2+ Sr	3+ La	4+ Hf	5+ Ta	6+ 5+ 4+ 3+ 2+ W	7+ 6+ 4+ 2+ Rc	8+ 6+ 4+ 3+ 2+ Os	6+ 4+ 3+ 2+ Ir	4+ 2+ Pt
1+ Fr	2+ Ra	3+ Ac							

2+ Número de oxidación

Be Símbolo del elemento

							VIIIA
		IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	He
		3+ B	4+ 2+ 4– C	5+ 4+ 3+ 2+ 1+ 3– N	2– O	1- F	Ne
IB	IIB	3+ Al	4+ Si	5+ 3+ 3– P	6+ 4+ 2+ 2- S	7+ 5+ 3+ 1+ 1– Cl	Ar
2+ 1+ Cu	2+ Zn	3+ Ga	4+ Ge	5+ 3+ As	6+ 4+ 2+ 2– Sc	5+ 3+ 1+ 1– Br	2+ Kr
1+ Ag	2+ Cd	3+ In	4+ 2+ Sn	5+ 3+ Sb	6+ 4+ 2+ 2– Te	7+ 5+ 3+ 1+ 1– I	8+ 6+ 4+ 2+ Xe
3+ 1+ Au	2+ 1+ Hg	3+ 1+ Tl	4+ 2+ Pb	5+ 3+ Bi	4+ Po	7+ 5+ 3+ 1+ 1– A	Rn

Para calcular el número de oxidación de un elemento químico en un compuesto se utilizan las reglas que aparecen en el apéndice 4 y se procede como se muestra en el cuadro siguiente:

Cálculo del número de oxidación de un elemento a partir de la fórmula de una sustancia.

Pasos a seguir	*Cu en el CuO*	*S en el SO_3*	*Al en el Al_2O_3*
1. Se escriben sobre los símbolos de los elementos los números de oxidación conocidos y x sobre el elemento cuyo número de oxidación se desconoce.	$\overset{x}{Cu}\ \overset{2-}{O}$	$\overset{x}{S}\ \overset{2-}{O_3}$	$\overset{x}{Al_2}\ \overset{2-}{O_3}$
2. Se escribe la ecuación correspondiente teniendo en cuenta que la suma algebraica de los números de oxidación de todos los átomos de los elementos en un compuesto es igual a cero.	$x+(2-)=0$	$x+3(2-)=0$	$2x+3(2-)=0$
3. Resolución.	$x=2+$	$x=6+$	$2x=6+$ $x=3+$
4. Respuesta.	El número de oxidación del Cu es 2+	El número de oxidación del S es 6+	El número de oxidación del Al es 3+

Nomenclatura química

Los óxidos pueden nombrarse de acuerdo con dos criterios igualmente autorizados:

a) atendiendo al número de átomos representados en la fórmula química;
b) expresando el número de oxidación del elemento químico unido al oxígeno en el óxido cuando este es variable.

Aunque existen estos dos criterios, el primero de ellos se usa preferentemente para nombrar los óxidos no metálicos y el segundo para los óxidos metálicos.

Para nombrar los *óxidos no metálicos* se utilizan los prefijos mono, di, tri, tetra, etc., según el número de átomos de cada elemento en la fórmula química. Estos prefijos se colocan delante de la palabra genérica óxido y del nombre *del*

elemento no metalico, precedido este último de la preposición *de*. El prefijo mono delante del nombre del no metal suele omitirse.

Fórmula química	*Nombre*
CO	monóxido de carbono
CO_2	dióxido de carbono
I_2O_5	pentóxido de diyodo
SO_3	trióxido de azufre

Para nombrar los *óxidos metálicos* se escribe la palabra genérica óxido seguida de la preposición *de* y a continuación el *nombre del elemento metálico.* Cuando el elemento metálico tiene más de un número de oxidación se coloca un número romano entre paréntesis después del nombre, indicando el valor de este.

Fórmula química	*Nombre*
Na_2O	óxido de sodio
Al_2O_3	óxido de aluminio
FeO	óxido de hierro (II)
Fe_2O_3	óxido de hierro (III)

Notación química

Al escribir la fórmula química de los *óxidos no metálicos* se escribe primero el símbolo del elemento no metálico y a continuación el del oxígeno. Se colocan subíndices de acuerdo con el número de átomos que hay de cada elemento químico.

Nombre	*Fórmula química*
dióxido de azufre	SO_2
monóxido de nitrógeno	NO
heptóxido de diyodo	I_2O_7

Para escribir la fórmula química de los óxidos metálicos se debe conocer el número de oxidación del elemento metálico y recordar que el del oxígeno es siempre 2–.

Con estos datos se procede de la forma siguiente:

Pasos a seguir	*Óxido de calcio*	*Óxido de cobre (I)*	*Óxido de aluminio*
1. Se escribe primero el símbolo del elemento metálico y después el del oxígeno. Se escribe en la parte superior de cada símbolo el número de oxidación correspondiente.	$\overset{2+}{Ca}\ \overset{2-}{O}$	$\overset{1+}{Cu}\ \overset{2-}{O}$	$\overset{3+}{Al}\ \overset{2-}{O}$
2. La suma algebraica de los números de oxidación es cero, por lo que se coloca como subíndice del oxígeno el valor absoluto del número de oxidación del elemento metálico y como subíndice del elemento no metálico el del oxígeno.	$\overset{2+}{Ca}_2\ \overset{2-}{O}_2$	$\overset{1+}{Cu}_2\ \overset{2-}{O}$	$\overset{3+}{Al}_2\ \overset{2-}{O}_3$
3. Si los subíndices son divisibles por un mismo número se simplifica para obtener la relación más sencilla.	Ca_2O_2 CaO	Cu_2O	Al_2O_3

El procedimiento descrito para escribir las fórmulas químicas de los óxidos metálicos también es aplicable a los óxidos no metálicos. Por ejemplo, el azufre puede formar óxidos en los que presenta números de oxidación 4+ y 6+, por lo que sus fórmulas químicas serían:

$\overset{4+}{S}\ \overset{2-}{O}$ $\qquad$ $\overset{6+}{S}\ \overset{2-}{O}$

S_2O_4 $\qquad$ S_2O_6

SO_2 $\qquad$ SO_3

???

3.15 ¿A qué se denomina número de oxidación?

3.16 Determine el número de oxidación del elemento químico cuyo símbolo

está subrayado en las fórmulas de los óxidos siguientes:

a) $\underline{Ca}O$ b) $\underline{Na}_2O$ c) $\underline{S}O_3$

d) $\underline{Fe}_2O_3$ e) $\underline{N}O_2$ f) $\underline{C}O_2$

3.17 Clasifique los óxidos anteriormente representados en óxido metálico y óxido no metálico.

3.18 Escriba el nombre de los óxidos cuyas fórmulas químicas son:

a) MgO b) Al_2O_3 c) Li_2O

d) ZnO e) BaO f) CuO

3.19 Escriba la fórmula química de los óxidos siguientes:

a) óxido de cobre (I)

b) óxido de calcio

c) óxido de potasio

d) óxido de hierro (II)

e) óxido de níquel (III)

3.20 Escriba el nombre de los óxidos representados:

a) CO b) N_2O c) I_2O_5

d) NO_2 e) Cl_2O_7 f) SO_3

3.21 Escriba la fórmula química de los óxidos siguientes:

a) dióxido de azufre;

b) pentóxido de dicloro;

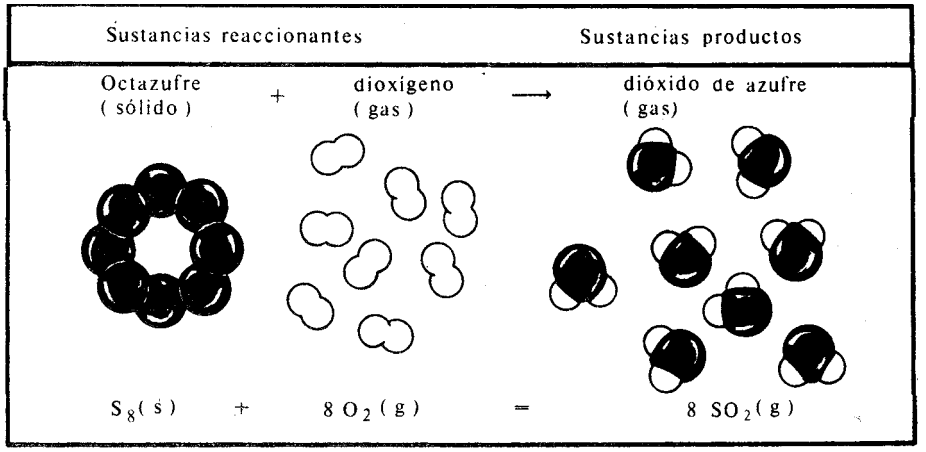
c) monóxido de nitrógeno.

3.22 Complete el siguiente cuadro:

Fórmula química	*Nombre*	*Clasificación*
NiO		óxido metálico
	pentóxido de dinitrógeno	
Cl_2O		
	óxido de cromo (III)	
CaO		

3.5 La representación de las reacciones químicas. La ecuación química

A partir de las fórmulas de las sustancias que intervienen en una reacción química y conociendo que el número de átomos de cada elemento antes de la reacción es igual al número de átomos de cada elemento después de la reacción, es posible representar las reacciones por medio de ecuaciones químicas.



Una ecuación química es una representación esquemática, abreviada y convencional de una reacción química que nos brinda una información cualitativa y cuantitativa.

