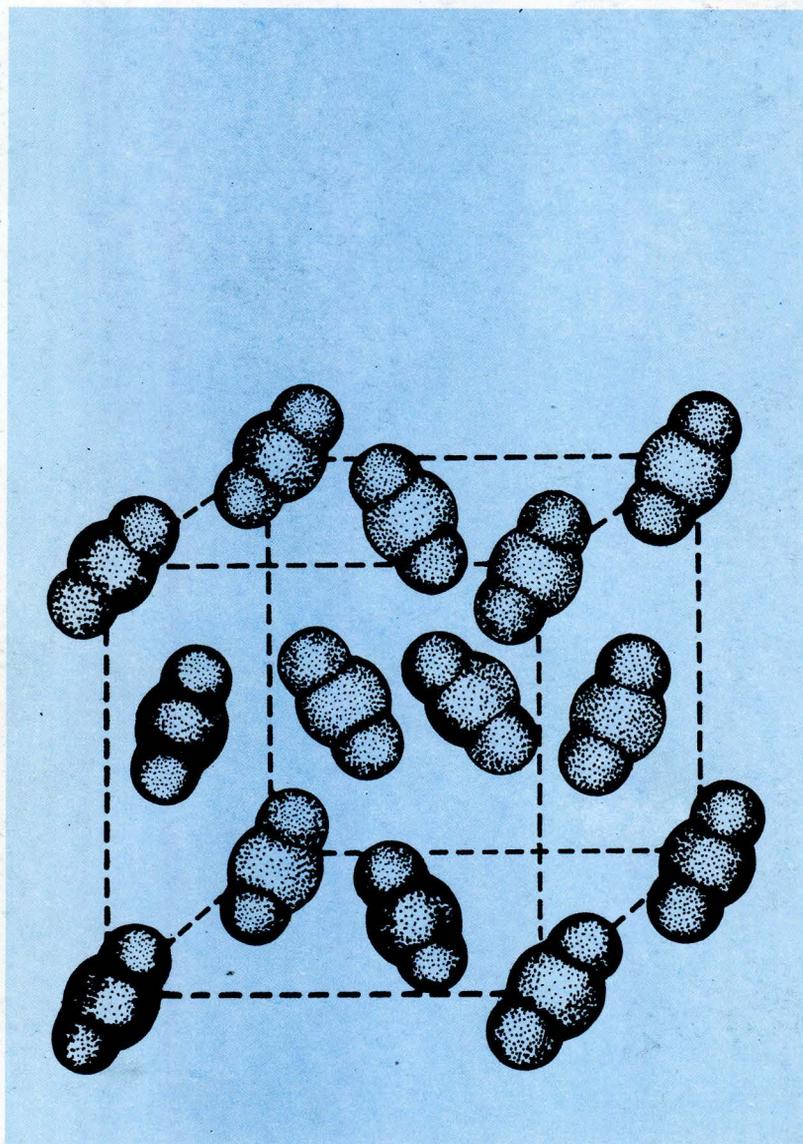


LIBRO DE DISTRIBUCIÓN GRATUITA. PROHIBIDA SU VENTA



Química

Parte 2

secundaria básica

QUÍMICA

Secundaria Básica

Parte 2

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



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: Abelardo Ferrero Llanes

- © Decimosexta reimpresión, 2019
- © Primera reimpresión, 1994
- © Ministerio de Educación, Cuba, 1991
- © Editorial Pueblo y Educación, 1991

ISBN 978-959-13-1884-8 Obra completa
ISBN 978-959-13-1886-2 Parte 2

EDITORIAL PUEBLO Y EDUCACIÓN
Ave. 3ra. A No. 4601 entre 46 y 60,
Playa, La Habana, Cuba. CP 11300.
epc@cnet.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 el 9no. grado de 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 Mariell, 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 experimentos 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

4 Las Sales	123
<i>Introducción</i>	123
4.1 Propiedades físicas de las sales	124
4.2 Estructura de las sales	125
4.3 Nomenclatura y notación química de las sales	130
4.4 Obtención de sales	133
4.5 Cantidad de sustancia. Masa molar	135
4.6 Información cuantitativa que se obtiene de una fórmula y de una ecuación química	139
4.7 Las disoluciones acuosas de las sales. La concentración másica	142
4.8 Las reacciones entre las disoluciones acuosas de las sales	145
4.9 Aplicaciones de las sales	147
<i>Resumen y ejercicios</i>	149
5 Los hidróxidos metálicos	150
<i>Introducción</i>	150
5.1 Propiedades físicas de los hidróxidos metálicos	150
5.2 Estructura de los hidróxidos metálicos	151
5.3 Nomenclatura y notación química de los hidróxidos metálicos	153
5.4 Hidróxidos metálicos solubles en agua. Las disoluciones básicas	154
5.5 Hidróxidos metálicos prácticamente insolubles en agua. Obtención y propiedades	157
5.6 Aplicaciones de los hidróxidos metálicos	159
<i>Resumen y ejercicios</i>	160
6 Los hidróxidos no metálicos. Los hidrácidos	162
<i>Introducción</i>	162
6.1 Propiedades físicas de los hidróxidos no metálicos	162
6.2 Estructura de los hidróxidos no metálicos	163
6.3 Las disoluciones acuosas de los hidróxidos no metálicos	164
6.4 Nomenclatura y notación química de los hidróxidos no metálicos	167
6.5 Los hidrácidos	169
6.6 Reacción de las disoluciones ácidas con las disoluciones básicas y con los metales	171
6.7 Los ácidos y el medio ambiente. Aplicaciones de los ácidos y de sus disoluciones	174
6.8 Propiedades ácido-base de los hidróxidos	175
<i>Resumen y ejercicios</i>	177
7 La Ley periódica	178
<i>Introducción</i>	178
7.1 La tabla periódica y la estructura del átomo	182
7.2 Estructura y propiedades de las sustancias simples de los elementos químicos	182
7.3 Estructura y propiedades ácido-base de los óxidos e hidróxidos de los elementos químicos	188
7.4 La ley periódica. Posición de los elementos químicos en la tabla periódica y propiedades de sus sustancias simples y de las sustancias compuestas	191
7.5 Historia del descubrimiento de la ley periódica: una hazaña científica	196
<i>Resumen y ejercicios</i>	199

8 Sistematización	203
<i>Introducción</i>	203
8.1 La estructura de las sustancias	203
8.2 La reacción química	208
Experimentos de clase	214
4.1 Observación de muestras de diferentes Sales	214
4.2 Comprobación de la solubilidad de algunas sustancias en agua	214
4.3 Preparación de la disolución acuosa de una sal, conocidos el volumen de disolución y la masa del soluto a disolver	215
4.4 Reacción entre las disoluciones acuosas de sales	217
4.5 Comprobación de las sales que deben reaccionar en disolución acuosa para obtener una sal determinada	218
6.1 Determinación del carácter ácido o básico de varias disoluciones	219
7.1 Propiedades ácido-base de algunos hidróxidos de los elementos químicos del período 3 de la tabla periódica.	220
Prácticas de laboratorio	223
4.1 Preparación de la disolución acuosa de una sal, conocidos la concentración molar y el volumen de la disolución	223
5.1 Propiedades de los hidróxidos de sodio, de calcio y de magnesio	224
5.2 Problema experimental	226
6.1 Propiedades de los ácidos clorhídrico y sulfúrico. Identificación de iones	227
Apéndice	230
1 Indicaciones para el trabajo con las sustancias	230
2 Útiles de uso más frecuentes en el laboratorio de Química	230
3 Densidad (a 25 °C), temperaturas de fusión y de ebullición de algunas sustancias puras (a 100 kPa)	237
4 Reglas para determinar el número de oxidación	240
5 Tabla de masa molecular de algunas sustancias	241
6 Tabla periódica de los elementos químicos	248
Bibliografía	250

4 Las sales

Introducción

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

La corteza terrestre está constituida por un gran número de minerales, muchos de los cuales tienen entre sus componentes fundamentales a las sales (tabla 4.1).

Tabla 4.1 Minerales y sales que los componen

<i>Mineral</i>	<i>Nombre de la sal predominante</i>	<i>Fórmula de la sal</i>
yeso	sulfato de calcio	CaSO ₄
galena	sulfuro de plomo (II)	PbS
fosforita	fosfato de calcio	Ca ₃ (PO ₄) ₂
siderita	carbonato de hierro (II)	FeCO ₃
fluorita	fluoruro de calcio	CaF ₂
blenda	sulfuro de cinc	ZnS

Las aguas de los océanos, ríos y lagos son disoluciones salinas. Las sales son parte fundamental de los tejidos de los organismos como son los de las plantas, el óseo y el muscular de algunos animales.

Atendiendo a su composición las sales se clasifican en sales binarias y sales ternarias. Las binarias son compuestos formados por un elemento metálico y uno no metálico, excepto el oxígeno y el hidrógeno.

Ejemplo de ellas son el cloruro de sodio, NaCl y el sulfuro de plomo (II), PbS.

Existe otro tipo de sales donde, además de un elemento metálico y uno no metálico, está presente el oxígeno, tal es el caso del carbonato de calcio, CaCO_3 (ver figura 4.1), y del sulfato de cobre (II), CuSO_4 .

Este tipo de sales se conoce con el nombre de sales ternarias u oxisales.

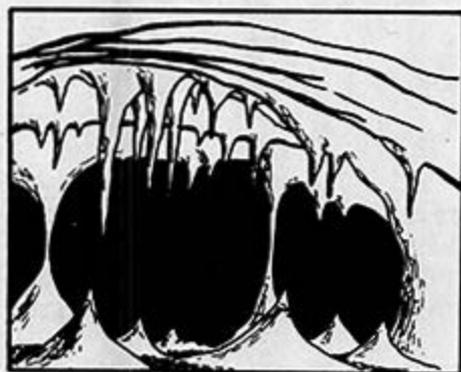


Fig. 4.1 Las estalactitas y estalagmitas formadas en las cuevas cubanas están constituidas fundamentalmente por carbonato de calcio

4.1 Propiedades físicas de las sales

A temperatura y presión ambiente las sales son sólidos cristalinos de relativamente elevadas temperaturas de fusión y de ebullición (tabla 4.2).

Tabla 4.2 Temperaturas de fusión y de ebullición y solubilidad en agua de algunas sales

Nombre	Fórmula química	t.f./°C	t.e./°C	Solubilidad en agua
Cloruro de sodio	NaCl	801	1 413	soluble
Yoduro de potasio	KI	682	1 324	soluble
Fluoruro de calcio	CaF_2	1 418	2 407	prácticamente insoluble
Cloruro de cinc	ZnCl_2	283	732	soluble
Carbonato de calcio	CaCO_3	1 282	descomponen	prácticamente insoluble

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

* Existen otros tipos de sales que son compuestos cuaternarios, como el hidrógeno carbonato de sodio, NaHCO_3 .

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

A diferencia de los metales, las sales en estado sólido no conducen la corriente eléctrica (aisladores). En estado líquido (fundidas) o disueltas en agua si permiten el paso de la corriente eléctrica (fig. 4.2).

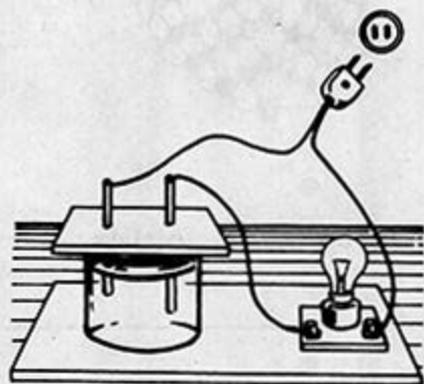


Fig. 4.2 Esquema del aparato para comprobar la conductividad eléctrica de las sales en estado sólido, fundidas y en disolución

???

4.1 Defina los conceptos:

a) sal binaria; b) sal ternaria u oxisal.

4.2 Describa las propiedades físicas de las sales.

4.3 Clasifique las sustancias representadas a continuación en sal binaria, oxisal u óxido.

a) Na_2S b) CaO c) K_2CO_3 d) NiCl_2
e) FeSO_4 f) AgNO_3 g) PbO h) AlCl_3

4.4 Haga una investigación bibliográfica sobre los principales yacimientos de sales en el continente americano.

4.2 Estructura de las sales

El cloruro de sodio es un sólido iónico formado por iones sodio con una carga eléctrica positiva, Na^+ , e iones cloruro con una carga eléctrica negativa, Cl^- , que se mantienen unidos por la fuerte atracción de sus cargas contrarias (fig. 4.3).

Los cationes sodio y los aniones cloruro se forman por la pérdida y la ganancia de un electrón, respectivamente (fig. 4.4).

En el cristal del cloruro de sodio cada catión sodio está rodeado de seis aniones cloruro y viceversa, de forma tal que el cristal se extiende en todas las direcciones y el número de iones depende de su tamaño.

En los cristales como el del cloruro de sodio no existen moléculas por lo que las fórmulas químicas de estas sustancias solo indican la menor relación que

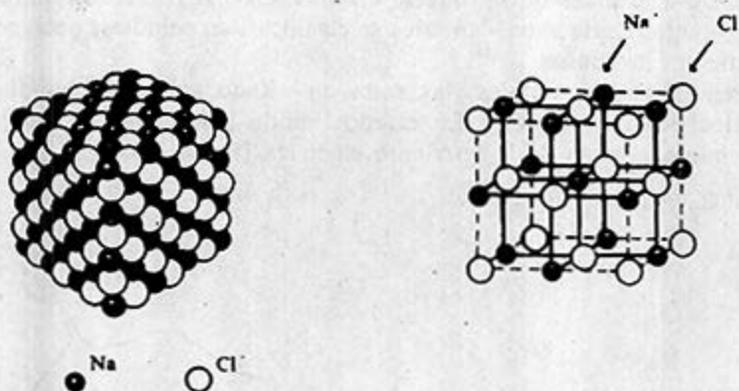


Fig. 4.3 Estructura cristalina del cloruro de sodio

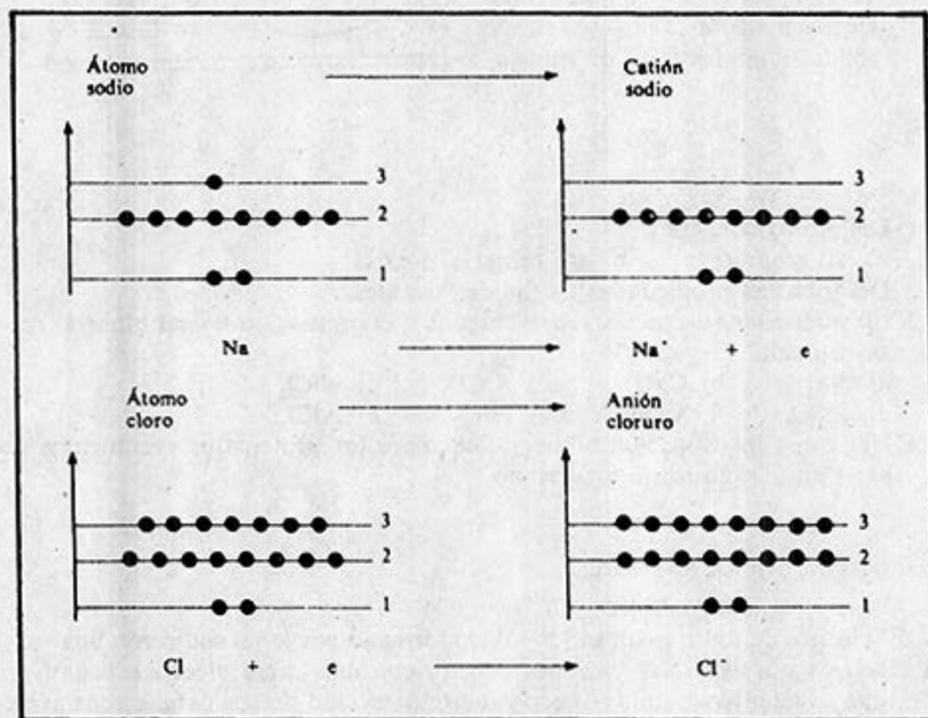


Fig. 4.4 Representación de la formación de los iones Na^+ y Cl^-

hay entre el número de partículas. Por ejemplo, la fórmula NaCl nos informa que en la sustancia cloruro de sodio por cada ion sodio (Na^+) hay un ion cloruro (Cl^-).

Al igual que el cloruro de sodio, muchas sales están formadas por iones, aunque no en todos los casos tienen la misma distribución espacial (fig. 4.5).

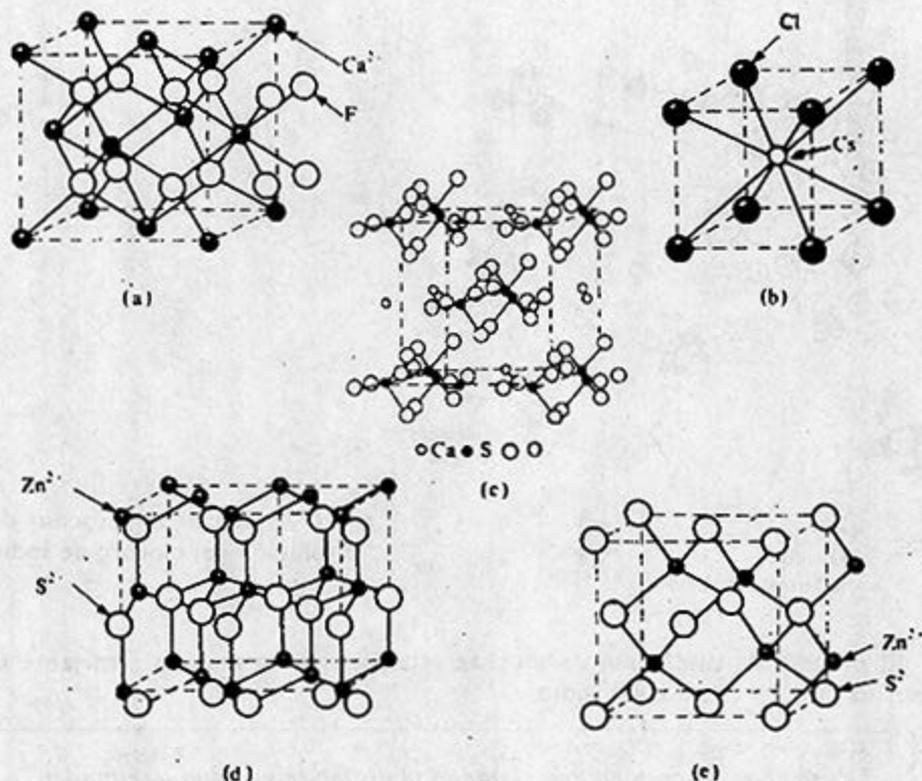


Fig. 4.5 Redes cristalinas de distintas sales: a) fluorita (fluoruro de calcio); b) cloruro de cesio; c) sulfato de calcio; d) wurtzita (sulfuro de cinc hexagonal); e) blenda de cinc (sulfuro de cinc cúbico)

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

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

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

Cuando el cloruro de sodio se disuelve en agua se produce la ruptura del cristal por la interacción entre las moléculas polares del agua y los iones del cristal. Como consecuencia, los iones se separan de la red (ruptura del enlace iónico) y adquieren una mayor movilidad. Por esto, la disolución acuosa del cloruro de sodio conduce la corriente eléctrica (fig. 4.6).

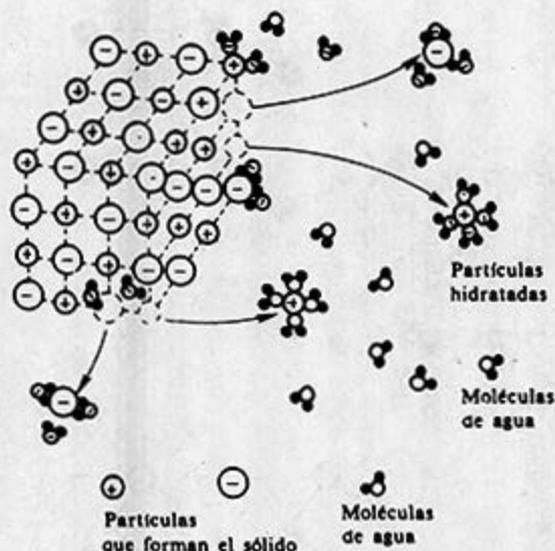


Fig. 4.6 Esquema del proceso de disolución del cloruro de sodio en agua

El proceso de disolución de muchas sales ocurre de manera semejante al descrito para el cloruro de sodio.

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

En las sales fundidas o en sus disoluciones se encuentran los iones que las componen (tabla 4.3).

Tabla 4.3 Representación de los iones presentes en las sales fundidas y en disolución acuosa

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

En las sales ternarias iónicas los cristales están formados por cationes metálicos y por aniones constituidos por más de un elemento químico, uno de los cuales es el oxígeno. En estos aniones los enlaces entre los átomos de los elementos no metálicos y el oxígeno son covalentes.

Los iones formados por dos o más átomos se denominan *iones poliatómicos* (tabla 4.4).

En las oxisales pueden existir dos tipos de enlace químico:

el iónico entre los cationes metálicos y los aniones poliatómicos que forman el cristal;

el covalente polar ... entre los átomos que forman el anión

Tabla 4.4 Algunos aniones poliatómicos oxigenados

Nombre del anión	Representación química del ion	Representación de los enlaces
nitrato	NO_3^-	$[\text{O}=\text{N} \begin{array}{l} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{O} \end{array}]^-$
sulfato	SO_4^{2-}	$[\text{O}=\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\text{S}}}\text{O}]^{2-}$
carbonato	CO_3^{2-}	$[\text{O}=\text{C} \begin{array}{l} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{O} \end{array}]^{2-}$

Las oxisales al disolverse en agua forman disoluciones electrolíticas donde están presentes cationes metálicos y aniones de forma semejante a como ocurre en las sales binarias. Por ejemplo, en una disolución de sulfato de cobre (II) están presentes los iones de la sal: Cu^{2+} (ac) y SO_4^{2-} (ac).

???

4.5 ¿Qué es un ion poliatómico?

4.6 De la sal cloruro de potasio, KCl, diga:

a) ¿Qué partículas constituyen el cristal?

b) ¿Qué tipo de sustancia es, atendiendo a las partículas que la constituyen?

c) ¿Qué tipo de enlace presenta?

d) ¿Conduce la corriente eléctrica una disolución de esta sal? ¿Por qué?

4.7 A qué se deben los relativamente altos valores de las temperaturas de fusión y de ebullición de las sales?

4.8 ¿Por qué las sales fundidas o en disolución acuosa conducen la corriente eléctrica y en estado sólido no?

- 4.9 ¿Por qué el bromuro de litio, LiBr, líquido conduce la corriente eléctrica y el dibromo, Br₂, líquido no?
- 4.10 Establezca una comparación entre las sales binarias y las oxisales en cuanto a: a) composición; b) tipo de enlace; c) propiedades físicas.
- 4.11 En una disolución de cloruro de bario, qué iones de la sal están presentes.

4.3 Nomenclatura y notación química de las sales

Nomenclatura química de las sales binarias

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

<i>Fórmula química</i>	<i>Nombre de la sustancia</i>
NaF	fluoruro de sodio
CaBr ₂	bromuro de calcio
AlI ₃	yoduro de aluminio
CuCl ₂	cloruro de cobre (II)
Fe ₂ S ₃	sulfuro de hierro (III)
KCl	cloruro de potasio
MgI ₂	yoduro de magnesio
NiS	sulfuro de níquel (II)
Ag ₂ S	sulfuro de plata

Notación química de las sales binarias

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

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

Nomenclatura de las oxisales

Para nombrar las oxisales se nombra el ion poliatómico (tabla 4.5) seguido de la preposición de y a continuación el nombre del elemento metálico. Cuando este último tiene más de un número de oxidación se especifica el valor del mismo al igual que en las sales binarias.

<i>Fórmula química</i>	<i>Nombre</i>
AgNO ₃	nitrato de plata
Na ₂ CO ₃	carbonato de sodio
Fe ₂ (SO ₄) ₃	sulfato de hierro (III)
CuSO ₄	sulfato de cobre (II)
AlPO ₄	fosfato de aluminio
Na ₂ SiO ₃	silicato de sodio
Zn(NO ₃) ₂	nitrato de cinc

Tabla 4.5 Principales aniones poliatómicos oxigenados

Grupo de la tabla	Símbolos químicos de los elementos	Representación química de los aniones	Nombre de los aniones
IV A	C	CO_3^{2-}	carbonato
	Si	SiO_3^{2-}	silicato
V A	N	NO_2^-	nitrito
		NO_3^-	nitrato
VI A	P	PO_3^{3-}	fosfito
		PO_4^{3-}	fosfato
VII A	S	SO_3^{2-}	sulfito
		SO_4^{2-}	sulfato
VII A	Cl	ClO^-	hipoclorito
		ClO_2^-	clorito
		ClO_3^-	clorato
		ClO_4^-	perclorato

Notación química de las oxisales

Para escribir la fórmula química de las oxisales se procede de la forma siguiente:

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

La fórmula CuSO_4 indica que en la sustancia sulfato de cobre (II), por cada catión cobre dos, (Cu^{2+}), hay un anión sulfato (SO_4^{2-}).

