

QUÍMICA

décimo grado

QUÍMICA

décimo grado

M. Sc. Raúl Antonio Salgado Labrada
Dr. C. Yolanda Catalina Peña Acosta
M. Sc. Orestes Eduardo Landrove Ramírez



EDITORIAL
PUEBLO Y EDUCACIÓN

Edición y corrección:

- Lic. Amada Díaz Zuazo

Diseño, cubierta e ilustración:

- Instituto Superior de Diseño (ISDi)

Instituto Superior de Diseño:

Anelís Simón Sosa ■ María Paula Lista Jorge ■ Sara Sofía Delgado Méndez ■ Isell Rodríguez Guerra ■ Daniela Domínguez Ramírez ■ Amanda Serrano Hernández ■ Rocío de la C. Ruiz Rodríguez ■ Evelio de la Sota Ravelo ■ Ana Laura Seco Abreu ■ Arianna Ruenes Torres ■ Reynier Polanco Somohano ■ Celia Carolina Céspedes Pupo ■ Elizabeth Diana Fajardo Céspedes ■ Laura Rosa Almero Fong ■ Elizabeth Blanco Galbán ■ Laura Reynaldo Jiménez ■ Daniela Arteaga Martínez ■ Daniela Alpízar Céspedes ■ Roberto Pérez Curbelo ■ Ariel Abreu Ulloa ■ M. Sc. Maité Fundora Iglesias ■ Dr. C. Ernesto Fernández Sánchez ■ D.I. Eric Cuesta Machado ■ D.I. Julio Montesino Carmona

Emplane:

- Yaneris Guerra Turró

© Raúl Antonio Salgado Labrada y coautores, Cuba, 2023

© Editorial Pueblo y Educación, 2023

ISBN 978-959-13-4237-9 (Versión impresa)

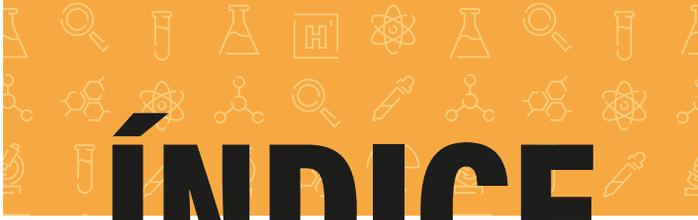
ISBN 978-959-13-4357-4 (Versión digital)

EDITORIAL PUEBLO Y EDUCACIÓN

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

Playa, La Habana, Cuba. CP 11300.

epueblo@epe.gemined.cu



ÍNDICE

PrólogoV

1

Sistematización y profundización de los contenidos de Secundaria Básica1

1.1 Las sustancias. Clasificación y estructura química de las sustancias... 2

1.2 Nomenclatura y notación químicas de las sustancias simples y compuestas. Información cualitativa y cuantitativa de las fórmulas químicas 9

1.3 Las reacciones químicas. Clasificación de las reacciones químicas. Información cualitativa y cuantitativa de la ecuación química 18

1.4 Cálculos basados en fórmulas y ecuaciones químicas..... 30

Conclusiones del capítulo.....40

2

El agua y sus disoluciones41

2.1 El agua 42

2.2 Las disoluciones acuosas 95

Resumen y ejercitación de los contenidos del capítulo 124

Conclusiones del capítulo..... 130

3

Termoquímica y cinética de las reacciones químicas132

3.1 Termoquímica 133

3.2 Cinética de las reacciones químicas 156

Resumen y ejercitación de los contenidos del capítulo176

Conclusiones del capítulo.....182

4

Principales sustancias que forman los átomos de algunos elementos químicos no metálicos. La tabla periódica de 18 columnas 184

4.1 Los no metales. Generalidades 185

4.2 El dihidrógeno 206

4.3 El dicloro, cloruro de sodio y ácido clorhídrico 224

4.4 El octazufre y el ácido sulfúrico 239

4.5 El dinitrógeno, el amoníaco y el ácido nítrico 250

Resumen y ejercitación de los contenidos del capítulo 264

Conclusiones del capítulo 272

Conclusiones generales 272

APÉNDICES **273**

BIBLIOGRAFÍA **309**

Prólogo

Estudiante, hemos concebido este libro para ti que, en un futuro no muy lejano, formarás parte de los hombres y mujeres que guiarán los destinos de nuestro país. El principal objetivo de la presente obra es prepararte integralmente sobre la base de sólidos conocimientos químicos, que colocarás con clara conciencia social, al servicio de la colectividad.

El libro de *Química décimo grado* ha sido escrito con la finalidad de que te sirva como texto guía en la Educación Preuniversitaria. Es el resultado del esfuerzo colectivo, que recoge los conocimientos y la experiencia de un grupo de profesionales de la educación, surge como un modo de perfeccionar cada día más la enseñanza de la Química en el Preuniversitario; se ha tenido en cuenta todo lo valioso de los programas anteriores, avalados por la rica práctica escolar cubana de muchos años.

Entre los fines que se persiguen al poner en tus manos este libro, está interesarte en el estudio de la asignatura, por lo que se ha puesto especial empeño en la claridad de la exposición y en presentar un enfoque actualizado de la Química.

Su contenido debe contribuir a que recibas conocimientos generales de esta asignatura con adecuados niveles de ampliación y profundización en contenidos precedentes y actuales, lo que te permitirá establecer el enlace pertinente con los estudios universitarios superiores y te ayudará en la solución de cuestiones prácticas relacionadas con la vida cotidiana, la industria o los servicios.

La Química es una ciencia teórico-experimental, de ahí que se haya incluido en el texto un grupo de experimentos de clases y prácticas de laboratorio de fácil ejecución, que te servirán de ayuda en su realización. Por eso todos los capítulos están concebidos vinculando, de este modo, la parte práctica con el desarrollo teórico del contenido, que se ha considerado de primordial importancia, indispensable en toda labor experimental.

En la parte descriptiva se ha hecho especial énfasis en explicar la importancia y aplicaciones de ciertas sustancias y su relación con la estructura química y propiedades.

Se hace referencia a varios procesos industriales que tienen importancia en nuestro desarrollo económico, tales como los relacionados con la industria química de producción de dicloro, dinitrógeno, octazufre y algunos de sus compuestos, así como lo relacionado con el agua, su cuidado y conservación.

Sabemos que vas a encontrar algunas dificultades al estudiar este libro, eso no nos preocupa, pues sabemos que serás capaz de enfrentarlas y, en definitiva, cumplirás con los objetivos instructivos y educativos reflejados en él.

Recomendamos, con mucha insistencia, que en tu estudio individual y colectivo, te propongas contestar las preguntas y problemas que aparecen a lo largo del texto, para comprobar tu aprendizaje. Ello contribuirá a la sistematización y profundización de los contenidos estudiados, así como a la autoevaluación o a la evaluación por parte de los docentes.

Consideramos que el libro te será de gran ayuda, si lo complementas con las notas de clases y la búsqueda constante de otras fuentes: libros, revistas, periódicos, diferentes sitios web.

¿Cómo es tu libro?

El libro consta de cuatro capítulos que se corresponden con las unidades del programa de estudio oficial del grado: Sistematización y profundización de los contenidos de Secundaria Básica; El agua y sus disoluciones; Termoquímica y cinética de las reacciones químicas; y Principales sustancias que forman los átomos de algunos elementos químicos no metálicos. La tabla periódica de 18 columnas. La lógica sucesión de los capítulos posibilita seguir sistematizando, ampliando y profundizando en los contenidos relacionados con sustancias y reacciones químicas, que ya has estudiado en Secundaria Básica.

Cada capítulo comienza con una breve introducción, esta incluye interrogantes que debes proponerte responder durante el estudio de este. A continuación se desarrolla el contenido dividido en epígrafes y subepígrafes, con ejercicios para comprobar lo aprendido, incluyendo algunos desafíos que te ayudarán a desarrollar tus capacidades intelectuales. El capítulo termina con ejercicios integradores que te servirán de resumen y consolidación.

La presencia de un glosario de términos que aparece en el apéndice 10 te será útil para consultarlo cada vez que encuentres una palabra de

difícil comprensión, allí encontrarás su significado, su etimología o algún comentario. El texto tiene un grupo de etiquetas semánticas, tales como: **¿Sabías que...?**; **Conoce un poco más**; **Algo de historia** y **Conéctate**, las que contribuirán significativamente a tu cultura general. Las etiquetas: **Reflexiona un instante** y **Recuerda que...**, estimulan el desarrollo del pensamiento lógico y te ofrecen niveles de ayuda para comprender el tratamiento del nuevo contenido. Los llamados **Desafíos** están diseñados para tu preparación previa con vistas a los concursos de la asignatura. **Importante** y **Comprueba lo aprendido** contribuyen, respectivamente, a identificar los aspectos esenciales del contenido y a autovalorar tu aprendizaje. **Sistematizando** te ayudará a ordenar e integrar los conocimientos tratados en uno o más epígrafes.

Las redes y mapas conceptuales propuestos organizan los conceptos que has aprendido. Al terminar los tres primeros capítulos encontrarás uno; es una manera sencilla y útil de integrar y ordenar los conceptos que estudiaste, siempre con el propósito de que los analices y completes, para que aprendas a confeccionar los tuyos.

Al final aparecen un grupo de apéndices en forma de tablas, gráficos, esquemas, etc., que te facilitan entender mejor el contenido del libro de texto. Se destaca dentro de ellos el tratamiento de medidas de seguridad que debes tener en cuenta cuando trabajes en el laboratorio escolar en correspondencia con los riesgos que presentan las sustancias que se van a utilizar para tu salud y la del colectivo.

Depositamos esta obra en ti, confiados de que sabrás aprovechar el contenido que en ella se recoge por tu bien y enriquecimiento personal, para que luego lo reviertas en el mejoramiento humano colectivo.

Quisiéramos expresar nuestra gratitud a todos los profesionales que han contribuido a enriquecer el contenido científico y didáctico de este libro, con oportunos señalamientos y acertadas sugerencias; entre ellos a la Dr. C. Olga Luisa Oviedo de Armas, la M. Sc. Silvia Núñez Junco, el M. Sc. Ysidro Julián Hedesa Pérez y, en especial, a la M. Sc. Elena Herryman Munilla. Nuestro agradecimiento además a la Editorial Pueblo y Educación que ha hecho posible la materialización de esta obra.

Este libro ha sido revisado y aprobado por la Subcomisión de Química del Instituto Central de Ciencias Pedagógicas del Ministerio de Educación.

Los autores



CAPÍTULO 1

Sistematización y profundización de los contenidos de Secundaria Básica

Este capítulo tiene como objetivo sistematizar, ampliar o profundizar los principales contenidos relacionados con las sustancias y las reacciones químicas estudiados en Secundaria Básica, con énfasis en aquellos que necesitas para comprender los nuevos contenidos que se estudiarán en el décimo grado. Es por ello, muy importante, la realización de todos los ejercicios propuestos, los cuales tienen diferente grado de complejidad. En cada epígrafe se ha hecho un resumen de lo más importante del tema que, apoyado en el estudio independiente de otras fuentes, te permitirán la solución exitosa de las actividades de aprendizaje.

Sobre la base de lo que aprendiste en Secundaria Básica acerca de la interpretación cualitativa y cuantitativa de las fórmulas y las ecuaciones químicas, además de los cálculos relacionados con cantidad de sustancia, $n(X)$ y *ley de conservación de la masa*, te enfrentarás a un nuevo tipo de cálculo basado en las relaciones que se establecen entre las masas de las sustancias que intervienen en una reacción química.

Al concluir este capítulo podrás responder estas preguntas:

- ¿Cómo integrar en un mismo esquema diferentes criterios de clasificación de las sustancias?
- ¿Qué particularidades se deben considerar para explicar la estructura química de las sustancias?
- ¿Cuáles son los aspectos que deben ser tomados en cuenta para ampliar la definición del concepto reacción química?
- ¿Cómo representar en un mismo esquema las principales relaciones de transformación entre las sustancias?

Algo de historia

Ernest Rutherford, físico y químico neozelandés, Premio Nobel de Química en 1908, fue profesor de Física en varias universidades de Inglaterra. Su modelo atómico, en su época, representó un avance sobre modelos anteriores, al demostrar que el átomo no era uniforme en masa y densidad. Probó, además, la existencia del núcleo atómico, en el que se reúne toda la carga positiva y casi toda la masa del átomo. A pesar de no ser el modelo actual más explicativo de la realidad, es la percepción más frecuente del átomo que tiene el ciudadano común.



E. Rutherford
(1871-1937)

¿Cómo se clasifican las sustancias?

Los químicos para lograr comprender las sustancias, las ordenan o dividen en clases a partir de un criterio determinado, los más conocidos en las sustancias que has estudiado hasta ahora son:

- a) Clasificación de las sustancias según su composición: según este criterio las sustancias pueden ser **simples**, cuando están formadas por átomos de un solo elemento químico (Na, Fe, O₂, P₄, S₈), y **compuestas**, cuando están formadas por átomos de dos o más elementos químicos (MgO, Ca(OH)₂, NaCl). Esta clasificación se representa en la figura 1.2.



Fig 1.2 Clasificación de las sustancias según composición

- b) Clasificación de las sustancias según composición química y propiedades: se hace en virtud de la composición química y el conjunto de propiedades comunes que caracterizan a una serie de sustancias, permitiendo así, diferenciarlas de las demás. Por ejemplo: **metales, no metales, óxidos** (metálicos o no), **hidróxidos** (metálicos o no), **sales** (binarias, ternarias), y otras como las sales cuaternarias, los compuestos binarios hidrogenados y todas las correspondientes a los compuestos orgánicos. Los principales tipos de sustancias que has estudiado se representan en la figura 1.3.

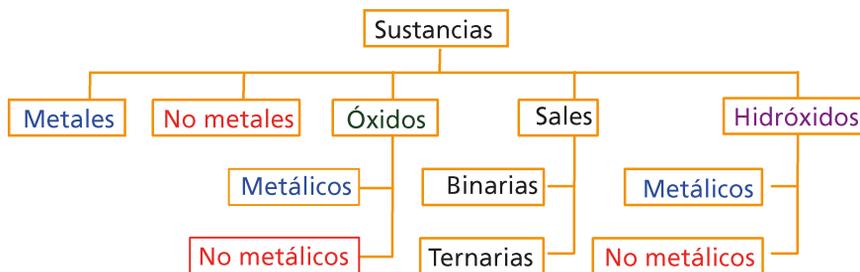


Fig. 1.3 Clasificación de las sustancias según composición química y propiedades

c) Clasificación de las sustancias según tipo de partícula: según este criterio las sustancias se clasifican en **sustancias atómicas**, **sustancias moleculares** y **sustancias iónicas**. Esta clasificación se representa en la figura 1.4.

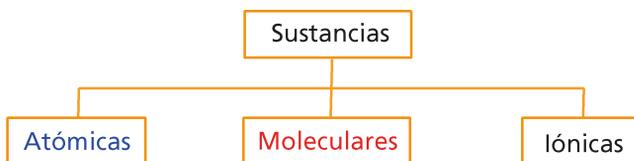


Fig. 1.4 Clasificación de las sustancias según tipo de partículas

Sistematizando

Una manera de relacionar los tres criterios de clasificación de las sustancias en un solo mapa conceptual, que puede ayudarte a fijar e interrelacionar los conocimientos anteriores, se representa en la figura 1.5.

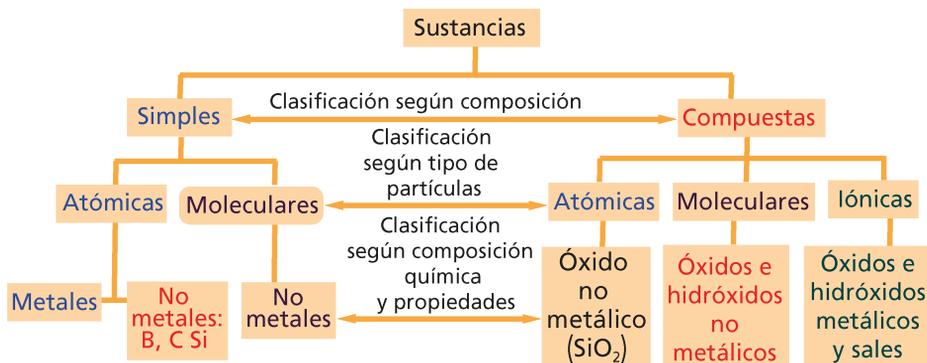


Fig. 1.5 Sistematización de la clasificación de sustancias según diferentes criterios

Estructura química de las sustancias

Los criterios de clasificación de las sustancias, sistematizados anteriormente, contribuyen a la comprensión de la estructura química de estas; sin embargo, no son suficientes para explicar que sea la causa de las propiedades de las sustancias. Para ello hay que recordar que en la estructura química se considera el conjunto de relaciones que mantienen entre sí las partículas que forman una sustancia, aportando información sobre las siguientes particularidades: composición química, tipo de partícula, enlace químico y otras interacciones, además del ordenamiento o distribución espacial, en el que profundizarás en este curso. Los siguientes cuadros resumen algunos aspectos que has estudiado en Secundaria Básica, con énfasis en los tipos de enlaces, su relación con el tipo de partículas y con algunas propiedades de las sustancias.

Cuadro 1.1 Características generales de las sustancias atómicas

Tipo y características del enlace químico	Propiedades de las sustancias
<p><i>Enlace covalente apolar:</i> hay atracción simultánea de los electrones compartidos por los núcleos de los átomos que se enlazan, para formar el cristal atómico</p>	<ul style="list-style-type: none"> ■ Temperaturas de fusión y ebullición altas Ejemplo: el boro (B) a 101,325 kPa TF = 2 075 °C TE = 4 000 °C ■ Aislantes o semiconductoras de la electricidad y el calor ■ Duras y frágiles
<p><i>Enlace metálico:</i> hay atracción simultánea de los electrones por varios núcleos a la vez; los electrones no pertenecen a cada núcleo, sino al conjunto de átomos de la red metálica</p>	<ul style="list-style-type: none"> ■ Temperaturas de fusión y ebullición variables Ejemplos de TF y TE a 101,325 kPa Ga: 29,77 °C y 2 204 °C Pb: 327,5 °C y 1 749 °C Ni: 1 455 °C y 2 913 °C ■ Conductoras de la electricidad y el calor ■ Dureza variable; son maleables, tenaces y dúctiles ■ Poseen brillo metálico

¿Sabías que...?

La palabra **ion** fue acuñada en 1834 por el físico y químico inglés Michael Faraday (1791-1867) por sugerencia de su colega, el científico William Whewell (1794-1866), lo que constituyó un neologismo para la época. Proviene del gerundio griego *ion* = yendo, del participio presente del verbo

Recuerda que...

La presencia de enlace covalente polar entre los átomos no es condición suficiente para que la molécula sea polar, debe tenerse en cuenta la distribución espacial de los átomos en la molécula. Por ejemplo en el CO_2 , el enlace entre el carbono y el oxígeno es covalente polar, mientras que su molécula es apolar.

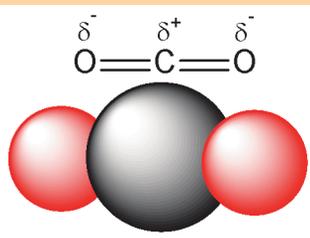


Fig. 1.6

Cuadro 1.3 Características generales de las sustancias iónicas

Tipo y características del enlace químico	Propiedades de las sustancias
<p><i>Enlace iónico:</i> los iones formados a partir de la transferencia de electrones de un átomo a otro, se atraen fuertemente en virtud de sus cargas opuestas (+ y -), formando el cristal iónico</p>	<ul style="list-style-type: none"> ■ Temperaturas de fusión y ebullición relativamente altas a una presión de 101,325 kPa Ejemplo: NaCl TF = 800,7 °C; TE = 1 465 °C ■ Generalmente aislantes de la electricidad y el calor en estado sólido, y conductoras cuando están fundidas o en disolución acuosa ■ Duras y frágiles

Comprueba lo aprendido

- 1.1** Del estudio realizado acerca del átomo responde:
- a) Partes fundamentales que lo constituyen.
 - b) Partículas fundamentales en cada parte.
 - c) Carga de cada partícula fundamental.
 - d) Carga total del átomo. Explica.
 - e) ¿Por qué para calcular la masa de un átomo no se tienen en cuenta todas las partículas fundamentales de este?

Conéctate

Las respuestas dadas al ejercicio anterior pueden profundizarse cuantitativamente con datos numéricos de las cargas y las masas absolutas de las partículas fundamentales del átomo. Te sugerimos que consultes el tema **Átomos** en www.ecured.cu para que compruebes la veracidad de tus respuestas.

1.2 Teniendo en cuenta los criterios estudiados para la clasificación de las sustancias, completa el cuadro siguiente:

Criterio de clasificación	Tipo de sustancia	Ejemplos	Criterio de clasificación	Tipo de sustancia	Ejemplos
	atómica				Ag
		O ₃			H ₃ BO ₃
	iónica			óxido no metálico	
	Composición	simple		hidróxido metálico	
		N ₂ O		HF	
	sal binaria		no metal		
		CaO		CaSO ₄	

1.3 A partir de la información ofrecida acerca de cinco sustancias diferentes, escribe qué tipo de partículas, enlace químico y características de las interacciones, hay en las sustancias descritas.

Sustancia	Propiedades	Tipo de partículas	Enlace químico	Características de las interacciones
A	Temperatura de 770 °C a una presión de 101,325 kPa, aislante de la electricidad en estado sólido, pero la conduce cuando está fundida o en disolución. Es dura y frágil			
B	Temperatura de fusión de 1535 °C a una presión de 101,325 kPa, conductora de la electricidad en estado sólido. Es maleable			
C	Temperatura de fusión 16,83 °C a una presión de 101,325 kPa, aislante de la electricidad en cualquier estado de agregación			

D	Temperatura de ebullición 3500 °C a una presión de 101,325 kPa, aislante de la electricidad en cualquier estado de agregación. Es muy dura y frágil			
E	Temperatura de fusión 1414 °C a una presión de 101,325 kPa, semiconductora de la corriente eléctrica en estado sólido. Es dura y frágil			

1.4 A partir de los criterios estudiados de clasificación de las sustancias, deduce generalizaciones acerca de:

- Las sales.
- Los óxidos no metálicos.

Desafío

- Identifica todos los tipos de enlace presentes en la sustancia Na_2SO_4 .
- El carbono y el silicio son elementos químicos del grupo IVA (14) de la tabla periódica de 18 columnas, sus átomos forman sustancias simples que se clasifican como no metales y atómicas por el tipo de partículas que las forman. Estos elementos también forman óxidos, sustancias compuestas de fórmula química general EO_2 , que tienen temperaturas de fusión marcadamente diferentes a una misma presión. Explica a qué se debe esta notable diferencia.

1.2 Nomenclatura y notación químicas de las sustancias simples y compuestas. Información cualitativa y cuantitativa de las fórmulas químicas

Como estudiaste en Secundaria Básica la *nomenclatura y notación químicas* constituye un conjunto sistemático de reglas que permiten nombrar las sustancias y escribir sus fórmulas químicas. Estas reglas son establecidas por la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada, en inglés: *International Union of Pure and Applied Chemistry*), máxima autoridad en materia de nomenclatura y notación químicas. El conocimiento de la nomenclatura

Cuadro 1.5 Nomenclatura y notación químicas de los óxidos

Óxidos metálicos		
¿Cómo se nombran?	¿Cómo se formulan?	Ejemplos
<p>Se nombran con la palabra genérica óxido, seguida de la preposición de y a continuación el nombre del elemento químico metálico. Cuando los átomos de este tienen más de un número de oxidación se coloca su valor absoluto, con un número romano entre paréntesis, después de su nombre</p>	<p>Se escribe primero el símbolo del elemento químico metálico y a continuación el del oxígeno. Se coloca como subíndice del elemento químico metálico, el valor absoluto del número de oxidación del oxígeno. Como subíndice de este, el valor absoluto del número de oxidación de los átomos del elemento químico metálico. Si los subíndices son divisibles por el mismo número se divide por este. Por ejemplo: $\text{Ca}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Ca}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{CaO}$</p>	<p>óxido de sodio: Na_2O</p> <p>óxido de aluminio: Al_2O_3</p> <p>óxido de hierro (II): FeO</p> <p>óxido de hierro (III): Fe_2O_3</p>
Óxidos no metálicos		
¿Cómo se nombran?	¿Cómo se formulan?	Ejemplos
<p>Se nombran utilizando prefijos (<i>mono, di, tri, tetra...</i>) que indican el número de átomos de cada elemento químico en la fórmula química, delante de la palabra genérica óxido y del nombre del elemento químico no metálico, unidos por la preposición de</p> <p>El prefijo mono suele omitirse delante del elemento químico no metálico</p>	<p>Se escribe primero el símbolo del elemento químico no metálico y a continuación el del oxígeno. Se colocan subíndices de acuerdo con el número de átomos de cada elemento químico</p>	<p>monóxido de carbono: CO</p> <p>tetróxido de dinitrógeno: N_2O_4</p> <p>trioxido de azufre: SO_3</p>

Cuadro 1.6 Nomenclatura y notación químicas de las sales

Sales binarias		
¿Cómo se nombran?	¿Cómo se formulan?	Ejemplos
Se nombran con la palabra que identifica al elemento químico no metálico, terminado en uro (cloruro, bromuro, sulfuro...), seguido de la preposición de , y a continuación el nombre del elemento químico metálico. Cuando los átomos de este tienen más de un número de oxidación se coloca su valor absoluto, con un número romano entre paréntesis, después de su nombre	Se escribe primero el símbolo del elemento químico metálico y a continuación el del no metálico. Se coloca como subíndice del elemento químico no metálico, el valor absoluto del número de oxidación de los átomos del elemento químico metálico y como subíndice del elemento químico metálico el de los átomos del no metálico. Si los subíndices son divisibles por el mismo número, se divide por este. Por ejemplo: $Ca^{2+}S^{2-} \rightarrow Ca_2S_2 \rightarrow CaS$	cloruro de sodio: NaCl bromuro de zinc: ZnBr ₂ sulfuro de hierro (II): FeS sulfuro de hierro (III): Fe ₂ S ₃
Sales ternarias (oxisales)		
¿Cómo se nombran?	¿Cómo se formulan?	Ejemplos
Se nombran con la palabra que identifica al anión poliatómico, seguido de la preposición de , y a continuación el nombre del elemento químico metálico, especificando el valor absoluto del número de oxidación con un número romano entre paréntesis, en caso necesario	Se escribe primero el símbolo del elemento químico metálico y a continuación la representación del anión poliatómico. Se coloca como subíndice del elemento químico metálico, el valor absoluto de la carga del anión, y como subíndice de este último, el de los átomos del elemento químico metálico. Si los subíndices son divisibles por el mismo número se divide por este. Por ejemplo: $Al^{3+}PO_4^{3-} \rightarrow (Al)_3(PO_4)_3 \rightarrow AlPO_4$	carbonato de zinc: ZnCO ₃ nitrato de potasio: KNO ₃ sulfato de cobre (I): Cu ₂ SO ₄ sulfato de cobre (II): CuSO ₄
<i>Nota:</i> cuando en la entidad elemental de la oxisal hay más de un ion poliatómico, se usa un paréntesis. Ejemplo: Al(NO ₃) ₃		

Cuadro 1.7 Nomenclatura y notación químicas de los hidróxidos

Hidróxidos metálicos		
¿Cómo se nombran?	¿Cómo se formulan?	Ejemplos
Se nombran con la palabra genérica hidróxido , seguida de la preposición de y a continuación el nombre del elemento químico metálico. Cuando los átomos de este tienen más de un número de oxidación, se coloca su valor absoluto, con un número romano entre paréntesis, después de su nombre	Se escribe primero el símbolo del elemento químico metálico y a continuación la representación del grupo hidróxido (OH). Se coloca como subíndice del grupo hidróxido, el valor absoluto del número de oxidación de los átomos del elemento químico metálico. El grupo hidróxido siempre tiene carga 1- (OH ⁻)	hidróxido de sodio: NaOH hidróxido de aluminio: Al(OH) ₃ hidróxido de cobre (I): CuOH hidróxido de cobre (II): Cu(OH) ₂
Hidróxidos no metálicos (oxácidos)		
¿Cómo se nombran?	¿Cómo se formulan?	Ejemplos
Se nombran con la palabra genérica ácido, seguida del nombre del anión poliatómico, cambiando la terminación ato por ico o la terminación ito por oso Ejemplos de iones poliatómicos: SO ₃ ²⁻ ion sulf <u>ito</u> SO ₄ ²⁻ ion sulf <u>ato</u> NO ₃ ¹⁻ ion nitr <u>ato</u>	Se escribe primero el símbolo del elemento químico hidrógeno y a continuación la representación del anión poliatómico. Se coloca como subíndice del hidrógeno, el valor absoluto de la carga del anión	ácido sulfuro <u>so</u> : H ₂ SO ₃ ácido sulfúri <u>co</u> : H ₂ SO ₄ ácido nítri <u>co</u> : HNO ₃
<i>Nota:</i> en el apéndice 8 puedes encontrar una tabla con los aniones poliatómicos más comunes		

Cuadro 1.8 Nomenclatura y notación químicas de los compuestos binarios hidrogenados e hidrácidos

Compuestos binarios hidrogenados de los elementos no metálicos de los grupos VIA (16) y VIIA (17)		
¿Cómo se nombran?	¿Cómo se formulan?	Ejemplos
Se nombran con la palabra que identifica al elemento	Se escribe primero el símbolo del elemento químico	clor <u>uro</u> de hidrógeno: HCl

Compuestos binarios hidrogenados de los elementos no metálicos de los grupos VIA (16) y VIIA (17)

¿Cómo se nombran?	¿Cómo se formulan?	Ejemplos
químico no metálico, terminado en uro (cloruro, bromuro, sulfuro...), seguido de la preposición de , y a continuación la palabra hidrógeno	hidrógeno y a continuación el del elemento químico no metálico. Se coloca como subíndice del hidrógeno, el valor absoluto del número de oxidación de los átomos del elemento químico no metálico	brom <u>u</u> ro de hidrógeno: HBr sulf <u>u</u> ro de hidrógeno: H ₂ S

Hidrácidos (disoluciones acuosas de los compuestos anteriores)

¿Cómo se nombran?	¿Cómo se formulan?	Ejemplos
Se nombran con la palabra genérica ácido, seguida de la raíz del nombre del anión no metálico, cambiando la terminación uro por hídrico	Se escribe primero el símbolo del elemento químico hidrógeno y a continuación el del elemento químico no metálico. Se coloca como subíndice del hidrógeno, el valor absoluto del número de oxidación de los átomos del elemento químico no metálico <i>Nota:</i> la fórmula química del hidrácido va acompañada de la simbología (ac) para diferenciarlo del compuesto binario hidrogenado	ácido clor <u>h</u> ídrico: HCl (ac) ácido brom <u>h</u> ídrico: HBr(ac) ácido sulf <u>h</u> ídrico: H ₂ S(ac)

 **Recuerda que...**

Los óxidos e hidróxidos metálicos manifiestan características básicas, mientras los no metálicos y los hidrácidos presentan características ácidas.