A diferencia de los esquemas con palabras utilizados para representar las reacciones, en las ecuaciones químicas es necesario proceder de la forma siguiente:

Pasos a seguir	*Ejemplo*
1. Cada sustancia reaccionante y producto se representa por su fórmula química.	$H_2 + O_2 \longrightarrow H_2O$
2. Los estados de agregación de las distintas sustancias se indican colocando a la derecha de las fórmulas, entre paréntesis, las letras s, l, g, según sean sólidas, líquidas o gaseosas. Las sustancias en disolución acuosa se indican colocando ac.	$H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow H_2O(l)$
3. Se comprueba si el número de átomos de cada elemento químico que hay a ambos lados es igual.	$H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow H_2O(l)$ H: 2 átomos H: 2 átomos O: 2 átomos O: 1 átomo

4. Si es necesario se iguala el número de átomos de cada elemento que aparecen en ambos lados colocando delante de las fórmulas números denominados coeficientes o números estequiométricos.	$2\ H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\ H_2O(l)$ H: 4 átomos O: 2 átomos	 H: 4 átomos O: 2 átomos
5. Entre las sustancias reaccionantes y productos se escribe un signo de igualdad.	$2\ H_2(g) + O_2(g) = 2\ H_2O(l)$	

Al procedimiento de colocar coeficientes delante de las fórmulas de las sustancias al escribir una ecuación química, de forma que el número de átomos de cada elemento en cada miembro sea igual, se le denomina *AJUSTE*.

> *En el ajuste de una ecuación química nunca se deben modificar los subíndices sino colocar coeficientes delante de las fórmulas.*

Las ecuaciones químicas, desde un punto de vista cualitativo, expresan la naturaleza de las sustancias que reaccionan y se producen. Desde un punto de vista cuantitativo, las ecuaciones químicas expresan la relación entre el número de partículas que intervienen en una reacción química.

Sustancias reaccionantes	*Sustancias productos*
$S_8(g) + 8\ O_2(g) = 8\ SO_2(g)$	$\Delta H < 0$
CUALITATIVA	El octazufre sólido reacciona con el dioxígeno gaseoso produciendo dióxido de azufre gaseoso. Esta reacción es exotérmica.
CUANTITATIVA	Por cada molécula de octazufre reaccionan ocho moléculas de dioxígeno y se producen ocho moléculas de dióxido de azufre.
$2\ Mg(s) + O_2(g) = 2\ MgO(s)$	$\Delta H < 0$
CUALITATIVA	El magnesio sólido reacciona con el dioxígeno gaseoso produciendo óxido de magnesio sólido. Esta reacción es exotérmica.
CUANTITATIVA	Por cada dos átomos de magnesio reacciona una molécula de dioxígeno y se forman dos entidades elementales de óxido de magnesio.

* Cada entidad elemental de óxido de magnesio está formada por un ion óxido, O^{2-}, y por un ion magnesio, Mg^{2+}

3.23 ¿Qué es una ecuación química?

3.24 Escriba las ecuaciones químicas que representen las transformaciones siguientes:

a) dioxígeno (gas) + dinitrógeno (gas) ⟶ monóxido de nitrógeno (gas)

b) dioxígeno (gas) + octazufre (sólido) ⟶ dióxido de azufre (gas)

c) dioxígeno (gas) + litio (sólido) ⟶ óxido de litio (sólido)

d) dioxígeno (gas) + calcio (sólido) ⟶ óxido de calcio (sólido)

3.25 Escriba las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones químicas siguientes:

a) En la combustión completa del carbono en atmósfera de dioxígeno se produce dióxido de carbono.

b) El gas metano, CH_4, principal componente del gas natural, arde en atmósfera de dioxígeno en una combustión completa formándose dióxido de carbono y agua.

3.26 ¿Qué información cualitativa y cuantitativa expresa cada una de las ecuaciones químicas representadas en los ejercicios anteriores?

3.6 Obtención de óxidos. Reacciones de oxidación-reducción

La mayoría de los óxidos pueden obtenerse por reacción directa del metal o del no metal con el dioxígeno*. Por ejemplo:

$$2Mg(s)+O_2(g)=2MgO(s) \qquad \Delta H<0$$

$$2Cu(s)+O_2(g)=2CuO(s) \qquad \Delta H<0$$

$$C(s)+O_2(g)=CO_2(g) \qquad \Delta H<0$$

$$2H_2(g)+O_2(g)=2H_2O(l) \qquad \Delta H<0$$

En la primera de las reacciones químicas representadas tanto los átomos que forman la red metálica del magnesio como los átomos de oxígeno en las moléculas de dioxígeno son neutros. La sustancia producto, óxido de magnesio, está constituida por iones óxido, O^{2-}, e iones magnesio, Mg^{2+} (fig. 3.9).

Si se tiene en cuenta que el oxígeno tiene un valor de electronegatividad de 3,5 (atrae fuertemente a los electrones) y el magnesio 1,2 (débil atracción hacia

*Los óxidos de los elementos químicos de los grupos VIIA y IA, excepto el litio, no pueden obtenerse por reacción directa con el dioxígeno.

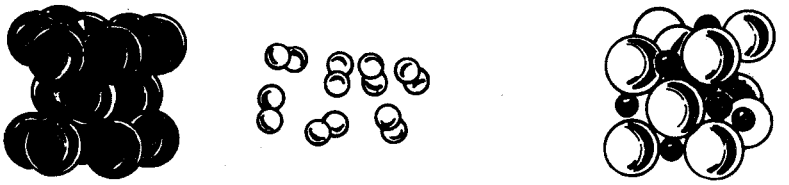


Fig. 3.9 Representación de la reacción del magnexsio con dioxígeno

los electrones) es posible comprender que en esta reacción ocurre una transferencia de electrones de los átomos de magnesio hacia los de oxígeno.

$$\dot{M}g \quad + \quad \cdot\ddot{O}: \longrightarrow Mg^{2+}O^{2-}$$

Esta transferencia de electrones se hace evidente cuando se analizan las variaciones de los números de oxidación de los elementos químicos en esta reacción.

aumentó el número de oxidación.

$$2\overset{0}{Mg}(s) + \overset{0}{O_2}(g) = 2\overset{2+}{Mg}\overset{2-}{O}$$

disminuyó el número de oxidación

En todas las reacciones de obtención de óxidos a partir del dioxígeno con otra sustancia simple tienen lugar desplazamientos de electrones. En unos casos, como en la obtención de óxido de magnesio, MgO, ocurre una transferencia de electrones de unos átomos a otros formándose los iones correspondientes. En otros casos, la diferencia de electronegatividad entre los átomos es más pequeña y resulta la formación de un enlace covalente polar donde se produce una pérdida y ganancia aparente de electrones. Por ejemplo:

$$\begin{matrix} H\cdot \\ H\cdot \end{matrix} + \cdot\ddot{O}: \longrightarrow {}^{\delta+}H \quad :\ddot{O}:^{\delta-} \quad H^{\delta+}$$

En la molécula de agua los electrones son más atraídos por los átomos de oxígeno (ganancia aparente de electrones) y menos atraídos por los átomos de hidrógeno (pérdida aparente de electrones).

También en este caso la variación de los números de oxidación revela los desplazamientos electrónicos que tienen lugar.

aumentó el número de oxidación

$$2\overset{0}{H_2}(g) + \overset{0}{O_2}(g) = 2\overset{1+}{H_2}\overset{2-}{O}$$

disminuyó el número de oxidación

La pérdida real o aparente de electrones provoca un aumento en el número de oxidación y recibe el nombre de oxidación.

La ganancia real o aparente de electrones provoca una disminución en el número de oxidación y recibe el nombre de reducción.

En la figura 3.10 se ilustra la variación de los números de oxidación en los procesos de oxidación y de reducción.

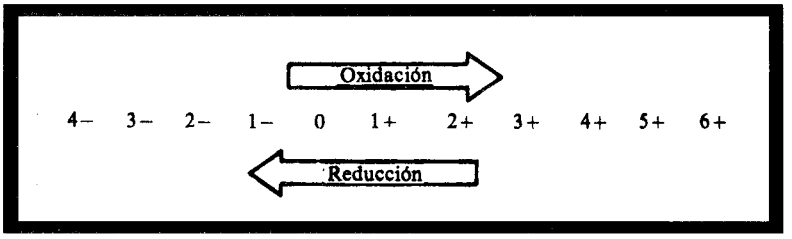


Fig. 3.10 Un cambio en los números de oxidación en dirección hacia la derecha en la escala indica oxidación y un cambio hacia la izquierda indica reducción

Es evidente que cuando un átomo gana electrones es necesario que otro átomo los pierda. La oxidación y la reducción son procesos contrarios indisolublemente unidos que tienen lugar simultáneamente.

Las reacciones químicas que ocurren con pérdida y ganancia (real o aparente) de electrones, que trae como consecuencia una variación en los números de oxidación, se denominan reacciones de oxidación reducción o simplemente reacciones redox.

La sustancia reaccionante que pierde electrones real o aparentemente (se oxida) provocando que otra sustancia reaccionante se reduzca, recibe el nombre de *agente reductor.*

La sustancia reaccionante que gana electrones real o aparentemente (se reduce) provocando que otra sustancia reaccionante se oxide recibe el nombre de *agente oxidante.*

???

3.27 Defina los conceptos siguientes:
a) oxidación;
b) reducción;
c) reacción de oxidación reducción;
d) agente oxidante;
e) agente reductor.