???

4.12 Nombre las sales representadas a continuación:

- a) NaBr b) MgCl_2 c) K_2S d) KI e) NiS f) FeCl_3

4.13 Escriba las fórmulas de:

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

4.14 Nombre las sales cuyas fórmulas son:

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

4.15 Escriba las fórmulas químicas de las sustancias siguientes:

- a) sulfato de bario; b) carbonato de sodio;
c) nitrato de potasio; d) nitrato de hierro (III)

4.16 Complete el cuadro siguiente:

<i>Nombre de la sustancia</i>	<i>Fórmula química</i>	<i>Clasificación atendiendo a su composición</i>
	KCl	
nitrito de bario		
	Al_2S_3	
sulfato de calcio		
	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	

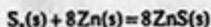
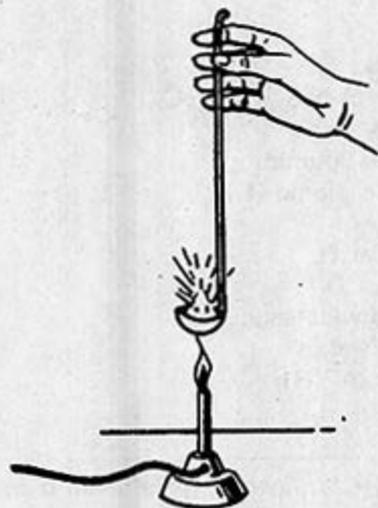
4.4 Obtención de sales

Al calentar sodio en atmósfera de dicloro se obtiene el cloruro de sodio (fig. 4.7).



Fig. 4.7 Representación de la obtención del cloruro de sodio.

Al calentar una mezcla de octazufre y de cinc en polvo, se produce una reacción exotérmica en la que se obtiene sulfuro de cinc* (fig. 4.8).



$$\Delta H < 0$$

Fig. 4.8 Reacción del octazufre con el cinc

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

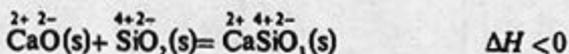
En todas estas reacciones químicas los átomos de los elementos que forman las sustancias simples reaccionantes varían su número de oxidación.

Todas las reacciones de obtención de sales binarias a partir de la reacción de un metal con un no metal son de oxidación reducción. En ellas el metal es el agente reductor y el no metal el agente oxidante.

Las oxisales pueden considerarse como el producto de la reacción entre los óxidos metálicos y los óxidos no metálicos. A diferencia de las reacciones entre los metales y los no metales, estas reacciones no son de oxidación reducción.

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

Por ejemplo, al reaccionar el óxido de calcio con el dióxido de silicio puede comprobarse, al determinar los números de oxidación (apéndice 4), que estos no varían.



???

- 4.17 Describa una forma de obtener sales binarias.
- 4.18 ¿Siempre que reaccione un metal y un no metal se obtiene una sal? Explique.
- 4.19 Nombre las sales que se forman cuando reaccionan las sustancias siguientes:
- diyodo y sodio;
 - octazufre y aluminio.
- 4.20 Para las reacciones exotérmicas entre los pares de sustancias siguientes:
- cinc y dicloro;
 - diyodo y aluminio.
- a) Escriba las ecuaciones químicas correspondientes.
 - b) Interpretelas cualitativa y cuantitativamente.
 - c) Determine los números de oxidación de cada elemento químico en las sustancias reaccionantes y en los productos.
 - d) Clasifique estas reacciones atendiendo a la variación o no del número de oxidación.

4.5 Cantidad de sustancia. Masa molar

El químico comúnmente trabaja con muestras de sustancias. Cualquier muestra de sustancia se caracteriza por su masa y por su volumen. Dado que toda muestra de sustancia está constituida por átomos, moléculas o iones también puede ser caracterizada por el número de entidades elementales presentes en ella (fig. 4.9).

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

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

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

Muestra de hierro	Muestra de agua
	
$m(\text{Fe}) = 56 \text{ g}$ $V(\text{Fe}) = 7.1 \text{ cm}^3$ $N(\text{Fe}) = 6.02 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$	$m(\text{H}_2\text{O}) = 9 \text{ g}$ $V(\text{H}_2\text{O}) = 9 \text{ mL}$ $N(\text{H}_2\text{O}) = 3.01 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$

Fig. 4.9 La masa, el volumen y el número de entidades elementales caracterizan a las muestras de sustancias

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

De esta forma la muestra de hierro representada en la figura 4.9, como está constituida por $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de hierro* tiene una cantidad de sustancia $n(\text{Fe}) = 1 \text{ mol}$. Para la muestra de agua representada $n(\text{H}_2\text{O}) = 0,5 \text{ mol}$.

Para los químicos la cantidad de sustancia es la magnitud física fundamental al caracterizar una muestra de sustancia.

Para expresar correctamente una cantidad de sustancia determinada se utiliza el símbolo n y a continuación se escribe entre paréntesis el símbolo químico o la fórmula de la especie química de que se trate.

Se escribe

Se lee

$n(\text{C}) = 3 \text{ mol}$	tres moles de carbono
$n(\text{O}_2) = 5 \text{ mol}$	cinco moles de dióxigeno
$n(\text{H}_2\text{O}) = 0,5 \text{ mol}$	medio mole de agua
$n(\text{NaCl}) = 1 \text{ mol}$	un mole de cloruro de sodio

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

Número de entidades elementales

Cantidad de sustancia

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

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

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

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

Masa Molar

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

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

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

AGUA

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

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

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

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

La unidad de la masa molar es el $\text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$, aunque comúnmente se expresa en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Los valores de la masa molar, $M(X)$, para cada sustancia aparecen en tablas y coinciden numéricamente con los de las masas fórmulas relativas cuando se expresa en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$. En el apéndice 4 se relacionan las masas molares de algunas sustancias.

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

tancia, al despejar $m(X)$ o $n(X)$:

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)} \begin{cases} m(X) = n(X) \cdot M(X) \\ n(X) = \frac{m(X)}{M(X)} \end{cases}$$

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

<i>Pasos a seguir</i>	<i>Desarrollo</i>				
1. Determinar la incógnita y los datos.	<table border="0"> <tr> <td>Incógnita</td> <td>$m(\text{NaCl})$</td> </tr> <tr> <td>Datos</td> <td>$n(\text{NaCl}) = 3 \text{ mol}$</td> </tr> </table>	Incógnita	$m(\text{NaCl})$	Datos	$n(\text{NaCl}) = 3 \text{ mol}$
Incógnita	$m(\text{NaCl})$				
Datos	$n(\text{NaCl}) = 3 \text{ mol}$				
2. Escribir la relación o las relaciones necesarias.	$M(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{n(\text{NaCl})}$ $m(\text{NaCl}) = n(\text{NaCl}) \cdot M(\text{NaCl})$				
3. Sustituir, según los datos y la tabla de masas molares, los valores y sus unidades.	$m(\text{NaCl}) = 3 \text{ mol} \cdot 58,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$				
4. Resolver.	$m(\text{NaCl}) = 175,5 \text{ g}$				
5. Respuesta.	La masa de la muestra es de 175,5 g.				

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

<i>Pasos a seguir</i>	<i>Desarrollo</i>				
1. Determinar la incógnita y los datos.	<table border="0"> <tr> <td>Incógnita</td> <td>$n(\text{Fe})$</td> </tr> <tr> <td>Datos</td> <td>$m(\text{Fe}) = 280 \text{ g}$</td> </tr> </table>	Incógnita	$n(\text{Fe})$	Datos	$m(\text{Fe}) = 280 \text{ g}$
Incógnita	$n(\text{Fe})$				
Datos	$m(\text{Fe}) = 280 \text{ g}$				
2. Escribir la relación o las relaciones necesarias.	$M(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe})}{n(\text{Fe})} \quad n(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe})}{M(\text{Fe})}$				
3. Sustituir, según los datos y la tabla de masas molares, los valores y sus unidades.	$n(\text{Fe}) = \frac{280 \text{ g}}{56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$				
4. Resolver.	$n(\text{Fe}) = 5 \text{ mol}$				
5. Respuesta.	La cantidad de sustancia es de 5 mol				

- 4.21 Defina la magnitud cantidad de sustancia y su unidad el mole.
- 4.22 Represente abreviadamente las cantidades de sustancias siguientes:
- dos moles de tetrafósforo;
 - cuatro moles de cinc;
 - un cuarto de mole de dióxido de azufre;
 - un mole de cloruro de potasio;
 - tres moles de sulfato de cobre (II);
 - dos moles de sulfuro de calcio.
- 4.23 Cantidades de sustancias iguales de dioxígeno y dicloro contienen igual número de moléculas. Argumente.
- 4.24 Una muestra de octazufre está formada por $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas.
- ¿Qué cantidad de sustancia tiene esta muestra?
 - ¿Tendrá esta muestra de sustancia mayor o menor número de moléculas que otra muestra de tres moles de octazufre?
- 4.25 ¿Qué es la masa molar?
- 4.26 Localice en el apéndice 5 y escriba la masa molar de las sustancias:
- aluminio;
 - dicloro;
 - nitrate de potasio;
 - sulfuro de sodio.
- 4.27 Calcule la cantidad de sustancia de una muestra de 340 g de níquel.
- 4.28 ¿Qué masa tendrá una muestra de 0,5 mol de bromuro de calcio?
- 4.29 Determine la cantidad de sustancia de una muestra de 164 g de fosfato de sodio.
- 4.30 ¿Qué masa tendrá una muestra de 6 mol de octazufre?
- 4.31 Se dispone de una muestra de 2 mol de cada una de las sustancias representadas a continuación:
- FeS,
MgS
CuS.
- Determine cuál de ellas tiene mayor masa.
 - Nombre esta sustancia
 - ¿Cuántos iones de cada tipo constituyen la muestra de MgS?

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

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

Por ejemplo:

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

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

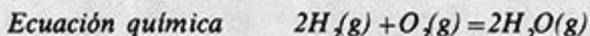
En los ejemplos anteriores se tendrá:

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

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

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

Por ejemplo:



Información sobre:

- $N(X)$ - Por cada *dos moléculas* de hidrógeno reacciona *una molécula* de oxígeno y se producen *dos moléculas* de agua.
- $n(X)$ - Por cada *dos moles* de hidrógeno reacciona *un mole* de oxígeno y se producen *dos moles* de agua.
-

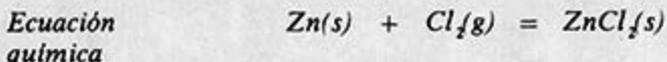
Si se conocen las relaciones entre las cantidades de sustancias que intervienen en una reacción química, es posible calcular, con ayuda de las masas molares las relaciones entre las masas de las sustancias que intervienen en dicha reacción. Por ejemplo:

Ecuación química	$Cl_2(g) + 2Na(s) = 2NaCl(s)$		
$n(X)$	1 mol	2 mol	2 mol
$m(X) = n(X) \cdot M(X)$	71 g	46 g	117 g

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

???

- 4.32 Dadas las fórmulas químicas de las sustancias siguientes: SO_2 y $CaCl_2$
- Escriba el nombre de cada sustancia.
 - ¿Qué información se obtiene de cada una de ellas sobre la relación entre el número de átomos o iones y sobre la relación entre las cantidades de sustancia?
- 4.33 Complete el cuadro siguiente:

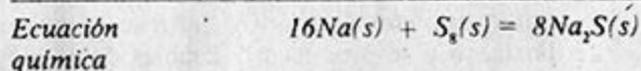


$N(X)$

$n(X)$

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

- 4.34 Si se hace reaccionar sodio con octazufre se obtiene sulfuro de sodio.
- Escriba la ecuación química correspondiente a esta reacción.
 - Calcule las masas de cada una de las sustancias que intervienen en la reacción para la relación representada en la ecuación química.
 - Compruebe que las masas calculadas para esta reacción están de acuerdo con la ley de conservación de la masa.
- 4.35 Complete el cuadro siguiente:



$m(X)$	184 g	128 g
--------	-------	-------

$n(X)$		
--------	--	--

4.7 Las disoluciones acuosas de las sales. La concentración másica

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

Una de las formas más usadas de expresar la composición de una disolución es, por ejemplo: disolución de nitrato de plata, $AgNO_3$, al 1%. Esto significa que por cada 100 g de la disolución hay 1 g de nitrato de plata disuelto.

Esta forma de expresar la composición de una disolución es muy utilizada en las farmacias y laboratorios (fig. 4.10).



Fig. 4.10 Algunos productos farmacéuticos

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

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

Ecuación de definición:

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

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

A partir de la ecuación de definición podrá calcularse:

- la concentración másica de la disolución conocida la masa de soluto disuelto en un volumen determinado de disolución;
- la masa de soluto que es necesario disolver para preparar un volumen de disolución dado a una concentración másica deseada;
- el volumen de la disolución, si se conocen la masa del soluto y la concentración másica de esta.

$$\rho(X) = \frac{m(X)}{V(D)} \begin{cases} m(X) = \rho(X) \cdot V(D) \\ V(D) = \frac{m(X)}{\rho(X)} \end{cases}$$

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

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

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

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

???

- 4.36 ¿A qué se denomina concentración másica?
- 4.37 ¿Diga qué significado cualitativo y cuantitativo tienen las expresiones siguientes:
- Disolución al 10% de NaCl.
 - $\rho(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.
- 4.38 Determine la concentración másica de una disolución que se preparó disolviendo una muestra de $58,5 \text{ g}$ de cloruro de sodio en agua hasta obtener $4,2 \text{ L}$ de disolución.
- 4.39 El sulfato de magnesio está presente en las aguas medicinales, ¿qué volumen de una disolución de concentración másica $1,20 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ es necesario suministrar al organismo para proporcionarle $0,24 \text{ g}$ de sulfato de magnesio?
- 4.40 Determine la masa de soluto necesaria para preparar $2,5 \text{ L}$ de disolución de nitrato de potasio de concentración másica $12,10 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

- 4.41 El nitrato de potasio es muy utilizado como fertilizante. Si se añaden a una parcela experimental 100 L de una disolución de esta oxal de concentración másica $15,15 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.
- ¿Qué masa de soluto se utilizó para preparar los 100 L de disolución?
 - ¿Qué cantidad de sustancia del soluto recibirá el terreno?
 - ¿Qué iones recibirán las plantas a través de sus raíces?
- 4.42 Al vaporizar 1,8 L de disolución de cloruro de magnesio de concentración másica $19,0 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.
- ¿Qué masa de cloruro de magnesio se utilizó para preparar esta disolución?
 - ¿Qué cantidad de sustancia queda en el fondo del recipiente?
- 4.43 ¿Cómo usted prepararía 2,5 L de disolución de cloruro de cobre (II) de concentración másica igual a $67,5 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$?

4.8 Las reacciones entre las disoluciones acuosas de las sales

Las reacciones entre disoluciones acuosas de sales ocurren entre algunos de los iones presentes en las disoluciones. Por ejemplo, cuando se unen disoluciones acuosas de cloruro de bario, BaCl_2 , y de sulfato de cobre (II), CuSO_4 , se obtiene un precipitado de sulfato de bario, BaSO_4 , sal prácticamente insoluble en agua, y cloruro de cobre (II) en disolución, $\text{CuCl}_2(\text{ac})$, (fig. 4.11).

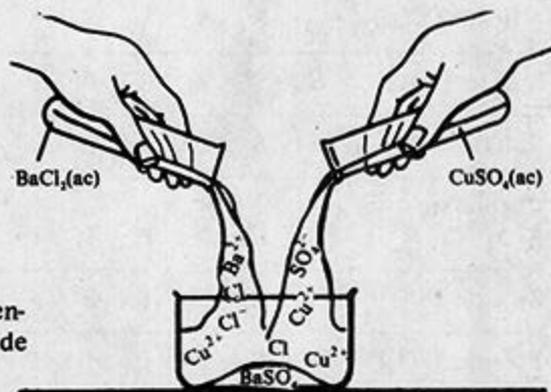
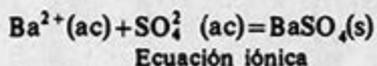
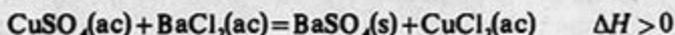


Fig. 4.11 Esquema de la reacción entre las disoluciones acuosas de las sales BaCl_2 y CuSO_4

La reacción ocurrida puede representarse como sigue:



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



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

Para predecir la ocurrencia o no de una reacción química entre disoluciones acuosas de sales puede utilizarse la tabla de solubilidad de las sustancias en agua (tabla 4.6).

Estas reacciones químicas constituyen un importante método de obtención de sales.

Tabla 4.6 Solubilidad de algunas sustancias en agua

Iones	K^+	Na^+	Ag^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Zn^{2+}	Cu^{2+}	Pb^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Al^{3+}	Ni^{2+}
Hidróxido OH^-	S	S	-	S	P	I	I	I	I	I	I	I	I
Cloruro Cl^-	S	S	I	S	S	S	S	S	P	S	S	S	S
Yoduro I^-	S	S	I	S	S	S	S	S	I	S	-	S	S
Sulfuro S^{2-}	S	S	I	I	-	-	I	I	I	I	I	-	I
Nitrato $(NO_3)^-$	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S
Sulfito $(SO_3)^{2-}$	S	S	P	P	P	P	P	-	I	P	-	-	-
Sulfato $(SO_4)^{2-}$	S	S	P	I	P	S	S	S	P	S	S	S	S
Carbonato $(CO_3)^{2-}$	S	S	P	P	I	P	-	-	I	I	-	-	I
Silicato $(SiO_3)^{2-}$	S	S	P	I	P	-	I	-	I	I	-	-	I
Fostato $(PO_4)^{3-}$	S	S	P	I	I	P	I	I	I	I	P	I	I

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

P: poco soluble (entre 1 g y 0,001 g en 100 g de agua)

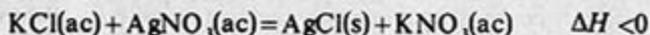
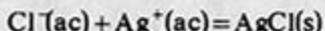
I: prácticamente insoluble (menos de 0,001 g en 100 g de agua)

..: se descompone por el agua o no existe

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

Haciendo uso de la tabla de solubilidad se puede predecir que los iones $Cl^-(ac)$ y los iones $Ag^+(ac)$ presentes en las disoluciones reaccionantes pueden dar

lugar a la formación del cloruro de plata, AgCl , sustancia prácticamente insoluble en agua. Los restantes iones, K^+ (ac) y NO_3^- (ac), quedarán en disolución. Es decir:



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

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

???

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

4.45 ¿Cuál de los siguientes pares de disoluciones reaccionan entre sí formando un precipitado?

1. cloruro de sodio y sulfato de hierro (III);
2. sulfuro de potasio y cloruro de cobre (II);
3. nitrato de calcio y carbonato de potasio.

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

4.47 Dados los pares de disoluciones siguientes:

1. nitrato de cinc y sulfuro de sodio;
2. sulfato de potasio y cloruro de cinc;
3. cloruro de bario y nitrato de plata.

Responda:

- a) ¿Cuáles reaccionan formando un precipitado?
- b) Escriba las ecuaciones iónicas de las reacciones químicas que ocurren.
- c) Clasifique estas reacciones atendiendo a la variación o no del número de oxidación.

4.48 A una mezcla de los sólidos cloruro de cobre (II) y sulfuro de sodio se añaden 50 mL de agua y se agita continuamente. Después la mezcla resultante se filtra y se recoge el filtrado.

- a) ¿Ocurrirá una reacción química en este proceso? Explique.
- b) Nombre y escriba la fórmula química de la sustancia que queda en el papel de filtro.

4.9 Aplicaciones de las sales

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

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

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

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

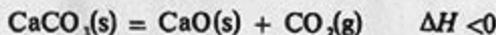
Los iones sodio, potasio y cloruro, presentes en las disoluciones acuosas de cloruro de sodio y de cloruro de potasio, ayudan a mantener el correcto funcionamiento de las células del organismo; es por ello que el hombre necesita ingerir estas sales en su dieta diaria. Estas cantidades de sustancia generalmente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

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

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

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

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



En nuestro país la piedra caliza, formada fundamentalmente por carbonato de calcio y carbonato de magnesio, se utiliza como materia prima para la obtención del óxido de calcio o cal viva.

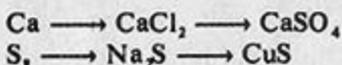
???

- 4.49 Elabore un cuadro resumen de las aplicaciones de las sales en la medicina, en la agricultura y en la industria.
- 4.50 Cite dos aplicaciones de las sales y diga en qué propiedades se fundamentan.
- 4.51 ¿Qué cantidad de sustancia contiene un saco de 50 kg de óxido de calcio?

* Sustancias que absorben vapor de agua

Resumen y ejercicios

- 4.52 Escriba la fórmula química y el nombre de todas las sales que están constituidas por los aniones y cationes representados: S^{2-} , Cl^- , SO_4^{2-} , Li^+ , Ba^{2+} , Na^+ .
- 4.53 ¿Cuántas sales pueden formarse por la unión de los cationes potasio y calcio con los aniones cloruro, sulfato, sulfuro y carbonato? Escriba el nombre de cada una de ellas.
- 4.54 ¿Cómo usted separaría los componentes de una mezcla formada por los sólidos carbonato de calcio y cloruro de calcio?
- 4.55 ¿Cómo usted procedería en el laboratorio para obtener cristales de nitrato de potasio a partir de una disolución de nitrato de plata y otra de cloruro de potasio?
- 4.56 Si en el laboratorio se poseen muestras de los metales sodio y magnesio, y de los no metales dicloro, octazufre y dióxigeno, ¿cuántas sales son posibles de obtener?
- a) Escriba la fórmula química y el nombre de cada una de ellas.
- b) Clasifique todas las sustancias reaccionantes y productos en atómicas, moleculares e iónicas.
- 4.57 ¿Qué se observa cuando una disolución de yoduro de sodio reacciona con una disolución de nitrato de plata? ¿Cómo usted podría obtener por separado los productos de la reacción en estado sólido?
- 4.58 ¿Qué cantidad de sustancia contiene una estalactita que tiene una masa de 5,3 kg de carbonato de calcio?
- 4.59 Calcule la concentración másica de 2,3 L de una disolución de sulfato de cobre (II) que fue preparada con 4,8 g de esta sal.
- 4.60 Escriba las ecuaciones químicas de las reacciones que deben realizarse para llevar a cabo las transformaciones siguientes:



5 Los hidróxidos metálicos

Introducción

Los hidróxidos metálicos son sustancias ternarias en cuya composición se encuentra un elemento metálico, el oxígeno y el hidrógeno. Ejemplo de ellos es el hidróxido de sodio, NaOH, que se conoce comúnmente como *sosa cáustica*.

Otros ejemplos de estos son: el hidróxido de potasio, KOH (potasa cáustica), de gran importancia industrial; el hidróxido de calcio, Ca(OH)₂ (cal apagada), muy usada en medicina (agua de cal) y en la construcción (lechada de cal); el hidróxido de bario, Ba(OH)₂, cuya disolución se conoce con el nombre de agua de barita; el hidróxido de aluminio, Al(OH)₃, componente fundamental del alusil, y el hidróxido de magnesio, Mg(OH)₂ (magnesio de magnesia).

5.1 Propiedades físicas de los hidróxidos metálicos

Los hidróxidos metálicos son, a temperatura ambiente, sustancias sólidas.

Los hidróxidos de los elementos del grupo IA de la tabla periódica funden a temperaturas relativamente altas (tabla 5.1). La mayoría de los restantes hidróxidos metálicos se descomponen a altas temperaturas antes de fundirse.

Tabla 5.1 Temperaturas de fusión de los hidróxidos de los elementos del grupo IA de la tabla periódica

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

Teniendo en cuenta su solubilidad en agua, los hidróxidos metálicos se clasifican en: solubles y prácticamente insolubles.*

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

???

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

5.2 Estructura de los hidróxidos metálicos

Los hidróxidos de los elementos alcalinos y alcalino-térreos son en su mayoría sólidos iónicos. Sus redes cristalinas están formadas por cationes metálicos y aniones hidróxidos, OH^- . Por ejemplo, el hidróxido de sodio en estado sólido está formado por una red cristalina iónica constituida por cationes sodio, Na^+ , y aniones hidróxido, OH^- (fig. 5.1).

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

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

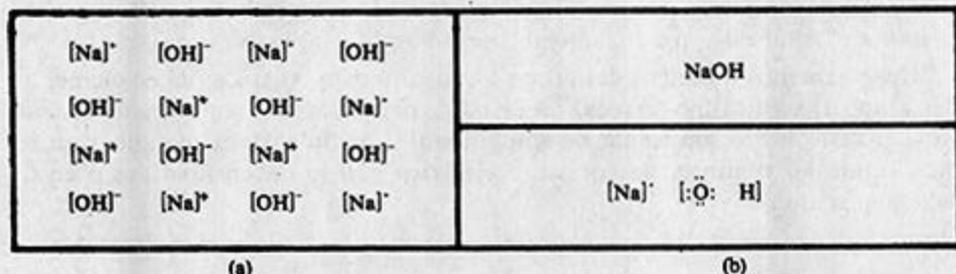


Fig. 5.1 a) Representación abreviada de un cristal iónico de hidróxido de sodio, b) distintas formas de representar mediante fórmulas la sustancia hidróxido de sodio

En el anión hidróxido, OH⁻, el átomo de oxígeno y el de hidrógeno están unidos por un enlace covalente (fig. 5.2) al igual que los átomos que forman los aniones poliatómicos en las oxisales.