Interpretación de la información cualitativa y cuantitativa de las fórmulas químicas

En Secundaria Básica estudiaste que las fórmulas químicas indican la composición cualitativa y cuantitativa de las sustancias. Por ejemplo: de la fórmula

química H_2O , interpretamos que representa moléculas formadas, cada una, por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

Sin embargo, lo sistematizado hasta ahora, acerca de la clasificación de las sustancias, su estructura, nomenclatura y notación químicas, permite ampliar y profundizar esta interpretación y unir en la interpretación tanto lo cualitativo como lo cuantitativo.

En presencia de una fórmula química, se puede extraer la información siguiente: el nombre de la sustancia, clasificación por los tres criterios estudiados (composición, tipo de partículas que la constituyen, composición química y propiedades), tipo de enlace y relación constante en que los átomos se combinan para formar la entidad elemental de esta sustancia. Veamos los ejemplos siguientes:

Fórmula química	Información cualitativa y cuantitativa
C	El carbono es una sustancia simple no metal, sus partículas son átomos de carbono unidos por enlace covalente. Su fórmula química se representa por un átomo de carbono
H_2SO_4	El ácido sulfúrico es una sustancia compuesta, hidróxido no metálico, sus partículas son moléculas, en las cuales, por cada átomo de azufre hay dos de hidrógeno y cuatro de oxígeno, unidos por enlace covalente
NaCl	El cloruro de sodio es una sustancia compuesta iónica, sal binaria, sus partículas son iones, en su entidad elemental, por cada catión sodio hay un anión cloruro, unidos por enlace iónico

Todas las sustancias tienen una entidad elemental que define su fórmula química (que indica, tanto los átomos de los elementos químicos que forman la sustancia como la relación constante, en que ellos se combinan), pero las partículas que constituyen las sustancias pueden ser átomos, moléculas o iones.



Conéctate

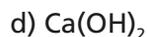
Te sugerimos que consultes las presentaciones electrónicas y resuelvas los ejercicios interactivos sobre nomenclatura química que aparecen en www.quimica.cubaeduca.cu y en software Softnom.

- 1.6** Completa los espacios en blanco construyendo la fórmula química de las sustancias resultantes y nómbralas. Investiga otros nombres aplicables en lo doméstico y lo laboral de aquellas cuyo espacio está sombreado:

	H ⁺	Mg ²⁺	Na ⁺	Fe ³⁺
SO ₄ ²⁻				
NO ₃ ⁻				
PO ₄ ³⁻	–			
O ²⁻				
Cl ⁻				
OH ⁻	–			

- 1.7** Teniendo en cuenta los elementos químicos del período 3 de la tabla periódica de 18 columnas.
- Escribe las fórmulas químicas y los nombres de las sustancias simples que forman los átomos de estos elementos químicos.
 - La sustancia dióxigeno al reaccionar con algunas de las sustancias simples de los átomos de estos elementos químicos forma óxidos. Escribe las fórmulas químicas y nombres de los óxidos que forman los átomos de los elementos de los grupos II A (2), III A (13), IV A (14), V A (15) y VI A (16).
 - Clasifica los óxidos del inciso anterior en metálicos y no metálicos.
 - Escribe las fórmulas químicas de las sales binarias que forma el cloro con los átomos de los elementos químicos metálicos de este período.
 - Escribe las fórmulas químicas y los nombres de los hidróxidos que forman los átomos de los elementos químicos metálicos de este período y los átomos de los elementos químicos no metálicos fósforo y azufre.
 - ¿Qué propiedad ácido-base tiene cada uno de los hidróxidos del inciso anterior?

- 1.8** Dadas las fórmulas químicas siguientes:



¿Qué información cualitativa y cuantitativa puedes extraer de cada una de ellas?

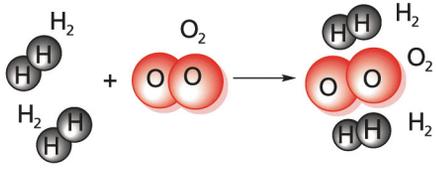
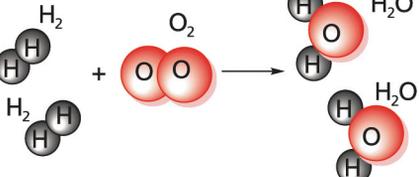
humos (además de liberar energía mediante calor) que, indudablemente no son papel; son nuevas sustancias.

¿Qué tienen en común los dos últimos fenómenos descritos? En ambos casos se observa que de una sustancia se obtienen otras. Recordarás entonces que estamos en presencia de fenómenos químicos, denominados: *reacciones químicas*.

En Secundaria Básica aprendiste que una reacción química es *la transformación de una o más sustancias en otra u otras con propiedades diferentes a las sustancias que reaccionaron* y que en todas las reacciones químicas se desprende o se absorbe energía.

También estudiaste las manifestaciones más comunes que pueden revelar la ocurrencia de una reacción química: cambio de coloración, formación o desaparición de un sólido, un líquido o un gas, y el desprendimiento o absorción de energía mediante luz o calor, entre otras. Ten en cuenta que en muchos fenómenos existen manifestaciones de este tipo y no representan reacciones químicas, por lo que estas son condiciones necesarias, pero no suficientes para afirmar que ocurre una reacción química.

Las representaciones siguientes te ayudarán a ampliar y profundizar el concepto reacción química.

Mezcla	Reacción química
	
<p>En un tubo de ensayos convergen el dihidrógeno y el dióxígeno gaseosos sin que se observe evidencia de reacción química, en tanto, las moléculas permanecen intactas, solo se ha obtenido una mezcla gaseosa</p>	<p>Al acercar una llama al tubo de ensayos anterior ocurre una explosión y se observa la presencia de un líquido: el agua, como resultado del rompimiento y formación de nuevos enlaces químicos y desprendimiento de energía mediante calor</p>

Importante

Las reacciones químicas son procesos en los cuales tienen lugar cambios estructurales, tales como el rompimiento y formación de nuevos enlaces

químicos, que originan nuevas sustancias con propiedades diferentes a las que reaccionaron. Estos procesos siempre van acompañados de absorción o desprendimiento de energía en forma de calor, más o menos apreciable.

Clasificación de las reacciones químicas

Existen diversos criterios para clasificar las reacciones químicas, en Secundaria Básica estudiaste dos de ellos, que se resumen a continuación.

Cuadro 1.9 Clasificación de las reacciones químicas

Criterio de clasificación	Tipo de reacción química	Ejemplos
De acuerdo con la energía absorbida o desprendida mediante calor durante el proceso (criterio energético)	Exotérmica (la mayoría de las reacciones químicas): desprende energía mediante calor	$2 \text{Ca}^0(\text{s}) + \text{O}_2^0(\text{g}) = 2 \text{Ca}^{2+}\text{O}^{2-}(\text{s}) \quad \Delta H < 0$
	Endotérmica: absorbe energía mediante calor	$\text{CaCO}_3(\text{s}) \xrightarrow{\Delta} \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \quad \Delta H > 0$
De acuerdo con la variación o no de los números de oxidación	De oxidación-reducción (redox): hay variación en los números de oxidación	$2 \text{Ca}^0(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2 \overset{2+}{\text{Ca}}\overset{2-}{\text{O}}(\text{s})$
	No redox: no hay variación en los números de oxidación	$\overset{2+}{\text{Ca}}\overset{2+}{\text{C}}\overset{2-}{\text{O}_3}(\text{s}) \xrightarrow{\Delta} \overset{2+}{\text{Ca}}\overset{2-}{\text{O}}(\text{s}) + \overset{4+}{\text{C}}\overset{2-}{\text{O}_2}(\text{g})$



Recuerda que...

En las reacciones redox aprendiste a identificar la sustancia que actúa como agente oxidante y la que actúa como agente reductor en dependencia del proceso que experimenta (la que contiene la especie química que aumenta su número de oxidación se oxida y actúa como agente reductor y la que contiene la especie química que disminuye su número de oxidación se reduce y actúa como agente oxidante).

También aprendiste en Secundaria Básica, que las ecuaciones químicas son representaciones esquemáticas, abreviadas y convencionales de las reacciones químicas. A partir de su interpretación, tanto desde el punto de vista cualitativo como cuantitativo podemos extraer una valiosa información.

Desde el punto de vista cualitativo expresan, fundamentalmente, la naturaleza de las sustancias que reaccionan y se producen. Desde el punto de vista cuantitativo revelan las relaciones entre: el número de partículas, $N(X)$, la cantidad de sustancia, $n(X)$, y a partir de estas, las relaciones entre las masas, $m(X)$, de las sustancias que reaccionan y se producen, pues $m(X) = n(X) \cdot M(X)$

Cuadro 1.10 Interpretación cualitativa y cuantitativa de la ecuación química

Información		$2 \text{ Mg(s)} + \text{O}_2\text{(g)} = 2 \text{ MgO(s)} \quad \Delta H < 0$
Cualitativa		Los átomos de magnesio sólido reaccionan con moléculas de dióxigeno gaseoso y producen entidades elementales del óxido de magnesio sólido (que están formadas por iones), con desprendimiento de energía mediante calor
Cuantitativa	$N(X)$	Por cada dos átomos de magnesio, reacciona una molécula de dióxigeno y se producen dos entidades elementales de la sustancia óxido de magnesio
	$n(X)$	Por cada dos moles de átomos de magnesio, reacciona un mole de moléculas de dióxigeno y se producen dos moles de entidades elementales de la sustancia óxido de magnesio
	$m(X)$	Por cada 48 g de magnesio, reaccionan 32 g de dióxigeno y se producen 80 g de óxido de magnesio

El número de partículas, $N(X)$, no tiene unidades, pero puede expresarse en átomos, moléculas, entidades elementales, iones, electrones, etc.; en el caso de las sustancias iónicas el $N(X)$ se expresa en entidades elementales (menor relación entre los iones que la constituyen).

La cantidad de sustancia, $n(X)$ (una de las siete magnitudes físicas fundamentales del Sistema Internacional de Unidades), valora el número de entidades elementales que hay en una muestra de sustancia; tiene como unidad básica de medida el **mole** cuyo símbolo es **mol**; y la masa, $m(X)$, se expresa en kilogramo (kg) o en derivadas de esta como el gramo (g).



Algo de historia

Antecedentes y evolución del concepto mole

El problema fundamental de la Química a finales del siglo XVIII era determinar el peso de las sustancias compuestas y establecer las proporciones en masa

se representan por el símbolo N_A . Sin embargo, actualmente se hace referencia a este número como la constante de Avogadro ($N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$), cuya dimensión es el recíproco del mole.

De acuerdo con esta definición, el mole se refiere a un conjunto de partículas, el destacado profesor de Química cubano, Rafael León Avendaño lo catalogó como un “estuche” de la unidad cantidad de sustancia.



Algo de historia

Rafael León Avendaño, destacado educador cubano. Profesor de Mérito del Instituto Superior Pedagógico, miembro fundador de su consejo científico y de la Sociedad Nacional de Química. Entre sus aportes pedagógicos e investigativos se destacan: la elaboración de programas de Química para los Institutos Superiores Pedagógicos, redacción de libros de texto de Química, presidente, tutor y oponente de tribunales nacionales de categoría científica durante varios años.



R. León
(1919-1994)

El Instituto Cubano del Libro y la Academia de Ciencias de Cuba le otorgaron el Premio de la Crítica entre los diez mejores trabajos científico-técnicos de 1992.

En Secundaria Básica estudiaste un grupo de propiedades químicas, métodos de obtención u otras reacciones químicas relacionadas con las aplicaciones de las sustancias. A continuación, se te ofrece un resumen de algunas de ellas.

Cuadro 1.11 Propiedades químicas fundamentales relacionadas con el dióxígeno

Propiedad química	Ejemplos
Reacción con los metales para producir óxidos metálicos	$2 \text{Zn(s)} + \text{O}_2(\text{g}) = 2 \text{ZnO(s)}$ $\Delta H < 0$
Reacción con los no metales para producir óxidos no metálicos	$\text{S}_8(\text{s}) + 8 \text{O}_2(\text{g}) = 8 \text{SO}_2(\text{g})$ $\Delta H < 0$
Reacción de combustión (completa)	$\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) = \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ $\Delta H < 0$

Cuadro 1.12 Propiedades químicas fundamentales relacionadas con los óxidos

Óxidos metálicos		
Propiedad química	Ejemplos	
Propiedad reductora	$4 \text{FeO (s)} + \text{O}_2\text{(g)} = 2 \text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)}$	$\Delta H < 0$
Propiedad oxidante	$\text{CuO (s)} + \text{H}_2\text{(g)} = \text{Cu (s)} + \text{H}_2\text{O (l)}$	$\Delta H < 0$
	$\text{Cr}_2\text{O}_3\text{(s)} + 2 \text{Al(s)} = \text{Al}_2\text{O}_3\text{(s)} + 2 \text{Cr (s)}$	$\Delta H < 0$
	$\text{NiO (s)} + \text{CO (g)} = \text{Ni (s)} + \text{CO}_2\text{(g)}$	$\Delta H < 0$
Reacción con agua	$\text{K}_2\text{O(s)} + \text{H}_2\text{O (l)} = 2 \text{KOH (ac)}$	$\Delta H < 0$
Óxidos no metálicos		
Propiedad química	Ejemplos	
Propiedad reductora	$2 \text{CO(g)} + \text{O}_2\text{(g)} = 2 \text{CO}_2\text{(g)}$	$\Delta H < 0$
Propiedad oxidante	$\text{CO}_2\text{(g)} + \text{C(s)} = 2 \text{CO(g)}$	$\Delta H < 0$
Reacción con agua	$\text{SO}_3\text{(g)} + \text{H}_2\text{O(l)} = \text{H}_2\text{SO}_4\text{(ac)}$	$\Delta H < 0$

Cuadro 1.13 Propiedades químicas fundamentales relacionadas con las sales

Propiedad química	Ejemplo	
Obtención	$2 \text{Na(s)} + \text{Cl}_2\text{(g)} = 2 \text{NaCl(s)}$	$\Delta H < 0$
	$\text{CaO(s)} + \text{SiO}_2\text{(s)} \triangleq \text{CaSiO}_3\text{(s)}$	$\Delta H < 0$
Reacción entre sales en disolución acuosa (intercambio iónico)	$\text{AgNO}_3\text{(ac)} + \text{KCl(ac)} = \text{KNO}_3\text{(ac)} + \text{AgCl(s)}$ $\Delta H < 0$	
Reacción con los hidróxidos metálicos (intercambio iónico)	$\text{CuSO}_4\text{(ac)} + 2 \text{NaOH(ac)} = \text{Na}_2\text{SO}_4\text{(ac)} + \text{Cu(OH)}_2\text{(s)}$ $\Delta H < 0$	
Descomposición térmica de oxisales	$\text{CaCO}_3\text{(s)} \triangleq \text{CaO(s)} + \text{CO}_2\text{(g)}$	$\Delta H > 0$

Es importante recordar que las reacciones químicas de las sales con otras sales o con los hidróxidos, ocurren generalmente cuando uno de los productos es menos soluble que cualquiera de los reaccionantes, por lo que al representarlas se debe consultar la tabla de solubilidad (apéndice 7).

Cuadro 1.14 Propiedades químicas fundamentales relacionadas con los hidróxidos

Hidróxidos metálicos		
Propiedad química	Ejemplos	
Descomposición térmica de los hidróxidos metálicos prácticamente insolubles	$\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s}) \triangleq \text{CuO}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$	$\Delta H < 0$
Hidróxidos no metálicos e hidrácidos (ácidos)		
Propiedad química	Ejemplos	
Reacción con los hidróxidos metálicos (reacción de neutralización)	$\text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + \text{Mg}(\text{OH})_2(\text{ac}) = \text{MgSO}_4(\text{ac}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\Delta H < 0$
	$\text{HCl}(\text{ac}) + \text{NaOH}(\text{ac}) = \text{NaCl}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\Delta H < 0$
Reacción con los metales activos	$\text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + \text{Mg}(\text{s}) = \text{MgSO}_4(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$	$\Delta H < 0$
	$2 \text{HCl}(\text{ac}) + 2 \text{Na}(\text{s}) = 2 \text{NaCl}(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$	$\Delta H < 0$
Reacción con los óxidos metálicos (reacción de neutralización)	$\text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + \text{MgO}(\text{s}) = \text{MgSO}_4(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\Delta H < 0$
	$2 \text{HCl}(\text{ac}) + \text{CuO}(\text{s}) = \text{CuCl}_2(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\Delta H < 0$
Reacción con las sales (intercambio iónico)	$\text{H}_2\text{SO}_4(\text{con}) + 2 \text{NaCl}(\text{s}) = \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + 2 \text{HCl}(\text{g})$	$\Delta H < 0$
	$2 \text{HCl}(\text{ac}) + \text{CaCO}_3(\text{s}) = \text{CaCl}_2(\text{ac}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\Delta H < 0$
	$\text{HCl}(\text{ac}) + \text{AgNO}_3(\text{ac}) = \text{AgCl}(\text{s}) + \text{HNO}_3(\text{ac})$	

Las reacciones químicas de los ácidos en disolución con los metales, generalmente ocurren cuando el metal es más activo que el hidrógeno, por lo que al representarlas se debe consultar la serie de actividad de los metales (apéndice 6). De igual manera se cuidará al completar las reacciones de los ácidos con las sales pues solo se producen cuando se forma una sustancia poco soluble o un gas (apéndice 7).

Sistematizando

En las reacciones químicas representadas se pone de manifiesto que entre todas las sustancias existen relaciones genéticas o de origen; es decir, un tipo de sustancia puede originar otro tipo, mediante diversas

transformaciones. La figura 1.7 muestra un esquema que resume algunas de las principales relaciones de transformaciones entre las sustancias estudiadas, ello te ayudará a fijar y sistematizar las propiedades químicas más comunes, conocimiento que aplicarás en la solución de los ejercicios propuestos.

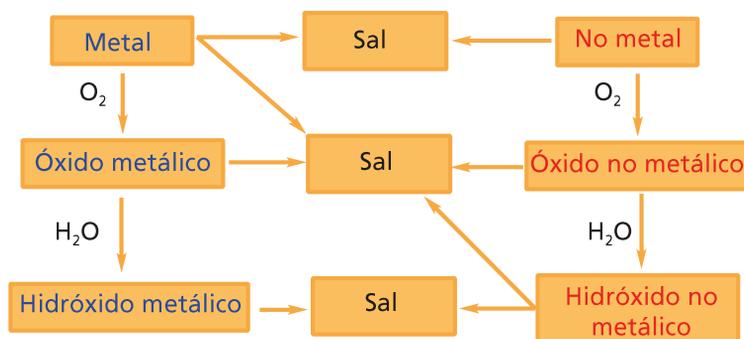


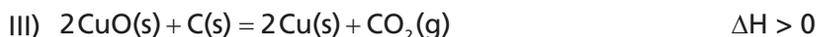
Fig. 1.7 Relación genética entre metales y no metales

La relación de la izquierda muestra que un metal puede engendrar un óxido metálico al reaccionar con dióxígeno, el óxido formado puede producir un hidróxido metálico al reaccionar con el agua y este origina una sal a partir de una reacción química de neutralización con un hidróxido no metálico. La relación de la derecha muestra que también puede suceder algo similar cuando se parte de un no metal. El resto de las transformaciones que se representan describen que, generalmente, cuando reaccionan sustancias de la izquierda con alguna de la derecha originan una sal. En la figura se representa en diagonal la reacción química de un hidróxido metálico con un metal para originar una sal (ternaria en este caso), pero debe tenerse en cuenta la serie de actividad de los metales y las propiedades oxidantes del hidróxido no metálico. Aunque los hidrácidos no se incluyeron en este esquema, también pueden originar sales (binarias) al reaccionar con los metales activos, con los óxidos e hidróxidos metálicos y con las sales, de manera similar a los hidróxidos no metálicos (ver cuadro 1.14).

Comprueba lo aprendido

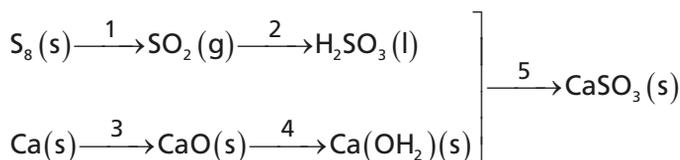
- 1.9** Di cuál de las siguientes afirmaciones expresa la esencia de la definición del concepto reacción química.
- El cambio del estado de agregación de una sustancia.

- b) La transformación de una o más sustancias en otra u otras con propiedades diferentes.
- c) La mezcla de dos sustancias.
- d) La pulverización de una sustancia.
- e) La absorción o desprendimiento de energía mediante calor.
- 1.10** En el interior del motor de un automóvil el combustible se quema. Enumera las manifestaciones que evidencian que ha ocurrido una reacción química.
- 1.11** ¿Cuáles son las manifestaciones que evidencian que en la maduración de las frutas se produce un proceso de transformación de las sustancias que estas contienen?
- 1.12** El sulfamán (sulfamante), disolución comercial del ácido clorhídrico, se emplea para eliminar los sedimentos que se acumulan en los baños sanitarios. ¿Cuáles son las manifestaciones que evidencian que ocurre una reacción química?
- 1.13** Cuando se “corta” la leche, al añadir jugo de limón, aparece un indicio de reacción química. ¿Cuál de las manifestaciones estudiadas se observa?
- 1.14** Identifica si ocurren o no reacciones químicas en los procesos siguientes:
- a) Al introducir un calentador eléctrico en un recipiente con agua, esta se calienta y se desprende en forma de vapor.
- b) Al quemar la madera esta se convierte en carbón.
- c) Al calentar fuerte y continuamente una disolución de agua con sal, el disolvente se desprende en forma de vapor y queda como residuo un polvo blanco.
- d) Al destapar un frasco que contiene refresco se produce un desprendimiento gaseoso.
- e) Al unir dos disoluciones de sales se forma un sólido que precipita y se calienta el recipiente.
- 1.15** Analiza las ecuaciones químicas siguientes:
- l) $\text{Cr}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2\text{Al}(\text{s}) = \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2\text{Cr}(\text{s}) \quad \Delta H < 0$



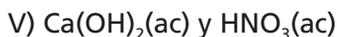
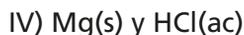
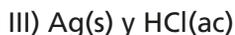
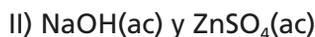
- Clasifica las reacciones químicas representadas de acuerdo con los dos criterios estudiados. En las reacciones redox identifica el agente oxidante y el reductor.
- ¿Qué información cualitativa se puede obtener de cada una?
- ¿Qué relaciones cuantitativas en términos de cantidad de sustancia se puede obtener de la ecuación química I)?

1.16 Analiza las siguientes relaciones genéticas de transformaciones químicas:



- Escribe las ecuaciones químicas de los procesos 1, 2, 3, 4 y 5, representados en el esquema anterior.
- Clasifica las reacciones químicas de acuerdo con el criterio de la variación o no del número de oxidación.

1.17 En condiciones ambientales se tienen las mezclas de sustancias que se representan a continuación:

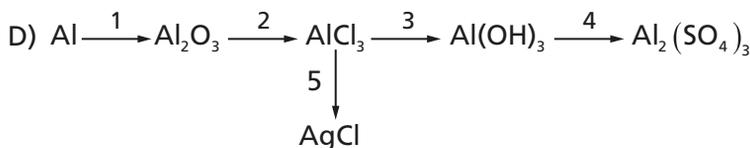
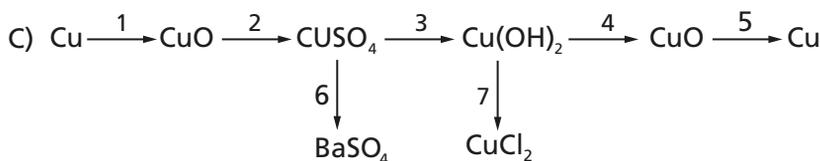
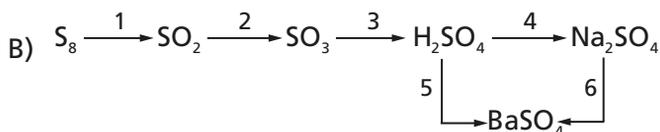


Sobre cada una de las mezclas y consultando las tablas que necesites de los apéndices responde:

- Si ocurre o no reacción química. Argumenta.
- Escribe las ecuaciones de las reacciones químicas posibles.
- ¿Qué manifestaciones de las reacciones químicas consideras que se puedan apreciar en cada caso?

- d) ¿Qué relaciones cuantitativas en términos de cantidades de sustancias se pueden obtener de las ecuaciones químicas escritas por ti?
- e) Clasifica las reacciones químicas según la variación o no del número de oxidación.

1.18 Analiza las relaciones de transformaciones siguientes:



- a) Escribe las ecuaciones químicas de las reacciones mediante las cuales se pueden producir las transformaciones representadas. Consulta la tabla de solubilidad (apéndice 7) para comprobar (o predecir) la ocurrencia de estas.
- b) Nombra las sustancias que intervienen en estas reacciones químicas.
- c) ¿Qué información cuantitativa, en términos de relación entre las cantidades de sustancias, se puede obtener de las ecuaciones químicas escritas por ti en la relación A?
- d) Clasifica las reacciones químicas de la relación B según la variación o no del número de oxidación.

Desafío

4. Para que una cinta de magnesio arda en presencia de dióxígeno se requiere energía, la que puede suministrarse con la llama de un fósforo. En el transcurso de la reacción se desprende gran cantidad de energía en forma de luz y calor.
- Representa la ecuación química de la reacción descrita en la que se evidencie la energía suministrada y desprendida en forma de calor.
 - Clasifica la reacción según los criterios estudiados.
 - ¿A qué se debe la contradicción aparente que existe en el texto del ejercicio en lo referente a la energía suministrada inicialmente al sistema y la clasificación de acuerdo con el criterio energético?

1.4 Cálculos basados en fórmulas y ecuaciones químicas

El concepto **mole** es de vital importancia en la Química, pues entre otras cosas, permite hacer infinidad de cálculos basados en fórmulas químicas o indicando la proporción existente entre reaccionantes y productos en las reacciones químicas (estequiometría).

Como recordaste en el epígrafe 1.2, de una fórmula química se puede extraer cierta información cualitativa y cuantitativa. Por ejemplo, en el H_2O , por cada mole de moléculas de esta sustancia, hay dos moles de átomos de hidrógeno y un mole de átomos de oxígeno.

Esta interpretación en términos de cantidades de sustancia $n(X)$, se puede llevar a relaciones matemáticas sencillas.

Fórmula química	Lenguaje común	Lenguaje matemático
H_2O	En el agua hay dos moles de átomos de hidrógeno por cada mole de moléculas	$\frac{n(\text{H})}{n(\text{H}_2\text{O})} = \frac{2}{1}$
	En el agua hay un mole de átomos de oxígeno por cada mole de moléculas	$\frac{n(\text{O})}{n(\text{H}_2\text{O})} = \frac{1}{1}$

En el agua, por cada un mole de átomos de oxígeno, hay dos moles de átomos de hidrógeno

$$\frac{n(\text{O})}{n(\text{H})} = \frac{1}{2}$$

Estas relaciones matemáticas permiten realizar cálculos sencillos. Por ejemplo:

- Calcula la cantidad de sustancia de átomos de hidrógeno que está contenida en cinco moles de moléculas de agua.