3.28 ¿Por qué una pérdida de electrones provoca un aumento en el número de oxidación y la ganancia de electrones una disminución en el número de oxidación?

3.29 Argumente la afirmación siguiente:
"La oxidación y la reducción son procesos contrarios indisolublemente unidos."

3.30 Escriba las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de obtención de óxidos por reacción directa del dioxígeno con las sustancias simples siguientes: silicio; aluminio; cinc.
a) Escriba el nombre de los óxidos obtenidos.
b) Determine el número de oxidación de cada elemento químico tanto en las sustancias reaccionantes como en el óxido.
c) Señale en cada caso el agente oxidante y el agente reductor.

3.31 El óxido de calcio puede obtenerse por reacción directa del calcio con el dioxígeno.
a) Escriba la ecuación química de esta reacción.
b) ¿Qué información cuantativa puede obtenerse de esta ecuación?
c) ¿Qué sustancia presenta propiedades reductoras en esta reacción química?

3.7 Propiedades redox de los óxidos. Aplicaciones

Propiedades reductoras

Los óxidos, en los que el elemento químico unido al oxígeno tenga la posibilidad de presentar un número de oxidación mayor, pueden oxidarse actuando como agentes reductores. Por ejemplo:

$$2\ CO(g)+O_2(g)=2\ CO_2(g) \qquad \Delta H<0$$

$$4\ FeO(s)+O_2(g)=2\ Fe_2O_3(s) \qquad \Delta H<0$$

$$2\ SO_2(g)+O_2(g)=2\ SO_3(g) \qquad \Delta H<0$$

Las condiciones para que se produzcan estas reacciones varían. Por ejemplo, unos óxidos se oxidan por simple exposición al aire, mientras otros deben calentarse en atmósfera de dioxígeno o ser sometidos a otras condiciones.

Propiedades oxidantes

Los óxidos pueden ser reducidos al reaccionar con distintas sustancias que actúan como agentes reductores, como pueden ser: el carbono, el monóxido de carbono, el dihidrógeno y algunos metales.

En estas reacciones los óxidos actúan como agentes oxidantes

$$CuO(s)+H_2(g)=Cu(s)+H_2O \qquad \Delta H<0$$

$$CO_2(g)+C(s)=2\ CO(g) \qquad \Delta H<0$$

$$NiO(s)+CO(g)=Ni(s)+CO_2(g) \qquad \Delta H<0$$

$$Cr_2O_3(s)+2Al(s)=Al_2O_3(s)+2\ Cr(s) \qquad \Delta H<0$$

Aplicaciones

La propiedad de los óxidos de reducirse tiene una gran aplicación en la obtención industrial de metales. Por ejemplo, prácticamente en todo el mundo la casi totalidad del hierro se obtiene por reducción de oxídos de hierro en los denominados altos hornos (fig. 3.11).

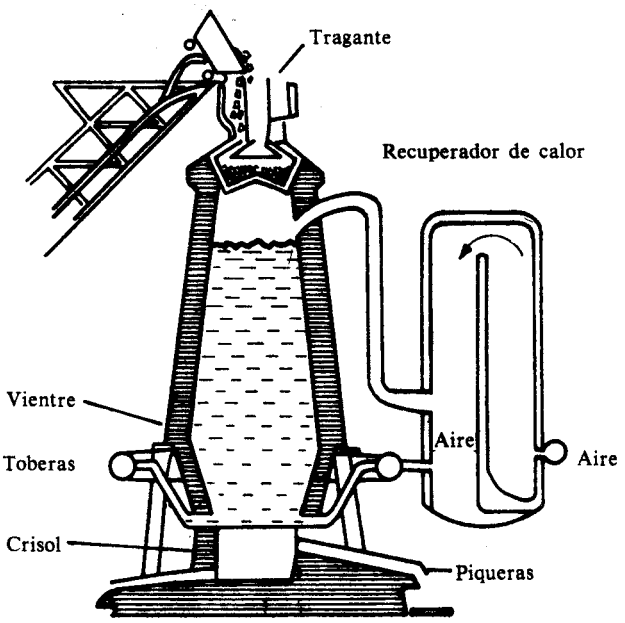


Fig. 3.11 Esquema de un alto horno

En los altos hornos el carbón de piedra o coque se utiliza como combustible para producir altas temperaturas y como agente reductor.

El CO_2 que se forma en la combustión del carbón en la parte inferior del horno

$$C(s)+O_2(g)=CO_2(g)$$

produce monóxido de carbono cuando se pone en contacto con el carbón al rojo de las capas superiores.

$$CO_2(g)+C(s)=2\ CO(g)$$

Tanto el carbono como el monóxido de carbono actúan como agentes reductores de los óxidos de hierro. Entre el conjunto de reacciones redox que se llevan a cabo a distintas temperaturas se encuentran:

$$Fe_2O_3(s)+3CO(g)=2Fe(s)+3CO_2(g) \qquad \Delta H<0$$

$$FeO(s)+C(s)=Fe(s)+CO(g) \qquad \Delta H>0$$

Además de las aplicaciones de los óxidos en la obtención de metales, otros óxidos tienen múltiples usos dados por las variadas propiedades que presentan

cada uno de ellos. Por ejemplo: la elevada temperatura de fusión del óxido de magnesio permite su utilización en la fabricación de materiales refractarios. La incombustibilidad y la mayor densidad respecto al aire del dióxido de carbono, unido a que puede licuarse por compresión a temperatura ambiente y conservarse en recipientes de acero permite su empleo en los extintores de incendios. El dióxido de silicio, muy poco reactivo y *prácticamente insoluble en agua,* es ampliamente utilizado en la construcción y en las industrias del vidrio y de la porcelana.

???

3.32 Escriba la ecuación química de una reacción que ejemplifique:
a) Las propiedades oxidantes de los óxidos.
b) Las propiedades reductoras de los óxidos.

3.33 A elevadas temperaturas el dinitrógeno reacciona con el dioxígeno produciendo un gas incoloro denominado monóxido de nitrógeno. El monóxido de nitrógeno al entrar en contacto con el dioxígeno da lugar a la formación del dióxido de nitrógeno, gas tóxico de color pardo rojizo.
a) Escriba las ecuaciones químicas de las reacciones anteriores.
b) Determine en cada caso el agente oxidante y el agente reductor.
c) ¿Qué información cuantitativa puede obtenerse a partir de cada una de las reacciones representadas?

3.34 En la planta niquelífera "René Ramos Latour" de Nicaro, el mineral una vez seco y molido se introduce en los hornos de reducción a 710 °C. En estos hornos se utiliza como reductor el llamado "gas pobre" entre cuyos componentes se encuentran el dihidrógeno y el monóxido de carbono. De las reacciones que se llevan a cabo se encuentran las siguientes:
- óxido de níquel (II) sólido con dihidrógeno gaseoso produciendo níquel sólido y vapor de agua;
- óxido de níquel (II) sólido con monóxido de carbono produciendo níquel sólido y dióxido de carbono gaseoso;
- óxido de cobalto (II) sólido con dihidrógeno produciendo cobalto sólido y vapor de agua;
- óxido de cobalto (II) sólido con monóxido de carbono produciendo cobalto sólido y dióxido de carbono gaseoso;

Con respecto a estas reacciones diga;
a) Escriba las ecuaciones químicas correspondientes a estas reacciones.
b) ¿Qué propiedad de los óxidos de níquel y de cobalto se pone de manifiesto?
c) ¿Qué propiedad del monóxido de carbono es utilizada?

3.35 El cromo puede obtenerse industrialmente en un proceso que se conoce como aluminotermia y que puede representarse por la ecuación química:

$$Cr_2O_3(s) + 2Al(s) = Al_2O_3(s) + 2Cr(s) \qquad \Delta H < 0$$

a) Determine los números de oxidación de cada uno de los elementos químicos que constituyen las sustancias reaccionantes y productos.

b) ¿Qué variaciones se producen en los números de oxidación en esta reacción?
c) Escriba el nombre de cada una de las sustancias que intervienen en esta reacción.
d) ¿Cuál de las sustancias reaccionantes tiene propiedades reductoras? Explique.

3.36 Argumente la afirmación siguiente:
"El dióxido de carbono no arde ni mantiene la combustión".

3.8 Los óxidos y el medio ambiente

En la actualidad la necesidad de proteger el medio ambiente es un problema de primer orden y de carácter mundial. Entre los principales agentes que contaminan nuestro planeta se encuentran los óxidos siguientes: dióxido de carbono, monóxido de carbono, dióxido de azufre, óxidos de nitrógeno.

Dióxido de carbono

A primera vista pudiera pensarse que el dióxido de carbono no es un agente contaminante, ya que no tiene propiedades que puedan considerarse tóxicas para los seres humanos. Además, las plantas crecen mejor si hay dióxido de carbono en concentraciones superiores a las normales.

Sin embargo, un aumento del dióxido de carbono en la atmósfera de nuestro planeta es un peligro potencial determinado por el llamado *efecto de invernadero.* El ejemplo que se expone a continuación permitirá comprender en que consiste este efecto.

Al entrar en un carro que haya permanecido al sol por algún tiempo con las ventanillas cerradas, se siente una temperatura mucho más elevada que en el exterior. Este efecto es el resultado de que la energía solar en forma de radiaciones luminosas, atraviesa el vidrio de las ventanillas y parabrisas del auto. En el interior todos los objetos absorben estas radiaciones, que son posteriormente emitidas como energía calorífica. Esta energía calorífica irradiada no puede pasar al exterior a través del vidrio del auto y la temperatura interior se eleva.