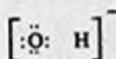


Fig. 5.2 Representación electrónica del anión hidróxido

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

???

- 5.6 Describa la estructura de los hidróxidos metálicos con enlace iónico.
- 5.7 Determine el número de oxidación del níquel en el Ni(OH)₂.
- 5.8 Explique las relativas altas temperaturas de fusión de los hidróxidos de los metales alcalinos.
- 5.9 Las fórmulas químicas de los hidróxidos de sodio, de calcio y de bario son respectivamente: NaOH, Ca(OH)₂ y Ba(OH)₂.
- a) Represente y nombre los iones que constituyen cada una de estas sustancias.
- b) ¿En qué relación numérica se encuentran estos iones en el cristal?
- 5.10 Haga una comparación entre las estructuras del cloruro de sodio, el sulfato de sodio y el hidróxido de sodio, teniendo en cuenta los aspectos siguientes:
- a) iones que las constituyen; b) propiedades físicas; c) tipo de enlace químico.
- 5.11 Determine la concentración másica de una disolución que fue preparada disolviendo una muestra de 18 g de hidróxido de potasio en agua hasta obtener 5 L de disolución.

5.3 Nomenclatura y notación química de los hidróxidos metálicos

Nomenclatura química de los hidróxidos metálicos

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

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

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

Notación química de los hidróxidos metálicos

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

<i>Pasos a seguir</i>	<i>Hidróxido de sodio</i>	<i>Hidróxido de calcio</i>
1. Se escribe primero el símbolo del elemento metálico con su número de oxidación en la parte superior y a continuación la representación del ion hidróxido.	$\overset{+1}{\text{Na}} \bar{\text{O}}\text{H}$	$\overset{+2}{\text{Ca}} \bar{\text{O}}\text{H}$
2. Se coloca como subíndice del hidróxido el módulo del valor del número de oxidación del elemento metálico.	NaOH	Ca(OH) ₂

* El hidróxido de aluminio, al igual que los restantes hidróxidos prácticamente insolubles en agua, son en realidad óxidos hidratados, por lo que su fórmula también suele representarse de la forma siguiente: $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \bar{x}\text{H}_2\text{O}$.

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

La fórmula KOH representa la sustancia hidróxido de potasio, formada por una red iónica donde la menor relación en que se encuentran los iones es de un catión potasio por cada anión hidróxido. En el caso de la sustancia hidróxido de calcio, Ca(OH)_2 , la menor relación entre los iones que forman la red iónica es de un catión calcio por cada dos aniones hidróxido.

???

5.12 Nombre los hidróxidos metálicos siguientes:

- a) NaOH
- b) Ba(OH)_2
- c) Al(OH)_3
- d) Zn(OH)_2
- e) Cu(OH)_2
- f) Fe(OH)_3
- g) Ni(OH)_2

5.13 Escriba la fórmula química de los hidróxidos que se relacionan a continuación:

- a) hidróxido de potasio;
- b) hidróxido de calcio;
- c) hidróxido de magnesio;
- d) hidróxido de hierro (II).

5.14 Al hacer uso de la tabla periódica escriba el nombre y la fórmula química de los hidróxidos de los elementos, químicos de los grupos IA y IIA.

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

5.4 Hidróxidos metálicos solubles en agua. Las disoluciones básicas

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

Los hidróxidos metálicos con enlace iónico, cuando se disuelven en agua o se funden, se separan en los cationes metálicos y los aniones hidróxido, $(\text{OH})^-$, que los constituyen (tabla 5.2).

Tabla 5.2 Representación de los iones presentes en los hidróxidos metálicos fundidos o en disolución acuosa

<i>Fórmula del hidróxido</i>	<i>Representación química de los iones presentes en el hidróxido metálico fundido</i>	<i>Representación química de los iones del hidróxido en disolución acuosa</i>
NaOH	Na^+ y $(\text{OH})^-$	$\text{Na}^+(\text{ac})$ y $(\text{OH})^-(\text{ac})$
KOH	K^+ y $(\text{OH})^-$	$\text{K}^+(\text{ac})$ y $(\text{OH})^-(\text{ac})$
$\text{Ba}(\text{OH})_2$	Ba^{2+} y $(\text{OH})^-$	$\text{Ba}^{2+}(\text{ac})$ y $(\text{OH})^-(\text{ac})$

La presencia de los iones hidróxido, $(\text{OH})^-$, en estas disoluciones le confieren una serie de propiedades comunes.

Por ejemplo, al añadirle a las disoluciones acuosas de hidróxido de sodio y de hidróxido de bario (incolores) unas gotas de disolución incolora de fenolftaleína, se observa que en ambos casos aparece una coloración roja. Si a otras disoluciones acuosas de estos mismos hidróxidos se le introduce una tira de papel de tornasol rojo esta adquiere una coloración azul.

Las sustancias que al disolverse en agua producen iones hidróxido, $(\text{OH})^-$, se denominan bases. Las disoluciones resultantes se conocen con el nombre de disoluciones básicas.

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

Se denominan indicadores a las sustancias que cambian de color frente a las disoluciones básicas y a las disoluciones ácidas y sirven para identificarlas. La fenolftaleína, el tornasol y el azul de bromotimol son indicadores.*

En la tabla 5.3 aparecen algunos indicadores y la coloración que adquieren en un medio básico.

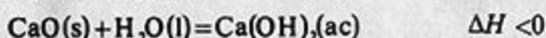
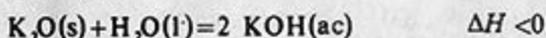
Otras propiedades comunes a las disoluciones básicas son las de poseer sabor amargo y ser jabonosas al tacto. Esta última propiedad se debe a que las disoluciones de los hidróxidos metálicos solubles en agua (álcalis) reaccionan con las proteínas y las grasas que constituyen la piel. Por eso a estas disoluciones se les denominan *cáusticas*, que quiere decir *corrosiva*. Ejemplo de ello son la sosa cáustica, NaOH, la potasa cáustica, KOH, y la cal caústica, $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

* Las disoluciones ácidas se estudiarán en el próximo capítulo

Tabla 5.3 Coloración que toman algunos indicadores en medio básico.

Indicador	Coloración
Fenolftaleína	roja
Tornasol	azul
Azul de bromotimol	azul

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



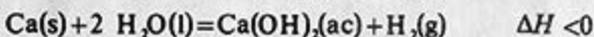
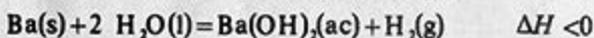
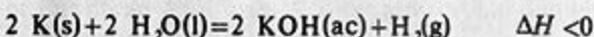
Estas reacciones no son de oxidación reducción.

Otra forma de obtener disoluciones acuosas de algunos hidróxidos metálicos es mediante la reacción de un metal muy activo, por ejemplo sodio, potasio, calcio y bario, con el agua (fig. 5.3).



Fig. 5.3 El sodio reacciona con el agua produciendo una disolución básica de hidrógeno gaseoso

Otros ejemplos son:



En estas reacciones se obtiene, además de la disolución básica del hidróxido metálico correspondiente, el hidrógeno gaseoso y se desprende una gran cantidad de energía en forma de calor. Estas reacciones son de oxidación reducción y en ellas los metales actúan como agentes reductores.

???

5.16 ¿Qué es una disolución básica?

5.17 ¿A qué se denomina indicador?

- 5.18 ¿Qué cationes metálicos y aniones están presentes en las disoluciones acuosas de los hidróxidos metálicos siguientes:
- a) hidróxido de potasio; c) NaOH;
 b) hidróxido de calcio; d) Ba(OH)₂?
- 5.19 Se tienen tres tubos de ensayos, A, B y C, con disoluciones incoloras y se conoce que una de ellas es una disolución básica. ¿Cómo usted la identificaría?
- 5.20 Proponga dos vías para obtener en el laboratorio una disolución acuosa de hidróxido de sodio.
- 5.21 Escriba las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones del óxido de bario y el óxido de sodio con el agua. ¿Estas reacciones son de oxidación reducción? ¿Por qué?
- 5.22 Escriba las ecuaciones de las reacciones químicas que deben llevarse a cabo para obtener potasa cáustica, lechada de cal y agua de barita a partir de los óxidos metálicos correspondientes.
- 5.23 Calcule la concentración másica de 6 L de una disolución que fue preparada disolviendo 96 g de hidróxido de sodio en agua.

5.5 Hidróxidos metálicos prácticamente insolubles en agua. Obtención y propiedades

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

Tanto el CuSO₄ como el NaOH son electrolitos, por lo que sus disoluciones contienen respectivamente iones Cu²⁺(ac), SO₄²⁻(ac) y Na⁺(ac), OH⁻(ac). Cuando se unen estas disoluciones ocurre una reacción química en la que se obtiene un precipitado, el hidróxido de cobre (II), y una disolución de sulfato de sodio donde están presentes los iones sulfato y los iones sodio (fig. 5.4).

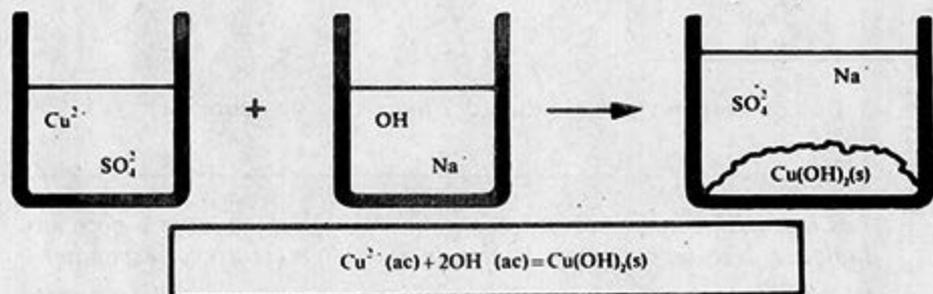
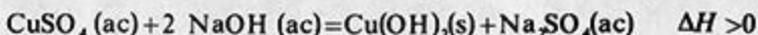


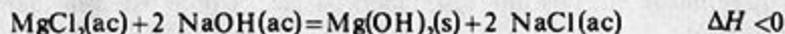
Fig. 5.4 Esquema de la reacción entre las disoluciones de CuSO₄ y NaOH

La reacción puede representarse por la ecuación química siguiente:



Disolución de una sal	Disolución de un hidróxido metálico	Hidróxido metálico prácticamente insoluble en agua	Disolución de una sal
-----------------------	-------------------------------------	--	-----------------------

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



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

Descomposición por el calor de los hidróxidos prácticamente insolubles en agua

Al calentar fuertemente en un tubo de ensayos un precipitado azul verdoso de hidróxido de cobre (II) se produce un sólido negro, óxido de cobre (II), y vapor de agua (fig. 5.5).

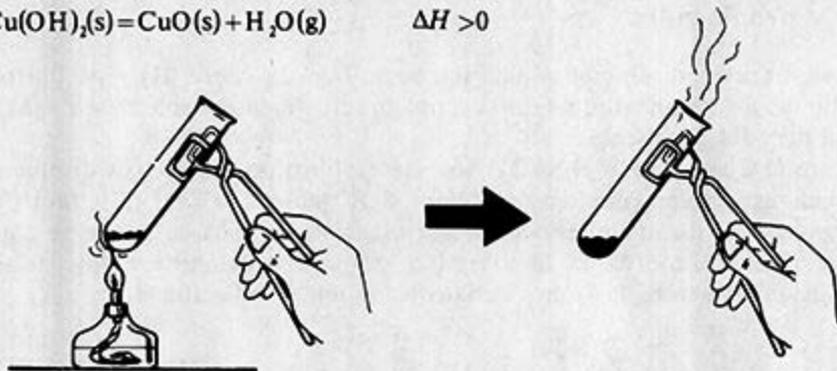
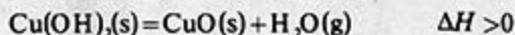
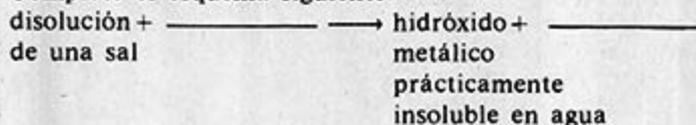


Fig. 5.5 Descomposición por el calor del hidróxido de cobre (II)

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

???

5.24 Complete el esquema siguiente:



- 5.25 ¿Qué iones deben estar presentes en las disoluciones acuosas de una sal y de un hidróxido metálico para que estos reaccionen y produzcan un precipitado? Ponga un ejemplo.
- 5.26 Proponga una reacción química para obtener el hidróxido de plomo (II) en el laboratorio. Fundamente.
- 5.27 Describa qué ocurre cuando se unen disoluciones de nitrato de níquel (II) y de hidróxido de bario. Escriba la ecuación iónica de esta reacción.
- 5.28 ¿Cuáles de las disoluciones siguientes reaccionan entre sí con formación de un precipitado?
1. hidróxido de bario y cloruro de sodio;
 2. hidróxido de sodio y nitrato de níquel (II);
 3. hidróxido de bario y sulfato de sodio;
 4. hidróxido de sodio y carbonato de potasio.
- a) Escriba las ecuaciones químicas de las reacciones que se producen.
- b) Clasifíquelas atendiendo a la variación o no del número de oxidación.
- 5.29 Escriba las ecuaciones químicas de las reacciones que se producen cuando:
1. se añade óxido de sodio a un recipiente con agua;
 2. se calienta un tubo de ensayos que contiene hidróxido de aluminio;
 3. se añade calcio a una cristalizadora con agua.
- a) Clasifique estas reacciones atendiendo a:
1. la variación o no de los números de oxidación;
 2. la absorción o desprendimiento de energía en forma de calor.
- 5.30 ¿Qué masa de potasa cáustica se requiere para preparar 2,5 L de disolución de concentración másica igual a $100,8 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$?

5.6 Aplicaciones de los hidróxidos metálicos

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

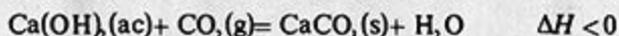
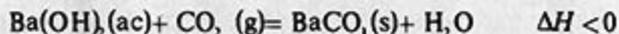
La propiedad de los álcalis de reaccionar con las proteínas es usada en la determinación del porcentaje de lana que posee un tejido. La lana, al igual que la seda, está formada por proteínas las cuales se disuelven en disolución al 10% de hidróxido de sodio. Si se hierve dicho tejido en esta disolución,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

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

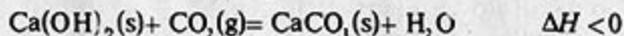
El hidróxido de calcio se emplea en la industria azucarera para controlar la acidez del guarapo y en la agricultura para variar el grado de acidez de los suelos.

La disolución de hidróxido de bario (agua de barita) y de hidróxido de calcio (agua de cal) son utilizados para la identificación del dióxido de carbono, debido a que dichas disoluciones reaccionan con este gas, produciendo un pre-

cipitado de carbonato de bario y de carbonato de calcio, respectivamente.



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



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

La propiedad que tienen los álcalis de reaccionar con las grasas es muy utilizada en la fabricación de jabones. Tanto la sosa cáustica como la potasa cáustica se utilizan en la fabricación de jabones, los cuales se obtienen calentando las grasas con dichos hidróxidos. Los jabones obtenidos con el hidróxido de sodio son sólidos mientras que los de hidróxido de potasio son líquidos.

???

- 5.31 Mencione dos aplicaciones de los hidróxidos de sodio, de potasio y de calcio y diga en qué propiedades se basan.
- 5.32 ¿Podría utilizarse óxido de calcio en lugar de hidróxido de calcio para controlar la acidez del guarapo? ¿Por qué?
- 5.33 En la construcción de un muro se utilizó el mortero de cal para unir los ladrillos. Durante mucho tiempo se observó que el muro siempre estaba húmedo. Explique.
- 5.34 Haga un cuadro resumen de las principales aplicaciones estudiadas de los hidróxidos relacionándolas con sus propiedades.
- 5.35 ¿Cuál de las reacciones químicas representadas a continuación es de oxidación reducción?



a) Señale el agente oxidante y el agente reductor.

Resumen y ejercicios

- 5.36 Confeccione un resumen sobre los hidróxidos de los elementos químicos de los grupos IA y IIA de la tabla periódica teniendo en cuenta los aspectos siguientes:
 - a) Fórmula química.
 - b) Tipo de enlace químico.

- c) Nomenclatura y notación química.
 - d) Propiedades físicas.
 - e) Obtención de sus disoluciones acuosas.
 - f) Propiedades químicas.
 - g) Aplicaciones.
- 5.37 Atendiendo a su solubilidad en agua los hidróxidos metálicos se clasifican en solubles y prácticamente insolubles. Establezca una comparación entre estos tipos de hidróxidos en cuanto a sus propiedades y formas de obtención.
- 5.38 Escriba el nombre y la fórmula química de todas las sustancias que están constituidas por los cationes y los aniones representados: K^+ , Ca^{2+} , O^{2-} , Cl^- , OH^- .
- 5.39 En tres tubos de ensayos rotulados con los números 1, 2 y 3 que contienen agua se añaden muestras de las sustancias cuyas fórmulas químicas son: KCl , $Ba(OH)_2$ y Na_2SO_4 .
- a) Nombre cada una de las sustancias representadas.
 - b) ¿Cuáles son los iones de cada sustancia presentes en sus disoluciones?
 - c) ¿Cuál de las disoluciones resultantes es una disolución básica? ¿Por qué?
 - d) ¿De qué forma usted identificaría la presencia de los aniones Cl^- , OH^- y SO_4^{2-} en cada una de estas disoluciones?
 - e) ¿Cuál de estas disoluciones reaccionan entre sí y producen un precipitado? Escriba la ecuación química de esta reacción.
- 5.40 A tres tubos de ensayos, *A*, *B* y *C*, se añaden 2 mL de disolución diluida de hidróxido de potasio y se vierten dos gotas de disolución incolora de fenolftaleína en *A*, dos gotas de disolución azul de tornasol en *B*, y dos gotas de disolución amarilla de bromotimol en *C*.
- a) ¿En cuál o cuáles de los tubos de ensayos ocurrirá un cambio de coloración? ¿Por qué?
 - b) ¿En cuál o cuáles tubos de ensayos no se observarán cambios? ¿Por qué?
- 5.41 Dados los esquemas de transformación siguientes:
- Potasio \longrightarrow hidróxido de potasio.
 Óxido de sodio \longrightarrow hidróxido de sodio.
 Hidróxido de potasio \longrightarrow hidróxido de cinc \longrightarrow óxido de cinc.
 $CuSO_4 \longrightarrow Cu(OH)_2 \longrightarrow CuO$.
- a) Escriba las ecuaciones químicas de las reacciones que deben producirse en cada caso.
 - b) Clasifíquelas en redox y no redox y señale el agente oxidante y el agente reductor.
- 5.42 Escriba la fórmula química de tres óxidos metálicos prácticamente insolubles en agua que se obtengan por descomposición térmica de sus respectivos hidróxidos metálicos.
- 5.43 Describa la separación de los productos de la reacción entre una disolución de cloruro de cobre (II) y otra de hidróxido de sodio.
- 5.44 Calcule la concentración másica de una disolución de sosa cáustica que fue preparada al disolver una muestra de 32 g de esta sustancia hasta obtener dos litros de disolución.

6 Los hidróxidos no metálicos. Los hidrácidos

Introducción

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

Por ejemplo, a partir de la reacción del trióxido de azufre con el agua puede obtenerse una sustancia cuya fórmula química es H_2SO_4 , denominada ácido sulfúrico.

En la antigüedad los alquimistas* conocieron y emplearon esta sustancia a la que denominaron "aceite de vitriolo". En la actualidad es utilizada ampliamente, por ejemplo el conocido "ácido de acumulador" no es más que una disolución de esta sustancia.

Las disoluciones de los hidróxidos no metálicos tienen propiedades contrarias a las de los hidróxidos metálicos. Estas propiedades se conocen con el nombre de *propiedades ácidas*.

El término ácido es muy familiar para todos; frases como "el jugo está ácido!", "qué acidez estomacal tengo!" son comúnmente utilizadas.

¿Qué se conoce en química como propiedades ácidas? ¿Por qué las disoluciones de los hidróxidos no metálicos tienen propiedades ácidas? ¿Existirán otras sustancias con estas propiedades?

6.1 Propiedades físicas de los hidróxidos no metálicos

La mayoría de los hidróxidos no metálicos son, a temperatura ambiente, sustancias líquidas o sólidas de relativamente bajas temperaturas de fusión y de ebullición y en general sustancias solubles en agua.

En la tabla 6.1 aparecen algunas propiedades físicas de hidróxidos no metálicos muy conocidos.

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

Tabla 6.1 Propiedades físicas de algunos hidróxidos no metálicos

<i>Hidróxidos no metálicos</i>				
<i>Nombre</i>	<i>Fórmula química</i>	<i>Densidad g/cm³</i>	<i>t.f./°C</i>	<i>Solubilidad en agua</i>
Ácido sulfúrico	H ₂ SO ₄	1.83	10.38	soluble
Ácido nítrico	HNO ₃	1.50	-41.59	soluble
Ácido fosfórico	H ₃ PO ₄	1.83	42.35	soluble
Ácido bórico	H ₃ BO ₃	1.43	185	soluble

???

6.1 Defina el concepto hidróxido no metálico.

6.2 Clasifique los hidróxidos representados en metálicos y no metálicos.

- a) Mg(OH)₂ b) H₂SO₄ c) HNO₃
 d) HClO₄ e) Cu(OH)₂.

6.3 El ácido perclórico, HClO₄, tiene una densidad de 1.77 g · mL⁻¹ y una temperatura de fusión de -112 °C. Con respecto a esta sustancia diga:

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

6.2 Estructura de los hidróxidos no metálicos

Los hidróxidos no metálicos son sustancias moleculares. En las moléculas de estas sustancias los átomos de hidrógeno, oxígeno y del otro elemento no metálico se encuentran unidos por medio de enlaces covalentes polares (fig. 6.1).

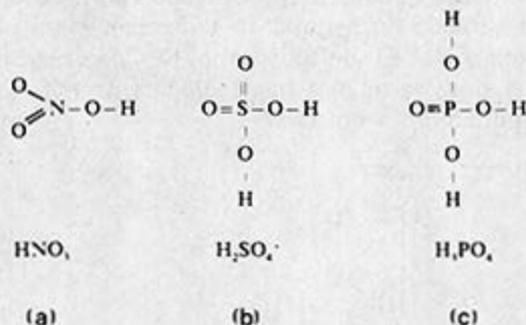
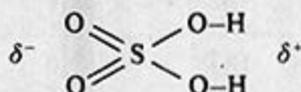


Fig. 6.1 Representación de las moléculas de: a) ácido nítrico; b) ácido sulfúrico; c) ácido fosfórico

En las moléculas anteriormente representadas los átomos de hidrógeno están enlazados a átomos de oxígeno, mientras que los de oxígeno a su vez se enlazan al otro elemento no metálico.

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

La existencia de enlaces covalentes polares y la distribución espacial de estos enlaces determina que las moléculas en su conjunto tengan un dipolo resultante. Por ejemplo, en el ácido sulfúrico:



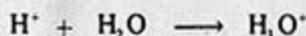
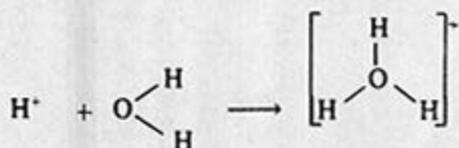
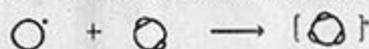
???

- 6.4 ¿Qué tipo de sustancia son los hidróxidos no metálicos teniendo en cuenta las partículas que los constituyen?
- 6.5 ¿Qué tipo de enlace une a los átomos de oxígeno, de hidrógeno y del otro elemento no metálico en las moléculas de un hidróxido no metálico?
- 6.6 ¿A qué se deben las relativamente bajas temperaturas de fusión y de ebullición en los hidróxidos no metálicos?

6.3 Las disoluciones acuosas de los hidróxidos no metálicos

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

Al disolverse en agua las moléculas de los hidróxidos no metálicos interactúan con las moléculas polares del agua. Producto de esta interacción se rompen los enlaces covalentes que unen al hidrógeno con los átomos de oxígeno en las moléculas del hidróxido no metálico y se forman iones poliatómicos oxigenados negativos e iones H^+ . El ion hidrógeno, H^+ , no existe libre en disolución acuosa ya que estos iones se unen a una molécula de H_2O formando los iones H_3O^+ que se denominan *iones hidronio*.