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

Incógnita: $n(\text{H})$

Resolución:
$$\frac{n(\text{H})}{n(\text{H}_2\text{O})} = \frac{2}{1} = 2$$

Despejando $n(\text{H})$: $n(\text{H}) = 2n(\text{H}_2\text{O})$

$$n(\text{H}) = 2 \cdot 5 \text{ mol} = 10 \text{ mol}$$

Comprobación:
$$\frac{n(\text{H})}{n(\text{H}_2\text{O})} = \frac{10 \cancel{\text{ mol}}}{5 \cancel{\text{ mol}}} = 2$$

- Si en una muestra de H_2O hay 40 mol de átomos de hidrógeno. Calcula la cantidad de sustancia de átomos de oxígeno que contendrá dicha muestra.

Dato: $n(\text{H}) = 40 \text{ mol}$

Incógnita: $n(\text{O})$

Resolución:
$$\frac{n(\text{H})}{n(\text{H}_2\text{O})} = \frac{2}{1}$$

$$n(\text{O}) = \frac{2}{1} n(\text{H})$$

$$n(\text{O}) = \frac{2}{1} \cdot 40 \text{ mol} = 20 \text{ mol}$$

Comprobación:
$$\frac{n(\text{O})}{n(\text{H})} = \frac{20 \cancel{\text{ mol}}}{40 \cancel{\text{ mol}}} = \frac{1}{2}$$

- Aplicando la expresión $n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$, se puede calcular, por ejemplo, la

masa de átomos de oxígeno contenida en la muestra anterior:

Datos: $n(O) = 20 \text{ mol}$; $M(O) = 16 \text{ g/mol}^{-1}$

Incógnita: $m(O)$

$$\text{Resolución: } n(O) = \frac{m(O)}{M(O)} = \frac{2}{1}$$

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

$$m(O) = 20 \text{ mol} \cdot 16 \text{ g/mol} = 320 \text{ g}$$

$$\text{Comprobación: } n(O) = \frac{m(O)}{M(O)} = \frac{320 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 20 \text{ mol}$$

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

$$m(O) = 20 \text{ mol} \cdot 16 \text{ g/mol} = 320 \text{ g}$$

Recuerda que...

La masa molar (símbolo M) de una sustancia dada es una propiedad física definida como su masa por unidad de cantidad de sustancia. Su unidad de medida en el SI es kilogramo por mole (kg/mol o $\text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$), sin embargo, por razones históricas, la masa molar es expresada casi siempre en gramos por mole (g/mol o $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$).

El análisis realizado anteriormente a partir de una fórmula química se puede aplicar a la interpretación cuantitativa de una ecuación química.

De la ecuación: $2 \text{ H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2 \text{ H}_2\text{O}(\text{l})$, como ya conoces, se interpreta, por ejemplo, que: por cada dos moles de moléculas de hidrógeno, reacciona un mole de moléculas de dióxigeno y se producen dos moles de moléculas de agua.

Al llevar la interpretación del lenguaje común al matemático, se obtienen relaciones en términos de cantidad de sustancia. Por ejemplo:

Ecuación química	Lenguaje común	Lenguaje matemático
$2 \text{ H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2 \text{ H}_2\text{O}(\text{l})$	Por cada dos moles de moléculas de H_2 , reacciona un mole de moléculas de O_2	$\frac{n(\text{H}_2)}{n(\text{O}_2)} = \frac{2 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 2$

Por cada dos moles de moléculas de H ₂ que reaccionan, se producen dos moles de moléculas de H ₂ O	$\frac{n(\text{H}_2)}{n(\text{H}_2\text{O})} = \frac{2 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = 1$
Por cada un mole de moléculas de O ₂ que reaccionan, se producen dos moles de moléculas de H ₂ O	$\frac{n(\text{O}_2)}{n(\text{H}_2\text{O})} = \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = \frac{1}{2}$

Estas expresiones son también aplicables a cálculos sencillos, necesarios en el laboratorio y en la industria química. Por ejemplo:

- Calcula la cantidad de sustancia de hidrógeno que se necesita para producir diez moles de agua.

Dato: $n(\text{H}_2\text{O}) = 10 \text{ mol}$

Incógnita: $n(\text{H}_2)$

$$\frac{n(\text{H}_2)}{n(\text{H}_2\text{O})} = 1$$

Despejando $n(\text{H}_2)$: $n(\text{H}_2) = n(\text{H}_2\text{O}) = 10 \text{ mol}$

- Calcula la cantidad de sustancia de dióxígeno que se requiere para que se transformen diez moles de hidrógeno en agua.

Dato: $n(\text{H}_2) = n(\text{H}_2\text{O}) = 10 \text{ mol}$

Incógnita: $n(\text{O}_2)$

$$\frac{n(\text{O}_2)}{n(\text{H}_2)} = \frac{1}{2}$$

Despejando $n(\text{O}_2)$: $n(\text{O}_2) = \frac{1}{2} n(\text{H}_2)$

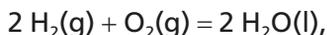
$$n(\text{O}_2) = \frac{1}{2} \cdot 10 \text{ mol}$$

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

Relaciones entre las masas de las sustancias que intervienen en una reacción química

A partir de las relaciones entre las cantidades de sustancia en una reacción química, se pueden deducir las relaciones entre las masas de las sustancias que intervienen en dicha reacción.

Para la ecuación química referida anteriormente:



la relación entre las cantidades de sustancia de dióxígeno y agua es:

$$\frac{n(\text{O}_2)}{n(\text{H}_2\text{O})} = \frac{1 \cancel{\text{mol}}}{2 \cancel{\text{mol}}} = \frac{1}{2}$$

Despejando $n(\text{O}_2)$: $n(\text{O}_2) = \frac{1}{2}n(\text{H}_2\text{O})$ (Ecuación I)

Además, como conoces de Secundaria Básica que $n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$, entonces:

$$n(\text{O}_2) = \frac{m(\text{O}_2)}{M(\text{O}_2)} \quad \text{(Ecuación II)}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} \quad \text{(Ecuación III)}$$

Sustituyendo la segunda y tercera ecuaciones en la primera, obtenemos la siguiente expresión:

$$\frac{m(\text{O}_2)}{M(\text{O}_2)} = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})}$$

Agrupando en un mismo miembro magnitudes semejantes, se obtiene la siguiente expresión:

$$\frac{m(\text{O}_2)}{m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{1}{2} \cdot \frac{M(\text{O}_2)}{M(\text{H}_2\text{O})}$$



Reflexiona un instante

Como puede apreciarse, el miembro derecho de la expresión obtenida es el producto de la relación entre los coeficientes estequiométricos que se extraen de la ecuación química y la relación entre las masas molares. Ambas relaciones son constantes para esta reacción química, por lo que su producto, que es igual a la relación entre las masas de las sustancias, que aparece en el miembro izquierdo de la expresión, también será constante.

Si siguiendo el mismo análisis podemos llegar a otras relaciones derivadas de esta misma ecuación:

$$\frac{m(\text{H}_2)}{m(\text{O}_2)} = \frac{2}{1} \cdot \frac{M(\text{H}_2)}{M(\text{O}_2)} \quad \text{y} \quad \frac{m(\text{H}_2)}{m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{2}{2} \cdot \frac{M(\text{H}_2)}{M(\text{H}_2\text{O})}$$

Importante

Puede generalizarse que las relaciones entre las masas de las sustancias que intervienen en una reacción química son constantes y pueden calcularse a partir de la interpretación de la información que ofrece la ecuación química en términos de cantidad de sustancia.

Entonces, se puede plantear que para dos sustancias A y B que intervienen en una reacción química, se cumple que:

Relación de combinación experimental: obtenida de los datos de las masas de sustancias que intervienen en la reacción química.

$$\frac{m(A)}{m(B)} = \frac{\nu(A) \cdot M(A)}{\nu(B) \cdot M(B)}$$

Relación de combinación teórica: obtenida de la información cuantitativa de la ecuación química, en términos de cantidad de sustancia (relación entre los coeficientes estequiométricos) y la tabla de masas molares.

La letra minúscula griega ν se usa como símbolo para representar el coeficiente estequiométrico de la ecuación química. Es decir, en la expresión anterior, los datos de $\nu(A)$ y $\nu(B)$ no corresponden a cantidades de sustancia experimentales, sino a los coeficientes estequiométricos de la ecuación química, que indican la relación de combinación entre las cantidades de sustancia de A y B.

La generalización anterior se deriva de una de las leyes de las combinaciones químicas: la *ley de Proust o de las proporciones definidas* a la cual se hizo alusión en Secundaria Básica al estudiar las fórmulas químicas.

Las expresiones deducidas permiten calcular la masa de una sustancia que reaccionará o se producirá en una reacción química. Este tipo de cálculos es muy importante y se utiliza de manera habitual en el análisis químico y durante la producción de las sustancias en la industria, sobre la base de las relaciones de combinación entre ellas durante una reacción química. Su conocimiento facilita el ahorro de materias primas y la obtención de mayores rendimientos en los procesos industriales, entre otros beneficios.

Veamos su aplicación por medio de ejemplos, teniendo en cuenta que cálculos de este tipo, basados en la interpretación cuantitativa de la ecuación de la reacción química, pueden tener diferentes vías de solución y que se pueden establecer relaciones entre reaccionantes, entre productos o entre un reaccionante y un producto.

Ejemplo 1

- Calcula la masa de dihidrógeno que se necesita para que se combine con suficiente dióxígeno y obtener 180 g de agua.

Algoritmo	Desarrollo
1. Escribir la ecuación de la reacción química.	$2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
2. Determinar incógnita y datos	Incógnita: $m(\text{H}_2)$ Datos: $m(\text{H}_2\text{O}) = 180 \text{ g}$ $M(\text{H}_2) = 2 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
3. Escribir la ecuación de la relación másica entre la incógnita y el dato	$\frac{m(\text{H}_2)}{m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{\nu(\text{H}_2) \cdot M(\text{H}_2)}{\nu(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O})}$
4. Despejar la incógnita.	$m(\text{H}_2) = \frac{\nu(\text{H}_2) \cdot M(\text{H}_2)}{\nu(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O})} \cdot m(\text{H}_2\text{O})$
5. Sustituir los valores con sus unidades	$m(\text{H}_2) = \frac{2 \cdot 2 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}}{2 \cdot 18 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}} \cdot 180 \text{ g}$
6. Resolver	$m(\text{H}_2) = \frac{4 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}}{36 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}} \cdot 180 \text{ g}$ $m(\text{H}_2) = \frac{720 \text{ g}}{36}$ $m(\text{H}_2) = 20 \text{ g}$

Ejemplo 2

- Calcula la masa de dióxígeno que se necesita para que se combinen completamente con diez gramos de dihidrógeno.

Algoritmo	Desarrollo
1. Escribir la ecuación de la reacción química	$2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
2. Determinar incógnita y datos	Incógnita: $m(\text{O}_2)$ Datos: $m(\text{H}_2) = 10 \text{ g}$ $M(\text{H}_2) = 2 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}_2) = 32 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

3. Escribir la ecuación de la relación másica entre la incógnita y el dato.	$\frac{m(\text{O}_2)}{m(\text{H}_2)} = \frac{\nu(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2)}{\nu(\text{H}_2) \cdot M(\text{H}_2)}$
4. Despejar la incógnita	$m(\text{O}_2) = \frac{\nu(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2)}{\nu(\text{H}_2) \cdot M(\text{H}_2)} \cdot m(\text{H}_2)$
5. Sustituir los valores con sus unidades	$m(\text{O}_2) = \frac{1 \cdot 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{2 \cdot 2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 10 \text{ g}$
6. Resolver	$m(\text{H}_2) = \frac{4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{36 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 180 \text{ g}$ $m(\text{H}_2) = \frac{720 \text{ g}}{36}$ <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; display: inline-block;">$m(\text{H}_2) = 20 \text{ g}$</div>



Conéctate

Te sugerimos que consultes la presentación electrónica sobre cantidad de sustancia y masa molar, y resuelvas los ejercicios interactivos que aparecen en www.quimica.cubaeduca.cu

Comprueba lo aprendido

- 1.19** Un balón de dióxido de carbono, de los usados en el tratamiento de pacientes con neumonía contiene una masa de 50 kg del gas. Calcula la cantidad de sustancia de dióxido de carbono contenida en este.
- 1.20** Calcula la masa de cloruro de sodio (componente fundamental de la sal de cocina) que tendrá una muestra de 20,62 mol de esta sustancia.
- 1.21** El metano (CH_4) es uno de los componentes fundamentales del biogás, combustible generado en medio natural, la energía involucrada en su combustión puede ser transformada en energía eléctrica. Calcula la cantidad de sustancia de átomos de hidrógeno contenidos en 20 mol de metano
- 1.22** El alusil, nombre comercial de un medicamento cuyo componente fundamental es el hidróxido de aluminio, es utilizado para combatir la acidez estomacal.

- a) Argumenta esta aplicación basado en una de sus propiedades.
- b) Calcula la masa de los átomos de oxígeno presentes en 468 g de hidróxido de aluminio.

1.23 El CO como contaminante del aire procede principalmente de la combustión incompleta de combustibles fósiles en los motores de los automóviles. La inhalación de CO es perjudicial para el organismo porque las moléculas de CO se unen irreversiblemente a los átomos de Fe en la hemoglobina de la sangre, desplazando a las moléculas de O₂ que llegan a través de esta vía a los tejidos. Cuando se quema una mezcla rica en combustible en el motor de un automóvil puede ocurrir la reacción representada por la siguiente ecuación química:

$$C_8H_{18}(l) + 12 O_2(g) = 7CO_2(g) + CO(g) + 9 H_2O(l)$$

A partir de esta ecuación química se puede plantear la relación:

$$\frac{m(CO)}{m(O_2)}$$

- a) Escribe las restantes relaciones posibles con el CO.
- b) Calcula el valor de cada una de las relaciones anteriores a partir de la información que puede obtenerse de la ecuación química.
- c) Acerca del CO investiga: usos inadecuados de este gas durante la Segunda Guerra Mundial y relación con las consecuencias del tabaquismo para la salud.

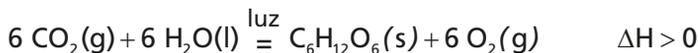
1.24 En la formación del gas de las bolsas de seguridad de algunos automóviles modernos para minimizar las lesiones en caso de accidentes, intervienen varias reacciones químicas, una de ellas puede representarse por la ecuación química siguiente:



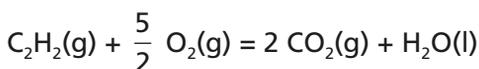
- a) Nombra y clasifica por los criterios estudiados cada una de las sustancias que intervienen en esta reacción química.
- b) Calcula la cantidad de sustancia del metal que debe consumirse para producir 2,40 mol del gas que llena la caja de seguridad.
- c) Calcula la masa del metal que se requiere para este proceso.

1.25 Una de las acciones fundamentales para enfrentar las problemáticas ambientales es la reforestación. Ello contribuye a la disminución de la concentración del dióxido de carbono en la atmósfera a partir de su

transformación en el proceso de fotosíntesis que realizan las plantas, la cual puede ser representada por la ecuación química siguiente:



- Calcula la masa de dióxido de carbono que necesita absorber una planta para producir 240 g de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$).
 - Una planta adulta tiene una masa aproximada de 800 g, si la décima parte es de glucosa. Calcula la masa mínima de dióxido de carbono que ha absorbido esta planta hasta convertirse en adulta.
 - Valora la importancia de la reforestación y las zonas priorizadas en tu provincia de acuerdo con las tareas del Plan de Estado para el enfrentamiento al cambio climático de la República de Cuba.
- 1.26** Uno de los óxidos causantes de las lluvias ácidas es el dióxido de azufre, el cual puede ser obtenido por la reacción química del octazufre con el dioxígeno del aire en una reacción exotérmica.
- Calcula la masa de octazufre que se requiere para que se formen 20 g de dióxido de azufre.
 - De acuerdo con la ley de conservación de la masa, ¿cuántos gramos de dioxígeno intervienen en este proceso?
 - Clasifica las sustancias que participan en la reacción química, según todos los criterios estudiados, así como la reacción química representada.
 - Valora las consecuencias de las lluvias ácidas para la agricultura y la conservación del patrimonio nacional.
- 1.27** Una de las reacciones químicas que interviene en el fraguado del cemento es la formación del carbonato de calcio a partir de la acción del dióxido de carbono sobre el óxido de calcio. Calcula la masa de óxido de calcio que se necesita para que se formen 112 g del carbonato correspondiente.
- 1.28** El acetileno es una sustancia orgánica de gran importancia industrial que estudiarás en duodécimo grado. Su combustión produce tanta energía mediante calor que se aprovecha para cortar metales. Este proceso se representa por la ecuación química siguiente:



CAPÍTULO 2

El agua y sus disoluciones

¿Qué es el agua ordinaria? No existe en ningún lugar, no hay agua ordinaria. El agua siempre es extraordinaria, debido a sus asombrosas propiedades. Es la sustancia más común de la Tierra, aunque también, por muchos motivos, una de las más complejas. Hay tanta agua que si la superficie terrestre fuese totalmente plana, los océanos, lagos y ríos cubrirían toda la Tierra con una profundidad uniforme de unos 2,5 km.

El escritor y divulgador científico ruso I. V. Petrianov (1985) escribió el libro *La sustancia más extraordinaria en el mundo*, para justificar con creces las propiedades físicas poco comunes que tiene el agua. Sin embargo, es tan parte nuestra que ni siquiera reparamos en su existencia, de tal modo que sus sorprendentes propiedades se tornan invisibles al ojo humano, su activa presencia diaria en el hogar para beber, cocinar, lavar, limpiar, bañarnos, no pasa de ser algo habitual, para traspasar los límites de lo asombroso y lo cotidiano.

La principal preocupación del ser humano respecto al agua radica en la provisión de agua dulce, un recurso natural renovable, indispensable para la supervivencia de todos los ecosistemas, pero también limitado. En Cuba se realizan inversiones a corto, mediano y largo plazo para mejorar el abasto de agua potable a la población, a partir de la escasez provocada por el cambio climático, pero también se trabaja por elevar en toda la población una cultura que fomente el ahorro de esta sustancia.

La diversidad de vida en la Tierra es considerable y está presente en todos los rincones del planeta, pero solo donde haya agua, si no hay agua tampoco hay vida. Su excepcional importancia, desde el punto de vista físico y químico, se debe a que casi la totalidad de los procesos químicos que tienen lugar en la naturaleza, así como los que se llevan a cabo en el laboratorio y en la industria, tienen lugar entre sustancias disueltas en agua, esto es, en disolución.

El agua. Propiedades físicas

En la Antigüedad se pensaba que el agua era un elemento, ya sabemos que es una sustancia compuesta, aunque tiene una fórmula química sencilla

¿Sabías que...?

- La palabra agua viene del latín *aqua*, con igual significado; sin embargo, otra fuente afirma que procede de la palabra latina *aequor* = superficie lisa o mar en calma. Asimismo, algunos filólogos afirman que proviene de una antigua expresión latina: *á qua vivimos* de la cual vivimos, en alusión a que es la sustancia más importante para la vida, de la cual vivimos; entonces, *aqua* es la yuxtaposición (aproximación) de *á* y *qua*, de la cual, que por simplificación del lenguaje se impuso como sinónimo de agua. El agua tiene otro nombre recomendado por la IUPAC en el año 2005: oxidano; es un término que prácticamente pocos conocen y emplean.
- El Día Mundial del Agua se propuso en la Conferencia de las Naciones Unidas para el Medio Ambiente y el Desarrollo efectuada en Río de Janeiro, Brasil, del 3 al 14 de junio de 1992. Después de la cual la Asamblea General de las Naciones Unidas adoptó el 22 de diciembre de 1992 la resolución A/RES/47/193 que declaró el 22 de marzo de cada año como Día Mundial del Agua.
- Entre los objetivos para el desarrollo sostenible declarados en la Agenda 2030 se encuentran los siguientes: objetivo 6. Garantizar la disponibilidad de agua y su gestión sostenible y el saneamiento para todos; objetivo 14. Conservar y utilizar en forma sostenible los océanos, los mares y los recursos marinos para el desarrollo sostenible.



Algo de historia

Henry Cavendish, físico y químico británico, es particularmente conocido por sus investigaciones en la química del agua al demostrar, en 1781, que es una sustancia compuesta y no un elemento, como se pensaba desde la Antigüedad. Después Antoine de Lavoisier con la colaboración de su esposa María A. Pierrette profundizó, alrededor de 1787, los resultados de Cavendish, lo que le permitió dar a conocer a la comunidad científica de la época, que el agua estaba formada por oxígeno e hidrógeno. Por estos trabajos y muchos más, ambos son considerados los *fundadores de la química moderna*, aunque fueron menos difundidos los logros científicos en la química de Marie Lavoisier, como también fue conocida.

En 1804, el famoso químico y físico francés, el profesor Joseph Louis Gay-Lussac y Alexander von Humboldt demostraron que el agua estaba formada por dos volúmenes de hidrógeno por cada volumen de oxígeno.



Henry Cavendish
(1731-1810)



Joseph Louis Gay-Lussac
(1778-1850)



Alexander von Humboldt
(1769-1859)



Antonio L. de Lavoisier
(1743-1794)



María Lavoisier
(1758-1836)

¿Por qué una sustancia tan usada y conocida, con una fórmula química tan sencilla: H_2O , formada por átomos de dos elementos químicos bien conocidos: oxígeno e hidrógeno, cuya molécula solo tiene tres átomos, ocupa un lugar tan primordial en la naturaleza? ¿Cómo explicar este papel tan excepcional del agua en casi todas las esferas del quehacer humano y en la esencia misma de la vida?

El agua tiene propiedades físicas extraordinarias y poco frecuentes si se comparan con sustancias químicas semejantes a ella en composición y estructura química. La singularidad del agua es tal, que los científicos se sirven de ella como patrón en los sistemas de medida de densidad, temperatura de fusión y ebullición, así como otras propiedades.

Las propiedades físicas más comunes del agua son:

- 1. Estado de agregación:** el agua no se encuentra pura en la naturaleza, sino con partículas en suspensión o sustancias disueltas, de esta forma existe a temperatura y presión estándar ambiente (TPEA) en los tres estados de agregación: sólido, líquido y gas:
 - a) Sólido:** formando los casquetes polares, permafrost, icebergs, glaciares, así como en las superficies de agua en invierno; también en forma de nieve, granizo y escarcha, y en las nubes formadas por cristales de hielo.
 - b) Líquido:** está presente en las nubes y en forma de rocío en la vegetación. Igualmente cubre el 75 % de la superficie terrestre en forma de mares y océanos, pantanos, lagos, ríos, así como depósitos subterráneos (acuíferos).

- c) *Gas (o vapor de agua)*: existe en forma de niebla, neblina, nubes, etc. Aproximadamente un 4 % del total del planeta es agua dulce y se encuentra en los continentes. El 96 % restante es agua salada y se encuentra en mares y océanos, datos que nos dan una idea de que el agua que necesitamos habitualmente es paradójicamente escasa, tal como lo representa la figura 2.1, por lo que debemos ahorrarla y utilizarla cada vez con mayor eficiencia.

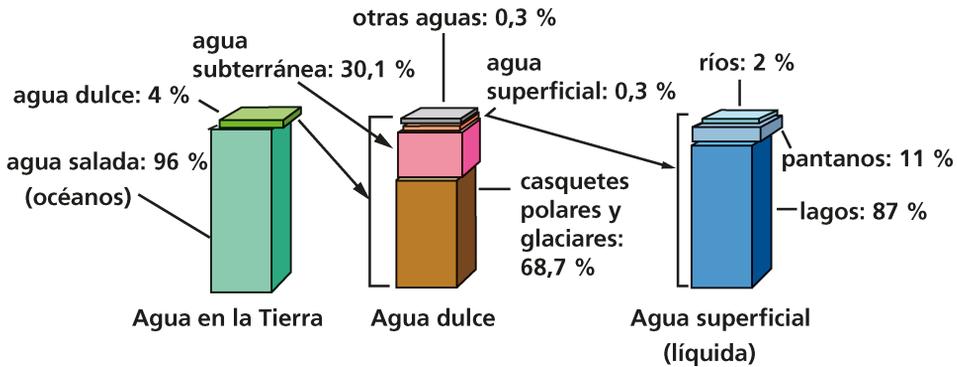


Fig. 2.1 Distribución de agua salada y dulce en la Tierra

2. **Propiedades organolépticas:** el agua químicamente pura, es un líquido incoloro, inodoro e insípido; sin embargo, la potable, suele contener cantidades mínimas de sustancias disueltas que hacen que al beberla resulte más agradable. El agua líquida posee un ligero color azul cuando se deposita en grandes cantidades como en los océanos, debido esencialmente a la reflexión del color azul del cielo y a la absorción por las moléculas de agua de las radiaciones rojas provenientes de la luz incidente.

El agua también es transparente, ya que deja pasar la luz y permite ver a través de su masa lo que hay detrás de ella, mientras que el hielo es translúcido porque no deja pasar totalmente la luz, lo que impide ver con nitidez a través de su masa.

3. **Temperatura de fusión:** el agua funde a 0 °C. Es conocido por muchos que, precisamente, la temperatura de fusión del agua, a 101,325 kPa de presión, fue elegida por los científicos convencionalmente como uno de los puntos de referencia de la escala de temperatura en grados Celsius.
4. **Temperatura de ebullición:** el agua hierve a 100 °C a 101,325 kPa de presión; segundo punto de referencia marcado convencionalmente en la escala de temperatura. Estos valores de temperatura de fusión

y ebullición, son particularmente altos para una sustancia molecular que tiene una masa molar relativamente pequeña ($18 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$), si se compara con otros compuestos binarios hidrogenados de elementos químicos no metálicos.

Observa en la figura 2.2 que los valores de $M(X)$ en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$, desde el H_2O hasta el H_2Te aumentan notablemente: 18, 34, 81 y 130; sin embargo, la temperatura de fusión decrece bruscamente de 0°C (en el H_2O) a -86°C (en el H_2S), aunque luego hay un ascenso de -86°C a -49°C , pero todas son notablemente inferiores a las del agua.

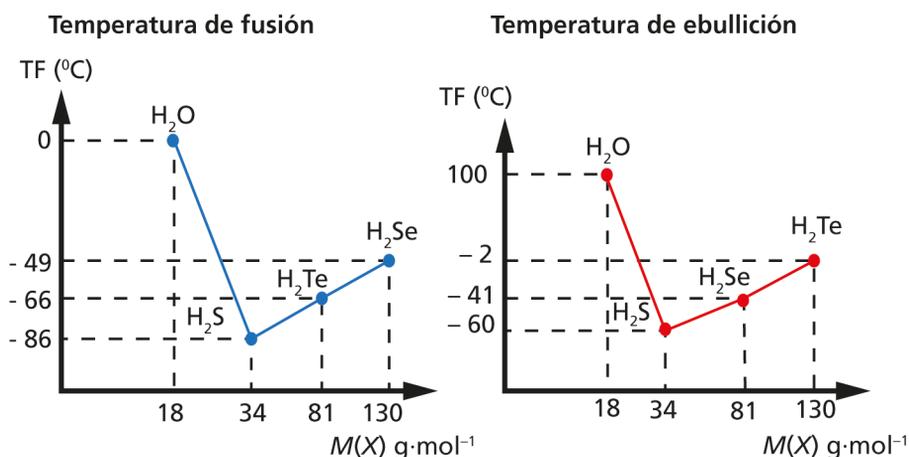


Fig. 2.2 Valores comparativos de $M(X)$ y temperaturas de fusión y ebullición de los hidruros del grupo VI A o 16



Reflexiona un instante

Si se estableciera la temperatura de fusión del agua a 101,325 kPa, de acuerdo con la ubicación del oxígeno en la tabla periódica, entonces resulta que debiera fundir a -100°C ; sin embargo, lo hace a 0°C , dato que resulta sorprendente.

Otro tanto sucede con la temperatura de ebullición: decrece de 100°C a -60°C , y de nuevo ocurre un incremento de -60°C a -2°C ; también marcadamente menores a la del agua, datos que refuerzan la tesis del comportamiento particular de esta sustancia, pues por el valor de su masa molar, en comparación con los demás compuestos binarios

hidrogenados del grupo VI A (16), el agua debiera hervir a $-80\text{ }^{\circ}\text{C}$. Esto corrobora que la temperatura de ebullición es relativamente alta.

- 5. Calor específico o capacidad calorífica específica:** es una magnitud física estudiada en grados anteriores, que indica en mayor o menor medida la dificultad que presenta una sustancia para experimentar cambios de temperatura cuando se suministra energía mediante calor. Veamos ejemplos de algunas sustancias comunes en nuestro entorno.

La figura 2.3 permite distinguir que el agua líquida tiene un calor específico de $4,185\text{ J}/(\text{g}\cdot^{\circ}\text{C})$, notablemente alto con respecto a un grupo de sustancias que nos resultan cotidianas o habituales; así, es aproximadamente tres veces mayor que el del etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$), y nueve veces mayor que el del hierro, por citar dos ejemplos. Es decir, que para elevar la temperatura a 1 g de agua en $1\text{ }^{\circ}\text{C}$, se requiere más energía mediante calor, que para las demás sustancias referidas en la figura.