El efecto antes expuesto es aprovechado fundamentalmente en los países fríos para la construcción de locales cerrados con vidrios en los que se cultivan plantas que no resisten bajas temperaturas. A estos locales se les denominan invernaderos o invernáculos.

El dióxido de carbono de la atmósfera actúa de forma similar al vidrio de un invernadero. La luz ultravioleta y la visible que llegan a nuestro planeta pueden pasar a través de la atmósfera; son absorbida por la superficie de la tierra y posteriormente emitidas en parte como radiaciones infrarrojas. Esta radiación es absorbida por el dióxido de carbono de la atmósfera, aumentando la temperatura en lugar de permitir que se irradie al espacio (fig. 3.12).

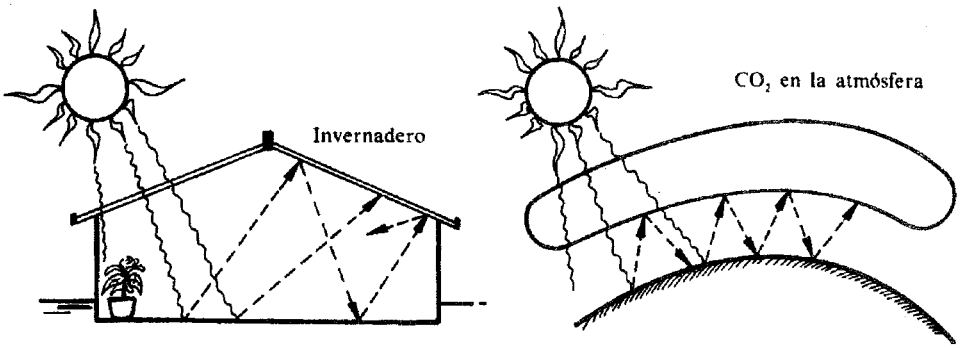


Fig. 3.12 El dióxido de carbono, gas más denso que el aire, actúa como el vidrio de un invernadero

Se ha estimado que, como promedio, la temperatura sobre la superficie de la tierra sería aproximadamente 40 °C más baja si no existiera el efecto de invernadero.

Dado que el dióxido de carbono es uno de los productos de la combustión de las sustancias que contienen carbono, un aumento indiscriminado de estas combustiones en industrias, automóviles, etc., pudiera dar lugar a que se alterara la cantidad de dióxido de carbono en la atmósfera. Este aumento provocaría a su vez la elevación de la temperatura promedio del planeta, de lo que pueden derivarse desastres tales como la fusión de los casquetes polares y las consecuentes inundaciones por la elevación del nivel del agua.

Monóxido de carbono

El monóxido de carbono es un gas incoloro, inodoro, insípido y sumamente tóxico. Se produce en la combustión incompleta de los hidrocarburos y de otras sustancias que contienen carbono. Cantidades relativamente pequeñas de esta sustancia en el aire pueden provocar la muerte, ya que al ser respirado reaccionan con la hemoglobina de la sangre, interfiriendo la función transportadora del dioxígeno, por lo que las células mueren.

El monóxido de carbono se encuenta entre los gases de escape de los automóviles.

Dióxido de azufre

EL dióxido de azufre es uno de los contaminantes más dañinos del aire. Es un gas incoloro, tóxico, de olor sofocante. El dióxido de azufre es el causante de la destrucción de la vegetación en zonas industriales en las que se queman combustibles que tienen un elevado contenido de impurezas de azufre o en las que es un producto residual del proceso.

Óxidos del nitrógeno

El monóxido de nitrógeno y el dióxido de nitrógeno son agentes contaminantes del medio ambiente que se producen al quemar combustibles fósiles en termoeléctricas, industrias y en los motores de combustión interna. Los efectos de estos óxidos pueden ir desde un olor desagradable que irrita las vías respiratorias hasta serias complicaciones pulmonares y la muerte.

Estos óxidos son sustancias claves en la cadena de reacciones químicas que producen el llamado *smog* de las ciudades. Dos de las reacciones que dan lugar al denominado *smog* se representan a continuación:

$$N_2(g) + O_2(g) = 2NO(g) \qquad \Delta H > 0$$

$$2\ NO(g) + O_2(g) = 2NO_2(g) \qquad \Delta H < 0$$

La primera de estas reacciones ocurre en los motores de combustión interna y la segunda al pasar el monóxido de nitrógeno a la atmósfera. El dióxido de nitrógeno producido en la segunda de esta reacciones desencadena otras reacciones también productoras de contaminantes, como el ozono, O_3, que puede ser peligroso para la salud, provocando irritación en la nariz, los ojos y la garganta.

Conocer los contaminantes del medio ambiente y el efecto de estos sobre el clima, los seres humanos, las plantas y los animales constituye solo el primer paso para lograr vías efectivas en su control y eliminación.

???

3.37 ¿Qué es el efecto de invernadero?

3.38 ¿Será peligroso permanecer en un local cerrado en el que se encuentra un automóvil con el motor encendido? Explique.

3.39 ¿Por qué el hecho de que el monóxido de carbono sea un gas incoloro, inodoro e insípido hace que este sea aún más peligroso?

3.40 En la actualidad se experimentan dispositivos que permiten oxidar el monóxido de carbono, CO, de los gases de escape de los automóviles a dióxido de carbono, CO_2, antes de que sean expulsados a la atmósfera. ¿Qué ventajas y desventajas tendría la utilización de estos dispositivos?

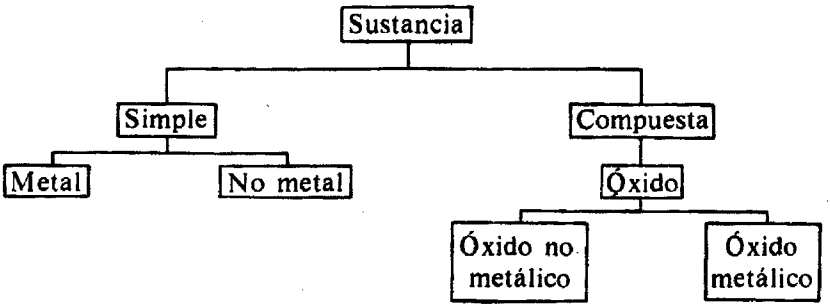
3.41 Argumente la información siguiente:
"El ozono tiene un papel útil y otro dañino en nuestro planeta. Todo depende de donde se encuentre, a nivel del suelo o en la estratósfera".

Resumen y ejercicios

3.42 Confeccione un resumen sobre los óxidos teniendo en cuenta los aspectos siguientes:
a) Clasificación atendiendo a su composición.

b) Relación estructura propiedades.
c) Reglas para nombrarlos y escribir sus fórmulas.
d) Método de obtención.
e) Propiedades oxidantes y reductoras.

3.43 Las sustancias estudiadas se clasifican por su composición y propiedades en:



Atendiendo a ello clasifique cada una de las sustancias siguientes:
a) Na_2O b) Cl_2 c) Na d) O_2 e) Cl_2O_7 f) H_2O

3.44 Los óxidos, de acuerdo con el tipo de partículas que los forman, pueden ser sustancias moleculares, atómicas o iónicas.
1. Ponga ejemplos de:
   a) dos óxidos moleculares;
   b) un óxido atómico;
   c) dos óxidos iónicos.
2. ¿Qué tipo de enlace químico une a los átomos de oxígeno con los de los otros elementos en los óxidos moleculares?
3. Compare por su fortaleza, las interacciones entre las moléculas de los óxidos con las del enlace químico entre sus átomos.
4. Diga qué tipo de enlace químico une a las partículas en un óxido:
   - atómico;
   - iónico.

3.45 Complete la información seleccionando el término correcto:
a) Las sustancias iónicas (como el CO_2, CaO, SO_3) están formadas por (moléculas, iones, átomos) de cargas eléctricas contrarias que se atraen. Este tipo de unión recibe el nombre de enlace (covalente, metálico, iónico). Los óxidos (de no metales, metales de baja electronegatividad) son sustancias iónicas. Estas sustancias, a temperatura ambiente, generalmente son (gases, líquidos, sólidos) de (altas, bajas) temperaturas de fusión.

3.46 El silicio puede obtenerse por reacción entre el dióxido de silicio y el magnesio.
a) Escriba la ecuación química de esta reacción.
b) Determine los números de oxidación de cada uno de los elementos químicos que forman a las sustancias reaccionantes y productos.
c) ¿Qué variaciones se producen en los números de oxidación durante esta reacción? ¿Cuál de estas variaciones es característica de una oxidación y cuál de una reducción?

d) ¿Qué sustancia actúa como agente reductor?
e) ¿Qué información cualitativa y cuantitativa expresa la ecuación de esta reacción?

3.47 Al hacer pasar una corriente de vapor de agua sobre carbón (coque o antracita) incandescente, se obtiene una mezcla de dihidrógeno y monóxido de carbono, que se conoce como "gas de agua". Esta mezcla gaseosa es muy utilizada por sus propiedades reductoras en la metalurgia.

a) Escriba las ecuaciones químicas correspondientes a la obtención del gas de agua y a la acción de esta mezcla sobre el óxido de cobalto (II).
b) Determine el agente oxidante y el agente reductor en cada una de las reacciones anteriores.