El ion hidronio se representa simplificado como H^+ (ac).

El proceso de disolución del ácido sulfúrico, H_2SO_4 , en agua (fig. 6.2), puede representarse de la forma siguiente:

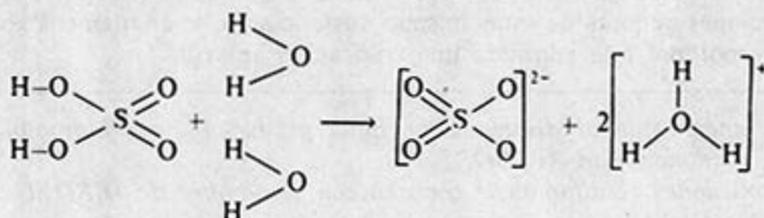
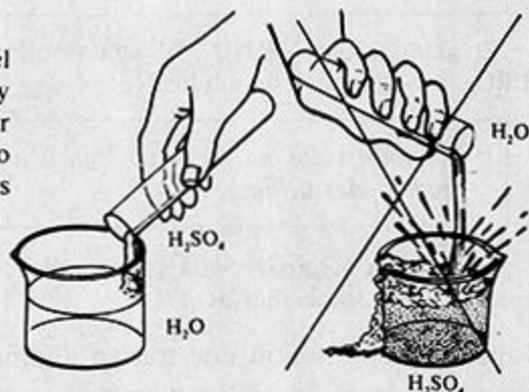


Fig. 6.2 El proceso de disolución del ácido sulfúrico en agua es muy exotérmico por lo que para diluir este ácido se debe verter el ácido al agua y no a la inversa pues pueden producirse salpicaduras



De esta manera en las disoluciones acuosas del ácido sulfúrico existen los iones hidronio, H^+ (ac), y los aniones sulfato, SO_4^{2-} (ac). En los restantes hidróxidos no metálicos ocurre algo muy semejante (tabla 6.2).

Tabla 6.2 Representación química de los iones que se forman al disolverse distintos hidróxidos no metálicos en agua

<i>Hidróxido no metálico</i>		<i>Representación química de los iones presentes en la disolución acuosa producto de la ionización del hidróxido</i>
<i>Nombre</i>	<i>Fórmula química</i>	
Ácido nítrico	HNO_3	$NO_3^-(ac)$ y $H^+(ac)$
Ácido sulfúrico	H_2SO_4	$SO_4^{2-}(ac)$ y $H^+(ac)$
Ácido fosfórico	H_3PO_4	$PO_4^{3-}(ac)$ y $H^+(ac)$

Los hidróxidos no metálicos cuando se disuelven en agua, originan iones poliatómicos oxigenados negativos e iones hidronio (H_3O^+) (ac).

La presencia de los iones hidronio, H^+ (ac) en las disoluciones acuosas de los hidróxidos no metálicos les confieren propiedades comunes. Por ejemplo, al introducir papel de tornasol azul en disoluciones de ácido nítrico, HNO_3 , ácido sulfúrico, H_2SO_4 y ácido fosfórico, H_3PO_4 , se observa que este se torna rojo. Si a otras disoluciones acuosas de estas mismas sustancias se le añaden sus gotas de azul de bromotimol este adquiere una coloración amarilla.

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

El ácido nítrico, HNO_3 , el ácido sulfúrico, H_2SO_4 , y el ácido fosfórico, H_3PO_4 , son ejemplos de ácidos.

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

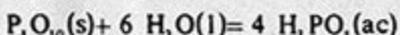
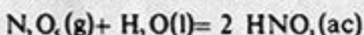
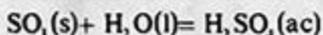
En la tabla 6.3 aparecen algunos indicadores y la coloración que adquieren frente a las disoluciones ácidas.

Tabla 6.3 Coloración que toman algunos indicadores en medio ácido

Fenolftaleína	incolora
Tornasol	roja
Azul de bromotimol	amarilla

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

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



???

6.7 ¿Qué es una disolución ácida?

6.8 ¿Qué iones se forman cuando los hidróxidos no metálicos se disuelven en agua?

- 6.9 Confeccione un cuadro resumen sobre la acción de las disoluciones ácidas y de las disoluciones básicas sobre los indicadores fenolftaleína, tornasol y azul de bromotimol.
- 6.10 Se tienen dos frascos que contienen disoluciones incoloras, una ácida y la otra básica ¿Qué ensayos usted realizaría para identificar la disolución ácida y la disolución básica?
- 6.11 Escriba las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones del agua con el N_2O_5 , el P_4O_{10} y el SO_3 .
- ¿Qué información cuantitativa puede obtenerse de las ecuaciones anteriormente representadas?
 - Nombre cada una de las sustancias reaccionantes y productos.
 - Determine el número de oxidación de los elementos en cada fórmula química.
 - Diga si estas reacciones son de oxidación reducción. Explique.

6.4 Nomenclatura y notación química de los hidróxidos no metálicos

Nomenclatura química de los hidróxidos no metálicos

Para nombrar estos compuestos se usa la palabra genérica *ácido* y a continuación el nombre del anión poliatómico oxigenado cambiando su terminación *ito* por *oso* y *ato* por *ico* (tabla 6.4).

Tabla 6.4 Nombre de algunos oxácidos

<i>Anión poliatómico oxigenado</i>		<i>Oxácidos</i>	
<i>Representación química</i>	<i>Nombre</i>	<i>Fórmula química</i>	<i>Nombre</i>
NO_2^-	<i>nitrito</i>	HNO_2	<i>ácido nitroso*</i>
NO_3^-	<i>nitrato</i>	HNO_3	<i>ácido nítrico</i>
SO_3^{2-}	<i>sulfito</i>	H_2SO_3	<i>ácido sulfuroso*</i>
SO_4^{2-}	<i>sulfato</i>	H_2SO_4	<i>ácido sulfúrico</i>
PO_3^{3-}	<i>fosfito</i>	H_3PO_3	<i>ácido fosforoso</i>
PO_4^{3-}	<i>fosfato</i>	H_3PO_4	<i>ácido fosfórico</i>

* Estas dos sustancias no se han aislado como sustancias puras. Solamente se conocen sus disoluciones acuosas.

Notación química de los hidróxidos no metálicos

Para escribir la fórmula química de los oxácidos se procede de la forma siguiente:

Pasos a seguir	Ácido nítrico	Ácido sulfúrico
1. Se escribe el símbolo del elemento hidrógeno y a continuación la representación del anión poliatómico oxigenado con su correspondiente carga eléctrica.	H NO ₃	H SO ₄ ²⁻
2. Se coloca como subíndice del hidrógeno el módulo del valor de la carga del anión poliatómico oxigenado.	HNO ₃	H ₂ SO ₄

Observe que en todos los casos el subíndice del hidrógeno en la fórmula química coincide con el módulo del valor de la carga eléctrica del anión poliatómico oxigenado.

???

6.12 Escriba la fórmula química o el nombre según corresponda:

Nombre	Fórmula química
	H ₂ SO ₄
Ácido fosfórico	
	HNO ₂
Ácido nitroso	
	H ₂ SC ₂

6.13 Se tienen cuatro sustancias cuyas fórmulas químicas son las siguientes: Cl₂, MgCl₂, Cl₂O, y HClO.

1. Clasifique cada una de estas sustancias teniendo en cuenta:
 - a) su composición;
 - b) el tipo de partículas que las constituyen.
 2. ¿Qué información se obtiene de cada una de sus fórmulas químicas sobre la relación entre el número de átomos o iones y sobre la relación entre las cantidades de sustancias?
- 6.14 Calcule la concentración másica de 2,3 L de disolución que se ha preparado a partir de una muestra de 186 g de ácido sulfúrico.

6.5 Los hidrácidos

El hidrógeno forma con los demás elementos químicos compuestos binarios hidrogenados. Ejemplo de estos son el cloruro de hidrógeno, HCl, el sulfuro de hidrógeno, H₂S, el amoníaco, NH₃, el metano, CH₄, y el hidruro de sodio, NaH.

Los compuestos binarios hidrogenados de los elementos químicos de los grupos VIA y VIIA de la tabla periódica son sustancias moleculares gaseosas a temperatura y presión ambiente (fig. 6.3). Los enlaces que unen al hidrógeno y al otro elemento no metálico son covalentes polares y sus moléculas polares.

Cloruro de hidrógeno	HCl		$\text{H}^{\delta+} \cdots \ddot{\text{Cl}}^{\delta-}$
Bromuro de hidrógeno	HBr		$\text{H}^{\delta+} \cdots \ddot{\text{Br}}^{\delta-}$
Sulfuro de hidrógeno	H ₂ S		$\begin{matrix} \text{H}^{\delta+} & & \ddot{\text{S}}^{\delta-} \\ & \cdots & \\ \text{H}^{\delta+} & & \ddot{\text{S}}^{\delta-} \end{matrix}$

Fig. 6.3 Algunos compuestos hidrogenados de los elementos del grupo VIIA y VIA de la tabla periódica

Al disolverse estos compuestos en agua producen disoluciones ácidas (fig. 6.4).



Fig. 6.4 Esquema de la ionización del HCl(g) por acción del disolvente agua

La presencia de los iones hidronio, H^+ (ac), en estas disoluciones puede detectarse mediante la coloración que toman los indicadores. Por ejemplo, al disolverse el cloruro de hidrógeno en el agua se produce una disolución ácida llamada *ácido clorhídrico*. Al introducir papel de tornasol azul en esta disolución este cambia a rojo.

En el proceso de disolución del cloruro de hidrógeno en agua las moléculas polares del agua interaccionan con las moléculas polares del cloruro de hidrógeno. Producto de esta interacción se rompen los enlaces covalentes polares que unen a los átomos en las moléculas de cloruro de hidrógeno y se producen los iones H^+ (ac) y Cl^- (ac). Así, en la disolución llamada *ácido clorhídrico* existen iones hidronio, H^+ (ac), e iones cloruro, Cl^- (ac) (fig. 6.5).

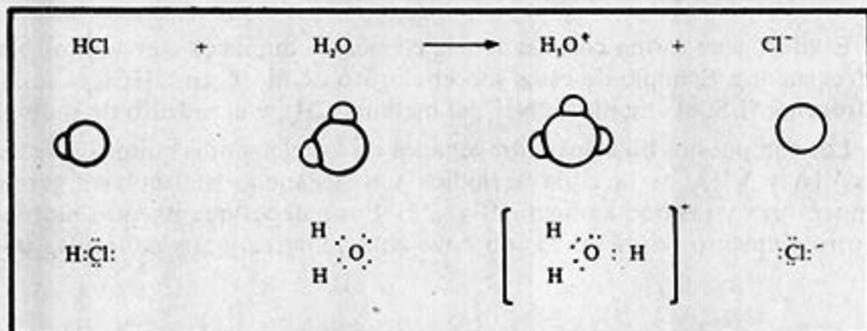


Fig. 6.5 Formación del ion hidronio a partir de la disolución del cloruro de hidrógeno en agua

Otros ejemplos de disoluciones acuosas de los compuestos binarios hidrogenados de los elementos químicos de los grupos VIA y VIIA de la tabla periódica son el ácido bromhídrico, HBr (ac), y el ácido sulfhídrico, H_2S (ac).

Al igual que los oxácidos, los compuestos binarios hidrogenados de los elementos de los grupos VIA y VIIA son ácidos, ya que al disolverse en agua se forman iones negativos e iones hidronio. Estas disoluciones acuosas se denominan HIDRÁCIDOS.

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

???

6.15 Qué son los hidrácidos?

6.16 Compare los hidróxidos no metálicos y los compuestos binarios hidróge-

nados de los elementos de los grupos VIA y VIIA de la tabla periódica teniendo en cuenta los aspectos siguientes:

- estructura;
 - iones que se forman en el proceso de disolución;
 - propiedades de sus disoluciones acuosas.
- 6.17 ¿Qué coloración toman los indicadores fenolftaleína, tornasol y azul de bromotimol al actuar sobre el ácido sulfhídrico?
- 6.18 ¿Qué nombre recibe la disolución de cloruro de hidrógeno en agua?
- 6.19 ¿Cómo usted procedería experimentalmente para identificar los iones presentes en el ácido clorhídrico?

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

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

Reacción de neutralización

Si se añade gota a gota ácido clorhídrico a un erlenmeyer que contiene una disolución acuosa de hidróxido de sodio a la que previamente se le añadió bromotimol azul y se agita constantemente hasta que se observe una coloración verde, la disolución resultante no es ni ácida ni básica, sino neutra. Se dice que ha ocurrido una neutralización (fig. 6.6).

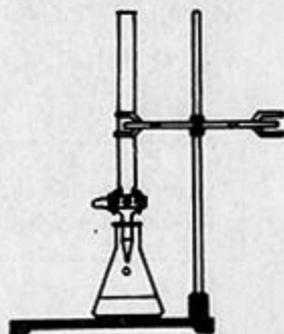
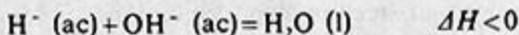


Fig. 6.6 Neutralización del hidróxido de sodio por el ácido clorhídrico

La reacción ocurrida puede representarse por la ecuación química siguiente:



más simplificada:



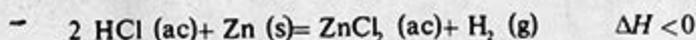
Las reacciones químicas donde los iones hidronio, $\text{H}^+ (\text{ac})$, reaccionan con los iones hidróxidos, $\text{OH}^- (\text{ac})$, formando agua se denominan reacciones de neutralización.

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

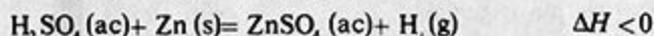
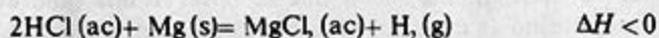
En las reacciones de neutralización no hay variación de los números de oxidación de los elementos, por lo que estas reacciones no son de oxidación-reducción. En todas ellas se desprende energía en forma de calor (reacciones exotérmicas).

Reacción de las disoluciones de los ácidos con los metales

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



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



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

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

Es necesario conocer cuáles metales reaccionan con los cationes H^+ (ac) de las disoluciones ácidas. Para ello se utiliza la tabla 6.5 en la que aparece la serie de actividad de los metales. En esta los metales se encuentran colocados en orden decreciente de su poder reductor. Los que se encuentran antes del hidrógeno pueden reaccionar con las disoluciones ácidas formando dihidrógeno gaseoso, mientras que los que están después del hidrógeno en el sentido de la flecha no reaccionan.

Tabla 6.5 Serie de actividad de los metales

Reaccionan con las disoluciones de los ácidos, produciendo dihidrógeno y una sal.

No producen desprendimiento de dihidrógeno con las disoluciones ácidas.

Li, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Cr, Fe, Ni, Pb,

H,

Cu, Hg, Ag, Pt, Au

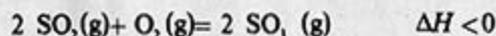
???

- 6.20 Enuncie cuatro propiedades comunes a las disoluciones ácidas.
- 6.21 ¿A qué se denominan reacciones de neutralización? Ponga ejemplos.
- 6.22 Escriba las ecuaciones químicas de las reacciones que ocurren entre:
1. el ácido clorhídrico y una disolución acuosa de hidróxido de calcio;
 2. disoluciones de ácido sulfúrico e hidróxido de potasio;
 3. el ácido clorhídrico y el hidróxido de magnesio.
- a) Escriba la ecuación iónica común a estas tres reacciones.
 - b) ¿Son estas reacciones exotérmicas o endotérmicas? Explique.
 - c) Clasifíquelas atendiendo a la variación o no del número de oxidación.
- 6.23 ¿Cuáles son los productos de la reacción que ocurre entre:
1. una disolución ácida y una de un hidróxido metálico;
 2. una disolución ácida y un metal?
- a) Clasifique estas reacciones atendiendo a la variación o no del número de oxidación.
- 6.24 Haciendo uso de la serie de actividad de los metales diga si ocurre reacción química entre el ácido clorhídrico y los metales:
- a) hierro;
 - b) níquel;
 - c) cobre;
 - d) aluminio.
- 6.25 Escriba la fórmula química de la sal que se produce en la reacción de:
- a) ácido clorhídrico con el magnesio;
 - b) una disolución diluida de ácido sulfúrico con aluminio.
- 6.26 Escriba las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones del ácido clorhídrico con el cinc y del ácido sulfúrico diluido con el magnesio.
- a) Escriba el nombre de las sustancias obtenidas.
 - b) Determine el número de oxidación de cada elemento químico tanto en las sustancias reaccionantes como en los productos.
 - c) Señale en cada caso el agente oxidante y el agente reductor.
 - d) ¿Qué información cuantitativa puede obtenerse de esta ecuación química sobre: la cantidad de sustancia y la masa de las sustancias reaccionantes y productos?

6.7 Los ácidos y el medio ambiente. Aplicaciones de los ácidos y de sus disoluciones

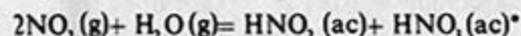
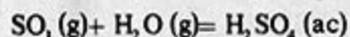
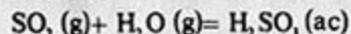
En la actualidad se utilizan en la generación de electricidad en los automóviles, en muchas industrias y en la calefacción de muchos países fríos diversos combustibles que tienen un elevado contenido de impurezas de azufre. Producto de esta combustión pasan a formar parte de la atmósfera gran cantidad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

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



También como producto de la combustión interna de los motores se obtiene el monóxido de nitrógeno, NO , que por oxidación se convierte en dióxido de nitrógeno, NO_2 .

Así, en las grandes regiones industriales existe en la atmósfera una gran cantidad de SO_2 , SO_3 y NO_2 que al ponerse en contacto con agua de la atmósfera producen los ácidos siguientes:



Estos ácidos son los responsables de las llamadas "lluvias ácidas" que pueden caer en áreas muy lejanas de donde se forman.

Las lluvias ácidas queman las hojas de los árboles, hacen estéril los suelos de los bosques y deterioran monumentos, muchos de los cuales a inicios de este siglo se encontraban en perfecto estado. Ejemplo de ello es el caso del Partenón griego, el Coliseo y los palacios venecianos en Italia.

El control riguroso de la emanación de estos gases a la atmósfera, y por tanto de las lluvias ácidas, es una necesidad no solamente económica y cultural, sino también, vital para el hombre por cuanto estos gases pueden afectar además su salud.

Aplicaciones de los ácidos

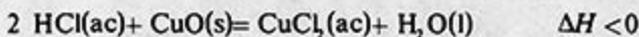
Los ácidos tienen una gran aplicación en la industria. Se utilizan en la obtención de diversas sales, colorantes, medicamentos y otros productos de gran demanda.

Los ácidos sulfúrico y clorhídrico son usados en soldadura para eliminar las capas de óxido que tienen algunos metales antes de recubrirlos con otros metales. Esta propiedad de los ácidos de reaccionar con los óxidos metálicos se utiliza también en la limpieza de objetos de metal. Por ejemplo una lámina de

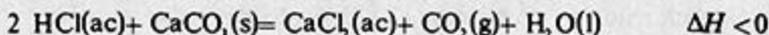
* El HNO_2 se descompone en NO y H_2O por lo que la reacción puede representarse por:



cobre recubierta de óxido de cobre (II) puede limpiarse introduciéndola en un recipiente con ácido clorhídrico.



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



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

???

6.27 ¿Qué son las lluvias ácidas?

6.28 Describa el efecto de las lluvias ácidas sobre el medio ambiente.

6.29 Mencione tres aplicaciones de los ácidos.

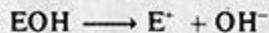
6.30 ¿En qué propiedad química de los ácidos se basa su aplicación en la limpieza de la superficie de los metales?

6.31 ¿Cómo pudieran eliminarse los carbonatos adheridos a la superficie de los recipientes de cocina donde se hierve el agua?

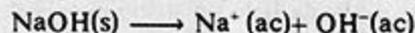
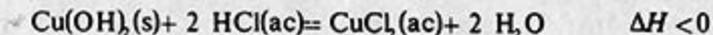
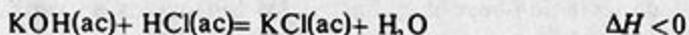
6.8 Propiedades ácido-base de los hidróxidos

Los hidróxidos pueden representarse por la fórmula general EOH, en la que E representa a un elemento metálico o no metálico.

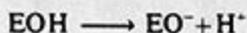
Los hidróxidos, EOH, actúan como bases cuando al disolverse en agua o reaccionar con los ácidos, tiene lugar la ruptura del enlace que une al elemento E con el oxígeno. Es decir:



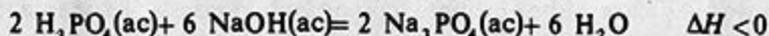
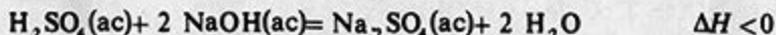
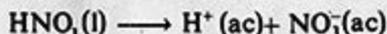
En las reacciones químicas y en el proceso de disolución que se representan a continuación los hidróxidos actúan como bases.



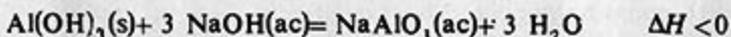
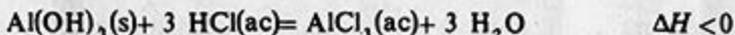
Si durante el proceso de disolución en agua o al reaccionar con las bases, tiene lugar la ruptura del enlace entre el oxígeno y el hidrógeno, entonces el hidróxido reacciona como ácido. Es decir, en este proceso ocurre que:



Ejemplo de ello son:



Algunos hidróxidos tienen la propiedad de reaccionar tanto con las bases como con los ácidos. Por ejemplo, el hidróxido de aluminio puede reaccionar tanto con el ácido clorhídrico como con el hidróxido de sodio.



En el primer caso el hidróxido de aluminio se comporta como base mientras que en el segundo caso como ácido.

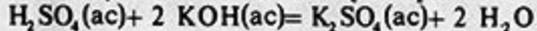
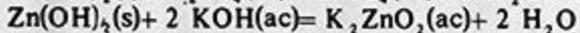
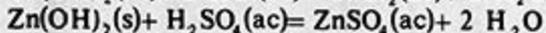
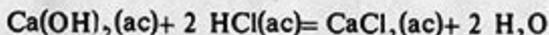
Los hidróxidos que tienen la propiedad de reaccionar tanto como ácidos y como bases se dice que son anfóteros.

Los óxidos correspondientes a los distintos hidróxidos también suelen clasificarse en básicos, ácidos y anfóteros en dependencia de las propiedades de sus hidróxidos y de sus reacciones características.

???

6.32 ¿Qué es un hidróxido anfótero?

6.33 A continuación se representa las ecuaciones químicas de las reacciones de algunos hidróxidos.



a) ¿Qué propiedades ácido-base manifiestan los hidróxidos en cada una de estas reacciones?

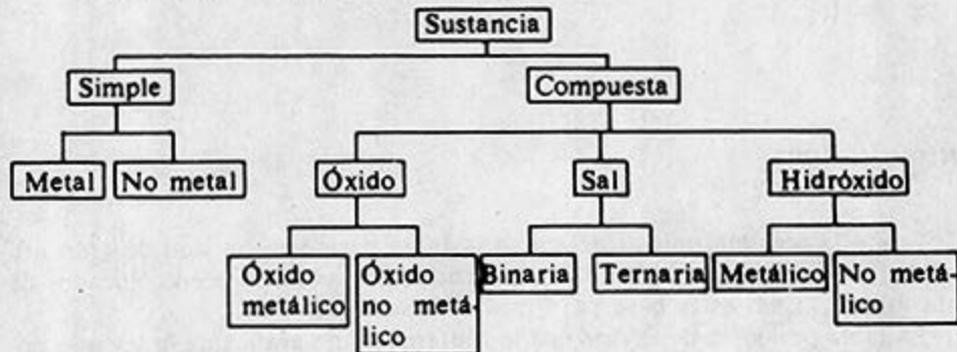
b) ¿Cuál de estos hidróxidos es anfótero?

c) ¿Qué coloración tomará el tornasol al añadirlo en disoluciones de los hidróxidos: H_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ y KOH ?

6.34 Al añadir una disolución acuosa de hidróxido de sodio a otra de cloruro de aluminio se observa la aparición de un precipitado en blanco. Si se continúa añadiendo disolución de hidróxido de sodio el precipitado desaparece. Explique este fenómeno.