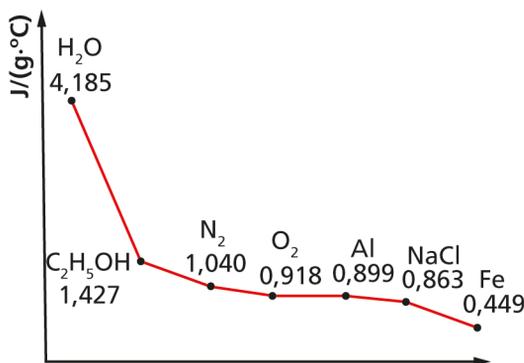


Fig. 2.3 Valores comparativos de calor específico de diferentes sustancias

Como el valor del calor específico o capacidad calorífica específica está dado para 1 g de sustancia, si este se refiere a 1 mol , entonces se denomina *capacidad calorífica molar*. Para el agua esta es: $4,185\text{ J}/(\text{g}\cdot^{\circ}\text{C}) \cdot 18\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 75,33\text{ J}/(\text{mol}\cdot^{\circ}\text{C})$, valor muy alto en comparación con otras sustancias, como las vistas en la figura 2.3.

- 6. Entalpía de vaporización molar:** se relaciona con la cantidad de energía mediante calor que requiere 1 mol de una sustancia líquida para pasar a estado de gas (vapor) a 100 kPa . Para el agua, esta tiene un valor de $40,7\text{ kJ}$ y se representa:



7. Entalpía de fusión molar: se relaciona con la cantidad de energía mediante calor que requiere 1 mol de una sustancia sólida para pasar a estado líquido a 100 kPa. Para el agua, este valor es 6,02 kJ y el proceso se representa por:



También estos valores son marcadamente altos cuando se comparan con un grupo de sustancias semejantes al agua. Tanto el calor específico y los valores de entalpía antes señalados, permiten explicar fenómenos tan cotidianos relacionados con procesos de calentamiento y enfriamiento del agua. Por ejemplo:

- a) Es ideal para cocinar muchos alimentos, porque transmite la energía mediante el calor con cierta uniformidad y constancia, modificando las propiedades originales de los alimentos, de modo que los hace más fácil de digerir. A la temperatura que hierve, destruye prácticamente todos los agentes causales de enfermedades que se encuentran en los alimentos crudos sin que se quemen.
- b) Una olla de aluminio se calienta rápidamente, mientras que el agua demora mucho más, aunque ambas hayan recibido prácticamente la misma cantidad de energía mediante calor, porque su calor específico es aproximadamente cinco veces mayor que la del aluminio.
- c) A pesar de la elevación de la temperatura media del planeta debido al cambio climático, en las zonas costeras el clima es más fresco y agradable que en el interior del país. Esto se debe a que 1 g de agua necesita para aumentar su temperatura 1 °C, mucha energía mediante calor (4,185 J), notablemente mucho más (9,5 veces) que la tierra seca, que posee menor calor específico 0,44 J/(g·°C). Por eso, el proceso de calentamiento y enfriamiento del agua se hace más lento que el de la tierra; por la noche cuando ella ha perdido la energía mediante calor recibida durante el día, el agua aún la conserva y la desprende lentamente, suavizando así las temperaturas del litoral. El momento más frío del día sucede, generalmente, una media hora antes del amanecer, cuando el agua y la tierra han irradiado todo el calor sin recibir ninguno del exterior que lo reemplace.
- d) La evaporación del sudor producido por las glándulas sudoríparas, constituye una contribución importante para la pérdida del calor corporal (aproximadamente el 30 %), para ello el agua contenida

en el sudor necesita absorber energía mediante calor, y la toma del cuerpo, el cual se enfría.

- e) El agua en nuestro país se utiliza en los sistemas de enfriamiento de los motores de combustión interna o de otros tipos. En los países fríos se mezcla con otras sustancias para evitar que se congele en los sistemas de calefacción.
- f) El agua es responsable de la gravedad que originan las quemaduras de la piel causadas por agua hirviendo o sus vapores. Es por eso que toda atención que se ponga durante la manipulación de agua caliente, siempre será poca.



Conoce un poco más

- Cuando llueve el olor a mojado que se percibe, es debido a que la velocidad de las gotas al caer sobre el suelo crea una nube de aerosoles que disuelven al "petricor", una mezcla de compuestos volátiles exudados por ciertas plantas durante períodos de sequías, esparciéndose por el aire, que junto al ozono (O_3) atmosférico y la geosmina imprimen ese aroma único y característico comúnmente llamado olor a lluvia o tierra mojada que nos cautiva desde pequeños.
- Las rositas de maíz se forman al tostarse y reventar por el calor los granos de maíz. Esto se debe a que estos granos contienen mucha humedad interior encerrada en una corteza gruesa e impermeable. A medida que el grano es calentado hasta cerca de los $175\text{ }^\circ\text{C}$, el agua dentro de este se convierte en vapor, generando explosiones internas que voltean al grano de maíz de adentro hacia fuera, produciendo un ruido y golpeteo característicos, junto con su inconfundible aroma.
- La estela que dejan los aviones se produce por las altas temperaturas que tienen los chorros de gases que estos desprenden, constituidos principalmente por aire húmedo, que luego se condensan al interactuar con los gases fríos de la atmósfera, formándose pequeñas gotas de agua y(o) sublimado de hielo que dejan un rastro visible suspendido en el espacio.

8. **Conductividad eléctrica:** el agua químicamente pura tiene una conductividad eléctrica relativamente baja, pero ese valor se incrementa significativamente cuando en ella se disuelve una pequeña masa de sustancia iónica, tal como el cloruro de sodio. Esta aseveración justifica la creencia popular de que el "agua mata" cuando se pone en contacto con la corriente eléctrica.
9. **Capilaridad:** esta propiedad se manifiesta en la tendencia del agua a subir por sí misma en contra de la fuerza de gravedad a través de un tubo capilar, propiedad aprovechada por las plantas para transportar

por los vasos capilares las sustancias nutritivas, desde las raíces hasta las hojas y frutos, muchas veces situados a decenas de metros de altura como ocurre con la Palma Real (figura 2.4).

Este mismo fenómeno lo vemos habitualmente cuando el agua sube por sí misma en el suelo, humedeciéndolo desde el manto freático o se eleva en las paredes a través de finos poros y orificios.

- 10. Tensión superficial:** esta propiedad se manifiesta en la superficie del agua líquida, hace que esta se comporte como una capa elástica muy fina, debido a que las moléculas de una gota de agua se mantienen unidas por fuerzas de cohesión, especialmente fuertes en la superficie.

Ella es responsable de cosas tan curiosas como que las pompas de jabón o las gotas de agua sean esféricas (figura 2.5), así como cuando se coloca cuidadosamente un objeto pequeño que normalmente se hundiría en el agua, este pueda permanecer suspendido en la superficie y flotar en ella, como ocurre con una aguja o una cuchilla de afeitar.

Si ponemos atención en la superficie de un estanque, por ejemplo, se podrá ver que sobre el agua se encuentran no pocos insectos, los cuales realizan la increíble hazaña de caminar sobre la superficie sin hundirse en el agua, tal como lo ejecuta el insecto llamado zapatero (*Guerris lacustris*) (figura 2.6).

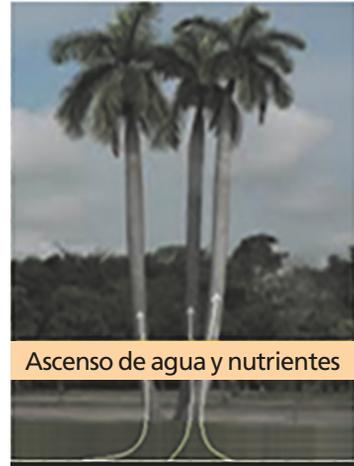


Fig. 2.4 Capilaridad del agua



Fig. 2.5 Gotas de agua provocadas por la tensión superficial



Fig. 2.6 Insecto sobre la superficie del agua

11. Densidad: la densidad del agua tiene un comportamiento particular, pues la mayoría de las sustancias se contraen cuando se congelan; sin embargo, ella es una de las pocas sustancias en el planeta que al congelarse aumenta de volumen, disminuyendo de este modo su densidad.

Obsérvese en la figura 2.7 que el agua en estado sólido, al aumentar la temperatura de $-10\text{ }^{\circ}\text{C}$ a $-5\text{ }^{\circ}\text{C}$, experimenta un ligero crecimiento de la densidad (de $0,9982\text{ g/mL}$ a $0,9993\text{ g/mL}$). Al seguir aumentado la temperatura hasta $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, la densidad disminuye bruscamente a $0,9170\text{ g/mL}$. Al continuar subiendo la temperatura de $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ hasta $4\text{ }^{\circ}\text{C}$, específicamente a $3,98\text{ }^{\circ}\text{C}$, alcanza su valor de máxima densidad de $1,0000\text{ g/mL}$. Con el consiguiente incremento de la temperatura hasta los $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, la densidad se reduce continuamente. Entonces, siempre el agua en forma de hielo (a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$) tendrá menor densidad que a cualquier temperatura en el estado líquido; en consecuencia, siempre flotará sobre la superficie del agua líquida.

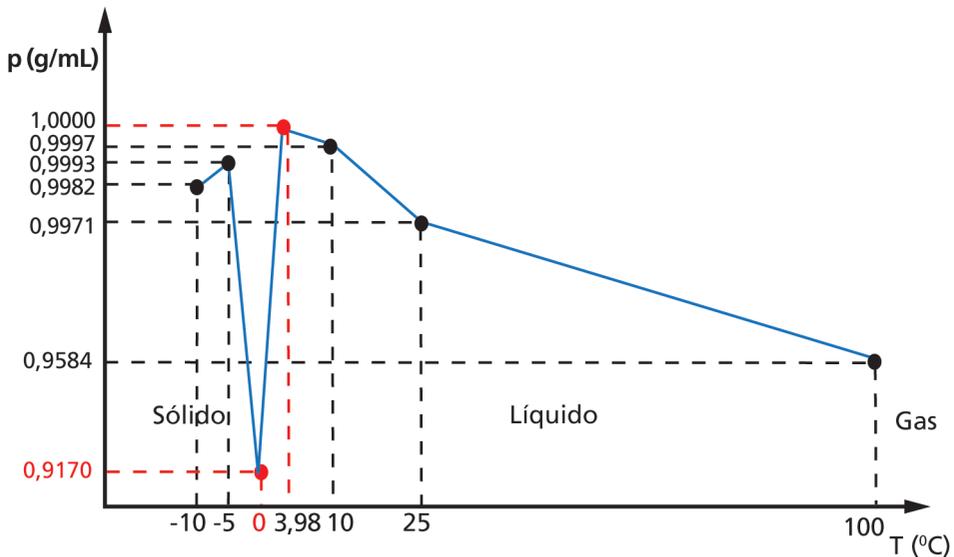


Fig. 2.7 Valores comparativos de densidad del agua a diferentes temperaturas

Esta disminución de la densidad en el hielo se debe a un aumento significativo del volumen del agua al congelarse; es lo que provoca que en los países fríos durante el invierno se puedan reventar las tuberías por donde ella fluye, y que el hielo atrapado en las grietas de las rocas provoque sus rupturas; fenómeno que junto a otras propiedades físicas del agua, ha moldeado el paisaje

del planeta en el transcurso de millones de años al desintegrar las rocas y pulverizar los suelos, dibujando y esculpiendo nuevos paisajes, como puede verse en la figura 2.8.

El agua se caracteriza por congelarse primero en la superficie y luego su entorno inmediato inferior. Gracias a esta asombrosa propiedad del agua, los ríos, lagos, océanos de las regiones polares de la Tierra nunca se congelan completamente, porque el hielo que flota en el agua siempre queda expuesto a los cambios de temperatura de la atmósfera, impide así que se congelen las aguas más profundas y protege la vida de estos ecosistemas (figura 2.9).



Fig. 2.8 Paisaje moldeado por la acción del agua



Fig. 2.9 Hielo flotando en un ecosistema

¿Por qué el hielo es menos denso que el agua?

Ya sabes que las propiedades de las sustancias tienen su causa en la estructura química, por eso te invitamos a estudiar en el próximo epígrafe la estructura química del agua para responder esta pregunta.



Conoce un poco más

- El agua es una de las pocas sustancias que al congelarse aumenta de volumen. También pasa con el ácido acético, galio, bismuto, antimonio y silicio, pero ella es la que en mayor porcentaje lo hace: un 9%. Esta es la razón por la cual cuando se pone a congelar agua en una vasija de cristal llena totalmente, se rompe bruscamente.
- La densidad del agua a 25 °C, con respecto al aire es aproximadamente 750 y con respecto a la Tierra 0,18.
- Antes, cuando no existían refrigeradores el agua se almacenaba en vasijas de barro para mantenerla más fresca, ya que el barro es permeable y deja pasar el agua poco a poco, hasta humedecer la vasija, produciéndose la evaporación con el consiguiente enfriamiento de esta. También aprovechamos el fenómeno de enfriamiento para refrescarnos cuando hace mucho calor

al mojarnos y ponernos al aire. Cuando se trapea el piso, el agua que se evapora lo enfría provocando una sensación de fresco.

- El hielo que sacamos del congelador tiene una temperatura de unos 20 °C bajo cero. Cuando lo tocamos, observamos que nuestros dedos suelen pegarse a él, esto se debe a que la escasa humedad que hay sobre la piel se congela instantáneamente cuando entra en contacto con el hielo y solo el agua líquida puede despegarlos.
- Comúnmente se cree que las gotas de agua tienen forma de lágrima y no es así. Inicialmente son esféricas, forma que mantienen mientras su diámetro sea menor que 2 mm. Cuando son más grandes y caen, la presión del aire las deforma adoptando una forma lagrimal.



Conéctate

Para saber más acerca de los mapas conceptuales y su utilidad para fijar los conocimientos te sugerimos que te conectes a:

<https://www.lucidchart.com/pages/es/como-crear-un-mapa-conceptual> y tomes como ejemplos los que aparecen en este libro de texto. Puedes buscar en otros sitios con el tema “Mapas conceptuales”.

Comprueba lo aprendido

- 2.1** Confecciona un mapa conceptual relacionado con las propiedades físicas del agua.
- 2.2** ¿A qué temperatura tendrá menor volumen una muestra de agua: a 0 °C o a 4 °C? Explica.
- 2.3** La nutrición de las plantas se produce cuando el agua transporta nutrientes desde la raíz hasta las hojas a lo largo de todo el organismo de la planta. ¿Qué propiedad física del agua explica este hecho? ¿Cómo se produce?
- 2.4** Argumenta la afirmación siguiente: el cuerpo humano controla la temperatura corporal mediante la sudoración, como un medio de refrigeración, así el sudor, que es un líquido transparente con elevado porcentaje de agua, es segregado por las glándulas sudoríparas de la piel, produciéndose la transpiración (evaporación del agua en el ser vivo).

2.5 Sobre la base de las propiedades físicas del agua, argumenta la siguiente afirmación: el agua puede ser considerada la mejor pintora y escultora de la naturaleza

Desafío

- 7.** Un grupo de educandos se reúne para hacer una fiesta, para ello necesitan enfriar los refrescos enlatados en el menor tiempo posible. El abuelo de Sandra sugiere que se le agregue sal (cloruro de sodio) al recipiente donde se encuentra el hielo troceado. Explica por qué el abuelo sugirió tal procedimiento.
- 8.** En el altiplano boliviano hay zonas que llegan a 4 000 m de altura sobre el nivel del mar. En esta región no es posible cocer un huevo como lo hacemos en Cuba. ¿A qué se debe esto?

Estructura química del agua

En el capítulo anterior aprendiste que el estudio de la estructura química de una sustancia incluye: su composición, tipo de partículas, el enlace químico, así como la disposición y orden que tienen estas al formar las sustancias.

La forma, la distribución espacial y la naturaleza de los átomos de hidrógeno y oxígeno que la componen, confieren a las moléculas de agua las propiedades excepcionales y diferentes a las de otras sustancias parecidas. Entonces, ¿cómo es su estructura química?

El agua es una sustancia compuesta, cuyas moléculas están formadas por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. Es el compuesto binario hidrogenado no metálico más importante que existe en la naturaleza. Su fórmula química es muy conocida: H₂O.



Hemos utilizado en la representación anterior las estructuras de Lewis para el hidrógeno y el oxígeno, tal como viste en Secundaria Básica. En el agua se representan los electrones enlazados con una rayita. Esta representación gráfica (figura 2.10), también llamada *diagrama de puntos y rayas*, muestra los electrones de la capa exterior (electrones de valencia) de los átomos y los pares de electrones que forman los enlaces entre los átomos de una molécula, además de los no compartidos que puedan existir.

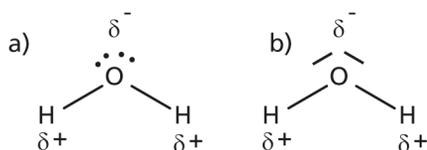


Fig. 2.10 Estructura química del agua.

Para el caso del agua, el oxígeno utiliza dos de sus electrones de valencia para unirse a dos átomos de hidrógeno y le quedan dos pares de electrones no compartidos. En la estructura de Lewis, los electrones de valencia no compartidos (los que no participan en los enlaces) se representan mediante un par de puntos (caso a), otros investigadores para simplificar la estructura usan una rayita (caso b), y la colocan alrededor de los átomos a los que pertenecen.

Se sabe, además, que en el enlace covalente O—H, los pares de electrones están desigualmente compartidos, debido a la diferencia de electronegatividad entre el oxígeno (3,5) y el hidrógeno (2,1), lo que le confiere polaridad al enlace. La existencia de enlaces covalente polares, unido al hecho de la forma geométrica no lineal (figura 2.11), provoca que la zona de la molécula donde se encuentra el átomo de oxígeno, tenga una ligera carga parcial negativa (δ^-), la otra zona de la molécula, donde están los átomos de hidrógeno, tiene, por lo tanto, una ligera carga parcial positiva (δ^+); en consecuencia, la molécula de agua se comporta como un dipolo, ya que tiene un extremo positivo y otro negativo.

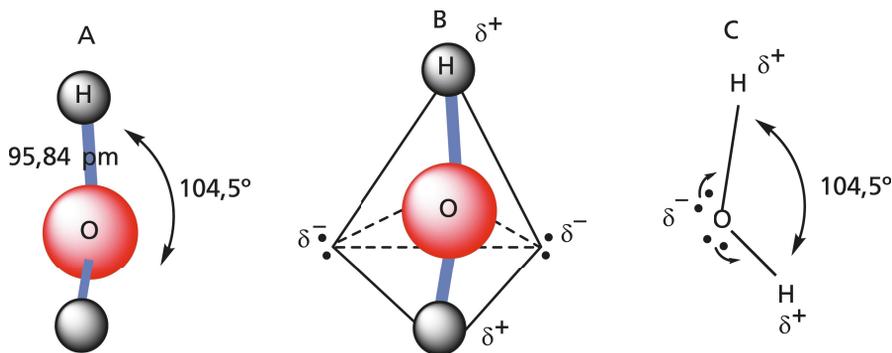


Fig. 2.11 Modelo de la molécula de agua

La figura 2.11-A representa el modelo de bolas y vástagos de la molécula de agua; en ella se observan dos enlaces de tipo covalente polar entre el átomo de oxígeno y cada uno de los átomos de hidrógeno, con una

La causa de este fenómeno radica en que la molécula de agua, relativamente pequeña, tiene gran polaridad, ya que el átomo de oxígeno es muy electronegativo, en consecuencia, atrae con mucha intensidad los electrones del enlace O—H de la propia molécula. A la vez, el átomo de hidrógeno con carga parcial positiva (δ^+), es atraído por los pares de electrones no compartidos de los átomos de oxígeno con carga parcial negativa (δ^-) de otras moléculas vecinas; entonces, se produce una asociación de moléculas de agua por *punto de hidrógeno*, llamada también *enlace por punto de hidrógeno*, tal como se observa en la figura 2.12.

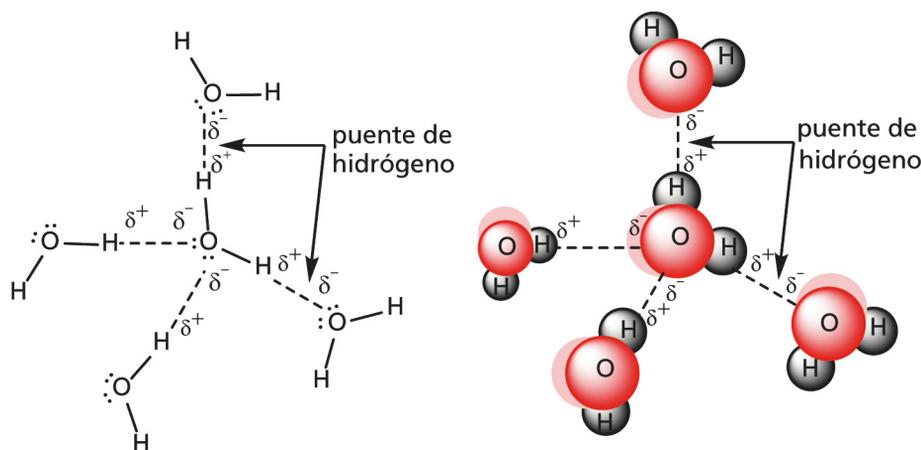


Fig. 2.12 Asociación por puente de hidrógeno en el agua

Importante

Asociación por puente de hidrógeno o enlace de hidrógeno: atracción electrostática intermolecular entre un átomo de hidrógeno parcialmente positivo de una molécula y el átomo de oxígeno parcialmente negativo de otra molécula.

Como resultado de esta atracción las moléculas se unen asociándose en grupos. Este tipo de unión es característico de las moléculas polares que tienen átomos de hidrógeno y átomos muy electronegativos como sucede también con las del amoníaco (NH_3) y las del fluoruro de hidrógeno (HF), que tienen en su composición al hidrógeno, unido a átomos pequeños de elevada electronegatividad y con electrones no compartidos, que también forman este tipo de asociación (figura 2.13)

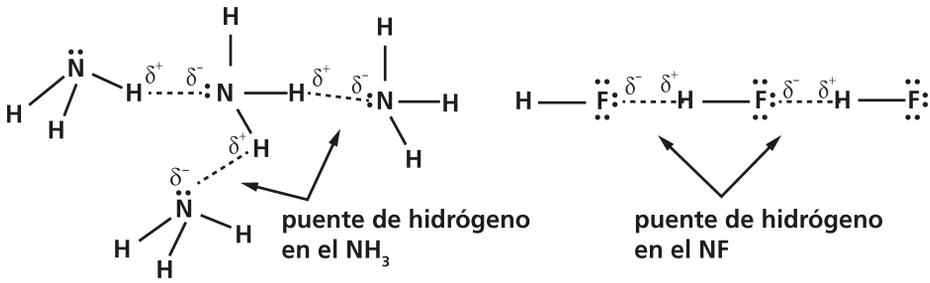


Fig. 2.13 Estructuras químicas de sustancias que también forman asociaciones por puente de hidrógeno

Estas asociaciones por puente de hidrógeno o enlace de hidrógeno, si bien su fortaleza es menor que la de otros enlaces químicos que conoces, es mucho más fuerte que otras fuerzas atractivas dipolo-dipolo que hay entre moléculas polares.

Respondamos ahora la pregunta formulada en el epígrafe anterior. ¿Por qué el hielo es menos denso que el agua? Ya se dijo que la baja densidad relativa del hielo respecto a la del agua, justifica que este flote en ella; sin embargo, hay que analizar la estructura química de ambos (agua e hielo) para comprender tan asombroso fenómeno.

Tanto en el agua líquida como en el hielo existen asociaciones por puente de hidrógeno. En el agua líquida las moléculas se desplazan continuamente y estas asociaciones se forman y rompen sistemáticamente; sin embargo, en el hielo, el movimiento de las moléculas se restringe a vibraciones constantes, lo que hace que ocupen posiciones prácticamente fijas. Asimismo, en el hielo, las asociaciones por puente de hidrógeno son más estables y contribuyen a la estructura tridimensional del cristal.

Múltiples investigaciones, utilizando los más avanzados medios, confirman que en el hielo, los cuatro átomos de oxígeno situados alrededor de uno dado, pertenecientes a otras tantas moléculas que se encuentran próximas, se ubican en los cuatro vértices de un tetraedro regular, lo que hace que el hielo forme multitud de cavidades de construcción hexagonal, igual que en un panal de abejas. Estas cavidades hexagonales hacen que el hielo se expanda, aumente su volumen (en un 9 %) y su densidad sea relativamente pequeña, de ahí que flote en agua líquida, en determinada proporción. Realmente lo que sobresale del agua es solo alrededor de 1/9 del hielo flotante (figura 2.14).

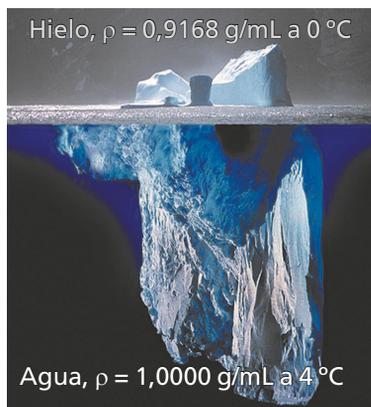


Fig. 2.14 Iceberg o témpano de hielo

Cambios estructurales durante la solidificación y fusión del agua

El hecho de que la densidad del agua líquida sea mayor que la del hielo, evidencia mayor masa en el líquido que en el hielo por unidad de volumen, esto indica también mayor número de moléculas de agua por unidad de volumen.

¿Cómo puede explicarse esto?

En la figura 2.15 se representan las transformaciones estructurales que ocurren en los cambios de estado de agregación del agua (de sólido a líquido y viceversa).

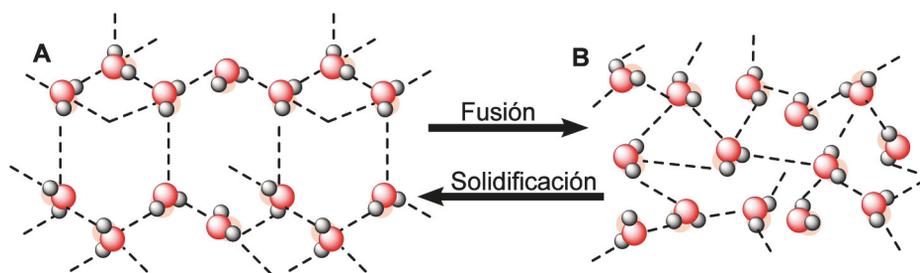


Fig. 2.15 Procesos de fusión y solidificación del agua

La estructura A muestra una cara del retículo espacial del hielo formado durante la solidificación del agua; los círculos rojos representan los átomos de oxígeno, cada uno está rodeado tetraédricamente por cuatro circulitos blanco-grisáceos, que corresponden a los átomos de hidrógeno, dos unidos al oxígeno por enlace covalente y dos formando parte de los puentes de hidrógeno, creando una estructura cristalina hexagonal, rígida y abierta, con mayor

espacio entre las moléculas que en el agua líquida, lo que conlleva un aumento del volumen y como la masa no varía, la densidad disminuye $\left(\rho_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{V(\text{H}_2\text{O})} \right)$.

En la estructura B, cuando el hielo se funde, algunos de los puentes de hidrógeno se rompen, al fragmentarse la estructura cristalina las moléculas dejan de ocupar posiciones fijas y se pueden acercar más unas a otras; como consecuencia disminuye el volumen y la densidad aumenta. Por eso la densidad del agua líquida es mayor que la del hielo.

La estructura cristalina hexagonal del hielo se puede observar con ayuda de microscopios electrónicos (figura 2.16) en los cristales helados de vasijas de vidrio, ventanas o en los copos de nieve (cristales de hielo formados al condensarse los vapores de agua en las capas superiores de la atmósfera, donde la temperatura es muy baja).

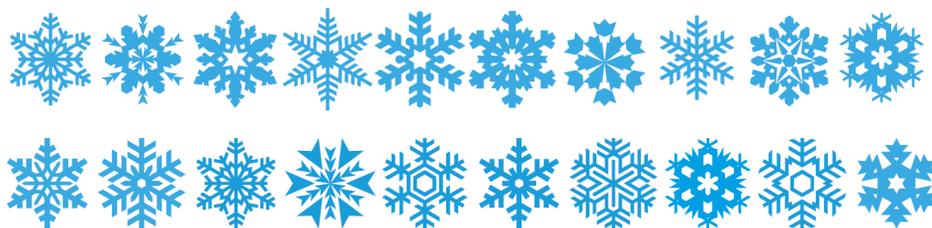


Fig. 2.16 Muestras de la estructura hexagonal del hielo (nieve)



Conoce un poco más

Cuando un jarro de aluminio es utilizado habitualmente para hacer hielo, este con el tiempo se “redondea” debido al proceso de dilatación del agua al congelarse, en el que las cavidades hexagonales que forman parte de la estructura rígida del hielo, confieren al fondo del jarro una forma convexa.