3.48 Dadas las ecuaciones químicas siguientes:

$$4\ Li(s)+O_2(g)=2\ Li_2O(s) \qquad \Delta H<0$$

$$2\ NO(g)+O_2(g)=2\ NO_2(g) \qquad \Delta H<0$$

a) Escriba el nombre de cada una de las sustancias que intervienen en las reacciones representadas.
b) Describa la información cuantitativa que se puede obtener de cada ecuación química.
c) Señale en cada caso el agente oxidante y el agente reductor.

Experimentos de clase

1.1 Propiedades físicas de sustancias puras

Tarea

Compare las sustancias puras dadas teniendo en cuenta algunas de sus propiedades físicas.

Consideraciones previas

1. ¿Qué es una sustancia pura?
2. Mencione cuatro de las reglas que deben cumplirse al trabajar con las sustancias en el laboratorio de Química.

Útiles y reactivos

Tubo de ensayos	5
Gradilla	1
Probeta de 10 mL	1
Frasco lavador con agua	1
Muestras de distintas sustancias puras	

Procedimiento

1. Observe y describa cada una de las muestras de las sustancias dadas en sendos tubos de ensayos. Anote sus observaciones en la tabla 1.
2. Añada 5-10 mL de agua en cada tubo de ensayos. Agite. Observe y describa lo ocurrido. Clasifique cada sustancia según su solubilidad en agua y anótelo en la tabla 1.

Valoración

1. Llene en su libreta la tabla 1 y compare las sustancias dadas.
   Tabla 1 Algunas propiedades físicas de varias sustancias puras

Sustancia (nombre)	*Estado de agregación*	*Color*	*Olor*	*Solubilidad en agua*	*t.f./°C*	*t.eb./°C*	*Densidad*

2. Argumente la afirmación siguiente: Las propiedades permiten caracterizar a las sustancias y establecer semejanzas y diferencias entre ellas.

1.2 Mezclas de sustancias

Tarea

Compare las muestras dadas y clasifíquelas en sustancias pura y mezcla.

Consideraciones previas

1. Defina sustancia pura y mezcla.
2. Argumente la afirmación siguiente: Las mezclas se consideran sustancias, pero no sustancias puras.
3. ¿Se puede afirmar, basándose solo en la observación, si una muestra de una sustancia desconocida es una sustancia pura o una mezcla? ¿Cómo se puede comprobar si es una u otra?

Útiles y reactivos

Tubo de ensayos	6
Gradilla	1
Muestras de agua, tetracloruro de carbono, cobre (virutas), cloruro de sodio y sacarosa	

Procedimiento

1. Observe y describa las seis muestras que se encuentran en sendos tubos de ensayos rotulados del 1 al 6. El 1 contiene agua,tetracloruro de carbono y cobre, al igual que el 2, pero en diferentes proporciones. En el 3 y el 4 hay agua, mientras que en el 5 y el 6 hay cristales de cloruro de sodio y de sacarosa, respectivamente, libres de impurezas en cada caso
2. Agite el contenido de los tubos de ensayos 1 y 2. Observe y describa lo ocurrido. Anote sus observaciones.
3. Añada el contenido del tubo de ensayos 3 en el 5 y el contenido del tubo de ensayos 4 en el 6. Agite. Observe y describa lo ocurrido. Anote sus observaciones.

Valoración

1. Clasifique las muestras iniciales y las finales en sustancia pura y mezcla.
2. Compare las muestras 1 y 2 con las muestras finales de los tubos de ensayos 5 y 6. Estas últimas reciben el nombre de disolución. ¿Qué es una disolución?
3. Argumente las afirmaciones siguientes:
   a) Todas las disoluciones son mezclas, pero no todas las mezclas son disoluciones.
   b) El agua, el tetracloruro de carbono y el cobre tienen las mismas propiedades en los tubos de ensayos 1 y 2.

1.3 Separación de los componentes de una mezcla por decantación

Tarea

Separe los dos componentes de una mezcla dada por decantación.

Consideraciones previas

1. ¿Para qué se realiza la operación de decantar?
2. ¿En qué consiste esta operación?

Útiles y reactivos

Vaso de precipitados de 50 mL	2
Agitador	1
Sustancia sólida	10 g.
Agua	25 mL

Procedimiento

1. Usted dispone de una mezcla constituida por 25 mL de agua y 10 g de una sustancia sólida, en un vaso de precipitados. Descríbala.
2. Separe los componentes de la mezcla por decantación, como se representó en la figura 1.10.

Valoración

1. Describa lo ocurrido.
2. ¿Qué propiedades tienen los componentes de esta mezcla que permiten su separación por decantación?

1.4 Separación de los componentes de una mezcla por filtración

Tarea

Separe los dos componentes de una mezcla dada por filtración.

Consideraciones previas

1. ¿Para qué se lleva a cabo la operación de filtrar?
2. ¿En qué consiste esta operación?

Útiles y reactivos

Soporte universal	1
Aro o anilla	1
Nuez o mordaza	1

Embudo	1
Papel de filtro	1
Vaso de precipitados de 50 mL	2
Agitador	1
Sustancia sólida	10 g
Agua	20 mL

Procedimiento

1. Ajuste el aro mediante la nuez al soporte universal.
2. Doble el papel de filtro como se indica en la figura 1.

Fig. 1 Pasos para cambiar el papel de filtro

3. Coloque el papel de filtro en el embudo, de manera que su vértice penetre en el cuello de este último.
4. Coloque el embudo con el papel de filtro en el aro, de forma tal que la parte más larga del vástago del embudo toque la pared del vaso de precipitados (para evitar salpicaduras) y se encuentre a 2 cm, aproximadamente, por debajo de la abertura de ese recipiente.
5. Compare la disposición de sus útiles con la de los representados en la figura 1.12 y haga las rectificaciones necesarias.
6. Observe y describa la mezcla constituida por 20 mL de agua y 10 g de una sustancia sólida, contenida en un vaso de precipitados. Anote.
7. Humedezca ligeramente el papel de filtro con el líquido de la mezcla.
8. Separe los componentes de la mezcla por filtración, como se representa en la figura 1.12.

Valoración

1. Describa lo ocurrido.
2. ¿Qué propiedades tienen los componentes de esta mezcla que permiten su separación por filtración?
3. Complete en su libreta el cuadro siguiente:

Operaciones	*Propiedades de los componentes de las mezclas en que se basa su separación*
Decantar	
Filtrar	

1.5 Separación de los componentes de una mezcla por vaporización

Tarea

Separe los dos componentes de una mezcla dada por vaporización.

Consideraciones previas

1. ¿Para qué se realiza la operación de vaporizar?
2. ¿En qué consiste esta operación?

Útiles y reactivos

Soporte universal	1
Aro o anilla	1
Nuez o mordaza	1
Cápsula de porcelana	1
Pinza para crisol	1
Mechero de alcohol	1
Vaso de precipitados de 50 mL	1
Vidrio reloj	1
Agitador	1
Sustancia sólida	3 g
Agua	15 mL

Procedimiento

1. Ajuste el aro mediante la nuez al soporte universal.
2. Observe y describa la mezcla constituida por 15 mL de agua y 3 g de una sustancia sólida, contenida en un vaso de precipitados. Agite. Anote.
3. Vierta la mezcla en la cápsula de porcelana.
4. Coloque la cápsula de porcelana con la mezcla sobre el aro.
5. Compare la disposición de sus útiles con la de los representados en la figura 1.14 y haga las rectificaciones necesarias.
6. Encienda el mechero de alcohol y separe los componentes de la mezcla por vaporización. Tape la cápsula de porcelana con un vidrio reloj cuando la mezcla comience a hervir, para evitar salpicaduras. Remuévala con un agitador cada cierto tiempo.

Valoración

1. Describa lo ocurrido.
2. ¿Qué propiedades tienen los componentes de esta mezcla que permiten su separación por vaporización?

1.6 Reacciones químicas

Tarea

Caliente, primero una muestra de sacarosa y, después una mezcla de cobre y octazufre.

Consideraciones previas

1. Dé una definición de:
   a) reacción química.
   b) sustancias reaccionantes y sustancias productos.

Útiles y reactivos

Tela metálica amiantada	1
Mechero de alcohol	1
Tubo de ensayos	1
Gradilla	1
Pinza para tubo de ensayos	1
Tapón monohoradado (de goma o de corcho)	1
Cucharilla espátula	1
Sacarosa	1 g
Cobre (en polvo)	1 g
Octazufre (en polvo)	0,5 g
Alambre de cobre	20 cm

Procedimiento

Parte 1 Descomposición térmica de la sacarosa

1. Coloque 1 g de sacarosa en un tubo de ensayos.
2. Sostenga el tubo de ensayos con la pinza destinada para ello y caliente su contenido durante 2-3 min. Observe y anote.

Parte 2 Reacción entre el cobre y el octazufre

1. Mezcle lo más uniformemente posible, en la tela metálica amiantada, las masas de cobre y octazufre arriba mencionadas.
2. Encienda el mechero de alcohol y caliente durante un minuto, aproximadamente, el extremo de un alambre de cobre introducido en un tapón monohoradado.
3. Ponga en contacto el alambre de cobre caliente con la mezcla. Observe y anote.

Valoración

1. Describa:
   a) las sustancias reaccionantes y las sustancias productos de cada reacción teniendo en cuenta las propiedades siguientes: estado de agregación, color, olor y brillo;
   b) lo ocurrido en ambas reacciones.
2. Argumente las afirmaciones siguientes:
   a) Al calentar la muestra de sacarosa ocurrió una reacción química.
   b) Al poner en contacto el cobre y el octazufre a temperatura y presión ambiente se formó una mezcla. Sin embargo, cuando esta mezcla se calentó hasta una temperatura determinada, manteniendo igual la presión, tuvo lugar una reacción química.