Resumen y ejercicios

6.35 El cuadro siguiente representa los distintos tipos de sustancias atendiendo a su composición y propiedades:



- Defina cada uno de los términos que aparecen en el cuadro anterior.
 - Compare los distintos tipos de sustancias compuestas atendiendo a:
 - interacción con el agua;
 - principales propiedades químicas estudiadas.
- 6.36 Señale los tipos de enlace químico que existen en las sustancias siguientes:
- óxido de calcio;
 - cloruro de hidrógeno;
 - dioxígeno;
 - hidróxido de sodio;
 - ácido nítrico;
 - sulfato de potasio.
- 6.37 ¿Cuáles de las sustancias siguientes al disolverse o reaccionar con el agua forman disoluciones conductoras de la corriente eléctrica:
- dioxígeno;
 - óxido de sodio;
 - trióxido de azufre;
 - hidróxido de potasio;
 - cloruro de hidrógeno;
 - ácido nítrico?
- 6.38 ¿Cuáles de las siguientes sustancias forman disoluciones acuosas ácidas: óxido de sodio; dióxido de azufre; hidróxido de sodio; cloruro de hidrógeno; aspirina. ¿Qué coloración tomará el tornasol al añadirse a disoluciones de las cinco sustancias anteriores?
- 6.39 Se dispone de los pares de sustancias siguientes:
- dicloro y sodio;
 - óxido de calcio y agua;
 - disolución de sulfato de cobre (II) y de hidróxido de potasio;
 - ácido clorhídrico y cobre;
 - disolución diluida de ácido sulfúrico y calcio;
 - disolución de ácido nítrico y de hidróxido de sodio.
- Diga cuáles de ellas reaccionan entre sí y escriba las ecuaciones químicas correspondientes.
 - ¿Cuáles de esas reacciones son de oxidación reducción?
 - ¿Cuál de ellas es una reacción de neutralización?
- 6.40 ¿Dónde hay más masa de ácido sulfúrico puro: en 40 mL de una disolución de $\rho(\text{H}_2\text{SO}_4) = 24,5 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ o en 40 mL de otra disolución que contiene 19,6 g de H_2SO_4 puro?

7 La Ley Periódica

Introducción

Desde la segunda unidad del curso la tabla periódica ha sido de gran utilidad. ¿Por qué los símbolos de los elementos químicos aparecen colocados de esta forma? ¿Cuál es la base para este ordenamiento?

La tabla periódica no es más que la representación gráfica de la ley más importante de la Química y una de las más importantes de la naturaleza: La Ley Periódica.

Esta ley fue descubierta en 1869 por el científico ruso Dimitri Ivanovich Mendeleiev (fig. 7.1) y fue una verdadera revolución en la Química y en las Ciencias Naturales. Permitió ordenar y sistematizar todos los conocimientos acumulados hasta ese momento acerca de los elementos químicos, sus sustancias simples y compuestas.



fig. 7.1 D.I. Mendeleiev (1834-1907). Foto del año 1869

7.1 La tabla periódica y la estructura del átomo

La tabla periódica es el conjunto de símbolos de todos los elementos químicos conocidos dispuestos en orden creciente de los números atómicos, de estos últimos.

Si se analizan cómo varían las estructuras electrónicas de los átomos de los elementos al disponerlos en orden creciente de sus números atómicos (tabla 7.1) se hace evidente una importante regularidad:

Después de cierto número de elementos químicos ocurre una repetición periódica de estructuras electrónicas semejantes, fundamentalmente de las capas o los niveles más externos.

Tabla 7.1 Estructuras electrónicas de los átomos de los elementos

IA									
I		IIA							
1	2								
2	2								
1	2								
8	8	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIIIIB		
2	2								
1	2	2	2	2	1	2	2	2	2
8	8	9	10	11	13	13	14	15	16
8	8	8	8	8	8	8	8	8	8
2	2	2	2	2	2	2	2	2	2
1	2	2	2	1	1	1	1	1	0
8	8	9	9	12	13	14	15	16	18
18	18	18	18	18	18	18	18	18	18
8	8	8	8	8	8	8	8	8	8
2	2	2	2	2	2	2	2	2	2
1	2	2	2	2	2	2	2	2	1
8	8	9	10	11	12	13	14	15	17
18	18	18	32	32	32	32	32	32	32
18	18	18	18	18	18	18	18	18	18
8	8	8	8	8	8	8	8	8	8
2	2	2	2	2	2	2	2	2	2
1	2	2							
8	8	9							
18	18	18							
32	32	32							
18	18	18							
8	8	8							
2	2	2							

		VIII A					
		2					
		III A	IV A	V A	VIA	VII A	VIII A
		3	4	5	6	7	8
		2	2	2	2	2	2
		3	4	5	6	7	8
		8	8	8	8	8	8
IB	IIB	2	2	2	2	2	2
1	2	3	4	5	6	7	8
18	18	18	18	18	18	18	18
8	8	8	8	8	8	8	8
2	2	2	2	2	2	2	2
1	2	3	4	5	6	7	8
18	18	18	18	18	18	18	18
18	18	18	18	18	18	18	18
8	8	8	8	8	8	8	8
2	2	2	2	2	2	2	2
1	2	3	4	5	6	7	8
18	18	18	18	18	18	18	18
32	32	32	32	32	32	32	32
18	18	18	18	18	18	18	18
8	8	8	8	8	8	8	8
2	2	2	2	2	2	2	2

En un mismo periodo, aunque en el número de niveles de energía de los átomos es el mismo, el aumento de la carga nuclear provoca que se atraigan los electrones con mayor fuerza, estos se acercan más al núcleo y se reduce el volumen de los átomos (fig. 7.3).

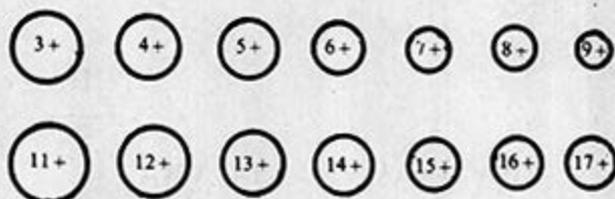


Fig. 7.3 Esquema comparativo del tamaño de los átomos de los periodos 2 y 3 con el aumento de la carga nuclear

???

- 7.1 ¿Cómo varían las estructuras electrónicas de los átomos al disponer los elementos químicos en orden creciente de sus números atómicos?
- 7.2 ¿Cuántos electrones tienen en su último nivel de energía los átomos de los elementos de los grupos:
 - a) IIA, b) IVA c) VIIIA.
- 7.3 ¿Cuántos niveles de energía tienen los átomos de los elementos del:
 - a) periodo 2, b) periodo 3?
- 7.4 ¿Por qué en la medida que aumenta el número atómico el tamaño de los átomos de los elementos químicos de un mismo periodo disminuye y en un grupo aumenta?
- 7.5 Compara las estructuras electrónicas de los átomos de los elementos comprendidos en los grupos designados con la letra A con los comprendidos en los grupos designados con la letra B atendiendo a:
 - número de electrones del último nivel;
 - ubicación del electrón que diferencia a cada elemento del que le antecede en su mismo periodo.

7.2 Estructura y propiedades de las sustancias simples de los elementos químicos

En la tabla periódica, los elementos químicos cuyas sustancias simples presentan redes cristalinas atómicas con enlace metálico se encuentran situadas al inicio de cada periodo.* A continuación aparecen elementos cuyas sustancias simples presentan redes cristalinas atómicas con enlace covalente, y al final, los elementos cuyas sustancias simples son moleculares (tabla 7.2).

* Excepto en el primer periodo

Esta secuencia en las estructuras de las sustancias simples se repite de un periodo a otro.

Sustancias atómicas con enlace metálico

Los átomos de los elementos metálicos tienen pocos electrones en su nivel de energía más externo (tabla 7.1). En las sustancias simples de estos elementos los electrones de enlace son atraídos simultáneamente por varios núcleos y pueden moverse en todo el cristal.

Estos electrones "móviles" mantienen unidos a los átomos en el cristal, formando un enlace metálico y son la causa de la fácil conducción del calor y de la electricidad de estas sustancias.

En el periodo 3 de la tabla periódica las sustancias simples de los tres primeros elementos químicos presentan este tipo de estructura (fig. 7.4).

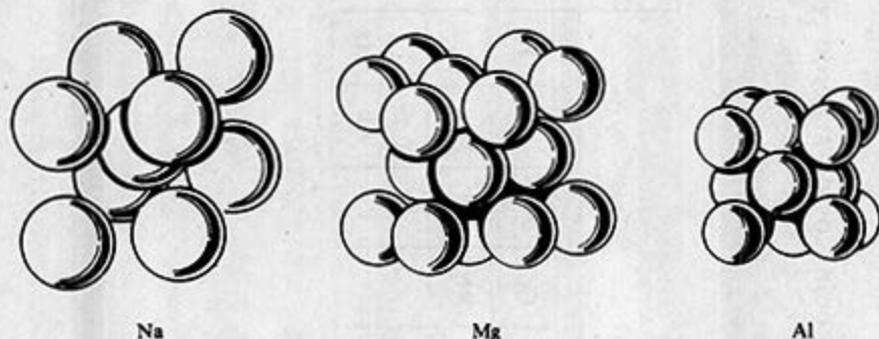


Fig. 7.4 Redes cristalinas atómicas del sodio, magnesio y aluminio

Sustancias atómicas con enlace covalente

Los átomos de los elementos químicos cuyas sustancias simples forman redes cristalinas atómicas con enlace covalente, tienen por lo general, cuatro o más electrones en su último nivel de energía. En estas sustancias, entre las cuales el representante típico es el diamante, los átomos se unen por medio de fuertes enlaces covalentes.

En estos enlaces los electrones son atraídos simultáneamente por los dos núcleos de los átomos que los comparten y su movimiento está, generalmente, con mayor probabilidad en esta zona. Como los electrones prácticamente no pueden desplazarse en el cristal, estas sustancias son malas conductoras de la electricidad (dieléctricos), como el diamante, o su conductividad eléctrica es mucho menor que la de los metales, como en el silicio y el germanio (semiconductores).

En el periodo 3 de la tabla periódica este tipo de estructura aparece en el silicio, cuarto elemento químico ubicado a continuación del sodio, del magnesio

y del aluminio. En la figura 7.5 aparece la red del silicio muy semejante a la del diamante.

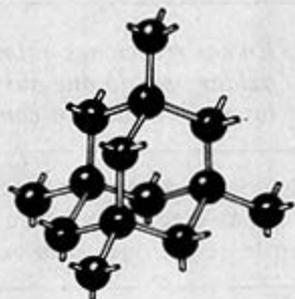


Fig. 7.5 Red cristalina del silicio

Sustancias moleculares

Los átomos de los elementos químicos cuyas sustancias simples están formadas por moléculas tienen 5, 6 o 7 electrones en su capa más externa.

En estado sólido, estas sustancias forman redes cristalinas moleculares. Entre las moléculas actúan fuerzas atractivas (fuerzas intermoleculares) mucho más débiles que los fuertes enlaces covalentes que unen a los átomos en cada una de las moléculas.

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

En el período 3 de la tabla periódica este tipo de estructura aparece a partir de la sustancia simple del elemento fósforo ubicado a continuación del silicio.

La figura 7.6 muestra modelos de las sustancias simples de los elementos químicos fósforo, azufre y cloro.

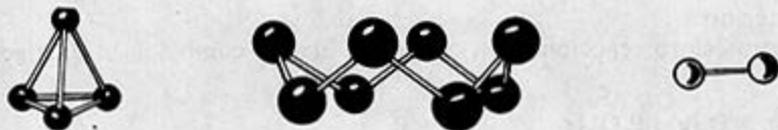


Fig. 7.6 Modelos de moléculas de P_4 , S_8 y Cl_2

Los gases nobles, cuyos átomos tienen 8 electrones en su capa más externa (excepto el helio), no se unen entre sí por medio de enlaces químicos. Entre sus átomos solo actúan débiles fuerzas de atracción semejantes a las que actúan entre las moléculas.

Propiedades oxidantes y reductoras

Los átomos de los elementos metálicos tienen pocos electrones en su último nivel de energía (tabla 7.1), son los de mayor tamaño en cada período (ver fi-

gura 7.2) y sus electrones más externos son atraídos por fuerzas relativamente débiles.

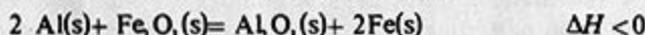
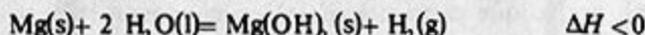
En sus reacciones químicas los metales pierden electrones, es decir, se oxidan, por lo que sus números de oxidación aumentan. Al oxidarse, los metales actúan como agentes reductores.

En comparación con los átomos de los metales, los átomos de los no metales tienen más electrones en su último nivel. Son de menor tamaño, por lo que atraen los electrones más externos con mayor fuerza.

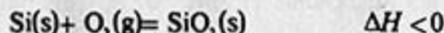
En sus reacciones químicas los no metales, generalmente, ganan electrones, es decir, se reducen, por lo que sus números de oxidación disminuyen. Al reducirse, los no metales actúan como agentes oxidantes.

Si se estudian las propiedades oxidantes y reductoras de las sustancias simples de los elementos químicos del período 3 de la tabla periódica se comprueba que estas varían gradualmente al pasar del sodio al cloro.

El sodio, el magnesio y el aluminio son fuertes agentes reductores. Por ejemplo:

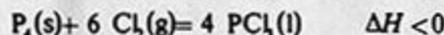


El silicio también puede actuar como agente reductor. Por ejemplo, reacciona con el dióxigeno para formar el dióxido de silicio.

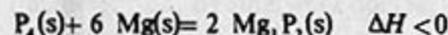


Sin embargo, sus propiedades reductoras son menos intensas que en los metales anteriores.

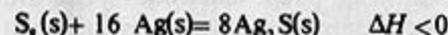
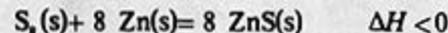
El tetrafósforo reacciona con oxidantes fuertes como son el dióxigeno y el cloro.



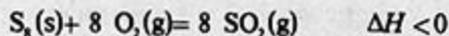
En estas reacciones el tetrafósforo se oxida y actúa como reductor. Sin embargo, este también reacciona con reductores fuertes como el magnesio y presenta entonces propiedades oxidantes.



El octazufre reacciona con muchos metales, formando los correspondientes sulfuros, y en ellas actúa como oxidante.

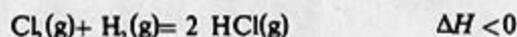
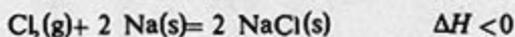


Esta sustancia simple también puede reaccionar con oxidantes fuertes y formar compuestos en los que el elemento azufre presenta números de oxidación positivos.



El silicio, el tetrafósforo y el octazufre son sustancias simples con propiedades oxidantes y reductoras de intensidad o fuerza intermedia.

El dicloro es un fuerte agente oxidante. En la mayoría de sus reacciones forma sustancias compuestas en las que tiene número de oxidación 1-.



En resumen:

Na Mg Al Si P₄ S₈ Cl₂

Disminuyen propiedades reductoras

→
Aumentan propiedades oxidantes

En cada período de la tabla periódica el tamaño de los átomos se hace menor y la atracción del núcleo sobre los electrones de la capa más externa se hace mayor. Esto explica que por lo general exista una tendencia a que en un mismo período las propiedades reductoras de las sustancias simples vayan disminuyendo, mientras que aumentan sus propiedades oxidantes.

Las propiedades oxidantes y reductoras de las sustancias simples de los elementos químicos varían periódicamente con el aumento del número atómico.

???

- 7.6 ¿Cómo varían con el aumento del número atómico las estructuras y las propiedades reductoras y oxidantes de las sustancias simples de los elementos químicos?
- 7.7 Las temperaturas de fusión y de ebullición del potasio son 63,25 °C y 760 °C y las del dibromo -7,2 °C y 58,78 °C, respectivamente. Con respecto a estas sustancias diga:
- ¿Por qué la temperatura de fusión del potasio es mayor que la del dibromo?
 - ¿En qué estado de agregación se encuentran estas dos sustancias a temperatura y presión ambiente?
- 7.8 ¿Por qué en un mismo período con el aumento del número atómico varían las propiedades reductoras y oxidantes de las sustancias simples de los elementos químicos?

- 7.9 Escriba la fórmula química y el nombre de una sustancia simple de un elemento del periodo 2 que sea:
- a) un fuerte agente reductor, b) un fuerte agente oxidante.
- 7.10 Los átomos de los elementos Br, Ca y Ge tienen 7, 2 y 4 electrones en su cuarto y último nivel de energía, respectivamente. Señale cuál de las sustancias simples de estos elementos químicos presenta:
- a) red atómica con enlaces covalentes,
 b) enlace metálico entre sus átomos,
 c) fuertes propiedades reductoras,
 d) menor conductividad eléctrica.

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

La variación periódica de la estructura y las propiedades de las sustancias no solo se produce en las sustancias simples de los elementos químicos, sino también en sus sustancias compuestas.

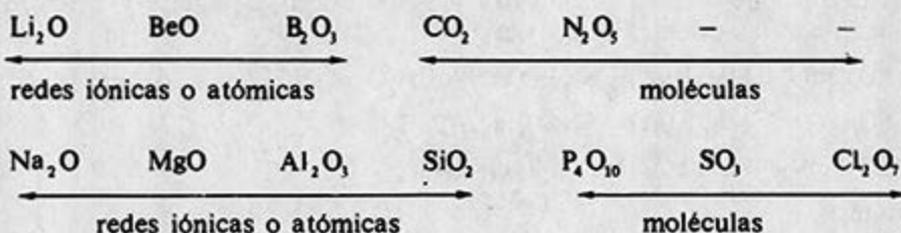
Entre las sustancias compuestas se encuentran los óxidos e hidróxidos y de sus propiedades, las ácido-base son de gran importancia.

La composición de los óxidos, en los que el elemento químico unido al oxígeno presenta su mayor número de oxidación, y la de los hidróxidos correspondientes a estos varían periódicamente con el aumento del número atómico. Por ejemplo:

Símbolo del elemento químico	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Número de oxidación superior	1+	2+	3+	4+	5+	-	-	-
Óxido	Li ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅	-	-	-
Hidróxido	LiOH	Be(OH) ₂	H ₃ BO ₃	-	HNO ₃	-	-	-

Símbolo del elemento químico	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Número de oxidación superior	1+	2+	3+	4+	5+	6+	7+	-
Óxido	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₄ O ₁₀	SO ₃	Cl ₂ O ₇	-
Hidróxido	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	H ₂ SiO ₃	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄	-

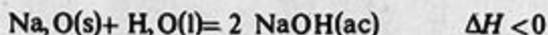
Los óxidos e hidróxidos de los elementos metálicos de menor electronegatividad son sustancias con redes cristalinas constituidas por iones positivos de los metales, M^{+} , e iones óxidos, O^{2-} , o hidróxidos, OH^{-} , que se unen entre sí por medio de enlaces iónicos que se extienden en todas direcciones.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



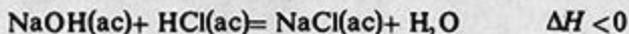
Propiedades ácido-básicas de óxidos e hidróxidos

Las propiedades ácido-base de los óxidos e hidróxidos pueden estudiarse experimentalmente al hacerlos reaccionar con otras sustancias. Por ejemplo, para los óxidos e hidróxidos de los elementos químicos del periodo 3 de la tabla periódica se conocen las reacciones que se describen a continuación.

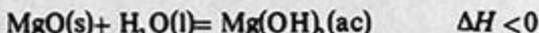
El óxido de sodio reacciona con el agua con gran desprendimiento de energía calorífica formando una disolución fuertemente básica de hidróxido de sodio.



El hidróxido de sodio sólido es una sustancia cristalina iónica muy soluble en agua que reacciona con los ácidos obteniéndose sal y agua.



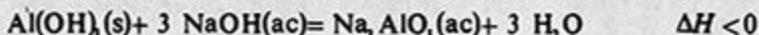
El óxido y el hidróxido de magnesio son prácticamente insolubles en agua pero con ayuda de un indicador pueden comprobarse las propiedades básicas de las disoluciones resultantes.



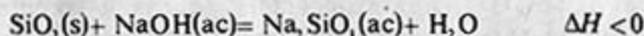
El hidróxido de magnesio reacciona con las disoluciones ácidas como se representa a continuación:



El óxido de aluminio no reacciona con el agua y su hidróxido es anfótero.



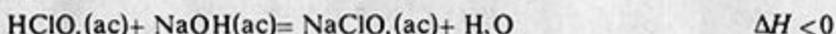
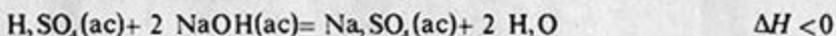
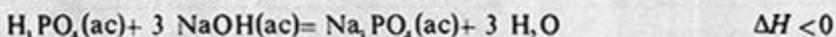
El dióxido de silicio no reacciona con el agua, pero sí con las disoluciones fuertemente básicas formándose silicatos solubles.



Esta reacción demuestra que el dióxido de silicio tiene propiedades ácidas ya que reacciona con una base.

Los óxidos de fósforo, de azufre y de cloro, en los que estos elementos químicos presentan su mayor número de oxidación, reaccionan energéticamente con el agua produciendo los oxácidos H_3PO_4 , H_2SO_4 , y HClO_4 .

Las disoluciones acuosas de los oxácidos de fósforo, de azufre y de cloro reaccionan con las disoluciones básicas.



En resumen:

Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
1+	2+	3+	4+	5+	6+	7+
Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
NaOH	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$\text{Al}(\text{OH})_3$	H_2SiO_3	H_3PO_4	H_2SO_4	HClO_4

Disminuyen las propiedades básicas
Aumentan las propiedades ácidas

En un periodo de la tabla periódica, en la medida que aumenta el número atómico disminuyen las propiedades básicas de los óxidos e hidróxidos y se intensifican las propiedades ácidas.

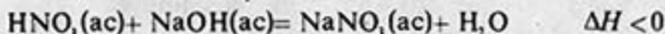
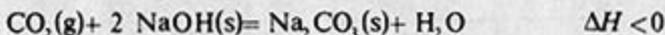
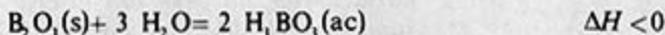
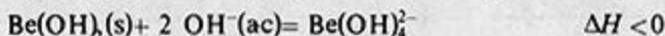
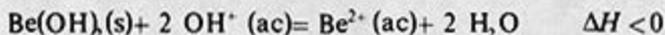
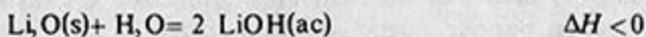
*Las propiedades ácido-base de los óxidos e hidróxidos de los elementos químicos varían periódicamente con el aumento del número atómico.**

???

- 7.11 ¿Qué variación se observa en el número de oxidación superior de los elementos químicos en la tabla periódica? ¿Tiene esta variación carácter periódico?
- 7.12 ¿Cuál será la fórmula química del óxido superior del Ge, elemento situado en el grupo IVA, periodo 4?

* En los periodos que incluyen elementos químicos de los grupos designados con la letra B esta generalización es válida solo para los óxidos e hidróxidos de los elementos designados con la letra A.

- 7.13 Qué variación presentan las propiedades ácido-base de los óxidos e hidróxidos de los elementos químicos de los grupos A de un mismo periodo?
- 7.14 Describa la estructura y las propiedades ácido-base del óxido e hidróxido del elemento químico situado en el grupo IIA, periodo 4.
- 7.15 Algunos de los óxidos e hidróxidos de los elementos químicos del periodo 2 de la tabla periódica reaccionan como se representa a continuación:



- a) ¿Qué coloración tomará la fenolftaleína al añadirla a disoluciones acuosas de LiOH y HNO₃?
- b) ¿Serán las propiedades ácidas del H₃BO₃ más o menos intensas, que las del HNO₃?
- c) ¿Cuál de los hidróxidos de este periodo es anfótero?

7.4 La ley periódica. Posición de los elementos químicos en la tabla periódica y propiedades de sus sustancias simples y de las sustancias compuestas

El estudio comparativo de la estructura y las propiedades de las sustancias simples y compuestas de los elementos químicos, revela una importantísima generalización conocida como ley periódica:

Las propiedades de los elementos químicos, de sus sustancias simples, así como la composición y las propiedades de sus compuestos, se encuentran en dependencia periódica de sus números atómicos.

Cuando D. I. Mendeleiev realizó las investigaciones que lo llevaron a descubrir la ley periódica, aún no se conocía la estructura compleja del átomo, por lo que enunció la ley sobre la base de las masas atómicas.

El posterior descubrimiento de la estructura compleja del átomo permitió explicar con claridad por qué las propiedades variaban periódicamente.

La causa de la periodicidad de las propiedades se encuentran en la repetición periódica de estructuras electrónicas semejantes, fundamentalmente la de las capas o niveles más externos de los átomos.

La periodicidad de las propiedades en relación con el número atómico se revela claramente en la tabla periódica, en la que los elementos químicos, se ubican en grupos y periodos.

Periodos

La variación de las propiedades de los elementos químicos y sus sustancias simples y compuestas en un periodo puede resumirse como se muestra en el cuadro siguiente:

<i>Propiedades</i>	<i>Variación en un periodo con el aumento del número atómico</i>
Tamaño de los átomos	disminuye →
Carácter metálico	disminuye →
Electronegatividad	aumenta →
Reductoras de las sustancias simples	disminuyen →
Oxidantes de las sustancias simples	aumentan →
Básicas de los óxidos e hidróxidos	disminuyen →
Ácidas de los óxidos e hidróxidos	aumentan →

Grupos

En cada grupo de la tabla periódica se encuentran ubicados elementos químicos con estructuras electrónicas semejantes, fundamentalmente en la capa más externa, lo que determina que muchas de sus propiedades sean similares en su aspecto cualitativo.