Comprueba lo aprendido

- 2.6** Relaciona los aspectos de ambas columnas en correspondencia con las características del agua.

Columna A

1. Densidad
2. Capilaridad
3. Oxígeno
4. Puente de hidrógeno
5. Estructura hexagonal
6. Termorreguladora

Columna B

- Polo negativo de la molécula
- Hace más agradable el clima costero
- Sube contra la gravedad en las plantas
- Causa de TE y TF particularmente altas
- Menor en el sólido que en el líquido
- Típica del hielo
- Polo positivo de la molécula

2.7 El agua es imprescindible para la vida: ¿verdadero o falso? Determina si son verdaderas o falsas las afirmaciones siguientes:

- a) Regula los valores de temperatura y humedad en los medios terrestres.
- b) Es el medio perfecto para que habiten muchos organismos.
- c) Es una sustancia formada por moléculas de alta polaridad.
- d) Contiene disueltas todas las sustancias que necesitan los seres vivos.
- e) Entre sus moléculas se presentan asociaciones por puente de hidrógeno.

2.8 Sopa de letras: busca las siete características del agua que se describen a continuación.

1. Geometría de la molécula.
2. Átomo que representa el polo positivo de la molécula.
3. Átomo que representa el polo negativo de la molécula.
4. Forma en que el agua adquiere su mayor densidad.
5. Solo existe el 4% del total en la naturaleza.
6. Propiedad que le permite ascender en contra de la gravedad.
7. Magnitud cuya diferencia permite la vida acuática.

A	C	I	R	C	U	O	A	R	H	A	A
N	P	A	D	O	I	C	O	N	I	L	U
G	R	I	L	Q	C	N	M	P	D	I	A
U	S	A	E	T	E	U	G	U	R	M	C
L	P	W	A	G	U	A	B	X	O	E	A
A	Y	L	I	N	E	A	L	O	O	N	T
R	Z	X	A	B	E	H	H	I	E	L	O
O	O	L	F	D	A	D	I	S	N	E	D
E	B	U	L	L	I	C	I	T	O	D	P
A	G	U	A	D	U	L	G	E	I	F	M
L	C	A	P	I	L	A	R	I	D	A	D
T	A	G	U	A	S	A	L	A	D	A	T

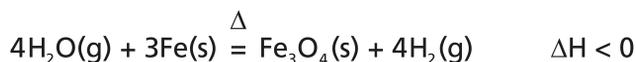
¿Sabías que...?

Durante la reacción del sodio con el agua el metal flota y se mueve rápidamente por la superficie del líquido, porque es menos denso que esta y, además, la energía liberada supera la entalpía de fusión molar del metal a 100 kPa, entonces el sodio fundido resbala sobre el agua.

- Los metales activos como el magnesio requieren de elevadas temperaturas y algunos como el hierro, zinc y aluminio no reaccionan tan fácilmente con el agua, pero pueden hacerlo a temperaturas mucho más elevadas y bajo ciertas condiciones, forman en vez del hidróxido, el óxido correspondiente y desprenden dihidrógeno, según el esquema de reacción química siguiente:

agua + metal activo → **óxido metálico + dihidrógeno**

Ejemplo: la reacción química del hierro incandescente (al rojo vivo) con vapores de agua.



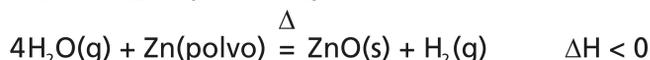
El suministro inicial de energía mediante calor se representa en la ecuación química por la letra griega mayúscula delta (Δ), sobre el signo igual, independientemente del balance energético final que se señala con el valor relativo de ΔH .



Conoce un poco más

La fórmula Fe_3O_4 no representa una sustancia pura, sino la mezcla de los óxidos FeO y Fe_2O_3 que se forman en esta reacción y que se conoce como magnetita. El mineral debe su nombre a la ciudad griega de Magnesia de Tesalia, en la actual Prefectura de Magnesia. Los nombres de los elementos químicos magnesio y manganeso derivan también del nombre de esta región.

- También la reacción química del zinc en polvo, mezclado con una pequeña cantidad de agua, sometida a la acción del calor, genera el óxido de zinc y dihidrógeno.



- La salazón es uno de los métodos más antiguos de desecación de pescados, carnes, frutas y vegetales para conservar, almacenar y mantener comestibles los alimentos durante largos periodos de tiempo, método que fue ampliamente utilizado hasta el invento del refrigerador en el siglo XIX. El efecto de la salazón es la deshidratación parcial de los alimentos, originado por la sal, evitando así que el agua acelere la putrefacción y descomposición de estos, a la vez que acentúa el sabor e inhibe la acción de bacterias perjudiciales para la salud.

Formación de hidratos

El agua puede combinarse con una determinada sustancia, generalmente una sal, para constituir una red cristalina en cuyo interior se encuentra el agua, formando sales hidratadas, también llamadas **hidratos**.

El agua de un hidrato se llama *agua de hidratación*, y más frecuentemente, agua de cristalización y su presencia en las sales es más común que su ausencia en sustancias de este tipo de uso corriente en los laboratorios.

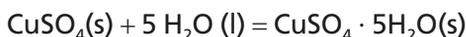
Algunos de los hidratos más comunes son:

- Sulfato de calcio dihidratado: $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
- Sulfato de cobre (II) pentahidratado: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
- Cloruro de cobalto (II) hexahidratado: $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
- Sulfato de níquel (II) heptahidratado: $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

Los hidratos se pueden considerar productos de la reacción química de la sal anhidra y el agua, según el siguiente esquema de reacción química:



Ejemplo:



Los hidratos presentan diferentes estructuras cristalinas en las que se puede apreciar la inserción de moléculas en el enrejado cristalino. En la figura 2.17 se observa que en el yeso ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), las dos moléculas de agua están unidas al catión $\text{Ca}^{2+}(\text{ac})$, dando lugar al catión $[\text{Ca}(\text{H}_2\text{O})_2]^{2+}(\text{ac})$, unido al anión $\text{SO}_4^{2-}(\text{ac})$. En los hidratos, el agua mantiene prácticamente invariable su estructura química

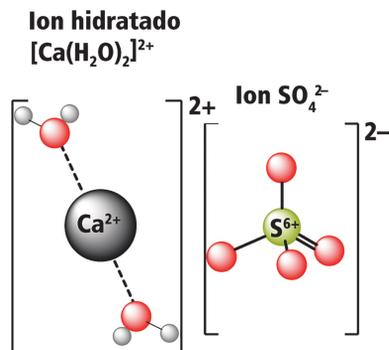


Fig. 2.17 Representación esquemática del $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

molecular al estar unida a la sal anhidra mediante enlace covalente y en ocasiones por puente de hidrógeno.

El agua de cristalización se puede eliminar cuando el hidrato es sometido a una alta temperatura, la red se rompe y deja escapar a la o las moléculas de agua (proceso de deshidratación) para formar una sal sin agua, llamada *sal anhidra*, la cual tiene diferente estructura química al hidrato que le da origen, lo que da lugar a cambios en algunas de sus propiedades. Una de estas, es el color, como puede observarse en la figura 2.18 que muestra como el CoCl_2 anhidro es de color azul, mientras que el $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ es de color violeta.



Fig. 2.18 Comparación del color de la sal anhidra y su hidrato

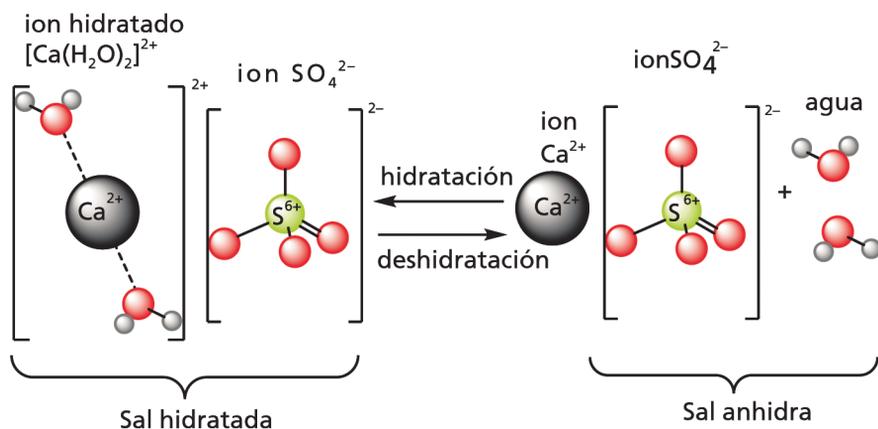


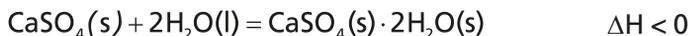
Fig 2.19 Representación esquemática del proceso de deshidratación e hidratación del yeso

En la figura 2.19 se representa un esquema del proceso de deshidratación e hidratación del yeso, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Proceso de deshidratación:



Proceso de hidratación:



Conoce un poco más

Cuando el yeso se somete a una temperatura de 150 °C se convierte en un polvo amorfo de color blanco: el yeso cocido, el cual amasado con agua se rehidrata de nuevo, desprendiendo calor y fraguándose de inmediato, formando una masa compacta, rígida e impermeable, constituida por pequeños cristales entrecruzados de $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Es por eso que tiene múltiples aplicaciones, por ejemplo, para repellar paredes, fabricar moldes, etcétera. En Ortopedia se emplea el enyesado para el tratamiento de fracturas al inmovilizar y mantener en una posición rígida el hueso roto o dañado.



Otro ejemplo de empleo común de los hidratos, lo constituye el cemento, mezcla formada principalmente por silicatos y aluminatos de calcio, la cual se calcina y se pulveriza industrialmente, adquiriendo la propiedad de fraguarse (endurecerse) al contacto con el agua, desprendiendo energía mediante calor. No es una reacción química simple, sino una serie de reacciones químicas complejas que duran alrededor de un mes.

El fraguado del cemento consiste ante todo en la hidratación de aluminato de calcio para dar el hidrato $\text{Ca}_3(\text{AlO}_3)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ y la subsiguiente transformación de este, para formar $\text{Ca}(\text{OH})_2$ el cual reacciona con el CO_2 del aire dando CaCO_3 . El $\text{Al}(\text{OH})_3$ formado en el proceso anterior, llena los pequeños espacios vacíos, haciendo la masa impermeable.

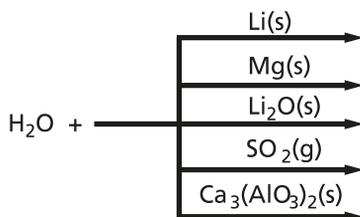
Comprueba lo aprendido

2.10 Representa en un mapa conceptual las propiedades químicas del agua.

2.11 Dada la representación de algunas propiedades químicas del agua en el esquema siguiente:

a) Escribe las ecuaciones de las reacciones químicas correspondientes.

b) Para cada caso de la propiedad química representada.



La capacidad del agua de producir iones en disolución no se reduce a su acción de disociar las sustancias iónicas, sino que también puede provocar la ionización de sustancias moleculares polares como los hidróxidos y compuestos binarios hidrogenados no metálicos, pues al mezclarse estas sustancias con el agua se producen *interacciones dipolo-dipolo* (figura 2.21). Como resultado de estas interacciones el protón, H^+ , se enlaza a la molécula de H_2O formando el ion hidronio $(H_3O)^+$ y el anión (ion negativo) hidratado. Por eso se dice que el agua es un disolvente ionizante.

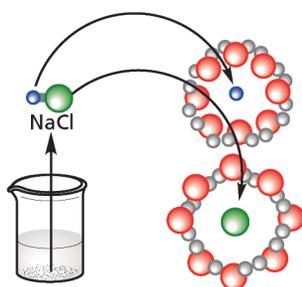
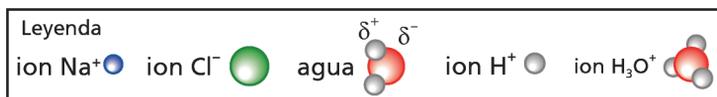


Fig. 2.20 Disociación del cristal iónico del NaCl en el proceso de disolución en agua

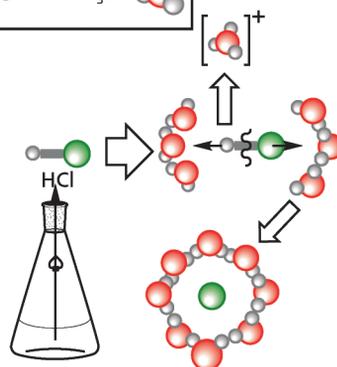


Fig. 2.21 Ionización del HCl en el proceso de disolución en agua

Este proceso se hace muy difícil para sustancias moleculares apolares como el H_2 , el O_2 , las grasas, los hidrocarburos y otros, debido a que la interacción de las moléculas polares del H_2O con las apolares de estas sustancias, no son lo suficientemente intensas para lograr la ionización total y la disolución.

Tanto la disociación de una sustancia iónica como la ionización de determinadas sustancias moleculares polares, por la acción del agua, dan como resultado disoluciones que contienen iones, y por tanto, son conductoras de la corriente eléctrica (electrólitos).

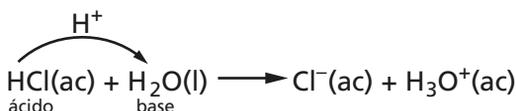
El agua tiene una propiedad muy singular, decisiva para explicar mejor aún la disociación electrolítica: su elevada constante dieléctrica. El agua es un dieléctrico como el aire, el vidrio, la cerámica, la goma, el papel, la madera seca, los aceites de uso industrial, etcétera.

Para cada sustancia existe una constante dieléctrica, representada por un número adimensional. En el caso del agua, es particularmente alta (82,0) con respecto a otras sustancias bien conocidas como el aire (1,00 aproximadamente), el poliestireno (2,25) y el papel (4,00).

¿Qué significa que la constante dieléctrica del agua sea 82?

Cuando sustancias como el NaCl se encuentran en el seno del agua, la fuerza de atracción electrostática entre los iones $\text{Na}^+(\text{ac})$ y $\text{Cl}^-(\text{ac})$ queda, aproximadamente, 82 veces debilitada con respecto a la fuerza de atracción de estos iones en el aire, lo cual contribuye significativamente a la separación de estos iones y a su alta movilidad en el seno del líquido.

Al analizar de nuevo la figura 2.21, el proceso de ionización descrito, se puede representar por:



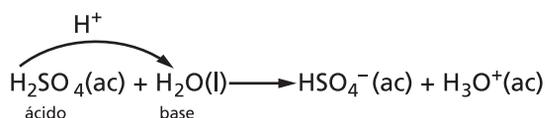
La flecha curva describe que ocurre el desplazamiento del protón H^+ , desde el HCl hasta la molécula de H_2O , produciéndose los iones hidratados (cloruro e hidronio). Esta explicación está en correspondencia con la teoría propuesta en 1923 por J. N. Brønsted y T. M. Lowry, los que ampliaron los conceptos ácido y base.

Importante

Ácido: donante de protones hidrógeno (H^+).

Base: aceptor de protones hidrógeno (H^+).

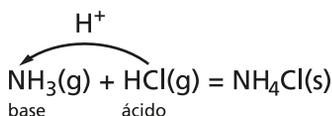
Esta hipótesis permitió ampliar la Teoría ácido-base de Arrhenius, la cual fue un paso trascendental en el conocimiento acerca de los ácidos y las bases; sin embargo, su definición de ácido y base, se restringía a sustancias en disolución y a la presencia de iones $\text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})$ y $\text{OH}^-(\text{ac})$. En el ejemplo anterior no queda dudas que el HCl actúa como ácido donando el H^+ al H_2O que actúa como base captando este. Veamos otro ejemplo:



Según esta teoría el agua se comporta como una base frente a los ácidos, pero al disolver otras sustancias como el amoníaco, el agua tiene un comportamiento diametralmente opuesto, veamos:



En el proceso directo, el agua actúa como ácido al ceder un protón H^+ al amoníaco que manifiesta su propiedad básica, mientras que en el proceso inverso, el ion NH_4^+ originado a partir del NH_3 , actúa como ácido al ceder un protón H^+ al ion OH^- para originar de nuevo agua en un proceso reversible, razón por la cual se representa con doble flecha, lo que no niega la Teoría ácido-base estudiada anteriormente, según la cual el NH_3 se comporta como base al aportar iones OH^- a la disolución. El comportamiento básico del amoníaco en su proceso de disolución en agua no es único, esta sustancia también actúa como base en la reacción química siguiente:



Algo de historia

Johannes Nicolaus Brønsted fue un químico y físico danés, profesor de Química Inorgánica y Física de la Universidad de Copenhague. En 1906 publicó su primera obra sobre la afinidad del electrón, pero sus trabajos más importantes fueron en el campo de la termodinámica. En 1923 anunció una teoría muy revolucionaria para la época como resultado de experimentos realizados con ácidos y bases en disolución, que desafiaba la definición clásica de ácidos y bases no relacionados, al crear un nuevo concepto: el de pares ácido-base conjugados, simultáneamente con el químico y físico inglés Thomas Lowry, profesor de Química de la Universidad de Cambridge.



J. N.
Brønsted
(1879-1947)



T. Lowry
(1874-1936)



Recuerda que...

En el estudio de los hidróxidos realizado en noveno grado aprendiste que ácidos son las sustancias que al disolverse en agua producen iones hidronio: $\text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})$, así como bases son las sustancias que al disolverse en agua producen iones hidróxido: $\text{OH}^-(\text{ac})$.

Si analizas nuevamente la Teoría ácido-base de Brønsted-Lowry, te darás cuenta que los conceptos ácido y base se amplían a un número mayor de sustancias, por ejemplo: el NH_3 tiene comportamiento básico aunque no aporte $\text{OH}^-(\text{ac})$, pues siempre puede captar protones (aspecto que profundizarás al estudiar la estructura química de este compuesto en el capítulo 4). Según esta teoría también puede ocurrir que una misma sustancia, se comporte como ácido en ocasiones y en otras como base, así ocurre con el H_2O .

El comportamiento anfótero del agua se explica por su estructura química, el enlace covalente polar $\text{O}-\text{H}$ permite que el oxígeno se quede con los electrones del enlace y esta pueda ceder el protón $\text{H}^+(\text{ac})$, pero además, los pares de electrones no compartidos del oxígeno del agua, posibilitan que esta pueda captar protones.

En la figura 2.22 se muestra cómo entre las moléculas de agua, unidas mediante asociaciones por puentes de hidrógeno (representados por una línea de puntos en el esquema), ocurre un proceso de autoprotólisis. El resultado de esta transferencia de protones es la formación de iones hidróxido, $\text{OH}^-(\text{ac})$ e iones hidronio, $\text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})$, ambos en igual cantidad, lo que está en correspondencia con la neutralidad del agua. Este proceso también es reversible, pues los iones $\text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})$ y $\text{OH}^-(\text{ac})$ tienden a unirse para formar nuevamente agua. De esta forma, el $\text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})$ cede un protón $\text{H}^+(\text{ac})$ al $\text{OH}^-(\text{ac})$, regenerando las moléculas de agua.

El proceso directo, en realidad ocurre en poca extensión, es por eso que la presencia de iones $\text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})$ y $\text{OH}^-(\text{ac})$ en el agua pura es muy baja y prácticamente no conduce la corriente eléctrica.

Lo explicado hasta aquí justifica que el agua sea un magnífico disolvente ionizante, pero no debes confundir los procesos de disolución (que profundizarás en el epígrafe 2.2) con las reacciones químicas en las que esta participa, pues aunque en los procesos de disociación e ionización que provoca el agua como disolvente, se producen cambios estructurales (ruptura de enlaces), estos no dan origen a nuevas sustancias, ya que al eliminar el agua (el disolvente) por métodos físicos como la vaporización, aparece la misma sustancia que inicialmente se disolvió (el soluto).

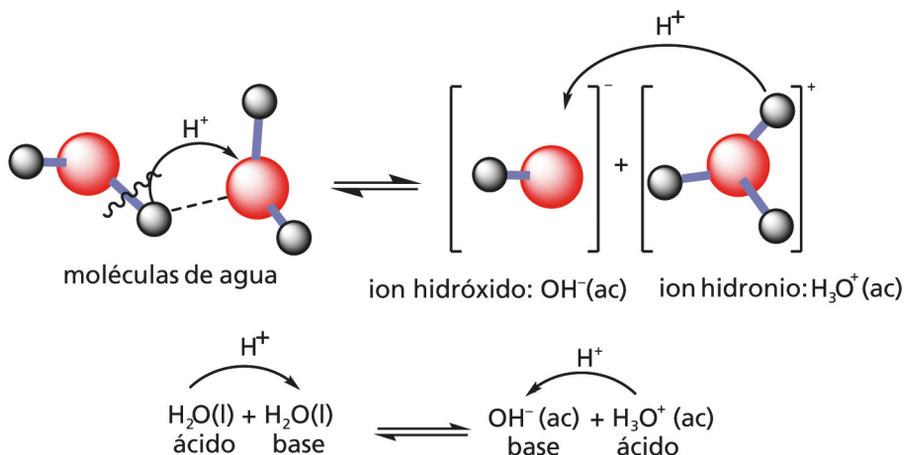


Fig. 2.22 Representación esquemática del proceso de autoprotólisis del agua

En las reacciones químicas del agua, tratadas al inicio de este epígrafe, los cambios estructurales que se producen son tan intensos que originan nuevas sustancias.

Comprueba lo aprendido

2.13 Básate en la estructura química del agua y en la Teoría de Brønsted-Lowry y explica por qué si el agua como sustancia pura es neutra, puede actuar como un ácido o como una base.

2.14 En las siguientes representaciones, indica con una flecha curva la transferencia de protones. Señala en cada caso si el agua actúa como ácido o como base.



2.15 El agua es un magnífico disolvente ionizante. Indica en cuál de las siguientes sustancias ella provoca la ionización y en cuál la disociación iónica. Representa cada proceso mediante un esquema de transformación.

a) bromuro de potasio

b) bromuro de hidrógeno

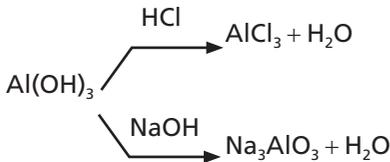
2.16 Dadas las siguientes sustancias:

- | | |
|-------------------------|-------------------------|
| A) dibromo | D) óxido de sodio |
| B) sulfuro de hidrógeno | E) trióxido de azufre |
| C) bromuro de sodio | F) hidróxido de potasio |

- a) ¿Cuáles de las sustancias anteriores al disolverse o reaccionar con el agua forman disoluciones conductoras de la corriente eléctrica? Explica tu respuesta.
- b) Indica en qué caso se produce un proceso de disolución y en cuál un proceso de reacción química.

Desafío

11. Dado el siguiente esquema de transformaciones, responde:



- a) Escribe las ecuaciones químicas de las reacciones representadas.
- b) ¿Qué propiedad del hidróxido de aluminio se representa?

Principales procesos químicos y naturales donde se forma agua

Se puede afirmar que el agua que existe en el universo se obtuvo como resultado de la formación de muchas estrellas, proceso que causó un fuerte flujo de gases y polvo cósmico en condiciones muy severas, en las que reaccionaron dihidrógeno y dióxígeno, formándose vapor de agua. Así, esta "nueva sustancia" recorrió un largo camino hasta alcanzar la cima y convertirse en la más asombrosa y sorprendente, no solo del planeta sino de todo el universo.

El agua es una sustancia producto en un gran número de reacciones químicas, de las cuales se pueden mencionar: reacciones de combustión, de neutralización, descomposición térmica de hidróxidos metálicos, entre otras. Sin embargo, como la mayor cantidad de agua que existe en el planeta ya fue obtenida hace millones de años, estas reacciones químicas no se utilizan como métodos de obtención. Es útil recordar cómo ella se "regenera" constantemente en el ciclo del agua en la naturaleza. Este puede considerarse

un “método natural” de purificación de agua aunque sabemos que al llegar a tierra ya no es químicamente pura.



Recuerda que...

En Geografía, Secundaria Básica, estudiaste el ciclo del agua en la naturaleza. En él, las grandes masas de agua de los océanos, lagos, ríos y otras fuentes, constantemente manifiestan una secuencia de fenómenos por medio de los cuales el agua pasa de la superficie terrestre en forma de vapor, a la atmósfera y luego regresa en estado líquido y (o) sólido. Este fenómeno se conoce también con el nombre *ciclo hidrológico*.

Sin embargo, este ciclo natural corre el riesgo de ser alterado drásticamente por la actividad agrícola e industrial incontrolada de los seres humanos, cuestión que preocupa y ocupa a muchas personas de ciencia y estadistas del mundo.

Sistematizando

A modo de resumen te presentamos un mapa conceptual (figura 2.23).

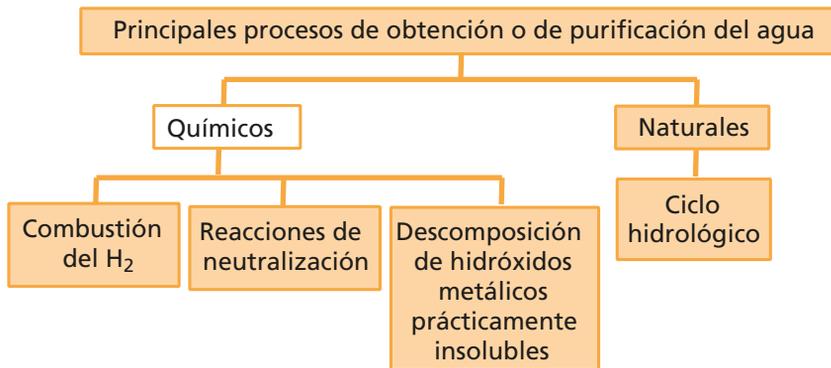


Fig. 2.23 Algunas formas de obtener o purificar agua



Conéctate

Para conocer más de procesos tales como el escurrimiento, la infiltración y la humedad, te sugerimos que consultes el tema en:

https://www.fao.org/docs/FAO_Formación/General o en otro sitio activando el tema. ¡No te lo pierdas!

El suministro de agua potable es un problema que ha preocupado y ocupado al ser humano desde la Antigüedad. Ya en el Imperio romano, hace alrededor de 2 500 años, se construían acueductos para asegurar el suministro local; actualmente se reconoce el acceso al agua potable y saneamiento como derecho humano esencial.

Cualquier asentamiento humano, por pequeño que sea, necesita de un suministro constante de agua que satisfaga sus necesidades vitales. Las primeras civilizaciones para resolver esta exigencia se establecieron en las proximidades de ríos y manantiales, otras más alejadas aprendieron a excavar pozos, construir aljibes para recoger el agua de lluvia, depósitos subterráneos que mantienen al agua fresca y sin luz, lo que favorecería el desarrollo de algas. Otros pueblos aprendieron a hacer vasijas para su recolección; ejemplo de ello es Camagüey, que ante las sequías, en la época de la colonización española utilizaban tinajones (figura 2.24) para almacenar el agua de lluvia por tiempos prolongados, tradición que hoy se trata de rescatar ante los desafíos del cambio climático, pues se están produciendo periodos de sequía con la consiguiente afectación del abasto de agua a la población y la disminución de los rendimientos agrícolas.



Fig. 2.24 Tinajones para la recolección de agua de lluvia

¿Sabías que...?

- El agua de los mares contiene 3,5 % de sales disueltas en ella, de las cuales el 80 % es cloruro de sodio. El agua salada no se debe beber en grandes cantidades porque provoca deshidratación, es decir, el organismo termina

eliminando mucha más agua de la que consume, al tratar de separar el exceso de sales contenida en ella.

- La desalinización se realiza en plantas industriales desalinizadoras para el tratamiento del agua de mar y de otras fuentes, proceso que genera sustancias contaminantes perjudiciales para la flora y la fauna; además, del enorme gasto de consumo eléctrico, de insumos y de otra naturaleza; de ahí la necesidad de su ahorro constante.

Ya conoces de noveno grado que existen dos tipos de dureza del agua.

Tipos de dureza	Iones que la provocan
Dureza temporal	$\text{Ca}^{2+}(\text{ac})$, $\text{Mg}^{2+}(\text{ac})$, $\text{Fe}^{2+}(\text{ac})$ asociados al anión $\text{HCO}_3^-(\text{ac})$.
Dureza permanente	$\text{Ca}^{2+}(\text{ac})$, $\text{Mg}^{2+}(\text{ac})$, $\text{Fe}^{2+}(\text{ac})$ asociados principalmente a los aniones $\text{SO}_4^{2-}(\text{ac})$, $\text{NO}_3^-(\text{ac})$ y $\text{Cl}^-(\text{ac})$.

También estudiaste los inconvenientes que ocasiona la dureza del agua para la industria y el hogar: un ejemplo en la industria es que afecta seriamente las calderas o intercambiadores de calor por calentamiento continuo, formándose incrustaciones de sales que tupen las tuberías e interrumpen el intercambio térmico; en el hogar crean dificultades a la hora de lavar, producen incrustaciones que tupen cañerías al formar costras insolubles (figura 2.25).