2.1 Sustancias moleculares

Tarea

Observe el comportamiento de muestras de sustancias al ser calentadas y formule una hipótesis sobre la posible naturaleza molecular o no de estas sustancias.

Consideraciones previas

1. Mencione las interacciones que existen en un cristal molecular.
2. ¿Por qué las sustancias moleculares tienen temperaturas de fusión y de ebullición relativamente bajas.

Útiles y reactivos

Tubo de ensayos	3
Gradilla	1
Mechero de alcohol	1
Muestra de sustancias	3

Procedimento

1. Observe cada una de las muestras de sustancias que le ha entregado su profesor. Describa el color y el estado de agregación de cada una.
2. Coloque en un tubo de ensayos dos o tres gramos de la muestra 1. Caliente flameando el tubo de ensayos durante dos minutos. Observe y describa.
3. Repita el procedimiento anterior utilizando las muestras 2 y 3.

Valoración

1. ¿Cuál o cuáles de las muestras entregadas deben ser de sustancias moleculares? Fundamente su respuesta. Corrobore su hipótesis con el profesor.

Prácticas de laboratorio

1.1 Separación de los componentes de una mezcla

Tarea

Determine teóricamente cómo separar los tres, cuatro o cinco componentes una mezcla dada y compruebe su predicción por la vía experimental.

Consideraciones previas

1. ¿Para qué se realiza cada una de las operaciones de laboratorio estudiada
2. Formule una predicción sobre cómo separar los componentes de la mezcla dada.
3. Qué debe ocurrir al realizar cada operación?

Útiles y reactivos

Soporte universal	1
Aro o anilla	1
Nuez o mordaza	1
Embudo	1
Papel de filtro	1
Cápsula de porcelana	1
Pinza para crisol	1
Mechero de alcohol	1
Vidrio reloj	1
Agitador	1
Pinza de extensión	1
Tubo de ensayos	2
Gradilla	1
Tapón monohoradado	1
Tubo de vidrio doblado	1
Pedazo de tela	1
Vaso de precipitados de 50 mL	3
Mezcla de sustancias	

Procedimiento

1. Observe y describa la mezcla de sustancias que está sobre su mesa. Anote.
2. Separe los componentes de esa mezcla como usted propuso.

Valoración

1. Compare su predicción con los resultados experimentales y diga si esta es cierta o falsa. Si es falsa, rectifique la predicción.
2. Describa la separación de los componentes de esa mezcla. Refiérase en su descripción a las propiedades de estos en que se basó su separación.
3. Represente, mediante un esquema, la separación de dichos componentes de la mezcla.
4. Al separar los componentes de la mezcla ocurrió una reacción química. Argumente.

2.1 Obtención de dioxígeno. Estudio de algunas de sus propiedades

Tarea

Obtenga dioxígeno y compruebe algunas de sus propiedades químicas.

Consideraciones previas

1. Realice el ejercicio 2.44 de su libro de texto.
2. Describa las condiciones en las que el dioxígeno reacciona con los metales, los no metales y algunas sustancias compuestas estudiadas.
3. En el laboratorio el dioxígeno puede obtenerse a partir de sustancias sólidas o líquidas. Entre las sustancias sólidas se encuentran el permanganato de potasio y el clorato de potasio; y entre las líquidas el peróxido de hidrógeno.
4. En el diseño y montaje de los aparatos para la obtención de las sustancias se tienen en cuenta las propiedades de las sustancias que intervienen en la reacción y las condiciones en que esta transcurre.

Procedimiento

1. Monte el aparato con el diseño ya revisado por su profesor. No comience la obtención hasta que no se le apruebe el montaje.

2. Llene tres frascos con dioxígeno.
3. Introduzca una astilla de madera incandescente en uno de los frascos. Observe y describa. Coloque cobre en polvo en una cucharilla de combustión y caliéntelo a la llama de un mechero. Introdúzcalo en el segundo frasco. Observe y describa.
4. Coloque octazufre en una cucharilla de combustión y enciéndalo a la llama de un mechero. Introdúzcalo en el tercer frasco con dioxígeno. Observe y describa.

Valoración

1. Compare la intensidad de la combustión de la madera y del octazufre, en el aire y en el dioxígeno puro. Explique.
2. Represente mediante un esquema con palabras las reacciones de:
   a) Obtención de dioxígeno a partir del peróxido de hidrógeno.
   b) Combustión del carbón, el octazufre y el cobre.
3. El dioxígeno puede recogerse por desplazamiento de aire. Argumente.
4. ¿Qué modificación sería necesario hacerle al aparato de obtención para recoger el dioxígeno por desplazamiento de aire? Dibuje el esquema.

Apéndice

1 Indicaciones para el trabajo con las sustancias

A continuación se relacionan las reglas que deben cumplirse al manipular las sustancias durante los experimentos.

a) No pruebe las sustancias, pues muchas son tóxicas, es decir, nocivas para la salud. La toxicidad es una propiedad de numerosas sustancias.
b) No huela las sustancias directamente del recipiente, ya que una gran parte de las sustancias tóxicas son volátiles o gaseosas. Para oler las sustancias proceda como se indica en la figura 1.

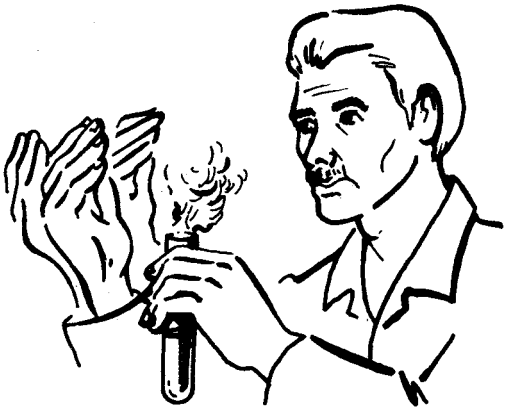


Fig. 1 Para oler una sustancia se debe abanicar suavemente el aire con la mano, desde la boca del recipiente que contiene la sustancia hacia la nariz

c) No toque las sustancias con las manos. Para tomar sólidos se emplean cucharilla espátulas. 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.
d) Tome pequeñas cantidades de cada sustancia y tape bien el frasco. Antes de tomar una sustancia lea bien la etiqueta del frasco.
e) No vierta la sustancia sobrante o ya empleada en su frasco, sino en recipientes destinados para eso. Así se evita la contaminación de las sustancias.
f) Utilice el agitador para disolver las sustancias sólidas en las líquidas y para mezclar otras sustancias. El contenido de un tubo de ensayos puede agitarse golpeando de forma suave las paredes de este con la yema de un dedo.

g) Vierta los líquidos de un recipiente a otro con cuidado, encima de la mesa y como se muestra en la figura 2.

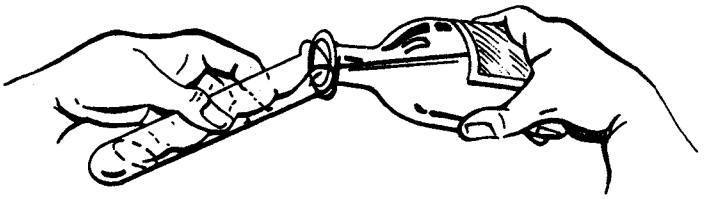


Fig. 2 Para verter líquidos se colocan los dedos en la forma indicada. La etiqueta debe quedar bajo la palma de la mano, para evitar su deterioro si escurre el líquido

h) 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.

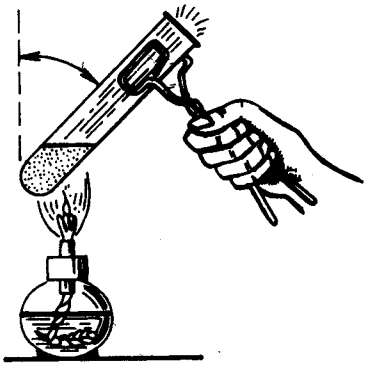


Fig. 3 Durante el calentamiento, la boca del tubo de ensayos debe dirigirse hacia donde no hayan personas, para evitar accidentes al proyectarse el líquido

i) Lávase las manos después de realizar los experimentos.

2 *Útiles de uso más frecuente en el laboratorio de Química*

Los útiles de laboratorio se pueden clasificar en:

Recipientes de medición.
Recipientes de usos varios.
Utensilios de usos varios y de usos especializados.
Materiales de metal.
Equipos.

A continuación se ofrecen los nombres y las características de los útiles más utilizados en el laboratorio de química.

Recipientes de medición

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 también un frasco cuentagotas, que es un frasco de boca estrecha, cuya tapa, de rosca o esmerilada, tiene un gotero (fig. 1).

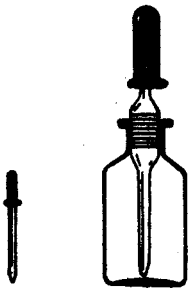


Fig. 1 Cuentagotas o gotero

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 mililitros. 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. 2).

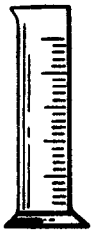


Fig. 2 Probeta

Pipeta. Tubo de vidrio cilíndrico y hueco que se utiliza para medir con precisión un volumen determinado de líquido, llenándolo por succión y dejándolo vaciar después. Las pipetas aforadas tienen un ensanchamiento en su mitad, una punta en su extremo inferior y una señal o marca de enrase 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. 3).