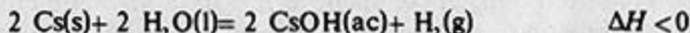
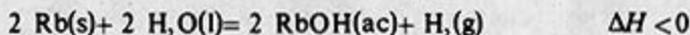
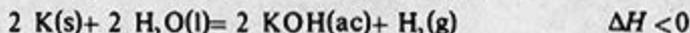
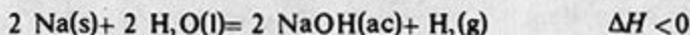
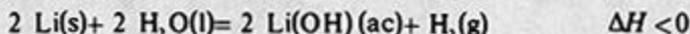
Por ejemplo, el número del grupo, tanto para los designados con la letra A como los de la letra B, coincide con el número de oxidación superior que puede presentar cualquiera de los elementos que lo integran cuando forman el óxido correspondiente. De esta forma, si se representa por *E* a cualquier elemento químico, los posibles óxidos superiores serían:

Grupo	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Número de oxidación superior	1+	2+	3+	4+	5+	6+	7+	8+
Fórmula del óxido superior	E_2O	EO	E_2O_3	EO_2	E_2O_5	EO_3	E_2O_7	EO_4

Las propiedades de las sustancias simples y compuestas de los elementos químicos de un mismo grupo son semejantes. Por ejemplo:

Las sustancias simples de los elementos del grupo IA, conocidos como metales alcalinos, tienen bajas temperaturas de fusión y densidad en comparación con otros metales. Forman redes cristalinas como las del sodio (ver figura 7.4). Son relativamente blandos y buenos conductores de la electricidad.

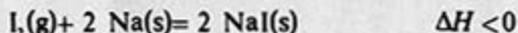
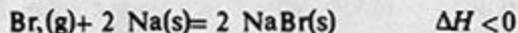
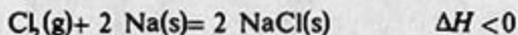
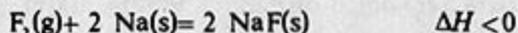
Estos metales reaccionan enérgicamente con el dioxígeno, el dicloro y el agua, entre otras sustancias. En su reacción con el agua se forman disoluciones fuertemente básicas de los respectivos hidróxidos metálicos y se desprende dihidrógeno.



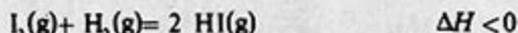
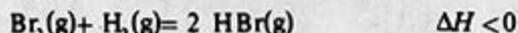
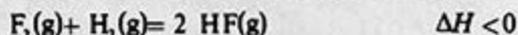
En estas reacciones los metales alcalinos se oxidan, forman compuestos en los que el número de oxidación es siempre 1+ y ponen de manifiesto sus propiedades reductoras.

Los elementos químicos del grupo VIIA, denominados halógenos, son típicamente no metálicos. Sus sustancias simples son moleculares y en cada molécula diatómica los átomos están unidos por fuertes enlaces covalentes.

Estas sustancias simples reaccionan con los metales alcalinos y se obtienen sólidos cristalinos iónicos constituidos por cationes metálicos y aniones negativos, F^- , Cl^- , Br^- , I^- , respectivamente, denominados iones haluros.



Los halógenos reaccionan con el dihidrógeno formando las sustancias moleculares nombradas haluros de hidrógeno.



En las moléculas de los haluros de hidrógeno los átomos se encuentran unidos por medio de enlaces covalentes polares, en los que el átomo del halógeno, de mayor electronegatividad, tiene una carga parcial negativa y el de hidrógeno, de menor electronegatividad, carga parcial positiva. Estas sustancias son gaseosas a temperatura ambiente y al disolverse en agua originan disoluciones que conducen la corriente eléctrica y tienen propiedades fuertemente ácidas. Estas disoluciones se denominan hidrácidos.

Los elementos químicos del grupo VIIIA se conocen con el nombre de gases nobles. Sus sustancias simples son todas gases monoatómicos a temperatura ambiente y se caracterizan por su poca reactividad química. No obstante, en años recientes y bajo determinadas condiciones se ha obtenido un número considerable de sus compuestos.

En un mismo grupo de la tabla periódica el tamaño de los átomos se va haciendo mayor (ver figura 7.2) a medida que se desciende en el grupo y, por tanto, la fuerza de atracción del núcleo sobre los electrones más externos disminuye.

Lo antes expuesto explica que en un mismo grupo, además de semejanzas, los elementos químicos, sus sustancias simples y compuestas presenten variaciones graduales de las propiedades. Por ejemplo, en el grupo de los metales alcalinos la reacción de sus sustancias simples con el agua se va haciendo más vigorosa a medida que se desciende en el grupo.

Las sustancias simples de los halógenos son no metales, aunque ya en el yoduro el brillo de los cristales recuerda al de los metales. En el grupo IVA el primer elemento, el carbono, es no metálico, mientras que el último, el plomo, es metálico y los elementos químicos que ocupan posiciones intermedias, silicio, germanio y estaño, presentan una variación gradual en las que aumentan las propiedades metálicas.

Los metales de los elementos del grupo IIA, forman óxidos e hidróxidos cuyas propiedades básicas aumentan del berilio al bario. Así, mientras que el óxido y el hidróxido de berilio son anfóteros, los de estroncio y bario son fuertemente básicos.

Los elementos químicos de los grupos cercanos a los extremos de la tabla periódica, como los grupos IA y VIIA, forman entre sí sustancias con enlace iónico. A medida que los grupos estén más próximos, la diferencia entre las electronegatividades es menor, el carácter iónico disminuye y aumenta el carácter covalente.

Para un gran número de casos la variación de las propiedades de los elementos químicos, sus sustancias simples y compuestas, en un grupo, pueden resumirse como se muestra en el cuadro siguiente:

<i>Propiedad</i>	<i>Tamaño del átomo</i>	<i>Carácter metálico</i>	<i>Electronegatividad</i>	<i>Reductoras de las sustancias simples</i>	<i>Oxidantes de las sustancias simples</i>	<i>Básicas de los óxidos e hidróxidos</i>	<i>Ácidas de los óxidos e hidróxidos</i>
Varia- ción con el aumen- to del nú- mero ató- mico en un grupo	A U M E N T A	A U M E N T A	D I S M I N U Y E	A U M E N T A N	D I S M I N U Y E N	A U M E N T A N	D I S M I N U Y E N

Las generalizaciones que aparecen en los cuadros anteriores son de gran utilidad. No obstante, hasta el presente a partir de estas no pueden realizarse predicciones completamente seguras, aunque sí permiten hacer comparaciones y predicciones aproximadas de las propiedades de las sustancias simples y compuestas de los elementos químicos en dependencia de su posición en la tabla periódica.

???

- 7.16 Enuncie la ley periódica
- 7.17 En la época en que D. I. Mendeleiev descubrió la ley periódica, genial generalización de los hechos conocidos, no podía explicarse por qué las propiedades variaban periódicamente. Argumente.
- 7.18 Describa la variación de las propiedades que se relacionan a continuación con el aumento del número atómico en un período y en un grupo de la tabla periódica.
- tamaño de los átomos.
 - carácter metálico.
 - electronegatividad.
 - propiedades reductoras y oxidantes de las sustancias simples.
 - propiedades ácido-base de los óxidos e hidróxidos.
- 7.19 Por qué las sustancias simples y compuestas de los elementos químicos comprendidos en un mismo grupo de la tabla periódica tienen propiedades semejantes? ¿A qué se deben las variaciones graduales de las propiedades de estas sustancias con el aumento del número atómico?
- 7.20 Entre cuáles elementos químicos de la tabla periódica resulta más probable la formación de sustancias iónicas?
- 7.21 Sobre los elementos del grupo IIA de la tabla periódica responda:
- ¿Cuáles son las fórmulas químicas de sus óxidos e hidróxidos?
 - ¿Cómo son las propiedades ácido-base de sus óxidos e hidróxidos? ¿Cómo varían estas con el aumento del número atómico?
 - Escriba las ecuaciones químicas de las reacciones de los óxidos de estos elementos con el agua.
 - Escriba las ecuaciones químicas de las reacciones de los hidróxidos de estos elementos con el ácido clorhídrico.
 - ¿Cuál de los metales del grupo IIA debe ser el mejor agente reductor? Explique.
 - Escriba las ecuaciones químicas de las reacciones de los metales magnesio, calcio y bario con el dicloro.
 - ¿Qué tipo de enlace presentan los cloruros de calcio y de bario?
- 7.22 Sobre los elementos químicos del grupo VIIA de la tabla periódica responda:
- ¿Cuáles son las fórmulas químicas de sus compuestos hidrogenados? ¿Por qué las disoluciones acuosas de estas sustancias tienen propiedades ácidas?

- b) Escriba las ecuaciones químicas de las reacciones de sus sustancias simples con el potasio.
- c) ¿Cuál debe ser la sustancia simple con propiedades oxidantes más débiles?
- d) ¿Cuál debe ser el de mayor electronegatividad?
- e) Escriba la fórmula química del óxido superior del cloro. ¿Qué tipo de enlace une a los átomos de cloro y de oxígeno? ¿Será esta sustancia molecular?

7.23 ¿Qué tipo de enlace presentará cada una de las sustancias siguientes:

- a) Cl_2 b) SO_2 c) $RbCl$ d) MgF_2 e) Na ?

7.24 Los metales alcalinos no se encuentran libres en la naturaleza. Argumente.

7.5 Historia del descubrimiento de la ley periódica: una hazaña científica

Como todo descubrimiento científico, la ley periódica tuvo sus antecedentes históricos. Desde la antigüedad y durante siglos se acumularon conocimientos acerca de los elementos químicos y sus sustancias simples y compuestas.

En la medida en que se iban descubriendo nuevos elementos químicos los científicos comenzaron a sentir la necesidad de clasificarlos, de organizar en alguna forma los conocimientos que se tenían sobre ellos.

La primera clasificación de los elementos químicos se basó en las propiedades de sus sustancias simples y consistió en agruparlos en elementos metálicos y no metálicos.

Posteriormente se realizaron otros intentos de clasificación como se observa en el cuadro siguiente, que llevaron a la conclusión de que los elementos químicos podían organizarse en familias naturales de elementos con propiedades semejantes, por ejemplo los metales alcalinos, los alcalino térreos y los halógenos.

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

En 1869 se conocían 63 elementos químicos y ninguna de las clasificaciones propuestas era satisfactoria.

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

Esta hazaña científica fue llevada a cabo por Mendeleiev. Como base para su clasificación utilizó la masa atómica, que en esta época era considerada como la característica fundamental de los elementos químicos. Comparó las propiedades de los elementos, las sustancias simples y compuestas de las diferentes familias naturales, las colocó de manera que los elementos vecinos tuvieran valores semejantes de masas atómicas, fue añadiendo y completando hasta obtener una tabla como la que aparece en la figura 7.7.

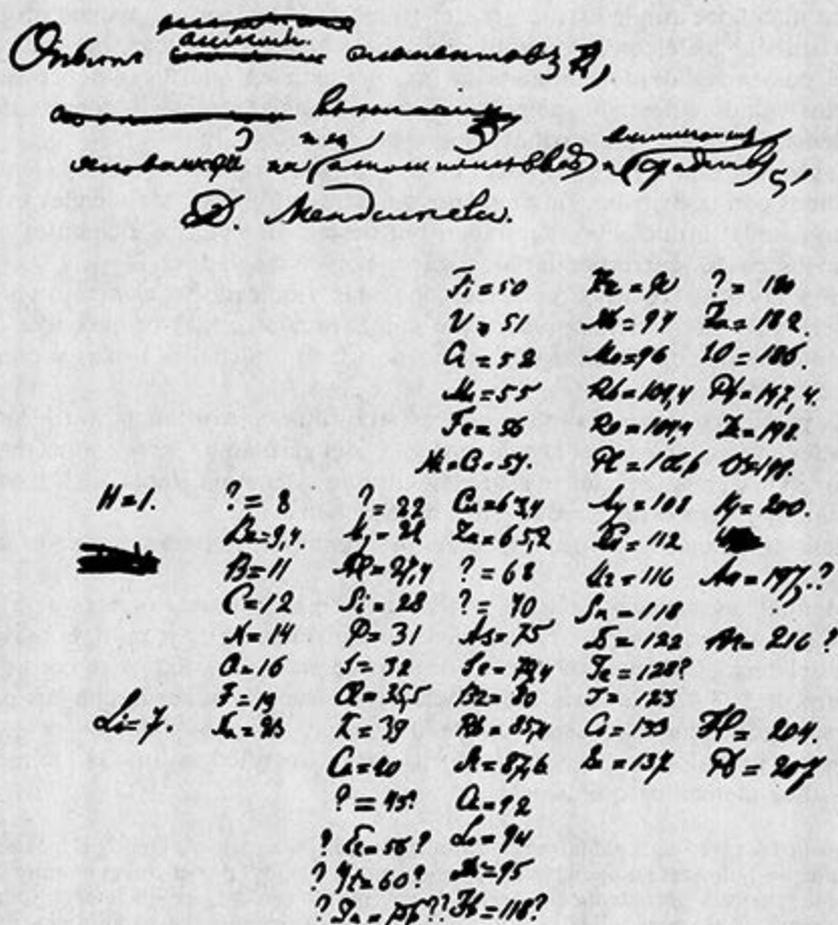


Fig. 7.7 Copia fotostática de una de las primeras variantes de tabla periódica elaboradas por D.I. Mendeleiev

Esta tabla incluía todos los elementos químicos conocidos en aquel momento y se basaba en la regularidad siguiente:

Las propiedades de los elementos químicos, de sus sustancias simples y compuestas, así como la composición y las propiedades de sus compuestos, se encuentran en dependencia periódica de sus pesos atómicos.

Para tener una idea aproximada del trabajo realizado por Mendeleiev imaginemos lo siguiente:

De la tabla periódica, tal como se conoce hoy, se borran los números que identifican los grupos y períodos, desaparecen los números atómicos y algunos valores de las masas atómicas cambian por otros erróneos. Finalmente, cada casilla se separa de su lugar, se mezclan al azar y se pierde un número considerable de ellas. A partir de aquí, alguien que nunca ha visto una tabla periódica ni conoce aún la estructura del átomo ni la ley periódica debe proponer cómo ordenar los elementos químicos. Deben, además, explicar, por qué se decide a colocarlos de determinada forma, predecir en qué lugar deben quedar espacios vacíos y describir cómo serán las sustancias simples y compuestas de los elementos que faltan sin haberlos visto nunca.

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

Para tales sustancias simples desconocidas y ubicado su elemento en la tabla periódica, Mendeleiev predijo, por comparación con las propiedades de los elementos químicos situados a su alrededor, las propiedades físicas y químicas de dichas sustancias.

Es particularmente asombrosa la estrechísima concordancia entre las propiedades predichas para el eka-silicio* y las del germanio, encontradas más tarde por Winkler, al descubrir este elemento en Alemania (tabla 7.3). Esto ocurrió también con otras predicciones de Mendeleiev.

Esta predicción constituyó la base más convincente para aceptar la ley periódica.

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

* Aquellos lugares de la tabla periódica que Mendeleiev consideró como pertenecientes a elementos químicos no descubiertos aún, fueron "llenados" por él con el nombre del elemento conocido precedente anteponiéndole el prefijo eka. Al eka-silicio correspondió el germanio, al eka-boro, el galio, y al eka-aluminio, el escandio. La palabra eka proviene del sánscrito y significa uno. Es decir, uno después del silicio, del boro, del aluminio. Este "uno después" se refiere a la posición dentro de la familia según la tabla periódica original de ocho columnas de Mendeleiev.

Tabla 7.3 Resumen de las predicciones de Mendeleiev que corresponden al eka-silicio y las encontradas para el germanio

<i>Eka-silicio (Es)</i> <i>Predicho por Mendeleiev (1871)</i>		<i>Germanio (Ge)</i> <i>Descubierto por Winkler (1886)</i>	
Masa atómica	72	Masa atómica	72.6
Densidad	5.5	Densidad	5.35
<p>La sustancia simple será de color grisáceo y por calcinación dará un polvo blanco de fórmula EsO_2. Se puede obtener el eka-silicio por reducción del EsO_2 con sodio. El EsO_2 debe ser refractario, tendrá densidad 4.7 y será menos básico que el TiO_2 y el SnO_2, pero más básico que el SiO_2. El tetracloruro de eka-silicio será un líquido de temperatura de ebullición cercana a 90°C y densidad 1.9 a 0°C.</p>		<p>El germanio es de color blanco grisáceo y quemado al aire produce un polvo blanco de fórmula GeO_2. El germanio se obtiene por reducción del GeO_2 con carbono. El GeO_2 es refractario, su densidad es 4.703 y tiene características básicas débiles. El GeCl_4 es un líquido que hierve a 83°C y su densidad a 20°C es 1.887.</p>	

Cuando Mendeleiev publicó por primera vez su tabla periódica se conocían 63 elementos. Un año después de su muerte (1907) se conocían ya 86. La rapidez de los descubrimientos fue posible gracias a la generalización más importante de la química: la ley periódica.

???

- 7.24 Compare el enunciado actual de la ley periódica y el propuesto por D.I. Mendeleiev.
- 7.25 Le Verrier, astrónomo francés (1811-1877), calculó la órbita del planeta Neptuno sin estar descubierto aún. Federico Engels, al valorar el significado de la ley periódica dijo: "Mendeleiev realizó una proeza científica que se puede situar sin temor alguno junto al descubrimiento hecho por Le Verrier". Argumente esta afirmación.

Resumen y ejercicios

- 7.26 En 1939 la científica francesa Margarite Perey anunció el descubrimiento de un nuevo elemento químico al que denominó Francio en honor a su pa-

tria. Este elemento, de número atómico 87, está ubicado en el período 7 grupo IA de la tabla periódica. De él prediga:

- Fórmulas químicas de su óxido e hidróxido.
- Estructura de su sustancia simple, su óxido e hidróxido.
- Propiedades ácido-base del óxido e hidróxido
- Las reacciones de su sustancia simple con el agua y con el ácido clorhídrico. Escriba las ecuaciones químicas.

7.27 El azufre es un elemento situado en el grupo VIA período 3 de la tabla periódica. Con respecto a él diga:

- Número de oxidación en los óxidos SO_2 y SO_3 .
- Fórmulas químicas de las sustancias que se obtienen al reaccionar sus óxidos con el agua. ¿Tendrán estas sustancias propiedades ácidas o básicas?
- ¿Será su sustancia simple una sustancia molecular? ¿Qué tipo de enlace químico une a los átomos de esta sustancia?

7.28 Use la tabla periódica y escriba el símbolo químico de un elemento que:

- Esté en el grupo IIB.
- Su óxido e hidróxido tengan propiedades básicas más fuertes que las del Al.
- Tenga mayor electronegatividad que el Na.
- Tenga menor electronegatividad que el Br.
- Sus átomos tengan mayor tamaño que el Li.
- Esté en el grupo VIIA y su sustancia simple tenga propiedades no metálicas menos acentuadas que el dicloro.
- Tenga menor carácter metálico que el Mg.
- Esté en el grupo IIA y su óxido e hidróxido tengan propiedades básicas más acentuadas que las del Ca.
- Esté en el período 3 y las disoluciones de su óxido e hidróxido tengan propiedades ácidas.
- Esté en el período 2 y su sustancia simple sea molecular.

7.29 Se tienen tres elementos X, Y, Z que están ubicados en:

X	grupo IIA	período 4
Y	grupo VIIA	período 3
Z	grupo VIIIA	período 2

- ¿Cuántos electrones tienen los átomos de estos elementos en su capa más externa?
- ¿Cree usted que la sustancia simple del elemento Z reaccione con el agua?
- Escriba la fórmula del óxido superior de Y. ¿El enlace químico en esa sustancia será iónico o covalente? ¿Tendrá este óxido propiedades ácidas o básicas?
- Escriba la fórmula del óxido y del hidróxido de X. ¿Tendrán estas sustancias propiedades ácidas o básicas? ¿El enlace en estas sustancias será iónico o covalente?
- ¿Cuál de las sustancias simples de estos elementos será mejor agente reductor? Explique.

7.30 En la tabla que aparece a continuación, algunos elementos químicos se representan por letras que no son sus verdaderos símbolos.

Escriba las letras que se corresponden con:

- a) Dos elementos cuyas sustancias simples sean buenos conductores del calor y de la electricidad.
- b) Dos elementos cuyos óxidos reaccionan con el agua formando disoluciones con propiedades básicas.
- c) Un elemento que forma un cloruro con enlace iónico en el que el catión tiene carga $1+$.
- d) Un elemento que forma un hidróxido anfótero.
- e) Dos elementos cuyas sustancias simples son moleculares.
- f) Un elemento cuya sustancia simple presenta una red cristalina atómica con enlaces covalentes.
- g) Dos elementos con número de oxidación máximo $2+$.
- h) Un elemento cuya sustancia simple sea fuerte agente oxidante.
- i) Dos elementos en cuyas sustancias simples los átomos no se unen por medio de enlaces químicos.
- j) Un elemento cuya sustancia simple reacciona con el agua desprendiendo dihidrógeno y formando una disolución básica.

8 Sistematización

Introducción

El conocimiento de las sustancias y sus transformaciones siempre ha formado parte del desarrollo de la humanidad. Desde la conquista del fuego y el dominio de los procesos metalúrgicos hasta nuestros días, se han logrado grandes descubrimientos en este campo que han permitido el desarrollo de nuestra civilización, pero aún no son suficientes. A la generación presente y a las futuras les corresponde continuar trabajando para resolver problemas complejos como son, entre otros: alimentar la creciente población mundial, eliminar las enfermedades que afectan al hombre, evitar y erradicar la contaminación del planeta.

El conocimiento de la estructura de las sustancias y de sus reacciones características es uno de los principales aportes que puede dar la química a la solución de estos problemas. Por ello es necesario estudiar la relación entre la estructura y las propiedades de las sustancias que son parte del objeto de estudio de la química.

8.1 La estructura de las sustancias

Para que no se detenga el desarrollo económico y social de Cuba es necesario obtener sustancias de producción nacional que sustituyan importaciones y que a su vez sean de calidad suficiente para que constituyan fuertes renglones de exportación.

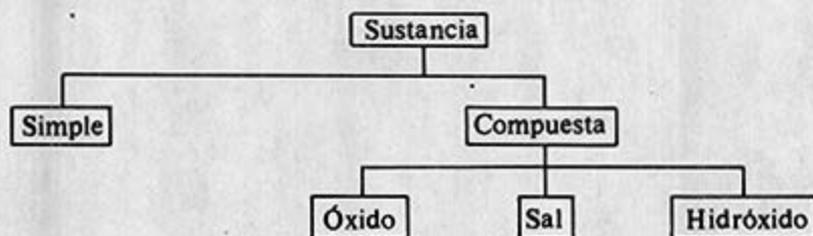
El conocimiento de las características de la estructura de esas sustancias es uno de los elementos principales que ayuda a su obtención a partir de materias primas nacionales.

La composición, el tipo de partícula, su ordenamiento y el enlace químico que las une son características fundamentales de estructura de las sustancias.

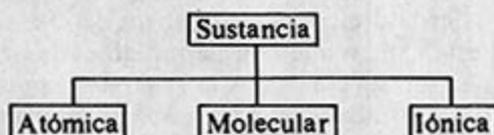
La composición está determinada por los elementos químicos y la proporción en que se encuentran en la sustancia.

El monóxido de carbono, CO , y el dióxido de carbono, CO_2 , son sustancias que están formadas por los mismos elementos químicos, pero la proporción en que se encuentran cada uno en estas sustancias es diferente, por lo tanto, su composición también lo es y sus propiedades difieren notablemente.

Atendiendo a su composición las sustancias estudiadas pueden clasificarse en:



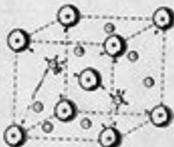
Las muestras de sustancias son agregados de átomos, moléculas o iones de acuerdo con lo cual las sustancias se clasifican en:



Entre estas dos clasificaciones de las sustancias se puede establecer una relación, de forma tal que:

<i>Clasificación según composición</i>	<i>Clasificación según el tipo de partícula</i>	<i>Ejemplos</i>
Simples	Atómicas	Todos los metales, algunos no metales como el carbono y el silicio.
	Moleculares	No metales, tales como: I_2 , O_2 , N_2 , P_4 , S_8 , Cl_2 .
Compuestas	Atómicas	El SiO_2
	Moleculares	La mayoría de los óxidos no metálicos, los hidróxidos no metálicos y algunos compuestos binarios hidrogenados. Por ejemplo: CO_2 , SO_2 , NO_2 , H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4 , HCl , HI , H_2S .
	Iónicas	Óxidos metálicos, sales e hidróxidos metálicos tales como: Na_2O , CaO , MgO , $NaCl$, K_2SO_4 , $CaCl_2$, $NaOH$, KOH , $Ca(OH)_2$.