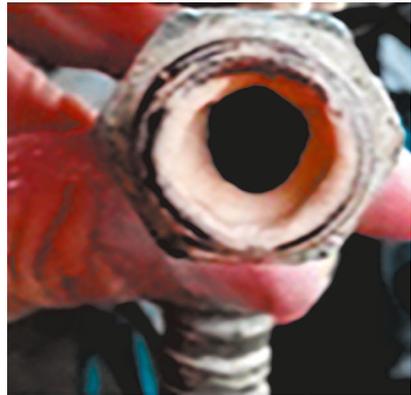


Fig. 2.25 Tupición provocada por el uso continuado de agua dura

¿? ¿Sabías que...?

Los tejidos blancos que se lavan con jabón se tornan amarillentos con el tiempo, ya que el jabón forma con los iones calcio del agua dura, el estearato de calcio prácticamente insoluble y de color amarillo, que también es responsable de las incrustaciones indeseables en los baños.

En Cuba, la mayor parte de las rocas son calizas, es decir, formadas principalmente por CaCO_3 , en consecuencia, las aguas subterráneas contienen

pequeñas cantidades de los iones $\text{Ca}^{2+}(\text{ac})$ y $\text{Mg}^{2+}(\text{ac})$ acompañados de los iones $\text{HCO}_3^-(\text{ac})$, por lo que abundan las aguas con dureza temporal, responsable en muchos casos de los cálculos renales.

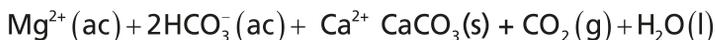
¿Cómo eliminar la dureza del agua?

Las operaciones de eliminación de dureza se denominan ablandamiento o suavizado de aguas. Un modo muy eficaz para eliminar la dureza temporal del agua consiste en hervirla, en este proceso los hidrogenocarbonatos, $\text{HCO}_3^-(\text{ac})$, que son solubles, se transforman en carbonatos, $\text{CO}_3^{2-}(\text{ac})$, insolubles, que se pueden separar luego por filtración.



La dureza permanente no se elimina al hervir el agua porque los sulfatos, $\text{SO}_4^{2-}(\text{ac})$, nitratos, $\text{NO}_3^-(\text{ac})$ y cloruros, $\text{Cl}^-(\text{ac})$ son más solubles en el agua según sube la temperatura, hasta cierto valor. Sin embargo, se puede destilar, pero desde el punto de vista económico este método es ineficiente, sobre todo en la industria, por el gasto de energía que conlleva.

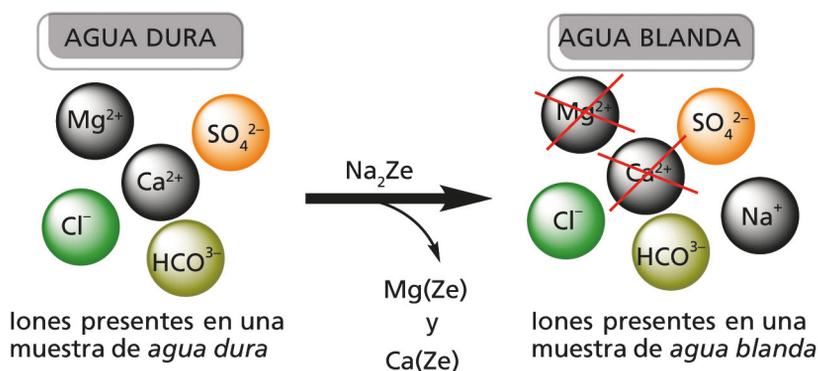
Puede emplearse otro método de ablandamiento que consiste en añadir sustancias que provoquen la precipitación de los iones calcio y magnesio como carbonatos o como hidróxidos. Uno de los reactivos empleados es la lechada de cal, $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Las ecuaciones iónicas son:



Como puedes apreciar, las dos primeras ecuaciones químicas corresponden a las reacciones químicas de hidrogenocarbonatos de calcio y de magnesio que provocan dureza temporal; la tercera, al sulfato de magnesio, propio de la dureza permanente, por lo que con este método se pueden eliminar ambos tipos de dureza a temperatura ambiente.

Otro proceso para la eliminación de la dureza del agua es mediante *resinas de intercambio iónico*, proceso mediante el cual se sustituyen los iones indeseables disueltos en el agua por otros iones. Lo más común es utilizar

aquellas que intercambian los iones $\text{Ca}^{2+}(\text{ac})$ y $\text{Mg}^{2+}(\text{ac})$ presentes en el agua, por iones $\text{Na}^+(\text{ac})$ o por iones $\text{H}^+(\text{ac})$. Por ejemplo, las zeolitas (Ze), minerales arcillosos, son intercambiadores catiónicos que contienen $\text{Na}^+(\text{ac})$ y lo intercambian con los cationes $\text{Ca}^{2+}(\text{ac})$ y $\text{Mg}^{2+}(\text{ac})$ de las aguas duras, de esta forma eliminan su dureza, como se aprecia en el esquema de la figura 2.26.



Na_2Ze : zeolita de sodio, $\text{Mg}(\text{Ze})$ y $\text{Ca}(\text{Ze})$: zeolitas de magnesio y calcio.

Fig. 2.26 Tratamiento del agua dura con zeolita

En el esquema, los cloruros, hidrogenocarbonatos y sulfatos de calcio y magnesio pasan a través del intercambiador catiónico de zeolita de sodio, $\text{Na}_2(\text{Ze})$; esta se transforma en zeolita de calcio y magnesio, $\text{Ca}(\text{Ze})$ y $\text{Mg}(\text{Ze})$ a medida que va pasando el agua dura a través de ella, y se obtiene el agua blanda, libre de iones $\text{Ca}^{2+}(\text{ac})$ y $\text{Mg}^{2+}(\text{ac})$ que fueron retenidos por la zeolita.

En todos estos métodos de eliminación de la dureza del agua, se obtiene un tipo de agua que se denomina *agua tratada*.

Recuerda que...

En grados anteriores estudiaste la destilación como método de separación del componente líquido de una mezcla en la que hay una o más sustancias disueltas. El agua dura es uno de estos casos, donde algunas de las sustancias disueltas son las sales de Ca^{2+} y Mg^{2+} que provocan su dureza.

En los laboratorios y en la industria farmacéutica se elimina la dureza del agua por el método de la destilación: vaporización del agua y luego condensación del vapor por intercambio térmico, de esta forma se obtiene el agua destilada, como la utilizada para inyecciones.

El agua natural que más se acerca en pureza a la destilada es la de lluvia, pero a su paso por las capas de la atmósfera disuelve gases del aire y arrastra polvo atmosférico, por lo que también contiene iones disueltos y partículas en suspensión, aunque en menor proporción que cualquier otro tipo de agua natural.



Conoce un poco más

Las aguas duras no ablandan frijoles, chícharos, garbanzos, etc., porque los iones CO_3^{2-} disueltos en ella se combinan con la legúmina, una proteína vegetal presente en las leguminosas, obteniéndose un compuesto que no se ablanda por la acción del calor. Esta es la razón por la cual se prefiere el agua de lluvia u otra agua blanda.

Comprueba lo aprendido

2.19 Acerca de los métodos de eliminación de la dureza del agua responde:

- a) ¿Cuáles aprendiste?
- b) ¿Qué tipo de dureza se puede eliminar con cada uno?
- c) ¿Cuáles son menos empleados en la industria? ¿Por qué?

2.20 Se tienen seis frascos lavadores (figura 2.27) con agua en diferentes condiciones:

Completa el cuadro situando las letras del o los recipientes correspondientes, según la manera en que consideres debe utilizarse para cada acción.



Fig. 2.27 Diferentes muestras de agua

Acción	Mejor	Posible	Nunca
Beber y cocinar			
Lavar			
Demostrar conductividad eléctrica			

**Recuerda que...**

El medio ambiente es el conjunto de componentes físicos, químicos, biológicos, sociales, económicos, culturales y de otra índole, existentes en un lugar y en un momento determinado, que influyen en la vida del ser humano y en las generaciones futuras.

La contaminación de las aguas es consecuencia inmediata de la industrialización y tecnificación de la vida. Durante mucho tiempo la propia naturaleza se encargó de purificar las aguas, pero con el crecimiento de la población, la urbanización, el desarrollo de la agricultura y la industria, los procesos naturales de purificación dejaron de ser lo suficientemente efectivos. Por ello es que la contaminación de las aguas de mares, ríos, lagos y lagunas, ha sido objeto de especial atención de científicos, estadistas, medioambientalistas y distintas organizaciones mundiales, debido a las serias consecuencias que tiene para la vida, la salud y el bienestar humano, la flora y la fauna en el planeta.

En el agua natural pueden encontrarse en determinadas proporciones, sustancias tanto inorgánicas como orgánicas que no resultan perjudiciales para la salud de los seres humanos, los animales y las plantas. Sin embargo, existe un conjunto de sustancias y materiales residuales que son agentes contaminantes, porque provocan un cambio en la calidad de las aguas naturales y las pueden convertir en sustancias perjudiciales para el medio ambiente.

Las aguas contaminadas con frecuencia cambian su color, sabor y olor, aunque no siempre una simple inspección permite determinar si está contaminada o no. Muchos contaminantes del agua solo pueden ser detectados por procedimientos químicos.

Según la Organización Mundial de la Salud (OMS), el agua está contaminada cuando se ha alterado su composición de modo que no reúne las condiciones necesarias para ser utilizada beneficiosamente en el consumo de los seres humanos, los animales y las plantas.

Para conocer un poco más acerca de la cultura jurídica en nuestro país, es bueno que sepas que se ha implementado un sistema de normas y leyes encaminadas a la prevención y reducción de la contaminación del agua y al fomento de la cultura de uso racional. Entre ellas se destacan:

- Constitución de la República (Artículo 76). Establece que todas las personas tienen derecho al agua. El Estado crea las condiciones para garantizar el acceso al agua potable y a su saneamiento, con la debida retribución y uso racional.



Conoce un poco más

En el norte del océano Pacífico se ha formado un nuevo "continente" de basura llamado *El Gran Parche de Basura del Pacífico Norte*. Es una enorme masa de basura situada entre Japón, Hawai, Alaska y California, compuesto principalmente por plástico y poliestireno, que arrojado, tanto en tierra como en ríos, lagos, etc., son llevados al mar y luego impulsados por las corrientes marinas a mar abierto. Este "continente" ya sobrepasa 1 000 000 km², doce veces más grande que Cuba, con un espesor que sobrepasa los 100 m de profundidad y más de 100 millones de toneladas de desechos plásticos, con tremendo impacto medioambiental.



2. *Los desechos orgánicos producidos por los seres vivos (humanos, ganados y otros)*: se incluyen las heces y otras sustancias que pueden ser descompuestas por microorganismos aeróbicos, en los cuales se consume mucho del dióxigeno disuelto en el agua, lo que afecta a los peces y otros seres vivos que necesitan del vital gas.



Conéctate

El Gran Parche de Basura del Pacífico Norte es un fenómeno de contaminación muy serio. Te sugerimos que consultes el tema "Desechos marinos situados en el océano Pacífico Norte" en: https://es.wikipedia.org/wiki/Gran_mancha_de_basura_en_el_Pacífico. ¡No te lo pierdas!

Otros residuos orgánicos considerados como desechos peligrosos, son algunos de los despojos biológicos producidos en hospitales, centros médicos, laboratorios, etc., los cuales pueden producir enfermedades infecciosas.

El petróleo es uno de los principales contaminantes orgánicos de océanos y mares; produce las llamadas *mareas negras*.



Conoce un poco más

Marea negra es el vertido de hidrocarburo que se produce debido a un accidente o práctica inadecuada, que contamina el medio ambiente, especialmente el mar. Estos derrames afectan todo el ecosistema lo cual perjudica

catastróficamente la fauna y la pesca, así como a las costas con efectos que pueden llegar a ser muy persistentes en el tiempo. Los principales hitos de mareas negras en el presente siglo son: en el 2002, derrame por el buque Prestige frente a las costas gallegas lo que provocó grave catástrofe económica y medioambiental; en 2010 se produjo la explosión y el incendio de la plataforma petrolífera Deepwater Horizon provocando un derrame de petróleo incontrolado en el golfo de México que causó enormes daños medioambientales de complicada y lenta recuperación.



3. *Microorganismos*: constituidos por bacterias, algas, hongos, virus, etcétera, transmisores de enfermedades (cólera, fiebre tifoidea, disentería y hepatitis, entre otras). Su principal fuente es el vertimiento en ríos, mares y lagos de desechos no tratados, como las heces y otros restos orgánicos que producen seres vivos infectados.
4. *Nutrientes de plantas*: presentes en fertilizantes que estimulan el crecimiento de las plantas, nutrientes que llegan a lagos, lagunas y ríos por medio de la lluvia o aguas de regadíos facilitando el crecimiento desmedido de las plantas acuáticas; ello provoca un enturbiamiento que impide que la luz penetre hasta el fondo del ecosistema, lo que hace que estas se descompongan y agoten el dióxígeno disuelto en el agua y producen olores desagradables
5. *Pesticidas*: fumigados en los campos, son arrastrados por la lluvia y aguas de regadíos hacia ríos, mares y lagos formando parte de la cadena alimentaria, causan daños en animales y seres humanos. De igual forma pueden modificar el equilibrio ecológico por destrucción de numerosas especies útiles que, a su vez, controlan otras especies perjudiciales. Uno de los pesticidas orgánicos más conocidos y peligrosos es el DDT (dicloro-difenil-tricloroetano), cuyo uso indiscriminado ha sido prohibido en distintos países.
6. *Desechos metálicos*: de forma similar al resto de los agentes contaminantes, dañan el agua, específicamente en el mar afectan los ecosistemas acuáticos: algas, ostras y peces de consumo humano y animal, influyendo negativamente en su crecimiento, reproducción e incluso pueden convertirse en letales. Generalmente llegan al ser humano y diferentes animales

por medio de la cadena alimentaria establecida entre las distintas especies del ecosistema en relación con su nutrición o por manipulación directa de sus compuestos.

7. **Desechos radiactivos:** peligrosos para los organismos vivos, incluso en pequeñas dosis. Por encima de determinados niveles de radiactividad existe un alto riesgo de contraer leucemia y otros tipos de cáncer, además de provocar malformaciones congénitas que perduran de una generación a otra. Es por eso que se recomienda enterrarlos a gran profundidad y en rocas que impidan el paso de las radiaciones. Tampoco se deben verter en el mar como ha ocurrido en varias ocasiones, con las consiguientes afectaciones a la sociedad.



Conéctate

En los últimos 60 años en el mundo se han producido alrededor de treinta accidentes civiles nucleares. Busca información sobre los dos que se consideran más graves internacionalmente. Te sugerimos que busques on line en: es.wikipedia.org/wiki/Anexo:Accidentes_nucleares_civiles u otro sitio que te interese.

Métodos de descontaminación y purificación de las aguas

Una gran parte del agua que nos proporciona en sus distintas formas la naturaleza, no reúne los requisitos para ser consumida de forma directa por el ser humano debido a la contaminación que contiene. Para lograr la calidad satisfactoria en el agua, y que esta sea potable, se utilizan métodos de descontaminación u otros procesos de purificación que se representan en la figura 2.30.



Fig. 2.30 Principales procesos de descontaminación

probado y reconocido por la Organización Mundial de la Salud (OMS). Cuba reúne las condiciones climáticas necesarias para hacer del método Sodis una cultura de tratamiento de agua en el hogar con el consiguiente ahorro de energía.



Fig. 2.32 Método Sodis de descontaminación bacteriológica del agua

¿Cómo puedes emplear el método Sodis?

- a) Lava bien la botella plástica (o de vidrio) que será sometida a la acción del sol.
 - b) Llena con agua $\frac{3}{4}$ partes de la botella y agítala durante unos 20 s para oxigenar el contenido.
 - c) Rellena de agua la botella, de manera que prácticamente no quede aire en su interior y tápala.
 - d) Expón al sol, evitando toda sombra, por lo menos seis horas, así obtendrás agua desinfectada de agentes biológicos patógenos.
 - e) Importante: las botellas verdes o azuladas no sirven para esta técnica.
 - f) El único inconveniente que tiene este método es que el agua se debe utilizar en un tiempo relativamente corto, de lo contrario los microorganismos se vuelven a reproducir.
3. Oxidación química: descontaminación que se realiza mediante la inyección de oxidantes fuertes como peróxido de hidrógeno (H_2O_2), ozono (O_3) o permanganato de potasio ($KMnO_4$), generadores de dióxígeno enriquecedor de aguas. Uno de los más



Fig. 2.33 Hipoclorito de sodio al 1 %

conocidos es el tratamiento con hipoclorito de sodio (NaClO) al 1 % (figura 2.33), esta sal es un desinfectante con fuerte propiedad oxidante y relativamente económico. Es generalmente considerado un oxidante fuerte no selectivo y altamente destructivo, tal como se representa en la figura 2.34.

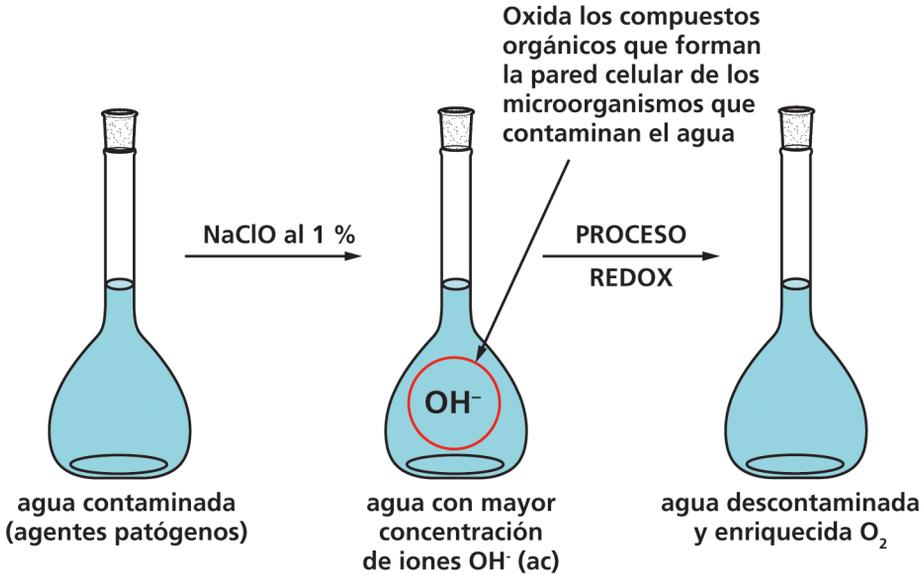


Fig. 2.34 Descontaminación bacteriológica del agua con hipoclorito de sodio

En el hogar, una forma sencilla y eficaz de dar retratamiento al agua del acueducto o de otras fuentes confiables, se hace añadiendo 3 gotas de hipoclorito de sodio al 1 % por cada litro de agua que se va a tratar. Se evita así la contaminación bacteriana, sin embargo, no elimina los productos tóxicos que pudiera contener.

Para preparar el hipoclorito, que el Estado cubano garantiza en la red de farmacias del país, se utiliza lejía de cloro (NaClO del seis al diez por ciento) añadiendo agua hasta obtener la disolución requerida al 1 %. Por ejemplo, por cada galón (3,79 L) de lejía al 6 %, se necesitan aproximadamente 19 L de agua para producir 22,79 L de disolución al 1 %, que habilita 455 frascos de 50 mL cada uno, con 1 000 gotas, con las que se podrían tratar 333,3 L de agua.

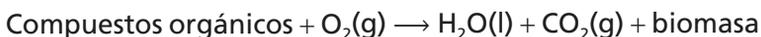
4. **Oxidación aeróbica:** se emplea en el tratamiento de aguas albañales ricas en compuestos orgánicos diversos, concentradas en las llamadas lagunas de oxidación (figura 2.35) son estanques de poca profundidad en los

cuales se desarrolla una población microbiana compuesta por bacterias, algas y protozoos que conviven en forma simbiótica y eliminan de forma natural, organismos patógenos relacionados con excrementos, sólidos en suspensión y desechos orgánicos diversos, causantes de enfermedades tales como el cólera, el parasitismo, la hepatitis y otras enfermedades gastrointestinales.



Fig. 2.35 Laguna de oxidación del agua

Las lagunas de oxidación aprovechan la acción biodegradable natural y el dióxígeno del aire, lo cual permite la formación de una biomasa, útil en términos energéticos, capaz de transformarse en biocombustible.



En Cuba, se aplican algunos de estos métodos en función de mejorar la calidad de vida de las personas, aumentando el número de plantas potabilizadoras, el saneamiento sistemático de las fuentes de abasto de agua y las campañas de prevención de enfermedades diarreicas producidas por la contaminación del agua.

Comprueba lo aprendido

- 2.21** ¿Cuáles son los principales agentes que pueden contaminar las aguas en tu comunidad?
- 2.22** Plantea dos medidas concretas que puedan aplicarse en la casa, la escuela y la comunidad, para evitar la contaminación de las aguas.
- 2.23** ¿Qué métodos de descontaminación o purificación del agua puedes emplear en el hogar?
- 2.24** Realiza una investigación sobre la contaminación del agua que te permita ampliar tus conocimientos acerca de:
- Efectos de los agentes contaminantes estudiados sobre las plantas, los animales y los seres humanos.
 - Principales contaminantes del agua en tu localidad. Causas y posibles soluciones.

2.25 Pregunta a los trabajadores agrícolas del área de tu escuela o a algún campesino que conozcas, los fertilizantes y pesticidas que usan. Realiza una búsqueda en diferentes fuentes sobre los perjuicios que pueden ocasionar estos contaminantes al medio ambiente y coméntalo con esas personas.

Desafío

14. Uno de los criterios de clasificación de los contaminantes del agua incluye los desechos orgánicos, ya que estos cuando se encuentran en exceso, provocan la proliferación de bacterias que agotan el dioxígeno disuelto en el agua. ¿Qué consecuencias puede traer este tipo de contaminantes? Investiga ¿cuáles son los índices que se emplean internacionalmente para medir este tipo de contaminantes y cuáles los índices permisibles para calificar la calidad del agua?

Aplicaciones del agua en la agricultura, la industria y el hogar

Hablar de las aplicaciones del agua pareciera innecesario, pues casi todo el mundo cree tener noción de para qué sirve el agua; sin embargo, toda suposición en este sentido queda pobre ante la magnitud de la importancia del agua para la humanidad y todos sus bienes y servicios.

Todos conocemos que el agua es indispensable en nuestras vidas, visto desde su uso doméstico, en la industria, en la agricultura y en muchas otras esferas del quehacer humano (figura 2.36). Sin agua, se paraliza todo: hogares, fábricas, centros asistenciales, escuelas, cafeterías, restaurantes, hoteles; en fin, colapsa la economía y la vida en sociedad. Esta percepción ha devenido en la cultura popular, en eslogan o idea breve. Sin embargo, son pocos los que tienen conciencia de la necesidad del ahorro y cuidado del agua en todos los lugares del planeta.



Fig. 2.36 El agua, un recurso indispensable

Prácticamente todo lo que consumimos, producimos y ostentamos tiene una *huella hídrica*, dada por el volumen de agua dulce utilizada, directa e indirectamente, en la producción de bienes y servicios consumidos por

habitantes en un determinado territorio; es la medida que cuantifica los impactos ambientales potenciales relacionados con el agua. La expresión de huella hídrica fue introducida en 2002 por el profesor holandés Arjen Hoekstra de *Institute for Water Education* adscrito a la UNESCO, como un indicador alternativo del uso del agua.

Veamos algunos ejemplos de huella hídrica.

- 13 000 L de agua para producir 1 kg de carne de res;
- 3 920 L de agua para producir 1 kg de pollo;
- 3 000 L de agua para producir 1 kg de arroz;
- 2 000 L de agua para producir 1 kg de papel;
- 450 L de agua para producir un huevo de gallina;
- 140 L de agua para una taza de café.

¿Sabías que...?

- Se puede sobrevivir más de un mes sin alimentos, pero no más de 7 días sin agua.
- El agua consumida a diario también proviene de los alimentos que ingerimos. Por ejemplo: el 60 % de la yuca y el plátano es agua, el 80 % de la papa, el 84 % del mango, el 95 % del tomate y el 98 % de las lechugas.
- Más de dos tercios del agua consumida en un hogar se utiliza en el baño.

El agua además de ser utilizada ampliamente como ya se ha señalado, tiene una peculiaridad que la hace ser la sustancia más trascendental de todas. Sin lugar a dudas, el agua es el componente inorgánico más abundante y sobresaliente en los organismos vivos. De una forma u otra, todas las formas de vida conocidas dependen del agua.

El agua controla la temperatura del cuerpo y resiste los cambios bruscos de temperatura del entorno, así un organismo puede pasar de $-5\text{ }^{\circ}\text{C}$ a $40\text{ }^{\circ}\text{C}$ sin mucho contratiempo. El agua es también un excelente lubricante, lo que impide el roce “áspero” entre las articulaciones, los huesos y los órganos internos del cuerpo. Sin humedad corpórea no pudiera existir el sentido del gusto y del olfato, ya que el agua es la encargada de disolver las sustancias que nos dan la señal de sabor y olor.

Otro tanto sucede con la respiración, en tanto solo es posible si el dióxigeno del aire se disuelve parcialmente en el agua presente en los alveolos pulmonares. Ello explica también que los peces puedan estar un determinado tiempo fuera del agua mientras sus branquias permanezcan húmedas.

2.28 Valora las consecuencias que trae el uso indiscriminado del agua e investiga tu huella hídrica y la de tu hogar.

2.2 Las disoluciones acuosas

En esta segunda parte del capítulo estudiarás las disoluciones acuosas como tipo de sistema disperso. Profundizarás en el proceso de disolución de las sustancias, con énfasis en la disolución de sólidos en agua, los cambios energéticos asociados al proceso, los factores relacionados con la velocidad de disolución y la representación gráfica de la relación entre la solubilidad de las sustancias y la temperatura. Por último ampliarás tus conocimientos acerca de las formas de expresar la composición y concentración de las disoluciones.

Las disoluciones acuosas como tipo de sistema disperso

Ya conoces de Secundaria Básica que, por lo general, las sustancias pueden encontrarse formando mezclas, unas donde las partículas que se mezclan son visibles a simple vista, otras no; sin embargo, en todas ellas las sustancias se encuentran dispersas entre sí, por lo que suele llamárseles *sistemas dispersos* o *dispersiones*. Ejemplos de ellos son: las mezclas de agua y arena o aceite y vinagre. Son sistemas dispersos también las aguas naturales (mares y océanos, lagos, ríos, manantiales y aguas subterráneas) que contienen sales, dioxígeno, dióxido de carbono y sustancias sólidas disueltas en ellas. Asimismo, constituyen sistemas dispersos el aire, la niebla, el humo, la leche y muchas mezclas más.

Los procesos de nutrición, digestión y las diferentes secreciones, constituyen procesos relacionados con las dispersiones. Del mismo modo, son importantes en muchos procesos industriales, tales como la obtención de alimentos, refinación del petróleo, minería, textil, etcétera.

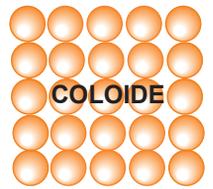
En Química tiene vital importancia el estudio de los sistemas dispersos, en especial las disoluciones líquidas, por la influencia y presencia en muchos procesos industriales, de laboratorio y en los diversos procesos biológicos, los cuales tienen lugar gracias a la existencia de las disoluciones.

Importante

Sistema disperso o dispersión es la mezcla de dos o más sustancias en la cual, al menos una se dispersa en el seno de otra u otras.

En las dispersiones existen dos fases: una fase dispersa y otra dispersante. La dispersa es aquella que se encuentra distribuida en el seno de otra u otras, que actúa(n) como dispersante(s).

Los sistemas dispersos se clasifican de acuerdo con el tamaño de las partículas de la fase dispersa en: suspensiones, coloides y disoluciones. En el siguiente cuadro se describen sus principales características y algunos ejemplos:

Dispersión	Características	Ejemplos
 <p>SUSPENSIÓN</p>	Es un sistema heterogéneo, las partículas dispersas son observables a simple vista, pues son relativamente grandes (mayores que 10^{-5} cm). No se manifiesta en este el efecto Tyndall; es inestable, porque las partículas sedimentan o sobrenadan rápidamente	arena y agua, vinagre y aceite, hormigón mortero
 <p>COLOIDE</p>	Es un sistema heterogéneo, sus partículas dispersas son observables con algunos medios ópticos (ultramicroscopio) pues son relativamente medianas (entre 10^{-7} y 10^{-5} cm). Manifiesta el efecto Tyndall; es relativamente estable, porque las partículas no sedimentan tan fácilmente	aire, leche, humo, clara de huevo, gelatina, cola
 <p>DISOLUCIÓN</p>	Es un sistema homogéneo, sus partículas dispersas no son observables con medios ópticos pues son relativamente pequeñas (menores que 10^{-7} cm). No se manifiesta el efecto Tyndall; es estable, porque las partículas no sedimentan	agua natural, suero fisiológico, ron



Conoce un poco más

La palabra coloides fue acuñada por el químico escocés Thomas Graham (1805–1866) hacia 1831. Tomó la palabra del griego *kólla* = *cola*, y *-oide* = parecido, ya que los coloides al secarse, se pegan fácilmente como sucede con la clara de huevo y otros sistemas coloidales más.