Bureta. Tubo cilíndrico con una llave de paso en su extremo inferior para controlar la salida del líquido (fig. 4). 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 con una arandela, una liga u otro dispositivo adecuado. Este tipo de bureta se usa para líquidos o disoluciones ácidas, y casi nunca

Fig. 3 Pipeta

Fig. 4 Bureta

para disoluciones alcalinas, pues el álcalis suele trabar 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.

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. 5).

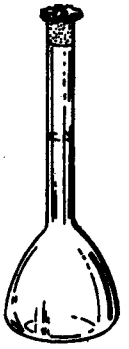


Fig. 5 Matraz aforado

RECIPIENTES DE USOS VARIOS

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 líquido, y calentar líquidos o disoluciones. 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. 6).

Fig. 6 Vaso de precipitados

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. Los erlenmeyer se fabrican de una sustancia resistente al calor y de diferentes capacidad y forma (boca ancha y boca estrecha) (fig. 7).

Fig. 7 Erlenmeyer

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. 8).

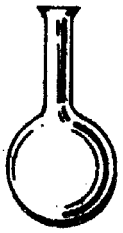


Fig. 8 Balón

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. 9).

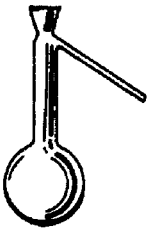


Fig. 9 Balón de destilación

Matraz. Es un balón de fondo plano y se usa para los mismos fines que el balón y en las mismas condiciones (fig. 10).

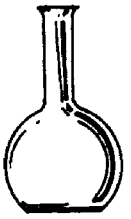


Fig. 10 Matraz

Cristalizadora. Recipiente circular de poca altura. Se usa para obtener cristales por la vaporización, al aire y a temperatura ambiente, del disolvente que contiene el sólido disuelto (sustancia cristalizable). Hay cristalizadoras de distintas capacidad y tamaño (fig. 11).

Fig. 11 Cristalizadora

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. 12).

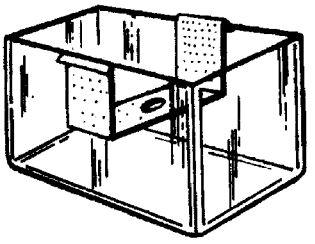


Fig. 12 Cuba hidroneumática

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, capacidad y forma (cilíndricos, cónicos y esféricos) (fig. 13).

Fig. 13 Embudo de separación

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. 14).

Fig. 14 Cápsula de porcelana

Crisol. Recipiente en forma de cono truncado invertido y con tapa. Se utiliza para calcinar sustancias o 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. 15).

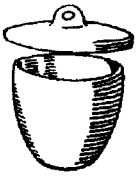


Fig. 15 Crisol

Frasco. Recipiente con 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. 16).

Fig. 16 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. 17).

Fig. 17 Frasco lavador

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 en forma de calor). Los hay con tubuladura lateral (fig. 18).

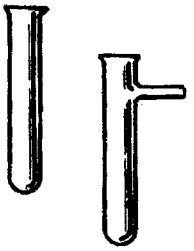


Fig. 18 Tubo de ensayos

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. 19).

Fig. 19 Vidrio reloj

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 del mortero, que se fabrica de la misma sustancia que el motero. 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. 20).

Fig. 20 Mortero

UTENSILIOS DE USOS VARIOS Y DE USOS ESPECIALIZADOS

Entre los utensilios de usos varios están los siguientes:

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 es-

trecha o vástago puede ser corta o larga, 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. 21).

Fig. 21 Embudo

Agitador. Es una varilla de vidrio macizo con un extremo de forma roma. Se usa para agitar líquidos, decantarlos, ayudar a verterlos sobre un filtro o un recipiente, disolver un sólido en un líquido, etcétera (fig. 22).

Fig. 22 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. 23).

Fig. 23 Cucharilla espátula

Gradilla. Es un soporte que puede ser de madera, de metal, etc. y que se utiliza para mantener los tubos de ensayos en posición vertical. Se fabrican gradillas de diversos tamaños (fig. 24).

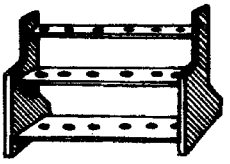


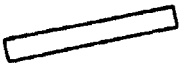
Fig. 24 Gradilla

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. 25).

Fig. 25 Tubo de vidrio fusible

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



Tapón de goma y 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 usan para ajustar tubos de vidrio o algunos utensilios. Son necesarios en muchos aparatos para establecer la comunicación entre sus partes (fig. 27).

Fig. 27 Tapón de goma y de corcho

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 de 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

Fig. 29 Tubo de seguridad

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 su 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 de 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. 29).

Tubo de combustión. Es un tubo de vidrio, de porcelana o de otra sustancia resistente al calor, abierto por 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. 30).

Fig. 30 Tubo de combustión

Tubo capilar. Es un tubo de vidrio cuyo diámetro interior es muy pequeño, generalmente menor que 1 mm. Los tubos capilares se utilizan para determinar temperaturas de fusión de sustancias, evitar que un líquido hierva a saltos, etc. Pueden hacerse en el laboratorio con tubos fusibles de 6-7 mm de diámetro (fig. 31).

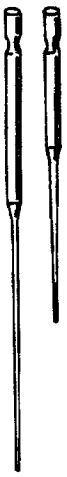


Fig. 31 Tubo capilar

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. 32).

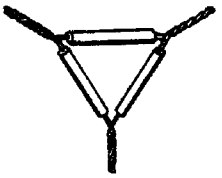


Fig. 32 Triángulo de arcilla

MATERIALES DE METAL

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, etc. necesarios para el montaje de los distintos aparatos (fig. 33).

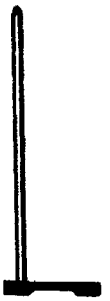


Fig. 33 Soporte universal

Trípode. Aro sostenido por tres partes, todo de metal, en el que se coloca el recipiente con la sustancia que se calentará (fig. 34).

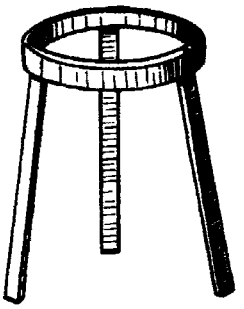


Fig. 34 Trípode

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

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. 36).

Fig. 36 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. 37).

Fig. 37 Pinza para vaso de precipitados

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. 38).

Fig. 38 Pinza para crisol

Pinza para bureta. 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. 39).

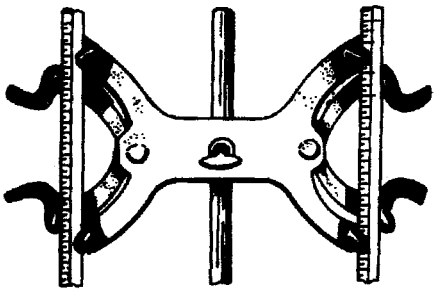


Fig. 39 Pinza para bureta

Pinza de extensión. Instrumento de metal constituido por dos partes. Una parte tiene forma de V y mediante ella se sujeta 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. También se fabrican pinzas de extensión con mordaza (fig. 40).

Fig. 40 Pinza de extensión

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 su tubo macizo y recto o un aro (fig. 41).

Fig. 41 Nuez o mordaza

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. 42).

Fig. 42 Aro o anilla

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).

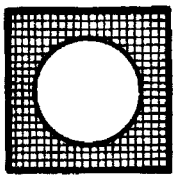


Fig. 43 Tela metálica amiantada

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. 44).

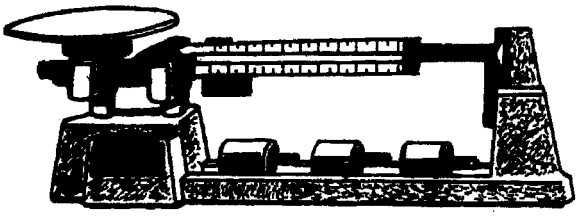


Fig. 44 Balanza

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, etc. (fig. 45).

Fig. 45 Termómetro

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:

a) Manipule el mechero con cuidado para evitar que se derrame el alcohol.
b) Encienda el mechero con un fósforo y no con otro mechero encendido.
c) No añada alcohol al mechero cuando esté encendido.
d) Apague el mechero cubriendo la llama con la tapa y no soplándola.
e) Mantenga cubierta la mecha con la tapa cuando no se esté utlizando el mechero.
f) Para calentar sustancias utilice la cápsula de porcelana, el crisol, el tubo de combustión o los recipientes de vidrio siguientes: tubo de ensayos, vaso de precipitados, erlenmeyer, balón, balón de destilación y matraz.
g) Al calentar u sustancia contenida en un recipiente, coloque 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, evite que su fondo toque la mecha, ya que pudiera rajarse.
g) En caso de incendio cubra las llamas con un paño, con agua o con arena.