El enlace químico entre las partículas que constituyen las sustancias puede ser:

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

El tipo de partícula y las interacciones entre ellas influyen en algunas de las propiedades de las sustancias, por ejemplo:

<i>Tipo de sustancia y enlace químico</i>				
<i>Tipos de sustancias y acciones intermoleculares</i>	<i>Sustancias atómicas</i>		<i>Sustancias moleculares</i>	<i>Sustancias iónicas</i>
	<i>Enlace covalente</i>	<i>Enlace metálico</i>	<i>Enlace covalente e interacciones moleculares</i>	<i>Enlace iónico</i>
Propiedades				
Temperatura de fusión	Relativamente altas	Variables	Relativamente bajas	Relativamente altas

Tipo de sustancia y enlace químico

<i>Tipos de sustancias y acciones intermoleculares</i>	<i>Sustancias atómicas</i>	<i>Sustancias moleculares</i>	<i>Sustancias iónicas</i>	
<i>Propiedades</i>	<i>Enlace covalente</i>	<i>Enlace metálico</i>	<i>Enlace covalente e interacciones moleculares</i>	<i>Enlace iónico</i>
Conductividad eléctrica	Aisladores o semiconductores.	Conductores en estado sólido o fundidos	Aisladores en cualquier estado de agregación	Aisladores en estado sólido y conductores fundidos o en disolución acuosa
Propiedades mecánicas	Duras y frágiles	Dureza variable, dúctiles, maleables y tenaces	La dureza varía en dependencia de la fortaleza de las interacciones moleculares	Duras y frágiles.

El ordenamiento de las partículas que constituyen las sustancias también influye en sus propiedades. Por ejemplo, las sustancias moleculares pueden ser polares o apolares en dependencia de la disposición espacial de los átomos en la molécula (figs. 3.4 y 3.5).

El ordenamiento de las partículas en los cristales también determina, en todos los casos, las propiedades de las sustancias (tabla 8.1):

Tabla 8.1 Variedades alotrópicas del octazufre

<i>Sustancia</i>	<i>Fórmula química de la molécula</i>	<i>Disposición espacial</i>	<i>Densidad g · cm⁻³</i>	<i>t · f / °C</i>
Octazufre Rómbico	S ₈		2,07	112,8
Octazufre monoclínico	S ₈		1,96	119,0

El sulfuro de cinc se presenta en la naturaleza como dos minerales distintos: la wurzita y la blenda (ver figura 4.4), esto se debe a la diferente disposición espacial de los iones en el cristal.

Las sustancias se identifican por sus nombres. La forma de nombrarlas tiene un conjunto de reglas que se agrupan en la denominación de nomenclatura química. También se representan de forma abreviada y convencional empleando las fórmulas químicas. De estas últimas se puede obtener información cualitativa y cuantitativa sobre las sustancias.

???

- 8.1 ¿Cuáles son las características fundamentales de la estructura de las sustancias?
- 8.2 Diga qué tipo de partículas, enlace químico e interacciones hay en las sustancias siguientes:

Sustancias	Propiedades
A	Temperatura de fusión 770 °C, aisladora de la electricidad en estado sólido, conduce la corriente eléctrica fundida o en disolución acuosa, es dura y frágil.
B	Temperatura de fusión 1 535 °C, conductora de la electricidad en estado sólido y maleable.
C	Temperatura de fusión 16,83 °C, aisladora de la corriente eléctrica en cualquier estado de agregación.
D	Temperatura de fusión 3 500 °C aisladora de la electricidad en cualquier estado de agregación, muy dura y frágil.
E	Temperatura de fusión 1 414 °C semiconductor de la corriente eléctrica al estado sólido, dura y frágil.

- 8.3 El carbono y el silicio son elementos químicos del grupo IVA de la tabla periódica. Sus óxidos, de fórmula general EO_2 , tienen temperaturas de fusión notablemente diferentes. Observe las figuras 2.7 y 3.6 y explique esta diferencia.
- 8.4 Los óxidos de azufre son sustancias moleculares. Los átomos están unidos en sus moléculas por enlaces covalentes polares, sin embargo el dióxido de azufre es fuertemente polar, mientras que el trióxido de azufre no. ¿Qué características fundamentales de la estructura de las sustancias permiten explicar esta diferencia en sus propiedades?
- 8.5 Observe detenidamente las representaciones siguientes:
- | | | |
|--------------|--------------------------------|-------------------------|
| a) S | e) $MgCl_2(l)$ | i) $H^+(ac) + Br^-(ac)$ |
| b) S_8 | f) $Na^+(ac)$ y $OH^-(ac)$ | j) $KCl(s)$ |
| c) S^{2-} | g) $Fe(s)$ | k) $H_2SO_4(l)$ |
| d) Ca^{2+} | h) $Al^{3+}(ac)$ y $3Cl^-(ac)$ | l) $NaNO_3(ac)$ |

Responda:

- 1) ¿Cuáles son fórmulas químicas?

2) ¿Qué información cualitativa y cuantitativa se puede obtener de estas representaciones?

8.6 Dadas las representaciones y nombres siguientes:

- | | |
|--|---------------------------------------|
| a) $\text{FeCl}_2(\text{s})$ | f) $\text{F}_2(\text{g})$ |
| b) $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{l})$ | g) $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s})$ |
| c) ácido bromhídrico | h) óxido de cobre (I) |
| d) $\text{P}_4\text{O}_{10}(\text{s})$ | i) sulfato de calcio |
| e) $\text{Ni}(\text{s})$ | j) hidróxido de potasio |

Responda:

- 1) Clasifique las sustancias a, b, e, f y g según su composición y nómbrelas.
- 2) Escriba las fórmulas químicas de las sustancias h, i y j.
- 3) Puede considerarse que c es una sustancia? Argumente su respuesta.
- 4) Qué propiedades ácido-base presentarán las sustancias b, d, g y j?
- 5) Qué información cuantitativa se puede obtener de las fórmulas químicas a, b, d, e, f, y g?
- 6) Cuál es la masa de una muestra de 0,2 mol de la sustancia b?
- 7) Basándose en la estructura de las sustancias explique la diferencia en el estado de agregación y la conductividad eléctrica de las sustancias e y f?

8.2 La reacción química

La aplicación inmediata de los descubrimientos científicos a los procesos productivos es una tarea fundamental orientada por el Partido Comunista de Cuba. En el campo de la química, la aplicación que se puede hacer de las sustancias depende del conocimiento que se tenga de sus propiedades. La única forma de verificar las propiedades químicas de las sustancias es estudiándolas en sus reacciones químicas.

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

Durante las reacciones químicas se producen cambios apreciables a los que se denominan manifestaciones de las reacciones y son:

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

El desprendimiento o absorción de energía es una manifestación común a todas las reacciones químicas debido al rompimiento y formación de enlaces. Las restantes manifestaciones pueden o no presentarse y dependen de la diferencia en las propiedades de las sustancias reaccionantes y productos de la reacción.

Pueden producirse manifestaciones semejantes a las anteriores en otros procesos en los cuales no se obtienen nuevas sustancias, por ejemplo: el paso de la corriente eléctrica a través de la resistencia de un bombillo provoca el desprendimiento de luz y calor, por absorción de calor el agua hierve y el cloruro de sodio se funde (en el primer caso se desprende un gas y en el segundo cambia notablemente la conductividad eléctrica de la sustancia). Los ejemplos anteriores demuestran que la aparición de estas manifestaciones durante un proceso no es una condición suficiente para afirmar que ha ocurrido una reacción química.

No siempre la ocurrencia de las reacciones químicas se aprecia con facilidad, esto se debe a:

- a) Las diferencias entre las propiedades de las sustancias reaccionantes y de los productos no son apreciables a simple vista, como ocurre en la neutralización.
- b) Son tan lentas que se necesita mucho tiempo para que se produzca un efecto observable, como ocurre en la maduración de las frutas.

En el primer caso, con el uso de instrumentos de medición sensibles o de medios químicos (sustancias indicadoras) se pueden apreciar evidencias de que la reacción ha ocurrido.

Las reacciones químicas se producen o lo hacen con una rapidez apreciable bajo determinadas condiciones, entre las cuales se encuentran:

- a) Contacto entre las sustancias reaccionantes.
- b) Temperatura óptima para la reacción.
- c) Concentración de los reaccionantes.

El contacto entre las sustancias reaccionantes es indispensable para que se produzca una reacción química. La reacción será favorecida mientras más íntimo sea el contacto. Con este propósito en las industrias y laboratorios químicos las sustancias reaccionantes previamente se trituran, gasifican, o se disuelven.

Algunas reacciones químicas ocurren a temperatura ambiente, ejemplo de ellas son: las reacciones entre disoluciones acuosas de sales, obtención de hidróxidos metálicos prácticamente insolubles en agua, neutralización y las reacciones entre metales y disoluciones de ácidos.

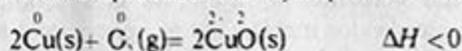
A diferencia de las anteriores algunas reacciones químicas necesitan de altas temperaturas para producirse apreciablemente, por ejemplo: la descomposición térmica de algunas oxisales y de hidróxidos metálicos muy poco solubles, en agua.

Para las reacciones químicas en las que participan disoluciones líquidas o gaseosas una condición de vital importancia es la concentración de los reaccionantes. En la reacción del ácido clorhídrico concentrado con el cinc, el desprendimiento gaseoso es más enérgico que cuando se utiliza este ácido diluido.

Las reacciones químicas pueden clasificarse atendiendo a distintos criterios entre los cuales se encuentran:

<i>Criterio de clasificación</i>	<i>Tipo de reacción</i>	<i>Ejemplos</i>
Energía absorbida o desprendida durante el proceso	<i>Exotérmica</i> (desprende energía en forma de calor)	$2\text{Mg(s)} + \text{O}_2\text{(g)} = 2\text{MgO(s)} \quad \Delta H < 0$ $\text{H}_2\text{SO}_4\text{(ac)} + 2\text{NaOH(ac)} = \text{Na}_2\text{SO}_4\text{(ac)} + \text{H}_2\text{O(l)} \quad \Delta H < 0$
	<i>Endotérmica</i> (absorbe energía en forma de calor)	$\text{I}_2\text{(s)} + \text{H}_2\text{(g)} = 2\text{HI(g)} \quad \Delta H > 0$ $2\text{HCl(ac)} + \text{CaCO}_3\text{(s)} = \text{CaCl}_2\text{(ac)} + \text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{O(l)} \quad \Delta H > 0$
Variación o no del número de oxidación de los elementos en la reacción	<i>Reacción de oxidación-reducción</i> (el número de oxidación de los elementos cambia durante el proceso)	$2\overset{0}{\text{H}}_2\text{(g)} + \overset{0}{\text{O}}_2\text{(g)} = 2\overset{1+}{\text{H}}\overset{2-}{\text{O}}\text{(g)}$ $\overset{0}{\text{Zn}}\text{(s)} + \overset{1+}{\text{H}}_2\overset{6-}{\text{S}}\overset{2-}{\text{O}}_4\text{(ac)} = \overset{2+}{\text{Zn}}\overset{6-}{\text{S}}\overset{2-}{\text{O}}_4\text{(ac)} + \overset{0}{\text{H}}_2\text{(g)}$
	<i>Reacción que no es de oxidación-reducción</i> (el número de oxidación de los elementos no cambia durante el proceso)	$2\overset{1-}{\text{K}}\overset{2-}{\text{O}}\overset{1+}{\text{H}}\text{(ac)} + \overset{2+}{\text{Cu}}\overset{1-}{\text{Cl}}_2\text{(ac)} = 2\overset{1-}{\text{K}}\overset{1-}{\text{Cl}}\text{(ac)} + \overset{2+}{\text{Cu}}\overset{2-}{\text{O}}\overset{1+}{\text{H}}_2\text{(s)}$ $\overset{2+}{\text{Ba}}\overset{1-}{\text{Cl}}_2\text{(ac)} + \overset{1+}{\text{Na}}_2\overset{6-}{\text{S}}\overset{2-}{\text{O}}_4\text{(ac)} = \overset{2+}{\text{Ba}}\overset{6-}{\text{S}}\overset{2-}{\text{O}}_4\text{(s)} + 2\overset{1+}{\text{Na}}\overset{1-}{\text{Cl}}\text{(ac)}$

Una misma reacción química puede ser clasificada de acuerdo con los dos criterios empleados. Por ejemplo, la reacción representada:



es exotérmica y de oxidación-reducción.

Las reacciones químicas se representan por medio de ecuaciones químicas, a partir de las cuales se puede obtener información cualitativa y cuantitativa de estos procesos.

- d) Al hervir el agua potable aparece un sólido blanco que se queda flotando sobre la superficie o se pega a las paredes del recipiente y se desprende un gas.
- e) Al calentar fuerte y continuamente una disolución de agua con sal, se desprende un vapor y queda como residuo un polvo blanco.
- f) La formación de azúcares en las plantas a partir del dióxido de carbono y del agua en el proceso de fotosíntesis.
- g) Al destapar un refresco se produce un desprendimiento gaseoso.

Experimentos de clase

4.1 Observación de muestras de diferentes sales

Tarea

Describe las sales dadas teniendo en cuenta algunas de sus propiedades físicas.

Útiles y reactivos

Lupa	1 por mesa
Cristalizadora	4
Muestrario de sales	1
Muestra de sales	4

Procedimiento

1. Anote el estado de agregación, color y olor de las sales que le han sido entregadas por su profesor.
2. Observe la estructura cristalina y la transparencia de dichas sales.

Valoración

1. Enuncie las propiedades físicas de las sales observadas.

4.2 Comprobación de la solubilidad de algunas sales en agua

Tarea

Clasifique las sales entregadas por su profesor en solubles y prácticamente insolubles en agua.

Consideraciones previas

1. ¿Cómo pueden clasificarse las sustancias atendiendo a su solubilidad en agua?

Útiles y reactivos

Vaso de precipitados	4
Agitador	4
Cucharilla espátula	1
Sulfato de cobre (II) pentahidratado	1 g
Carbonato de calcio	1 g
Carbonato de sodio	1 g
Agua destilada	150 mL

Procedimiento

1. Tome tres vasos de precipitados. En el primero añada 1 g de sulfato de cobre (II) pentahidratado. Añada 50 mL de agua y agite.
2. Repita el procedimiento anterior con cada una de las restantes sales.

Valoración

1. Clasifique las sales utilizadas en el experimento atendiendo a su solubilidad en agua.
2. Describa el procedimiento que usted utilizaría para recuperar los sólidos disueltos en agua.

4.3 Preparación de la disolución acuosa de una sal, conocidos el volumen de disolución y la masa del soluto a disolver

Tarea

Prepare una disolución de cloruro de sodio que contenga 3.0 g del soluto en 100 mL de disolución.

Consideraciones previas

1. Defina concentración másica.
2. Escriba la ecuación de definición de la concentración másica.
3. Enuncie los pasos fundamentales para la preparación de una disolución de una sal soluble en agua.

Útiles y reactivos

Probeta graduada de 100 mL	1
Vidrio reloj de 80 mm	1
Vaso de precipitados de 250 mL	1
Pipeta	1
Agitador	1
Frasco lavador	1
Cloruro de sodio	3 g
Agua destilada	

Procedimiento

1. Mida con la probeta 100 mL de agua y añádala en un vaso de precipitados de 250 mL. Afore el vaso de precipitado marcando el volumen con un lápiz cristalográfico o una liga.
2. Deje solamente unos 30 mL de agua en el recipiente aforado y agréguele la masa de soluto presente en el vidrio reloj que le fue entregado por su profesor.
3. Acerque el vidrio de reloj al vaso de precipitados, sujetándolo con una mano y con la otra mueva el frasco lavador para arrastrar con el agua la porción del soluto.
4. Agite la mezcla presente en el recipiente aforado y agregue agua poco a poco agitando hasta llegar cerca del aforo del recipiente. Deje en reposo la disolución durante algún tiempo antes de enrasar, para igualar la temperatura de la disolución con la ambiente.
5. Añada agua mediante una pipeta o un gotero hasta que la parte inferior de la superficie de la disolución coincida con la marca de enrase. Agite para uniformar la disolución.

Valoración

1. ¿Qué efecto produciría en la concentración de la disolución el no lavar el vidrio de reloj?
2. ¿Con qué objetivo se agita la mezcla en el paso 4 del procedimiento?
3. ¿Qué importancia tiene el enrasar con una pipeta o un gotero?
4. ¿Qué concentración másica tiene la disolución preparada por usted?
5. ¿Qué concentración másica tienen 5 L de disolución?

4.4 Reacción entre las disoluciones acuosas de sales

Tarea

Obtenga los productos de una reacción entre disoluciones acuosas de sales.

Condiciones previas

1. Represente los iones que están presentes en las disoluciones acuosas de las sales siguientes:
 - a) cloruro de calcio
 - b) carbonato de sodio
 - c) cloruro de sodio

Útiles y reactivos

Tubo de ensayos	3
Gradilla	1
Probeta	1
Embudo	1
Soporte universal	1
Papel de filtro	1
Vaso de precipitado	1
Agitador	1
Aro o anilla	1
Tela metálica	1
Mechero de alcohol	1
Cápsula de porcelana	1
Disolución de cloruro de calcio	6 mL
Disolución de carbonato de sodio	2 mL
Disolución de cloruro de sodio	2 mL

Procedimiento

1. Rotule tres tubos de ensayos con los números 1, 2 y 3 respectivamente. Mida 2 mL de disolución acuosa de cloruro de calcio, y viértalos en cada uno por separado.
2. Añada al primer tubo de ensayos 2 mL de disolución acuosa de carbonato de sodio. Observe y anote lo ocurrido.

3. Añada al segundo tubo igual cantidad de disolución acuosa de cloruro de sodio. Observe y anote lo ocurrido.
4. Compare ambos tubos (1 y 2) con la disolución inicial que aparece en el tubo 3.
5. Separe el precipitado formado de la disolución resultante.
6. Vaporice el filtrado. ¿Qué observa?

Valoración

1. Describa y explique lo ocurrido en los tubos de ensayos 1 y 2
2. Escriba la ecuación química de la reacción ocurrida.

4.5 Comprobación de las sales que deben reaccionar en disolución acuosa para obtener una sal determinada

Tarea

Obtenga en el laboratorio uno de los sólidos siguientes: sulfato de bario, carbonato de calcio, sulfuro de cobre (II), cloruro de plata.

Consideraciones previas

1. Para que se produzca una reacción entre disoluciones acuosas de las sales donde se forme un precipitado, qué propiedades deben tener las sustancias productos de la reacción.

Procedimiento

1. El profesor le indicará el nombre de la sal que debe obtener.
2. Conocida la sal que usted debe obtener, proceda a confeccionar un breve informe que contenga los aspectos siguientes:
 - a) reactivos a utilizar;
 - b) ecuación química de la reacción;
 - c) técnica operatoria (debe contener como va a proceder y el nombre de los útiles a emplear).
3. Aprobado el informe por su profesor, solicite los reactivos necesarios y haga el experimento.

Valoración

1. Un alumno realiza una reacción entre las disoluciones acuosas de sales donde se obtiene un precipitado A. A continuación filtra y al filtrado añade de nuevo una de las disoluciones utilizadas y observa que se obtiene más precipitado.
¿Qué explicación usted le daría a este fenómeno?

6.1 Determinación del carácter ácido o básico de varias disoluciones

Tarea

Determine, mediante los indicadores, si las disoluciones son ácidas o básicas.

Consideraciones previas

1. ¿Qué es un indicador?
2. Resuelva el ejercicio 6.11 de su libro de texto.

Útiles y reactivos

Frasco gotero	4
Placa con depresiones	1
Disolución de fenolftaleína	1 mL
Disolución de azul de bromotimol	1 mL
Papel de tornasol	2
Disoluciones ácidas	2 mL
Disoluciones básicas	2 mL

Procedimiento

1. Eche dos o tres gotas de la disolución A, a tres cavidades de la placa con depresiones. Añada a la primera una gota de disolución de fenolftaleína, a la segunda una gota de azul de bromotimol, e introduzca en la tercera una tira de papel de tornasol. Observe y anote.
2. Repita el procedimiento anterior para la disolución B.

Valoración

1. ¿Qué propiedades ácidas o básicas tienen las disoluciones A y B?

7.1 Propiedades ácido-base de algunos hidróxidos de los elementos químicos del periodo 3 de la tabla periódica

Tarea

Compruebe experimentalmente las propiedades ácido-base de algunos hidróxidos de los elementos químicos del periodo 3 de la tabla periódica.

Consideraciones previas

1. Compare las disoluciones de los hidróxidos metálicos con las disoluciones de los hidróxidos no metálicos atendiendo a:
 - los iones presentes en la disolución.
 - la acción sobre la fenolftaleína.
 - su obtención.
2. Escriba las fórmulas químicas y los nombres de los hidróxidos de los elementos del tercer periodo de la tabla periódica.
3. ¿Cómo pueden comprobarse experimentalmente las propiedades ácidas o básicas de un hidróxido poco soluble o prácticamente insoluble en agua?

Útiles y reactivos

Tubo de ensayos	7
Gradillas	1
Gotero	2
Probeta de 10 mL	1
Probeta de 50 mL	1
Frasco lavador	1
Vaso de precipitados de 100 mL	1
Agitador	1
Hidróxido de sodio (perlas)	0,5 g

Disoluciones de:	
hidróxido de sodio	40 mL
sulfato de magnesio	5 mL
ácido clorhídrico	30 mL
cloruro de aluminio	5 mL
ácido fosfórico	2.5 mL
ácido sulfúrico	2 mL
fenolftaleína	2 mL

Procedimiento

El profesor indicará cuál o cuáles de los experimentos que aparecen a continuación debe realizar.

Experimento 1

- Mida 100 mL de agua y viértalos en un vaso de precipitados.
- Añada al agua una perla de hidróxido de sodio y agite hasta que se disuelva completamente.
- Vierta 10 mL de esta disolución en un tubo de ensayos. El resto de la disolución, al finalizar, entréguela a su profesor.
- Agregue dos gotas de fenolftaleína a los 10 mL de la disolución preparada. Observe y anote.
- Añada gota a gota y agitando ácido clorhídrico hasta que la disolución resultante adquiera un color rosado.

Experimento 2

- Vierta 5 mL de disolución acuosa de sulfato de magnesio en un tubo de ensayos.
- Agregue 2 mL de disolución acuosa de hidróxido de sodio. Observe y anote.
- Divida el precipitado obtenido en dos partes.
- Añada ácido clorhídrico gota a gota y agitando a una parte del precipitado obtenido. Observe y anote.
- Añada 15 gotas de disolución acuosa de hidróxido de sodio a la otra parte del precipitado. Agite. Observe y anote.

Experimento 3

- Vierta 5 mL de disolución acuosa de cloruro de aluminio en un tubo de ensayos.
- Agregue 15 gotas de disolución acuosa de hidróxido de sodio. Observe y anote.

- c) Divida el precipitado obtenido en dos partes.
- d) Añada ácido clorhídrico gota a gota y agitando a una parte del precipitado. Observe y anote.
- e) Añada disolución acuosa de hidróxido de sodio gota a gota y agitando a la otra parte del precipitado. Observe y anote.

Experimento 4

- a) Vierta 2 mL de ácido fosfórico en un tubo de ensayos.
- b) Añada dos gotas de fenolftaleína.
- c) Agregue gota a gota y agitando disolución acuosa de hidróxido de sodio hasta que la disolución resultante tome color rosado.

Experimento 5

- a) Vierta 5 mL de ácido sulfúrico en un tubo de ensayos.
- b) Añada dos gotas de fenolftaleína.
- c) Agregue gota a gota y agitando disolución acuosa de hidróxido de sodio hasta que la disolución resultante tome color rosado.

Valoración

1. ¿Qué propiedades ácido-base tiene el hidróxido del elemento químico del período 3 con el que usted trabajó?
2. Confeccione un cuadro resumen sobre las propiedades ácido-base de los hidróxidos de los elementos químicos del período 3 sobre la base de los resultados obtenidos en los experimentos realizados tanto por su equipo como por los restantes equipos del aula.

Prácticas de laboratorio

4.1 Preparación de la disolución acuosa de una sal, conocidos la concentración másica y el volumen de la disolución

Tarea

Prepare 0.1 L de una disolución de cloruro de sodio cuya concentración másica, $\rho(\text{NaCl})$, es igual a $46.8 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

Consideraciones previas

1. ¿Qué operaciones deben realizarse para aforar un recipiente?

Útiles y reactivos

Balanza	
Vidrio reloj	
Cucharilla espátula	
Mortero con pistilo	
Vaso de precipitados	
Liga o lápiz cristalográfico	
Probeta	
Frasco lavador	
Agitador	
Pipeta o gotero	
Cloruro de sodio	5 g
Agua destilada	150 mL

Procedimiento

1. Calcule la masa de soluto necesaria para preparar el volumen de disolución de la concentración deseada.
2. Pese la masa de soluto necesaria. Utilice un vidrio reloj para echar el soluto a pesar.