Como observaste al comparar los tres tipos de sistemas dispersos, los coloides se caracterizan por manifestar un fenómeno singular: el efecto Tyndall, fenómeno físico que hace que las partículas coloidales en una disolución o un gas sean visibles al dispersar la luz, como se observa en la figura 2.37.

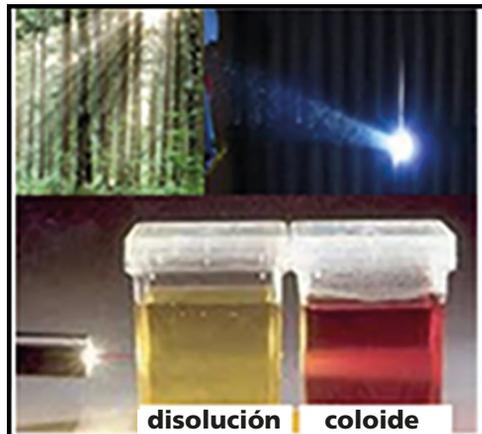


Fig. 2.37 Efecto Tyndall

El efecto Tyndall se observa claramente, por ejemplo, cuando se encienden los faros de un automóvil en la niebla o cuando entra la luz solar por una hendidura en un cuarto oscuro, ya que se pueden ver las partículas de polvo suspendidas en el aire que forman una suspensión coloidal.

Algo de historia

John Tyndall (1820–1893), físico irlandés, conocido por su estudio sobre los coloides. Fue profesor de Filosofía Natural en la Institución Regia de Gran Bretaña y sucedió al químico y físico Michael Faraday como inspector de la Institución en 1867. Sus experimentos con la dispersión de los rayos de luz en las suspensiones coloidales dieron por resultado el fenómeno llamado efecto Tyndall. Este efecto es el responsable del color azul del cielo.

Tyndall también hizo importantes aportes a la microbiología. En 1887, confirmó la teoría de biogénesis, formulada por Luis Pasteur en 1864, aplicando esterilización por calentamiento discontinuo, que actualmente se conoce tinalización. Gracias a esta demostración se le reconoce como padre de la Microbiología junto a Pasteur.



J. Tyndall
(1820-1893)

De los sistemas dispersos antes mencionados, centraremos nuestra atención en las disoluciones. Conoces que estos sistemas dispersos pueden tener una composición variada, así, por ejemplo, una disolución de azúcar en agua

Desafío

- 15.** La leche recién ordeñada tiene un aspecto homogéneo, sin embargo, transcurrido el tiempo pierde esta apariencia. ¿Cómo puedes explicar este hecho?

Proceso de disolución de las sustancias

Ya estudiaste el agua como disolvente y el proceso de disolución que ocurre en su seno, válido también para otros líquidos. En estos procesos interviene un grupo de interacciones, que favorecen o se oponen a la disolución. Estas interacciones son:

- 1. Interacciones soluto-soluto:** ocasionadas por las fuerzas de atracción entre las partículas de la sustancia que se convierte en soluto.
- 2. Interacciones disolvente-disolvente:** ocasionadas por las fuerzas de atracción entre las partículas de la sustancia que será el disolvente.
- 3. Interacciones soluto-disolvente:** ocasionadas por las fuerzas de atracción entre las partículas de la sustancia que constituye el soluto y las del disolvente.

En la medida que las fuerzas de atracción entre las partículas de la sustancia que constituye el soluto y la que constituye el disolvente sean más intensas, podrán vencer las otras dos y mayor será la solubilidad. Es decir, las interacciones soluto-disolvente favorecen el proceso de disolución. Si por el contrario, las interacciones entre las partículas de la sustancia que constituye el soluto entre sí (soluto-soluto), o entre las partículas de la que actúa como disolvente (disolvente-disolvente), son mayores que las que se producen entre ambos (soluto-disolvente) entonces, menor será la solubilidad, porque estas dos interacciones se oponen al proceso de disolución.



Conoce un poco más

El término soluto tiene su origen etimológico en el latín *solutus*, que significa disuelto. En el diccionario se define como: sustancia que está disuelta en otra, luego entonces, constituyen errores semánticos el uso de los términos “soluto disuelto” y “soluto sin disolver”, aunque en muchos textos de Química se han usado por mucho tiempo sin que se considere un error conceptual.

Por ejemplo, el cloruro de sodio y muchas sales iónicas se disuelven en agua. ¿Por qué?

disuelven en el agua aproximadamente a razón de 0,007 g/L y 1,6 g/L a temperatura ambiente respectivamente, trae beneficios para la vida acuática de animales y plantas, hecho conocido por todos.

Comprueba lo aprendido

2.31 ¿Por qué los compuestos iónicos son generalmente solubles en agua?

2.32 Explica por qué el cloruro de hidrógeno [HCl(g)] es más soluble en agua que el dicloro [Cl₂(g)] sobre la base de las interacciones que se oponen o favorecen el proceso.

Desafío

16. Las atracciones entre cargas opuestas son más fuertes que las atracciones entre cargas parciales, entonces, ¿cómo es posible explicar que el agua pueda disolver las sustancias iónicas?

Cambios energéticos en el proceso de disolución de un sólido en un líquido

Al producirse la disolución, las sustancias dispersas se mezclan con el dispersante (generalmente un líquido) y quedan incorporadas a este. En este proceso tienen lugar cambios estructurales, tales como el rompimiento de enlaces químicos, sin que se originen nuevas sustancias. El proceso de disolución va acompañado de absorción o desprendimiento de energía mediante calor más o menos apreciable. Así, cuando se disuelve hidróxido de sodio, NaOH, en agua, se produce un desprendimiento de energía mediante calor (figura 2.38 A): proceso de disolución exotérmico. Obsérvese como inicialmente el agua a una temperatura de 30 °C disuelve una determinada masa del hidróxido, haciendo que el termómetro registre inmediatamente una temperatura de 70 °C y más, calentando el entorno.

Por el contrario, cuando se disuelve nitrato de amonio, NH₄NO₃, en agua se produce una absorción de energía mediante calor (figura 2.38 B): proceso de disolución endotérmico. Obsérvese como inicialmente el agua a una temperatura de 30 °C disuelve una determinada masa de esta sal, haciendo que el termómetro registre inmediatamente una temperatura de 20 °C y menos, enfriando el entorno.

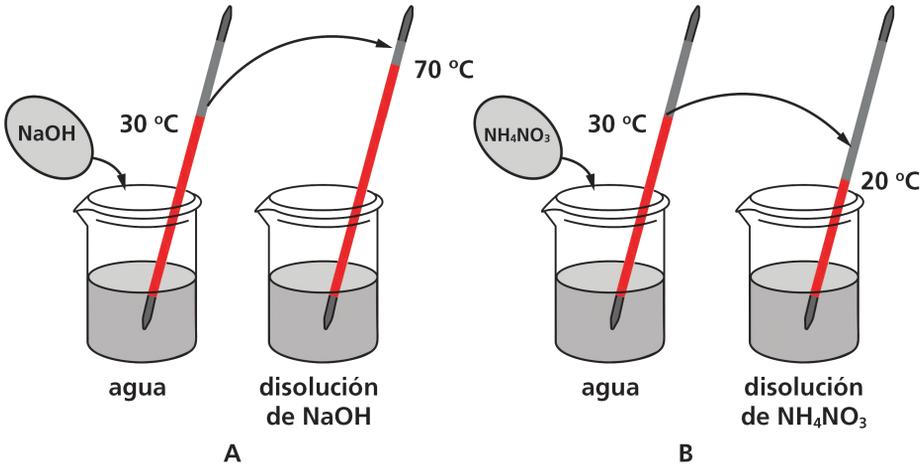


Fig. 2.38 A) Proceso de disolución exotérmico; B) Proceso de disolución endotérmico

¿Cuál es la causa de estos dos comportamientos?

Lo que se absorbe o se desprende en el proceso de disolución es energía mediante calor, entonces, lo que incide en ello son factores energéticos.

Los diferentes factores energéticos relacionados con las interacciones entre las partículas que forman el sistema disperso o dispersión en el proceso de disolución, en el caso de la disolución de un sólido en un líquido son:

1. Energía necesaria para separar las partículas que constituyen el sólido.
2. Energía necesaria para separar las partículas que constituyen el disolvente líquido.
3. Energía asociada a la interacción entre las partículas del sólido y las del disolvente líquido.

Del balance total de estas energías resulta la entalpía o calor de disolución, la figura 2.39 resume las dos posibilidades que se pueden presentar en un proceso de disolución.

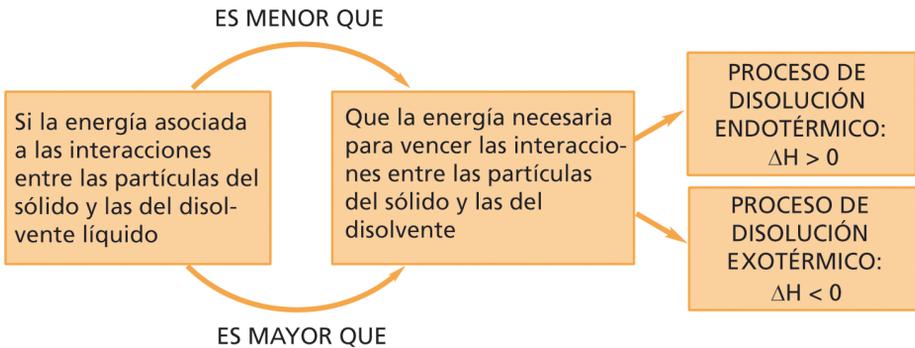


Fig. 2.39 Balance energético del proceso de disolución



Reflexiona un instante

En el primer caso al sistema no le es suficiente la energía generada por las interacciones soluto-disolvente para vencer las interacciones soluto-soluto y disolvente-disolvente, entonces absorbe del medio la energía que le falta, por eso se enfría el recipiente donde ocurre el proceso. En el segundo caso, el sistema utiliza la energía que necesita para vencer las interacciones que se oponen a la disolución, y como queda un excedente de energía, esta es desprendida al medio en forma de calor, por eso se calienta el recipiente donde ocurre el proceso.

Comprueba lo aprendido

2.33 El NH_4Cl y el KOH son solubles en agua.

- ¿A qué se debe su solubilidad?
- Explique por qué al disolver NH_4Cl en agua el recipiente se enfría mientras al disolver KOH se calienta.

Desafío

17. La urea es un compuesto orgánico cuya fórmula molecular es $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$.

- Explica su solubilidad en agua a partir de su estructura de Lewis.
- Su proceso de disolución es fuertemente endotérmico, ¿a qué se debe esto?
- ¿Se favorecerá la disolución de la urea si calentamos el agua previamente? Argumenta.

Factores relacionados con la velocidad de disolución de sólidos en líquidos

En epígrafes anteriores aprendiste que hay factores internos que intervienen en el proceso de disolución, los que están relacionados con las interacciones que se producen entre las partículas del soluto y el disolvente, por lo que tienen que ver directamente con la estructura química de las sustancias. Pero también hay factores externos en los que podemos influir para aumentar la velocidad de disolución. En este curso nos referiremos a los que están relacionados con el proceso de disolución de un sólido en un líquido. Ellos han sido representados en la figura 2.40 y se explican a continuación.

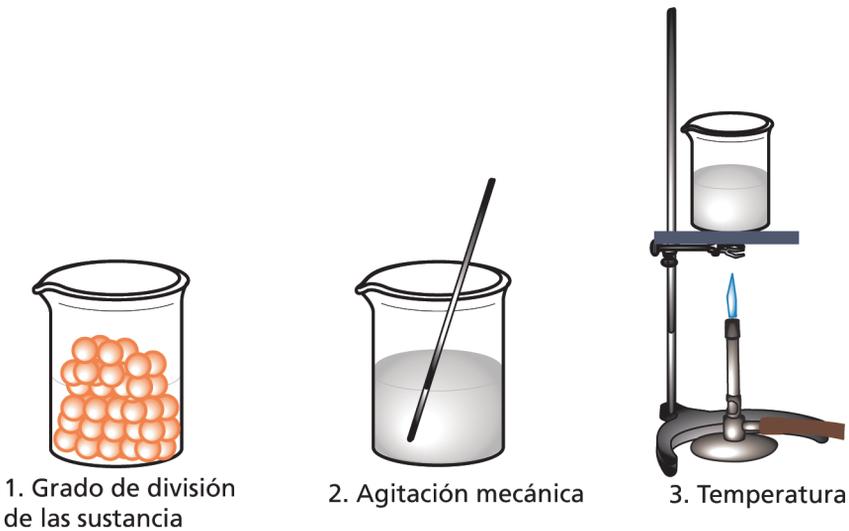


Fig. 2.40 Factores que aceleran la velocidad de disolución

1. Grado de división de la sustancia: se puede aumentar triturando, desmenuzando o moliendo lo más finamente posible, trozos o pedazos relativamente grandes del sólido en otros más pequeños. Lo más común en el laboratorio, es emplear un mortero (figura 2.41). Se logra así una mayor superficie de contacto entre las partículas de la sustancia que se va a disolver y el disolvente, que pueden chocar con más frecuencia, favoreciendo las interacciones entre ellas y por tanto, aumenta la velocidad de disolución.



Fig. 2.41 Mortero con pistillo

El grado de división de la sustancia que se va a disolver justifica el hecho práctico del expendio de productos alimenticios o de primera necesidad en forma granulada o en polvos: sal común, azúcar, café, detergente, también medicamentos como el bicarbonato de sodio (NaHCO_3) o la sal de Higuera ($\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) por citar algunos ejemplos.

2. Temperatura: es un factor imprescindible para acelerar los procesos de disolución, tanto así es, que la acción de calentar es esencial y permanente en nuestras vidas, no nos podemos separar de ella; solo basta con

preguntar, ¿para qué necesitamos constantemente fuente de calor en el hogar, la industria, el laboratorio, etcétera?

¿Por qué la temperatura influye en el proceso de disolución?

A mayor temperatura, mayor velocidad media de las partículas de la sustancia que se va a disolver y del disolvente, lo que hace que los choques entre ellas sucedan con mayor frecuencia, generalmente, esto contribuye a vencer las atracciones internas entre las partículas de ambas sustancias, lo que provoca mejor difusión de estas y por tanto, mayor velocidad del proceso de disolución. Es por esto que generalmente la velocidad de este aumenta al elevarse la temperatura.

En el laboratorio químico, para calentar y preparar disoluciones que requieren calor, se emplea generalmente el mechero de alcohol (figura 2.42) aunque puede usarse también un quemador de gas u hornilla eléctrica.



Fig. 2.42 Mechero de alcohol

3. **Agitación mecánica:** mover las disoluciones repetidamente hacia un lado y hacia otro con fuerza y rapidez es algo común en el hogar, solo basta recordar cómo se prepara una limonada. La simple acción de agitar con una cuchara facilita la frecuencia (número de veces) de los choques entre las partículas de las sustancias, lo que aumenta la velocidad de disolución y favorece la difusión de dichas partículas.



Fi. 2.43 Agitador magnético

En el laboratorio químico para acelerar los procesos de disolución se emplea el agitador magnético (figura 2.43) o el agitador de vidrio, una varilla, hecha regularmente de este material.

Comprueba lo aprendido

2.34 Al preparar un refresco en casa con polvo concentrado, seguramente ejecutas las acciones siguientes:

- Añades el polvo al agua y agitas la mezcla.

En el proceso de disolución (figura 2.44: *equilibrio entre los procesos de disolución y cristalización*), las moléculas o los iones de una sustancia se separan por la acción del disolvente, pero a medida que transcurre el tiempo, aumenta la cantidad de sustancia que se disuelve y cierto número de partículas que estaban disueltas empiezan a depositarse en el fondo del recipiente, es decir, cristalizan; ocurren a la vez dos procesos opuestos y simultáneos: disolución y cristalización, hasta que se establece un equilibrio estable entre ambos procesos, lo que trae como consecuencia que a partir de ese momento, no aumentará más la masa de soluto, ni disminuirá más la masa de sólido sin disolver (cristalizada). Se dice entonces, que la disolución está *saturada*.

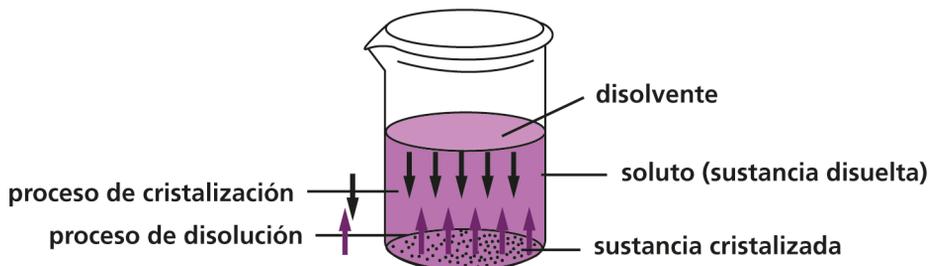


Fig. 2.44 Equilibrio entre los procesos de disolución y cristalización

Importante

Disolución saturada es aquella que contiene la máxima cantidad de un soluto en un disolvente en particular, en equilibrio estable con el exceso de sustancia no disuelta, a una temperatura dada.

Para una mejor comprensión del equilibrio que se establece en el mismo recipiente cuando la disolución está saturada analiza la siguiente figura (2.45).

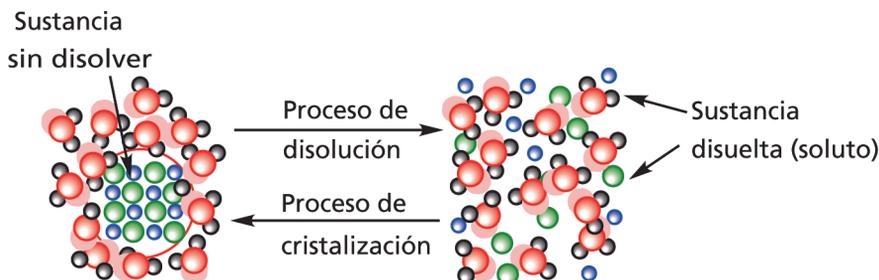


Fig. 2.45 Equilibrio dinámico en una disolución saturada

Al interpretar la tabla y tomando como referente al AgNO_3 se puede afirmar, por ejemplo, que a 10°C se disuelven hasta 170 g de esta sal anhidra en 100 g de agua, es decir, el coeficiente de solubilidad del AgNO_3 a 10°C es 170 g. [$S(\text{AgNO}_3) = 170\text{ g a } 10^\circ\text{C}$]. Siempre que te refieras al coeficiente de solubilidad de una sustancia tienes que especificar la temperatura.

En contraste con la mayoría de los solutos sólidos, la solubilidad de los gases en líquidos, disminuye al aumentar la temperatura y aumenta con el aumento de la presión, razón por la cual en la preparación de refrescos gaseados se inyecta CO_2 , generalmente a baja temperatura (entre 2°C y 6°C) y a alta presión (entre 379 kPa y 482 kPa).

Con ciertas sustancias se puede lograr en determinadas condiciones obtener una disolución que contenga más soluto del que puede existir en equilibrio estable a una temperatura dada.

Para la mayoría de las sustancias que aumentan su solubilidad con el aumento de la temperatura, se puede calentar una disolución que ya esté saturada para aumentar la masa de soluto; si esta disolución es luego enfriada lentamente, en reposo y ausencia de cristales, puede retener en su seno un exceso de soluto, pasando a ser una disolución *sobresaturada*. Sin embargo, son sistemas inestables, con el tiempo una parte del soluto se separa de la disolución sobresaturada en forma de cristales, pues ante cualquier perturbación cristaliza el exceso de soluto y la disolución queda de nuevo saturada. Se puede entonces concluir que:

Importante

Disolución no saturada es aquella que contiene menor cantidad de soluto que la que es capaz de disolver a una temperatura dada.

Disolución sobresaturada es aquella que contiene mayor cantidad de soluto que el que puede haber en una disolución saturada a esa temperatura, en condiciones de equilibrio metaestable.¹

Como ves, los químicos también emplean otro criterio de clasificación de las disoluciones atendiendo a su capacidad para admitir soluto. Veamos estos tres tipos de disolución, de acuerdo con su capacidad para admitir soluto, en una *curva de solubilidad*: esta se construye utilizando un sistema de ejes coordenados: en el eje de las ordenadas se sitúan los gramos de sustancia anhidra

¹ Metaestable: propiedad que tiene un sistema de exhibir, durante un considerable período de tiempo, un estado de equilibrio débilmente estable.

en 100 g de agua y en el de las abscisas las temperaturas en grados Celsius (°C). La línea se confecciona uniendo los puntos que representan las disoluciones saturadas a cada temperatura.

Al utilizar los datos de la tabla 2.1 para el AgNO_3 se obtiene la curva de solubilidad para esta sal, representada en la figura 2.46.

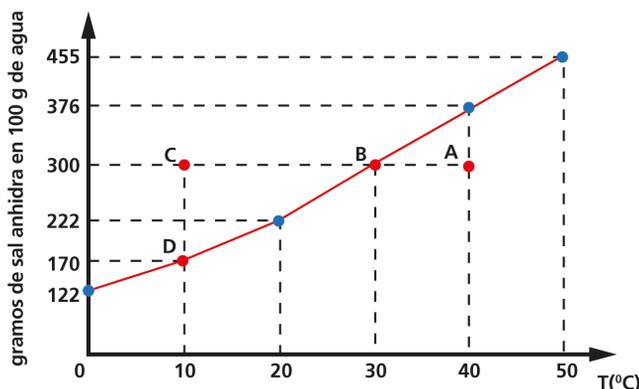


Fig. 2.46 Curva de solubilidad del AgNO_3

Como recordarás de la interpretación de la tabla mencionada anteriormente, este es un proceso que se favorece con el aumento de temperatura, aquí se aprecia por el ascenso de la curva, esto muestra que la solubilidad es mayor cuando el sistema se calienta. Es lógico pensar entonces, que en este proceso de disolución se absorbe energía mediante calor para vencer las interacciones que se oponen al proceso de disolución, es decir, es endotérmico.

Esto no ocurrirá cuando la solubilidad disminuya al aumentar la temperatura, como en los casos del Li_2CO_3 y el Ca(OH)_2 , vistos en la tabla 2.1. En estos se puede inferir que al aumentar la temperatura se entorpece el proceso de disolución. Pudiéramos generalizar entonces que:

- Cuando el proceso de disolución es endotérmico, la solubilidad aumenta con el aumento de la temperatura y la curva de solubilidad es ascendente.
- Cuando el proceso de disolución es exotérmico, la solubilidad disminuye con el aumento de la temperatura y la curva de solubilidad es descendente.

En esta curva hemos situado cuatro puntos: A, B, C y D. Los puntos B y D, como todos los que forman parte de la curva, representa disoluciones saturadas, puesto que esta se construyó con la masa de esta sal anhidra que satura 100 g de H_2O a cada temperatura.

El punto *A* representa una disolución *no saturada*, pues contiene menor masa de soluto (300 g) que el que le corresponde a la disolución saturada (376 g) a esa temperatura (40 °C). Todos los puntos que están por debajo de la curva también representan disoluciones no saturadas.

El punto *C* representa una disolución *sobresaturada*, pues contiene mayor cantidad de soluto (300 g) que el que le corresponde a la disolución saturada (170 g) a esa temperatura (10 °C). Todos los puntos que están por encima de la curva también representan disoluciones sobresaturadas.

La disolución representada por el punto *C*, pudo obtenerse enfriando lentamente la disolución representada por *B*, en reposo y en ausencia de cristales de AgNO_3 , desde 30 °C hasta 10 °C, pero no simplemente añadiendo más AgNO_3 a la representada por *D*, pues a 10 °C solo se disuelven 170 g de esta sal por cada 100 g de H_2O .

Si recuerdas que la composición de una disolución puede expresarse a partir de la masa de soluto que contiene, te darás cuenta que las disoluciones representadas por los puntos *A*, *B* y *C* tienen la misma composición (300 g de soluto por cada 100 g de agua), a pesar de *A* es no saturada, *B* saturada y *C* sobresaturada, porque están a diferentes temperaturas.

Se puede seguir variando la composición de *A* a 40 °C porque está no saturada (es decir, posee capacidad para admitir más soluto), pero solo hasta que disuelva 376 g por cada 100 g de agua, en ese momento alcanza la saturación a esa temperatura (es decir, no tiene capacidad para admitir más soluto a esa temperatura). De igual forma a 30 °C no se puede variar la composición de *B* añadiendo sal. Esto reafirma el hecho que se tuvo en cuenta al definir disolución en el subepígrafe *Las disoluciones acuosas como tipo de sistema disperso*, pues la composición de una disolución puede variar dentro de ciertos límites.

Si la disolución representada por el punto *C* (que ha logrado admitir más soluto que el que le corresponde a una disolución saturada a esa temperatura), se agita bruscamente o se le añade un cristal de AgNO_3 , comienza un proceso de cristalización en el que la disolución precipita el exceso de sustancia disuelta a esa temperatura; en este caso cristalizarán 130 g porque $(300\text{ g} - 170\text{ g} = 130\text{ g})$.

Cuando finaliza el proceso de cristalización se obtiene una disolución de concentración igual a la representada por el punto *D*, saturada con 170 g de AgNO_3 disueltos por cada 100 g de H_2O a 10 °C, en equilibrio con los 130 g de esta sal no disueltos. *D* representa una disolución más diluida (contiene menor cantidad de soluto por cada 100 g de H_2O) que las anteriores, y si a esta se le añade más disolvente, en cantidad suficiente como

2.36 Explica los hechos descritos a continuación:

- A una disolución de KNO_3 se le añaden 2 g de esta misma sal, se agita, se filtra y se seca el sólido recogido. Al determinar la masa de sólido se comprueba que es de 2 g.
- A una disolución de KNO_3 se le añaden 2 g de esta misma sal y luego de agitar no es necesario filtrar.
- A una disolución de KNO_3 se le añaden 2 g de esta misma sal, se agita, se filtra y se seca el sólido recogido. Al determinar la masa de sólido se comprueba que es de 3 g.

2.37 A partir de los datos de la tabla 2.1:

- Traza las curvas de solubilidad del NaCl y el Li_2CO_3 .
- Analiza la variación de la solubilidad con los cambios de temperatura para cada caso.
- ¿Qué variación de temperatura se experimenta en el recipiente donde se produce cada uno de estos procesos de disolución?
- Explica cómo puede obtenerse una disolución saturada de cada uno a partir de otra que contenga 1,0 g de soluto en 100 g de agua a 20°C .
- ¿En cuál de estos dos procesos se puede obtener una disolución sobresaturada por enfriamiento lento de otra que esté saturada a 40°C ?
- ¿Qué ocurre en el caso anterior si se agita la disolución sobresaturada obtenida?

2.38 Teniendo en cuenta la curva de solubilidad de M_2N en agua (figura 2.47) que se representa en el gráfico siguiente:

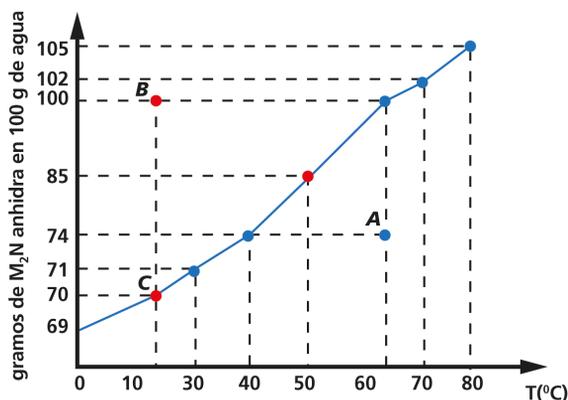


Fig. 2.47

Formas de expresar la composición y concentración de las disoluciones

En el epígrafe anterior utilizamos el término *diluida* para referirnos a una disolución en la que la proporción del soluto es pequeña respecto a la del disolvente, de igual forma podemos afirmar que cuando la proporción del soluto es elevada, la disolución es *concentrada*. Muchas veces podemos diferenciar la concentración de una disolución por el color, como ocurre en la preparación de un refresco a partir de polvo concentrado, o en el laboratorio cuando preparamos disoluciones coloreadas.

En la figura 2.48 se muestran disoluciones de permanganato de potasio con diferentes concentraciones; la que tiene una coloración más fuerte es porque está más concentrada y la más tenue, es más diluida. Sin embargo, estas expresiones son muy relativas e imprecisas, por lo que no brindan una información adecuada de la composición de la disolución.

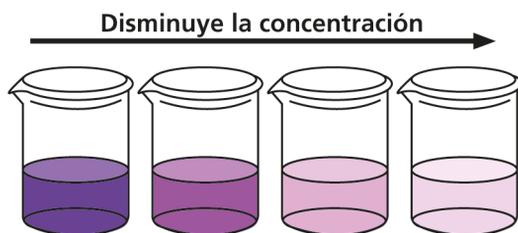


Fig. 2.48 Diferentes grados de concentración del KMnO_4

En Secundaria Básica estudiaste qué son las mezclas de sustancias. Recuerda que en una mezcla no ocurre reacción química y cada uno de sus componentes mantiene su identidad, propiedades físicas y químicas. También conoces que las disoluciones son mezclas homogéneas de dos o más sustancias en composiciones variadas.