3 Densidad (a 25 °C) y temperaturas de fusión y de ebullición (a 100 kPa) de algunas sustancias puras

Nombre	*Densidad (g/mL)*	*Temperatura de fusión (°C)*	*Temperatura de ebullición (°C)*
ALUMINIO			
Aluminio	2,70	660,3	2 467
Óxido de aluminio	3,97	2 015	2 980
Cloruro de aluminio	2,44		177,8 (s)
Sulfato de aluminio	2,71	770 (d)	
Hidróxido de aluminio	2,42	(d)	

Nombre	*Densidad (g/mL)*	*Temperatura de fusión (°C)*	*Temperatura de ebullición (°C)*
AMONIO			
Amoníaco	0,77	– 77,7	– 33,4
Cloruro de amonio	1,53	340 (s)	520
Nitrato de amonio	1,73	169,6	210 (d)
Dicromato de amonio	2,15	(d)	
Tiocianato de amonio	1,30	149,6	170 (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
Trióxido de azufre	1,97	16,83	44,8
Ácido sulfúrico	1,84	10,38	330
Sulfuro de hidrógeno	0,96	– 85,5	– 60,7
BARIO			
Óxido de bario	5,72	1 918	
Sulfato de bario	4,50	1 580	
Hidróxido de bario octahidratado	2,18	78	
BROMO			
Dibromo	3,11	– 7,2	58,78
CALCIO			
Calcio	1,54	839	1 484
Óxido de calcio	3,25	2 614	2 850
Cloruro de calcio	2,15	782	1 600
Carbonato de calcio	2,71	1 282	(d)
Sulfato de calcio	2,96	1 450	
Hidróxido de calcio	2,24	580 (d)	
CARBONO			
Carbono (diamante)	3,51	3 500	
Carbono (grafito)	2,25		
Monóxido de carbono	0,85	– 199	– 191,5
Dióxido de carbono	1,53		– 78,5 (s)
Tetracloruro de carbono	1,59	– 23,0	76,8
CINC			
Cinc	7,14	419,6	907
Óxido de cinc	5,61	1 975	
Cloruro de cinc	2,91	283	732
Sulfato de cinc	3,54	600 (d)	
CLORO			
Dicloro	1,9	– 100,98	– 34,6
COBRE			
Cobre	8,92	1 063	2 567
Óxido de cobre (I)	6,0	1 235	1 800

Nombre	*Densidad (g/mL)*	*Temperatura de fusión (°C)*	*Temperatura de ebullición (°C)*
Óxido de cobre (II)	6,4	1 326	
Cloruro de cobre (II)	3,39	620	(d)
Sulfato de cobre (II) pentahidratado	2,28	110	150
Hidróxido de cobre (II)	3,37	(d)	
CROMO			
Óxido de cromo (III)	5,21	2 266	4 000
ESTAÑO			
Estaño (blanco)	7,28	231,9	2 260
FÓSFORO			
Tetrafósforo (rojo)	2,34		
Pentóxido de difósforo	2,39	580	
HIDRÓGENO			
Dihidrógeno	0,09	– 259,15	– 252,8
Peróxido de hidrógeno	1,41	– 0,41	150,2
Agua	1,0	0	100
HIERRO			
Hierro	7,86	1 535	2 750
Óxido de hierro (II)	5,7	1 369	
Óxido de hierro (III)	5,24	1 565	
Cloruro de hierro (II)	3,16	670	(s)
Cloruro de hierro (III)	2,9	306	315 (d)
Sulfuro de hierro (II)	4,74	1 196	(d)
MAGNESIO			
Magnesio	1,74	648,8	1 107
Óxido de magnesio	3,58	2,852	3 600
NITRÓGENO			
Dinitrógeno		– 209,9	– 195,8
Monóxido de nitrógeno	1,25	– 163,6	– 151,8
Dióxido de nitrógeno	1,34	– 11,2	21,2
Pentóxido de dinitrógeno	1,45	30	47 (d)
Ácido nítrico	1,64	– 42	83
OXÍGENO	1,502		
Dioxígeno		– 219,0	– 183,0
Trioxígeno (ozono)	1,13	– 192,7	– 111,9
PLATA			
Plata		961,93	2 212
Cloruro de plata	10,5	455	1 550
Nitrato de plata	5,56	212	444 (d)
PLOMO	4,35		
Plomo			
Óxido de plomo (II)	11,34	327,5	1 740
	9,53	886	

Nombre	*Densidad (g/mL)*	*Temperatura de fusión (°C)*	*Temperatura de ebullición (°C)*
Óxido de plomo (IV)	9,38	290 (d)	
POTASIO			
Cloruro de potasio	1,98	770	1 500 (s)
Clorato de potasio	2,32	356	400 (d)
Nitrato de potasio	2,11	334	400 (d)
Permanganato de potasio	2,70	<240 (d)	
Hidróxido de potasio	2,04	369,4	1 322
SILICIO			
Dióxido de silicio	2,64	1 610	2 230
SODIO			
Cloruro de sodio	2,16	801	1 413
Hidrogenocarbonato de sodio	2,16		
Hidróxido de sodio	2,13	318,4	1 390
WOLFRAMIO			
Wolframio	19,35	3 410	5 660
YODO			
Diyodo	4,93	113,5	184,4

Simbología
(d) descompone
(s) sublima

Nota
La densidad de todas las sustancias gaseosas está expresada en $g \cdot L^{-1}$.

4 Reglas para determinar el número de oxidación

1. En las sustancias simples el número de oxidación de cualquiera de sus átomos es cero.
2. En los iones simples el número de oxidación es igual a la carga del ion.
3. En las sustancias oxigenadas (excepto en los peróxidos, superóxidos y compuestos de flúor) el número de oxidación del oxígeno es 2− .
4. La suma algebraica de los números de oxidación de todos los átomos en la fórmula química de una sustancia es igual a cero.
5. La suma algebraica de los números de oxidación en los iones poliatómicos es igual a la carga del ion.
6. En todas las sustancias hidrogenadas (excepto en los hidruros de metales activos, tales como NaH y CaH_2) el número de oxidación del hidrógeno es 1+ . En los hidruros de metales activos el número de oxidación del hidrógeno es 1− .
7. En todos los sulfuros el número de oxidación del azufre es 2− .

Bibliografía

1. BLANCO, J. y JULIAN PEREIRA: *Química Inorgánica I* (Tomos I y II). Ediciones ENSPES, La Habana, 1982.
2. COTTON, F.A and. G. WILKINSON: *Advanced. Inorganic. Chemistry.* Edición Revolucionaria, Instituto del Libro, Vedado, Habana, 1971.
3. GRAY HARRY B. y otros: *Principios básicos de Química.* Editorial Pueblo y Educación. Ciudad de La Habana, 1981.
4. KARAPETIANTS, M.I. y otros: *Estructura de la sustancia.* Editorial Mir, Moscu, 1974.
5. CUERVO, M. y otros: *Nomenclatura Química.* Editorial Pueblo y Educación, Ciudad de La Habana, 1982.
6. MINED: *Química Tomo I.* Editorial Pueblo y Educación. Ciudad de La Habana, 1970.
7. LATIMER, M. and JOEL H. HILDEBRAND: *Reference Book of Inorganic Chemistry.* Edición Revolucionaria, La Habana, 1967.
8. BAILAR, J.C. y otros: *Química Básica.* Editorial Alhambra, S.A., España, 1968.
9. CHEMICAL EDUCATION MATERIAL STUDY: *Química, una ciencia experimental.* Editorial Pueblo y Educación, Instituto Cubano del Libro, Habana 1973.
10. SIENKO M.J y PLANE: *Química.* Edición Revolucionaria, La Habana, 1966.
11. GARCÍA, L. y otros: *Química 8vo. grado.* Editorial Pueblo y Educación, Ciudad de La Habana, 1979.
12. UNESCO - PNUMA: *Educación ambiental: Módulo para entrenamiento de profesores de ciencia en servicio y de supervisores para las escuelas secundarias.* Oficina Regional de Educación para América Latina y Caribe (OREALC), Santiago de Chile, Diciembre, 1987.
13. HUTCHINSON, E.: *Química. Los elementos y sus reacciones.* Editorial Reverté, S.A., Barcelona, 1968.
14. SPICE, E.: *Enlace químico y estructura.* Editorial Alhambra, S.A., Madrid, 1967.
15. JODAKOV, Yu.V. y otros: *Química Inorgánica* (Primera parte). Editorial Mir, URSS, 1987.
16. ------: *Química Inorgánica* (Segunda parte). Editorial Mir, URSS, 1988.
17. RUDOLF, CH. HANS: *Química.* Editorial Reverté, S.A., España, 1976.
18. ------: *Química General.* Editorial Reverté, S.A., España, 1975.
19. RITTER, HOWARD L.: *Introducción a la Química.* Editorial Reverté, S.A., Barcelona, 1956.

20. SNEEL, C.T. y SNELL T.D.: *Fundamentos de Química Aplicada.* Ediciones Técnicas Marcombo, S.A., Barcelona, 1966.
21. HEPLER, L.: *Principios de Química.* Editorial Reverté, S.A., Barcelona, 1968.
22. PONJUAN, A. y otros: *Química Inorgánica. Tomos I y II.* Editorial Pueblo y Educación, Ciudad de La Habana, 1979.
23. BRUNI, G.: *Qui.mica Inorgánica.* Unión Tipográfica Editorial Hispano Americana, España, 1965.
24. LEÓN, R.: *Química General Superior.* Editorial Pueblo y Educación, Ciudad de La Habana, 1985.
25. MADRAS, S y otros: *Química. Curso preuniversitario.* McGraw - Hill, México, 1987.
26. MEYENDORF, y otros: *Chemie 7.* Volk und Wissen Volkseigener Verlag, Berlín, 1988.
27. LANGE, P. y otros: *Chemie 8.* Volk und Wissen Volkseigener Verlag, Berlín, 1989.
28. DICKERSON, R.E. y otros: *Principios de Química (Tomos I y II).* Editorial Reverté, S.A., Barcelona, 1985.

Colección Secundaria Básica

9 789591 318855