Nota: Si la sustancia está en forma de cristales grandes, tritúrelos en un mortero antes de pesarla.

3. Afore un vaso de precipitados con el volumen necesario.
4. Prepare la disolución acuosa en el recipiente aforado de acuerdo con los pasos del 2 al 6 del procedimiento del experimento de clases No. 3.

Valoración

1. Haga un resumen de las actividades realizadas para preparar la disolución deseada.

5.1 Propiedades de los hidróxidos de sodio, de calcio y de magnesio

Tarea

Compruebe las propiedades del NaOH, del Ca(OH)₂ y del Mg(OH)₂.

Consideraciones previas

1. ¿Qué coloración toman los indicadores fenolftaleína, tornasol y azul de bromotimol al añadirlos a una disolución básica?
2. ¿En qué grupo y periodo de la tabla periódica se encuentran los elementos químicos sodio, calcio y magnesio?
3. Atendiendo a su solubilidad en agua cómo se clasifican los hidróxidos metálicos.

Útiles y reactivos

Tubo de ensayos	6
Agitador	1
Gradilla	1
Gotero de vidrio	1
Cucharilla espátula	1
Vidrio reloj	1
Frasco lavador	1
Hidróxido de sodio	0.5 g
Hidróxido de magnesio	0.5 g
Hidróxido de calcio	0.5 g
Papel tornasol rojo	6
Papel tornasol azul	6
Azul de bromotimol	1 mL
Disolución de fenolftaleína	1 mL

Procedimiento

1. Rotule 3 tubos de ensayos y añada con una cucharilla espátula, aproximadamente 0.5 g de los hidróxidos siguientes:

Tubo 1: hidróxido de sodio.

Tubo 2: hidróxido de calcio.

Tubo 3: hidróxido de magnesio.

2. Observe las siguientes propiedades de estos hidróxidos:

. Estado de agregación y color.

. Solubilidad en agua.

Añada lentamente agua destilada en los tres tubos de ensayos hasta alcanzar las $\frac{3}{4}$ partes del volumen de cada uno de ellos. Agite con cuidado. Observe y anote.

Filtre el contenido de los tubos de ensayos 2 y 3 por separado, recogiendo la disolución en vasos de precipitados respectivamente rotulados. Observe y anote.

Acción sobre los indicadores.

- Tome con un gotero una porción de la disolución acuosa del hidróxido contenido en el tubo 1, deje caer una gota sobre un papel de tornasol azul y otra sobre un papel de tornasol rojo. Observe y anote.

Repita la operación con las disoluciones de los dos hidróxidos restantes.

- Vierta una porción de la disolución del tubo 1 sobre un vidrio reloj y añada dos gotas de la disolución indicadora de fenolftaleína. Observe y anote. Repita la operación con las disoluciones acuosas de los dos hidróxidos restantes.

- De forma similar a la operación anterior, haga gotear en la disolución de los hidróxidos contenidos en los tres tubos de ensayos, varias gotas de disolución indicadora de bromotimol. Observe y anote los resultados.

Valoración

1. Los resultados de las observaciones anótelos en un cuadro resumen que contenga los aspectos siguientes:

- Nombre de la sustancia.
- Fórmula química.
- Color.
- Estado de agregación.
- Solubilidad en agua.
- Coloración que toma cada indicador.

2. ¿Cuál es el ion que está presente en las tres disoluciones de estas sustancias?

5.2 Problema experimental

Tarea

Obtenga óxido de cobre (II) a partir del óxido de sodio y el sulfato de cobre (II) pentahidratado.

Consideraciones previas

1. ¿Cuáles óxidos metálicos reaccionan con el agua o se disuelven en ella?
¿Cuáles no?
2. ¿Cuáles son los productos de la reacción
 - a) entre un óxido metálico y el agua;
 - b) entre una disolución acuosa de un hidróxido metálico y otra de una sal;
 - c) de descomposición de un hidróxido metálico?

Útiles y reactivos

Vaso de precipitados de 100 mL	1
Tubo de ensayos	4
Gradilla para tubo de ensayos	4
Embudo liso	1
Soporte universal con su aro	1
Papel de filtro	2
Agitador	1
Mechero de alcohol	1
Pinza para tubo de ensayos	1
Probeta de 10 mL	1
Óxido de cobre (II)	0,3 g
Disolución de hidróxido de sodio	3 mL
Disolución de sulfato de cobre (II) pentahidratado	3 mL
Disolución de fenolftaleína	1 mL
Agua destilada	50 mL

Procedimiento

1. Tome un tubo de ensayos y añada 0,3 g de óxido de cobre (II).
2. Vierta 2 mL de agua en el tubo de ensayos. Agite y anote.
3. Añada 2 gotas de fenolftaleína al tubo de ensayos. Observe y anote.
4. Confeccione un informe que contenga los pasos a seguir para obtener óxido de cobre (II) a partir del óxido de sodio y del sulfato de cobre (II) pentahidratado.

5. Solicite los reactivos necesarios y realice los pasos previstos, después de aprobado el informe por su profesor.

Valoración

1. ¿Cuál es el objetivo de añadir la fenolftaleína incolora a la mezcla de óxido de cobre (II) y agua?
2. Describa lo ocurrido en cada uno de los pasos realizados en la técnica de laboratorio y diga a qué conclusiones arribó.
3. Escriba las ecuaciones de las reacciones químicas ocurridas.

6.1 Propiedades de los ácidos clorhídrico y sulfúrico. Identificación de iones

Tarea

Compruebe experimentalmente algunas propiedades de las disoluciones de ácido clorhídrico y ácido sulfúrico.

Consideraciones previas

1. Defina los conceptos ácido y disolución ácida.
2. ¿Cómo se puede determinar experimentalmente la presencia de un medio ácido?
3. Investigue las principales propiedades ácidas del ácido clorhídrico y del ácido sulfúrico.
4. Precise las precauciones que debe tenerse al trabajar con los ácidos en el laboratorio.

Útiles y reactivos

Tubo de ensayos	7
Gradilla para tubos de ensayos	1
Probeta de 10 mL	1
Frasco gotero	3
Disolución diluida de ácido sulfúrico	10 mL
Disolución diluida de ácido clorhídrico	9 mL

Cinc (granallas)	0,5 g
Carbonato de calcio	0,5 g
Disolución de:	
cloruro de bario	3 mL
azul de bromotimol	1 mL
cloruro de calcio	2 mL
cloruro de sodio	2 mL
nitrato de plata	0,5 mL
sulfato de sodio	2 mL
sulfato de potasio	2 mL
carbonato de sodio	2 mL
carbonato de sodio	2 mL

Procedimiento

Parte 1 Propiedades de los ácidos clorhídrico y sulfúrico

1. Observe y describa el estado de agregación y el color de las disoluciones de ácido clorhídrico y sulfúrico.
2. Vierta 2 mL de ácido clorhídrico en tres tubos de ensayos. Añada al primero una granalla de cinc. Observe y describa. Al segundo añádale una pequeña porción de carbonato de calcio. Observe y anote.
Al tercer tubo de ensayos añádale una o dos gotas de azul de bromotimol. Eche gota a gota y agitando disolución de hidróxido de sodio hasta neutralizarla.
3. Repita el paso 2 utilizando disolución diluida de ácido sulfúrico.
4. Vierta en un tubo de ensayos 2 mL de disolución de ácido sulfúrico. Añada 2 o 3 gotas de disolución de cloruro de bario. Observe y anote.

Parte 2 Identificación de iones

1. Vierta en tres tubos de ensayos 2 mL de disoluciones de cloruro de calcio, cloruro de sodio y ácido clorhídrico, respectivamente.
2. Añada en cada uno de los tubos de ensayos dos gotas de disolución de nitrato de plata. Observe, anote y escriba las ecuaciones iónicas correspondientes a cada reacción química.
3. Vierta en tres tubos de ensayos 2 mL de disoluciones de sulfato de sodio, sulfato de potasio y ácido sulfúrico.
4. Añada a cada uno de los tubos de ensayos dos gotas de disolución de cloruro de bario. Observe, anote y escriba las ecuaciones iónicas correspondientes a cada reacción química.
5. Vierta en un tubo de ensayos 2 mL de disolución de carbonato de sodio y en otro 2 mL de disolución de carbonato de potasio.
6. Añada a cada uno de los tubos de ensayos dos gotas de ácido clorhídrico. Observe, anote y formule la ecuación iónica de estas reacciones.

Valoración

1. Escriba las ecuaciones químicas de las reacciones que se llevaron a cabo.
2. ¿Puede obtenerse dihidrógeno por reacción de estos ácidos con los metales: magnesio, cobre y hierro? Explique.
3. Diseñe un aparato para obtener y recoger dihidrógeno a partir de la reacción del cinc con el ácido clorhídrico. Tenga en cuenta que el dihidrógeno es un gas menos denso que el aire y prácticamente insoluble en agua.
4. ¿A qué conclusiones usted arribó sobre la forma de identificar experimentalmente los aniones cloruro, sulfato y carbonato?
5. ¿Pudiera utilizarse, para la identificación del ion carbonato, en lugar de ácido clorhídrico, disolución de ácido sulfúrico? Argumente.

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.
- 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.
- h) Al calentar un líquido en un tubo de ensayos este debe inclinarse 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.
- i) Lávese 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.

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.

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.

Bureta. Tubo cilíndrico con una llave de paso en su extremo inferior para controlar la salida del líquido. 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 para disoluciones alcalinas, pues el álcali 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).

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).

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).

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.

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.

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

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.

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.

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 bromo, si se desea verterlos gota a gota. Estos embudos se

fabrican de diferentes tamaños, capacidad y forma (cilíndricos, cónicos y esféricos).

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.

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.

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.

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.

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).

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.

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 mortero. El pistilo tiene forma de barra y uno de sus extremos es redondo. El mortero se emplea para triturar o pulverizar sustancias sólidas, lo cual se hace con la ayuda del pistilo. No debe ser sometido a grandes cambios de temperatura, pues sus paredes son muy gruesas.

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 estrecha 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.

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.

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.

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.

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.

Tubo de goma. Se usa para empatar tubos de vidrio o conducir el servicio de gas o de agua.

Tapón de goma y de corcho. Pueden ser macizos (si no poseen ninguna perforación), monohoradados (si tienen un orificio) y bitoradados (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.

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 serpentin) 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.

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 con-

tenido 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.

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.

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.

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.

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.

Tripode. Aro sostenido por tres partes, todo de metal, en el que se coloca el recipiente con la sustancia que se calentará.

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.

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.

Pinza para vaso de precipitados. Instrumento de metal que se usa para agarrar un vaso de precipitados entre los extremos opuestos al mango.

Pinza para crisol. Instrumento de metal en forma de X con el cual se puede agarrar un crisol o una cápsula de porcelana caliente.

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.

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.

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.

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.

Tela metálica amiantada. Rejilla cuadrada, de hierro o de cobre, con amianto. Se coloca sobre el aro o el tripode 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.

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.

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.

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.

Con el fin de evitar un incendio u otro tipo de accidente, al trabajar con el mechero de alcohol deben cumplirse las medidas siguientes:

- Manipule el mechero con cuidado para evitar que se derrame el alcohol.
- Encienda el mechero con un fósforo y no con otro mechero encendido.
- No añada alcohol al mechero cuando esté encendido.
- Apague el mechero cubriendo la llama con la tapa y no soplándola.
- Mantenga cubierta la mecha con la tapa cuando no se esté utilizando 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)	
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 (monoclinico)	1.96	119.0	444.6
Octazufre (rómico)	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

<i>Nombre</i>	<i>Densidad (g/mL)</i>	<i>Temperatura de fusión (°C)</i>	<i>Temperatura de ebullición (°C)</i>
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)	
COLORO			
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
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)

<i>Nombre</i>	<i>Densidad (g/ml.)</i>	<i>Temperatura de fusión (°C)</i>	<i>Temperatura de ebullición (°C)</i>
MAGNESIO			
Magnesio	1.74	648.8	107
Óxido de magnesio	3.58	2.852	3 600
NITRÓGENO			
Dinitrógeno	1.25	209.9	-195.8
Monóxido de nitrógeno	1.34	-163.6	-151.8
Dióxido de nitrógeno	1.45	-11.2	-21.2
Pentóxido de dinitrógeno	1.64	30	47 (d)
Ácido nítrico	1.502	-42	83
OXÍGENO			
Dioxígeno	1.13	-219.0	-183.0
Trioxígeno (ozono)		-192.7	-111.9
PLATA			
Plata	10.5	961.93	2 212
Cloruro de plata	5.56	455	1 550
Nitrato de plata	4.35	212	444 (d)
PLOMO			
Plomo	11.34	327.5	1 740
Óxido de plomo (II)	9.53	886	
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			
Yodo	4.93	113.5	184.4

Simbología

(d) descompone

(s) sublima

Nota

La densidad de todas las sustancias gaseosas está expresada en g · 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 $2-$.

5 Tabla de masas molares de algunas sustancias

Nombre	Fórmula química	Masa molar $g \cdot mol^{-1}$	Nombre	Fórmula química	Masa molar $g \cdot mol^{-1}$
Aluminio	Al	27	óxido de aluminio	Al_2O_3	102
			cloruro de aluminio	$AlCl_3$	133,5
			nitrato de aluminio	$Al(NO_3)_3$	213
			sulfato de aluminio	$Al_2(SO_4)_3$	342
			carbonato de aluminio	$Al_2(CO_3)_3$	234
			hidróxido de aluminio	$Al(OH)_3$	78
			Bario	Ba	137
cloruro de bario	$BaCl_2$	208			
sulfuro de bario	BaS	169			
nitrato de bario	$Ba(NO_3)_2$	261			
sulfato de bario	$BaSO_4$	233			
carbonato de bario	$BaCO_3$	197			
hidróxido de bario	$Ba(OH)_2$	171			
Calcio	Ca	40	óxido de calcio	CaO	56
			cloruro de calcio	$CaCl_2$	111
			bromuro de calcio	$CaBr_2$	200
			sulfuro de calcio	CaS	62
			nitrato de calcio	$Ca(NO_3)_2$	164
			sulfato de calcio	$CaSO_4$	136
			carbonato de calcio	$CaCO_3$	100
			hidróxido de calcio	$Ca(OH)_2$	74

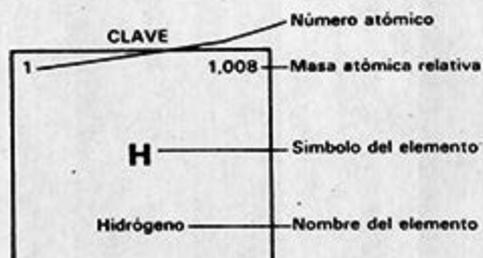
Nombre	Fórmula química	Masa molar $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$	Nombre	Fórmula química	Masa molar $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$
Carbono	C	12	monóxido de carbono	CO	28
			dióxido de carbono	CO ₂	44
Cinc	Zn	65	óxido de cinc	ZnO	81
			cloruro de cinc	ZnCl ₂	136
			sulfuro de cinc	ZnS	97
			nitrato de cinc	Zn(NO ₃) ₂	189
			sulfato de cinc	ZnSO ₄	161
			carbonato de cinc	ZnCO ₃	125
			hidróxido de cinc	Zn(OH) ₂	99
Cobre	Cu	64	óxido de cobre (I)	Cu ₂ O	144
			óxido de cobre (II)	CuO	80
			cloruro de cobre (II)	CuCl ₂	135
			sulfuro de cobre (II)	CuS	96
			nitrato de cobre (I)	CuNO ₃	126
			nitrato de cobre (II)	Cu(NO ₃) ₂	188
			sulfato de cobre (I)	Cu ₂ SO ₄	224
			sulfato de cobre (II)	CuSO ₄	160
			carbonato de cobre (I)	Cu ₂ CO ₃	187
			hidróxido de cobre (II)	Cu(OH) ₂	98
			Cromo	Cr	52
óxido de cromo (III)	Cr ₂ O ₃	152			

Nombre	Fórmula química	Masa molar $g \cdot mol^{-1}$	Nombre	Fórmula química	Masa molar $g \cdot mol^{-1}$
			hidróxido de cromo (III)	$Cr(OH)_3$	103
Dibromo	Br_2	160	heptóxido de dicloro	Cl_2O_7	183
Dicloro	Cl_2	71	pentóxido de dicloro	Cl_2O_5	151
			trióxido de dicloro	Cl_2O_3	119
Dihidrógeno	H_2	2	agua	H_2O	18
			peróxido de hidrógeno	H_2O_2	34
Dioxígeno	O_2	32	heptóxido de diyodo	I_2O_7	366
Trioxígeno	O_3	48	pentóxido de diyodo	I_2O_5	334
Diiodo	I_2	254	pentóxido de dinitrógeno	N_2O_5	108
Difluor	F_2	38	trióxido de dinitrógeno	N_2O_3	76
Dinitrógeno	N_2	28	dióxido de nitrógeno	NO_2	46
			monóxido de nitrógeno	NO	30
			ácido nítrico	HNO_3	63
Hierro	Fe	56	óxido de hierro (III)	Fe_2O_3	160
			óxido de hierro (II)	FeO	72
			cloruro de hierro (III)	$FeCl_3$	162.5
			cloruro de hierro (II)	$FeCl_2$	127
			sulfuro de hierro (II)	FeS	88

Nombre	Fórmula química	Masa molar $g \cdot mol^{-1}$	Nombre	Fórmula química	Masa molar $g \cdot mol^{-1}$
			nitrate de hierro (III)	$Fe(NO_3)_3$	242
			nitrate de hierro (II)	$Fe(NO_3)_2$	180
			sulfate de hierro (III)	$Fe_2(SO_4)_3$	400
			sulfate de hierro (II)	$FeSO_4$	152
			hidróxido de hierro (II)	$Fe(OH)_2$	90
Magnesio	Mg	24	hidróxido de hierro (III)	$Fe(OH)_3$	107
			óxido de magnesio	MgO	40
			cloruro de magnesio	$MgCl_2$	95
			sulfuro de magnesio	MgS	56
			nitrate de magnesio	$Mg(NO_3)_2$	148
			sulfate de magnesio	$MgSO_4$	120
			carbonato de magnesio	$MgCO_3$	84
			hidróxido de magnesio	$Mg(OH)_2$	58
Níquel	Ni	59	óxido de níquel (III)	Ni_2O_3	166
			óxido de níquel (II)	NiO	75
			cloruro de níquel (II)	$NiCl_2$	130
			sulfuro de níquel (III)	Ni_2S_3	214
			sulfuro de níquel (II)	NiS	91
			nitrate de níquel (III)	$Ni(NO_3)_3$	245
			nitrate de níquel (II)	$Ni(NO_3)_2$	183

Nombre	Fórmula química	Masa molar g · mol ⁻¹	Nombre	Fórmula química	Masa molar g · mol ⁻¹
			sulfato de níquel (II)	NiSO ₄	155
			carbonato de níquel (II)	NiCO ₃	119
			hidróxido de níquel (II)	Ni(OH) ₂	93
			hidróxido de níquel (III)	Ni(OH) ₃	110
Octazufre	S ₈	256	trióxido de azufre	SO ₃	80
			dióxido de azufre	SO ₂	64
			ácido sulfúrico	H ₂ SO ₄	98
Potasio	K	39	óxido de potasio	K ₂ O	94
			cloruro de potasio	KCl	74.5
			sulfuro de potasio	K ₂ S	71
			nitrate de potasio	KNO ₃	101
			sulfato de potasio	K ₂ SO ₄	174
			carbonato de potasio	K ₂ CO ₃	138
			hidróxido de potasio	KOH	56
Plata	Ag	108	cloruro de plata	AgCl	143.5
			nitrate de plata	AgNO ₃	170
			carbonato de plata	Ag ₂ CO ₃	276
Silicio	Si	28	dióxido de silicio	SiO ₂	60
Sodio	Na	23	óxido de sodio	Na ₂ O	62
			cloruro de sodio	NaCl	58.5
			sulfuro de sodio	Na ₂ S	78

<i>Nombre</i>	<i>Fórmula química</i>	<i>Masa molar g · mol⁻¹</i>	<i>Nombre</i>	<i>Fórmula química</i>	<i>Masa molar g · mol⁻¹</i>
			nitrato de sodio	NaNO ₃	85
			sulfato de sodio	Na ₂ SO ₄	142
			carbonato de sodio	Na ₂ CO ₃	106
			hidróxido de sodio	NaOH	40
			fosfato de sodio	Na ₃ PO ₄	164
Tetrafósforo P ₄		124	pentóxido de difósforo	P ₂ O ₅	284
			trióxido de difósforo	P ₂ O ₃	110
			ácido fosfórico	H ₃ PO ₄	98



IA																			
1	1,008																		
1	H																		
	Hidrógeno																		
IIA																			
3	6,94	4	9,01																
2	Li	Be																	
	Litio	Berilio																	
11	22,99	12	24,31																
3	Na	Mg																	
	Sodio	Magnesio																	
		IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B												
19	39,10	20	40,08	21	44,96	22	47,90	23	50,94	24	51,996	25	54,94	26	55,85	27	58,93	28	58,71
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni									
	Potasio	Calcio	Escandio	Titanio	Vanadio	Cromo	Manganeso	Hierro	Cobalto	Níquel									
37	85,47	38	87,62	39	88,91	40	91,22	41	92,91	42	95,94	43	(99)	44	101,07	45	102,91	46	106,4
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd									
	Rubidio	Estroncio	Itio	Zirconio	Niobio	Molibdeno	Tecnecio	Rutenio	Rodio	Paladio									
55	132,91	56	137,34	*	72	178,49	73	180,96	74	183,85	75	188,2	76	190,2	77	192,2	78	195,08	
6	Ce	Ba	*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt									
	Cesio	Bario	abajo 57-71	Hafnio	Tántalo	Tungsteno	Renio	Osmio	Iridio	Platino									
87	(223)	88	(226)	*	104	(257)	106	(260)	106		107								
7	Fr	Ra	*	Unq	Unp	Unh	Uns												
	Francio	Radio	abajo 89-103	Unnilquadium	Unnilpentium	Unnilhexium	Unnilheptium												

57	138,92	58	140,12	59	140,91	60	144,24	61	(147)	62	150,35	63	151,96	64	157,25
*	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd							
	Lantano	Cerio	Praseodimio	Niobio	Prometio	Samario	Europio	Gadolinio							

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

6 Tabla periódica de los elementos químicos

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

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

97 (247)	98 (249)	99 (254)	100 (253)	101 (266)	102 (251)	103 (255)
Bk Berkelio	Cf Californio	Es Einstenio	Fm Fermio	Md Mendelevio	No Nobelio	Lw Lawrencio

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, Moscú, 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.: *Química 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.

Indicaciones para trabajar con el libro de texto

Los contenidos desarrollados en este libro de texto han sido divididos en capítulos, los cuales se corresponden con las unidades del programa oficial de la asignatura para la Secundaria Básica. A su vez, estos contenidos están distribuidos por epígrafes, que regularmente se constituyen por texto, figuras, tablas y preguntas.

La parte fundamental de cada epígrafe es el texto, el cual representa un resumen de lo esencial del contenido tratado en las clases.

En las figuras se ofrecen informaciones importantes que complementan el texto y contribuyen a su comprensión. En el texto se hace referencia a las figuras correspondientes.

Las tablas contienen datos, cifras, hechos, etc., relacionados con el texto, que usted debe aprender a extraer mediante una correcta lectura y comprensión.

Al final de cada epígrafe aparece una relación de preguntas que se identifica con tres signos de interrogación (???). Las respuestas a estas preguntas servirán de autocontrol del aprendizaje.

Después de cada clase hay que estudiar el contenido del epígrafe objeto de estudio y confeccionar un breve resumen. Esto le ayudará a comprender y recordar las cuestiones más importantes. En el resumen se debe señalar el nombre del tema y anotar, con sus palabras, las cuestiones principales que se plantean en el libro de texto. Tenga presente que los nuevos contenidos solo pueden comprenderse después de asimilar los anteriores.

Las preguntas deben responderse una vez estudiado el epígrafe o la parte de este, dado en la clase. Si alguna respuesta es incorrecta, entonces lea de nuevo el contenido correspondiente, halle la causa del error y rectifíquelo.

Cada capítulo contiene, al final, numerosas preguntas bajo el título de Resumen y Ejercicios, que contribuyen a la consolidación y generalización de los temas tratados.

En los apéndices se relacionan aspectos generales del estudio de las sustancias y del trabajo en el laboratorio, así como tablas de datos necesarias para responder las preguntas del libro u otras que oriente su profesor.

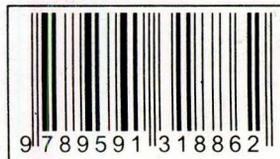
Sea cuidadoso al trabajar con las sustancias y los útiles de laboratorio, y cumpla siempre con las instrucciones que se señalan en los apéndices de referencia o que dicte el profesor, para evitar accidentes que puedan resultar lamentables.



Colección Secundaria Básica



**EDITORIAL
PUEBLO Y EDUCACIÓN**



9789591318862