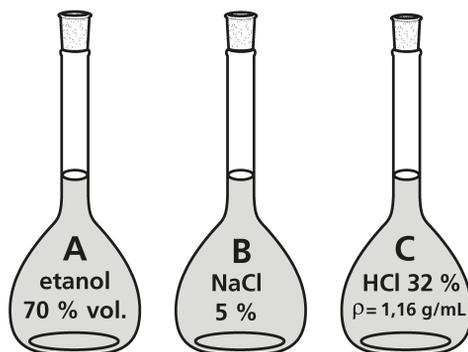
El hecho de que las disoluciones puedan tener composición variada, influye en sus propiedades. Por ejemplo, una disolución de aproximadamente 5 mL de ácido acético por cada 95 mL de agua, constituye el vinagre, condimento útil en la cocina; sin embargo, si se eleva el volumen del ácido por mililitro del disolvente, se vuelve inapropiado para el paladar y la salud. Por esto es importante conocer las formas de expresar la composición de las disoluciones. En Secundaria Básica estudiaste una de ellas: la composición al tanto por ciento en masa de soluto.

 **Recuerda que...**

La composición al tanto por ciento en masa de soluto en una disolución es igual a la razón entre masa de soluto, $m(X)$ y masa de disolución, $m(D)$, multiplicado por 100. El valor obtenido representa la masa de soluto por cada 100 g de disolución. Por ejemplo: si el por ciento en masa de NaCl en una disolución es 30 %, significa que la disolución contiene 30 g de NaCl ($m(X)$) por cada 100 g de disolución ($m(D)$).

Con frecuencia se utilizan en los laboratorios otras expresiones para caracterizar la composición o concentración de las disoluciones, tales como: composición al tanto por ciento en volumen de soluto, densidad de la disolución, entre otras. La primera de ellas tiene los mismos fundamentos que la composición al tanto por ciento en masa de soluto que estudiaste en Secundaria Básica. Su utilización en la industria de bebidas y licores, farmacia y comercio, justifica que sea necesario su conocimiento. La segunda la has visto, al estudiar las propiedades de las sustancias, solo que aquí se refiere a la disolución.

En el laboratorio podemos tener frascos con informaciones diversas sobre la composición y la concentración de las disoluciones. Por ejemplo, en la figura 2.49 se muestran tres matraces con disoluciones acuosas. Cada etiqueta contiene una información diferente que suministra una información valiosa para la realización de problemas químicos con cálculos necesarios para el trabajo con estas disoluciones.



A: contiene 70 mL de etanol por cada 100 mL de disolución.

B: contiene 5 g de NaCl por cada 100 g de disolución.

C: contiene 32 g de HCl por cada 100 g de disolución y cada mililitro de ella tiene una masa de 1,16 g.

Fig. 2.49 Disoluciones acuosas de diferentes composición y concentración

El primer caso coincide con la disolución alcohólica que se expende en las farmacias como desinfectante. También se usa para expresar la graduación alcohólica de bebidas, aunque es más común usar grados, así, por ejemplo, un vino de 12° tiene un 12 % en volumen de alcohol.



Conoce un poco más

En ocasiones la información de los reactivos del laboratorio aparece con otras denominaciones: por ejemplo, en el primer caso 70 % (V/V), en el segundo 5 % (m/m) o en inglés 5 % (g/cm³), y en el tercero, en ocasiones la densidad aparece expresada en g/cm³, lo que es equivalente, pues un centímetro cúbico equivale a un mililitro

A continuación, se muestra el algoritmo para resolver algunos ejercicios donde se utiliza la forma de expresar la composición al tanto por ciento en volumen de soluto.

Ejemplo:

La lata de cerveza Bucanero refleja en su inscripción que tiene 5,4 % de alcohol. Su capacidad es de 355 mL. ¿Cuántos mililitros de alcohol se consumen cuando se han ingerido tres latas de cerveza?

Algoritmo	Desarrollo
1. Determinar incógnita y datos	Incógnita: V(alcohol) Datos: Por ciento en volumen de alcohol en la disolución: 5,4 % $V(D) = 3 \cdot 355 \text{ mL} = 1065 \text{ mL}$
2. Escribir la relación necesaria	$\frac{V(X)}{V(D)} = \frac{5,4}{100}$
3. Sustituir los valores	$\frac{V(\text{alcohol})}{1065 \text{ mL}} = \frac{5,4}{100}$
4. Despejar la incógnita	$V(\text{alcohol}) = \frac{5,4}{100} \cdot 1065 \text{ mL}$
5. Resolver	$V(\text{alcohol}) = 0,054 \cdot 1065 \text{ mL}$ $V(\text{alcohol}) = 57,51 \text{ mL}$

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)} \quad (\text{expresión 2})$$

Entonces, sustituyendo la expresión 2 en la expresión 1 (ecuación de definición), se obtiene:

$$c(X) = \frac{n(X)}{M(X) \cdot V(D)} \quad (\text{expresión 3}).$$

Para calcular la concentración de cantidad de sustancia de soluto en una disolución conociendo la masa de soluto y el volumen de disolución, puedes emplear por separado la expresión 2 y luego la 1, o integrarlas y utilizar la expresión 3.

Importante

Concentración de cantidad de sustancia de soluto en una disolución: es la relación entre la cantidad de sustancia del soluto $n(X)$ y el volumen de la disolución $V(D)$.

A continuación te presentamos algunos ejercicios resueltos con estas expresiones.

Ejemplo 1: En una práctica de laboratorio se utilizaron 37,25 g de KCl y se disolvieron en agua hasta un volumen de 250 mL de disolución. Calcula la concentración de cantidad de sustancia de soluto de la disolución preparada.

Algoritmo	Desarrollo
1. Determinar incógnita y datos	Incógnita: $c(\text{KCl})$ Datos: $m(\text{KCl}) = 37,25 \text{ g}$ $V(D) = 250 \text{ mL} = 0,25 \text{ L}$ $M(\text{KCl}) = 74,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
2. Escribir la relación o las relaciones necesarias	$c(\text{KCl}) = \frac{n(\text{KCl})}{V(D)}$ $n(\text{KCl}) = \frac{m(\text{KCl})}{M(\text{KCl})}$ $c(\text{KCl}) = \frac{m(\text{KCl})}{M(\text{KCl}) \cdot V(D)}$

Algoritmo	Desarrollo
3. Sustituir los valores con sus unidades	$c(\text{KCl}) = \frac{37,25 \text{ g}}{74,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,25 \text{ L}}$
4. Resolver	$c(\text{KCl}) = \frac{37,25}{18,625 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L}}$ $c(\text{KCl}) = 2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Ejemplo 2: Si te orientan preparar 800 mL de una disolución

$$c(\text{ZnCl}_2) = 0,25 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Calcula la masa de cloruro de zinc que se necesitas para ello.

Algoritmo	Desarrollo
1. Determinar incógnita y datos	Incógnita: $m(\text{ZnCl}_2)$ Datos: $c(\text{ZnCl}_2) = 0,25 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ $V(D) = 800 \text{ mL} = 0,8 \text{ L}$ $M(\text{ZnCl}_2) = 136 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
2. Escribir la relación o las relaciones necesarias.	$c(\text{ZnCl}_2) = \frac{n(\text{ZnCl}_2)}{V(D)}$
	$c(\text{ZnCl}_2) = \frac{m(\text{ZnCl}_2)}{M(\text{ZnCl}_2) \cdot V(D)}$ $m(\text{ZnCl}_2) = c(\text{ZnCl}_2) \cdot M(\text{ZnCl}_2) \cdot V(D)$
3. Sustituir los valores con sus unidades.	$m = (\text{ZnCl}_2) = 0,25 \text{ mol/L} \cdot 136 \text{ g/mol} \cdot 0,8 \text{ L}$
4. Resolver	$m(\text{ZnCl}_2) = 27,2 \text{ g}$

Ejemplo 3: En un laboratorio se quiere preparar una disolución de $c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Se tienen tres matraces aforados: uno de 100 mL, otro de 250 mL y otro de 500 mL y se dispone de 26,5 g de Na_2CO_3 . ¿Cuál de los tres recipientes debes escoger para preparar la disolución?

Algoritmo	Desarrollo
1. Determinar incógnita y datos	Incógnita: $V(D)$ Datos: $c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 26,5 \text{ g}$ $M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
2. Escribir la relación o las relaciones necesarias	$c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{n(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{V(D)}$ $c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{M(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V(D)}$ $V(D) = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{c(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot M(\text{Na}_2\text{CO}_3)}$
3. Sustituir los valores y sus unidades	$V(D) = \frac{26,5 \text{ g}}{0,5 \text{ mol/L} \cdot 106 \text{ g/mol}}$
4. Resolver	$V(D) = \frac{26,5}{53 \text{ L}^{-1}} = 0,5 \text{ L}$
5. Respuesta	El recipiente que debo escoger es el de 500 mL.



Recuerda que...

En los cálculos relacionados con las disoluciones acuosas, generalmente se suponen volúmenes aditivos.

Comprueba lo aprendido

2.41 Analiza las siguientes situaciones de la vida cotidiana:

- A) Se mezcla agua con azúcar para suministrarla a un paciente con hipoglucemia y elevar la concentración de glucosa en sangre.
- B) Al agua de un tanque le ha caído serrín.
- C) Se prepara una bebida con etanol (alcohol etílico) y agua.
- D) Se mezclan aceite y vinagre para condimentar las comidas.
 - a) Identifica cuál de las mezclas de sustancias descritas constituye una disolución.

- b) Si accidentalmente cayó en la disolución *C* una muestra de 5 mL de H_2SO_4 , calcula el tanto por ciento en volumen de soluto de la disolución resultante.
- c) Si se diluye la disolución *D* añadiendo 200 mL de agua, calcula el tanto por ciento en volumen de la disolución obtenida.
- 2.49** En el laboratorio se tienen tres recipientes que contienen disoluciones. A continuación, te describimos la información que contiene la etiqueta de cada uno:
- A) $c(\text{K}_2\text{SO}_4) = 0,3 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
 B) KOH(ac) al 20,5 % (m/m)
 C) Alcohol etílico al 85 % (g/cm³)
 D) HNO_3 (ac), $\rho_D = 1,41 \text{ g/cm}^3$
- a) Interpreta la información que te brinda el rótulo que aparece en cada recipiente.
- 2.50** Se han preparado tres disoluciones para ser usadas en una práctica de laboratorio. Calcula la concentración de cantidad de sustancia de soluto en cada una.
- a) 112 g de hidróxido de potasio disueltos en 4 L de disolución.
 b) 0,0146 kg de cloruro de hidrógeno disueltos en 0,5 L de disolución.
 c) 11,7 g de cloruro de sodio disueltos en 100 mL de disolución.
- 2.51** En el laboratorio de Química se te orienta preparar dos disoluciones. Calcula la masa de la sustancia que se va a disolver que necesitas para preparar cada disolución.
- a) 0,5 L de disolución de $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
 b) 100 mL de disolución de $c(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- 2.52** Se tienen en el laboratorio químico matraces aforados de 100 mL, 250 mL y 500 mL. Selecciona el que emplearías para preparar las disoluciones siguientes:
- a) $c(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2,00 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ con 71,0 g de Na_2SO_4 .
 b) $c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,800 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ con 0,0424 g de Na_2CO_3 .
- 2.53** Se había preparado 30 mL de disolución de $c(\text{KOH}) = 0,50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ con el objetivo de realizar una práctica de laboratorio. Accidentalmente le cayó agua a la disolución preparada hasta obtenerse un volumen

Resumen y ejercitación de los contenidos del capítulo

2.56 Complete el siguiente mapa conceptual (figura 2.50) con los conocimientos adquiridos sobre el agua.

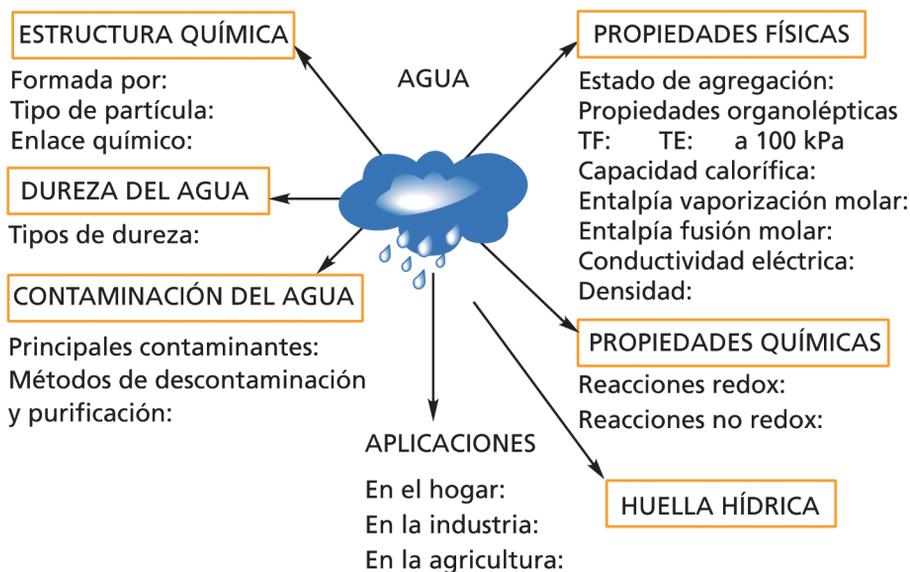


Fig. 2.50

2.57 ¿Por qué una botella de refresco muy llena estalla cuando se mantiene mucho tiempo en el congelador del refrigerador?

2.58 ¿Por qué el ciclo hidrológico puede considerarse un proceso de purificación natural del agua?

2.59 ¿Por qué los choferes en los países tropicales prefieren añadir agua de lluvia o tratada a los radiadores de sus automóviles?

2.60 Las curvas siguientes (figura 2.51) representan la variación de las temperaturas de ebullición (TE) de los compuestos hidrogenados que forman los átomos de los elementos químicos de los grupos VI A y VII A (16 y 17) de la tabla periódica de 18 columnas con el aumento de su masa molar, $M(X)$ a 101,325 kPa.

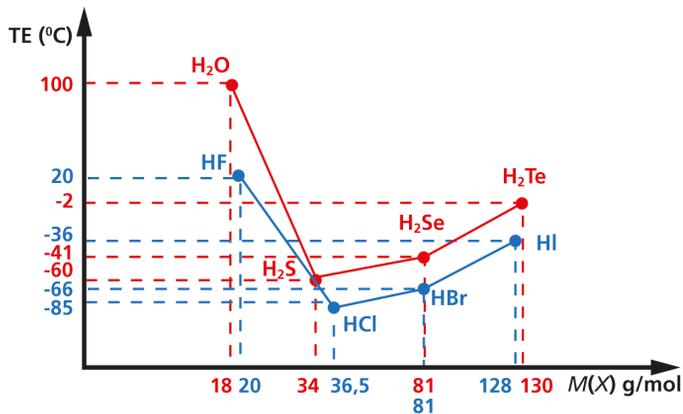


Fig. 2.51

- ¿Cómo varían las temperaturas de ebullición de la mayoría de los compuestos representados en cada curva a medida que disminuye la masa molar?
- Si el comportamiento anterior se mantuviera para todos los compuestos, ¿cuáles debían ser los valores aproximados para el H₂O y el HF?
- A partir de los valores que aparecen en el gráfico para el HF y el H₂O, explica a qué se deben las semejanzas del comportamiento particular de estos al compararlos con los compuestos binarios hidrogenados no metálicos de un mismo grupo de la tabla periódica.

2.61 Completa el cuadro siguiente marcando con X en el espacio adecuado:

Sistema	Homogéneo	Heterogéneo	Composición	
			Variable	Constante
Mezcla de arena y cloruro de sodio				
Disolución de cloruro de sodio				
Cloruro de sodio				

2.62 Dadas las siguientes mezclas de sustancias:

- A) 100g de etanol y 20g de agua.
 - B) 5g de serrín y 250 mL de agua.
 - C) 170g de AgNO_3 en 120g de agua.
 - D) 20 mL de queroseno en un litro de agua.
 - E) 20g de hidrogenocarbonato de sodio en 200g de agua.
- a) ¿Cuáles mezclas son disoluciones? Argumenta.
 b) En las que forman disoluciones identifica el soluto y el disolvente. Explica en cada caso.

2.63 Argumenta la siguiente afirmación: *No existe un grado de dispersión que delimite con rigor a las suspensiones de los coloides y a estos de las disoluciones.*

2.64 Completa el siguiente mapa conceptual (figura 2.52) con los conocimientos adquiridos sobre disoluciones.

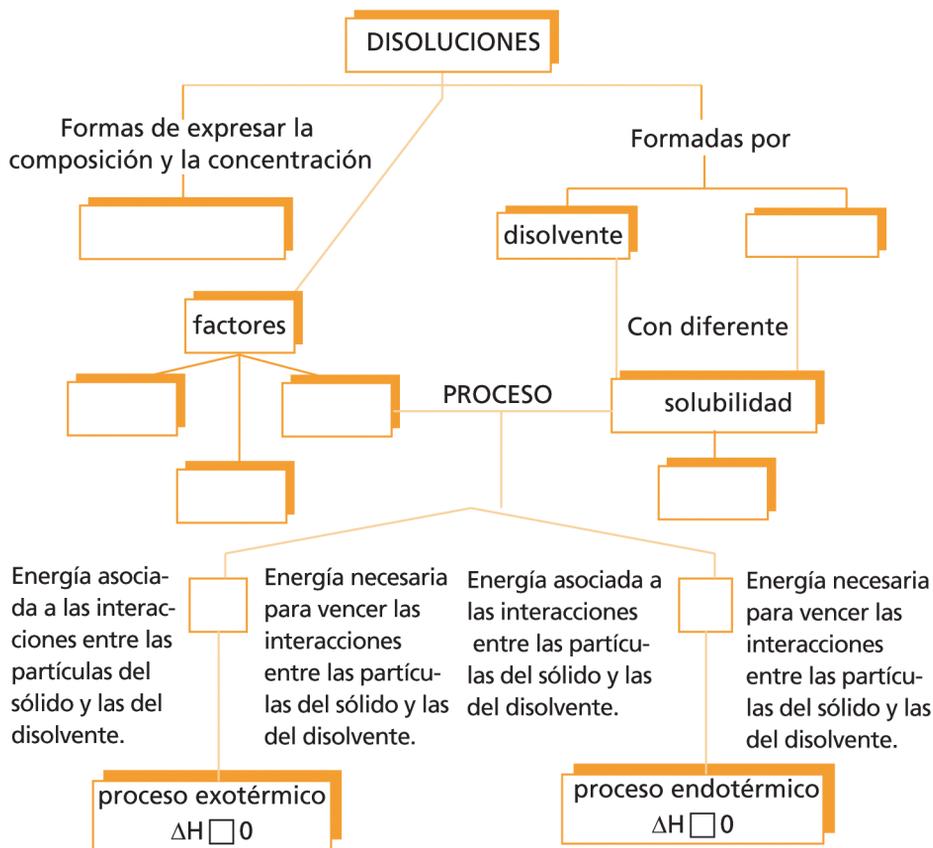


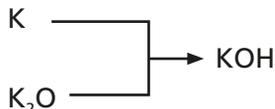
Fig. 2.52

- b) ¿Por qué los recipientes que se utilizan para hervir el agua se cubren por dentro de una costra blanquecina?
- c) Si se pudiera transformar toda la masa de hidrogenocarbonatos disueltos en agua al hervirla, calcula la masa de carbonato de calcio que tendría la costra obtenida al hervir un volumen de agua que contenía 408 g de $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

2.69 El hidróxido de potasio (KOH), conocido como potasa cáustica es utilizado como materia prima para obtener jabones líquidos. Este compuesto puede obtenerse por diferentes vías. El siguiente esquema de transformaciones representa dos de ellas:

a) Escribe la ecuación química que corresponde a cada vía.

b) A partir de la interpretación cuantitativa de ambas ecuaciones químicas diga en cuál de estas vías se obtiene más hidróxido de potasio con una misma masa de agua.



c) Demuestra la respuesta anterior calculando la masa de KOH que se puede obtener por cada vía a partir de 108 g de agua.

2.70 Para tratar el agua en nuestros hogares se recomienda hervirla durante 3 min y luego añadir 3 gotas de hipoclorito de sodio al 1 % por cada litro de agua.

- a) ¿Cuál es el efecto que se logra con estas medidas?
- b) ¿Cuántas gotas debes añadir para purificar 5 L de agua?
- c) Si los cristales de hipoclorito sólido contienen cinco moléculas de agua por cada entidad elemental de la sal. Escribe la fórmula química y el nombre del hidrato.

2.71 Dada la siguiente curva de solubilidad (figura 2.53).

- a) Clasifica el proceso de acuerdo con el criterio energético.
- b) Clasifica las disoluciones representadas por los puntos A, B y C de acuerdo con la capacidad para admitir soluto.
- c) ¿Cuál de las disoluciones representada es más concentrada? ¿Por qué?
- d) ¿A qué temperatura es más soluble el KNO_3 , a 20 o a 50 °C?
- e) ¿Qué masa de KNO_3 saturan 200 g de agua a 40 °C?

- f) Si agitamos la disolución representada por la letra A, ¿qué masa de KNO_3 cristaliza? g) Si a la masa de KNO_3 contenida en los 200 g de agua del inciso e) se le añade agua hasta completar 1 500 mL, calcula la concentración de cantidad de sustancia de KNO_3 que tiene la disolución resultante.

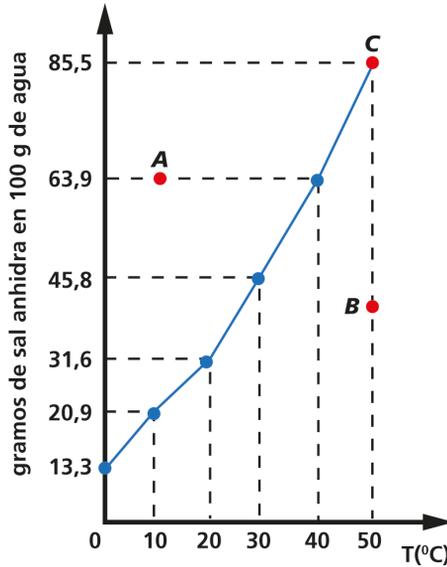


Fig. 2.53

- 2.72** ¿Podrá disolverse completamente 20 g de NaCl en 150 g de agua a 30 °C? Demuestra mediante el cálculo. Consulta la tabla 2.1.
- 2.73** Si con la masa de NH_4Cl que saturan 30 g de agua a 20 °C se prepara una disolución de $c(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, calcula hasta qué volumen de disolución se debe añadir agua. Consulta la tabla 2.1.
- 2.74** Consulta la tabla 2.1 y demuestra mediante el cálculo por qué es absurdo el planteamiento siguiente: *logré disolver completamente 80 g de KNO_3 en 180 g de agua a 20 °C, con ayuda de un agitador magnético.*
- 2.75** El metanol, también conocido como alcohol de madera es una sustancia altamente tóxica. La dosis letal es aproximadamente de 20 mL.

¿Cuántos mililitros de una disolución acuosa de metanol al 40 % en volumen constituyen una dosis letal?

2.76 Basado en los datos de solubilidad del cloruro de amonio, los cuales aparecen en la tabla 2.1, elabora la curva de solubilidad con la ayuda de Microsoft Excel.

Conclusiones del capítulo

Seguramente has aprendido mucho con el estudio del agua y sus disoluciones, esperamos que se hayan reafirmado tus convicciones acerca de la importancia de ahorrar y conservar este imprescindible recurso natural, a la vez que se ampliaron tus conocimientos acerca de las propiedades y estructura química de esta maravillosa sustancia, así como de la caracterización cualitativa y cuantitativa de sus disoluciones.

Estamos seguros que ahora estarás más preparado(a) para la vida y podrás explicar a tus vecinos y familiares las causas de los fenómenos que observan a diario relacionados con las particularidades de las propiedades físicas del agua y los factores que influyen en la velocidad del proceso de disolución. También desarrollaste habilidades en los cálculos basados en las disoluciones que te permitirán enfrentar futuros estudios o la vida laboral.

Para comprobar tu aprendizaje ya has resuelto varios ejercicios y desafíos, no obstante, te invitamos a revisar las preguntas que aparecen en la introducción a este capítulo y a autovalorar cuánto has aprendido.



CAPÍTULO 3

Termoquímica y cinética de las reacciones químicas

Son varias las manifestaciones que evidencian la ocurrencia de una reacción química, pero de todas ellas el desprendimiento o absorción de energía mediante calor es la más conocida y utilizada por la humanidad desde los inicios de su desarrollo histórico. En la fotosíntesis se absorbe la energía que proviene del Sol para sintetizar los carbohidratos en las plantas verdes. De igual forma, la oxidación de los alimentos proporciona la energía necesaria para los procesos vitales que tienen lugar en los animales y en las plantas, y la oxidación de los combustibles aporta grandes cantidades de energía de múltiples usos. Estas afirmaciones permiten comprender la importancia del conocimiento acerca de los cambios energéticos que se producen en las reacciones químicas y de su control. La parte de la Química que estudia las manifestaciones térmicas de las reacciones químicas se denomina Termoquímica.

Tan importante es el conocimiento del calor involucrado en una reacción química, como conocer si será liberado o absorbido de inmediato, en un período de minutos, de días o de meses. Por ejemplo, en los proyectos de las industrias químicas, esto puede definir si el proceso es factible de verificarse a una velocidad tal, que aconseje su producción a escala industrial. Es también importante conocer la velocidad a que ocurren algunos procesos bioquímicos para impulsar el desarrollo de las ciencias agropecuarias y de la medicina. La rama de la ciencia Química que estudia la velocidad de las reacciones químicas, así como los factores que influyen en ella y los mecanismos según los cuales transcurren, se conoce como Cinética química.

En este capítulo profundizarás en todo lo relacionado con las reacciones químicas exotérmicas y endotérmicas que aprendiste en Secundaria Básica, pero además, te adentrarás en el fascinante mundo de la velocidad de las reacciones químicas.

Durante el estudio de este capítulo podrás dar respuestas a un grupo de preguntas, tales como:

- ¿Qué representa el ΔH de una reacción química?
- ¿Por qué las reacciones exotérmicas tienen $\Delta H < 0$ y las endotérmicas $\Delta H > 0$?
- ¿Cómo se pueden representar las reacciones químicas en un diagrama de energía contra avance de la reacción química?
- ¿Existe relación entre la masa de sustancia transformada y la energía involucrada en la reacción química?
- ¿Qué factores influyen en la velocidad de una reacción química?
- ¿Se puede acelerar o retardar una reacción química?

3.1 Termoquímica

En la primera parte del capítulo darás una mirada al enfoque energético de las reacciones químicas y a la forma de representarlas mediante ecuaciones y diagramas termoquímicos. Ampliarás y profundizarás tus conocimientos acerca de ΔH y su aplicación en los cálculos de la energía involucrada en las reacciones químicas.

Las reacciones químicas: una mirada a su enfoque energético. La ecuación termoquímica

Diariamente se verifican en la naturaleza y en la vida cotidiana diversos fenómenos que van acompañados de transformaciones apreciables de energía. Podemos señalar, por ejemplo, reacciones químicas comunes como las que ocurren cuando quemamos combustible para producir el calor necesario para cocinar los alimentos, y otras mucho más complejas como las presentes en el metabolismo animal, la fotosíntesis, el lanzamiento de cohetes espaciales, etc. En el desarrollo científico-técnico de los pueblos se toma como uno de los indicadores fundamentales, el desarrollo de las fuentes de energía y su uso eficaz y eficiente.



Conéctate

El agotamiento de los combustibles fósiles, los problemas medioambientales y las necesidades crecientes de energía, han obligado al ser humano a recurrir al uso de combustibles alternativos. Puedes buscar en <http://www.ecured.cu> u otra fuente de información los tipos de combustibles alternativos, sus ventajas e inconvenientes e investigar en tu provincia cuáles de ellos se utilizan y en qué actividad.

En los dos primeros capítulos se han visto de manera constante las manifestaciones térmicas de las reacciones químicas, lo que nos indica la importancia que tiene el estudio de los aspectos energéticos, que se amplían y profundizan con el estudio de la Termoquímica.

Conoces de Secundaria Básica que las reacciones químicas se clasifican de acuerdo con el criterio energético en *exotérmicas* y *endotérmicas*, en dependencia del desprendimiento o absorción de energía mediante calor. También aprendiste que la energía desprendida o absorbida mediante calor en las reacciones químicas a presión constante, se representa internacionalmente con el símbolo ΔH , que su signo indica si la reacción química es exotérmica o endotérmica, y que de forma convencional, se ha adoptado el criterio siguiente:

Si la reacción es exotérmica: $\Delta H < 0$ (tiene signo negativo).

Si la reacción es endotérmica: $\Delta H > 0$ (tiene signo positivo).

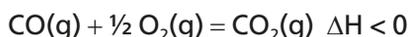
Este conocimiento te permite escribir ecuaciones termoquímicas.

Importante

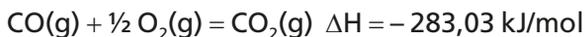
Ecuación termoquímica: es una representación abreviada y convencional de una reacción química, en la que también se expresa el desprendimiento o absorción de energía mediante calor, en ella se especifican los estados de agregación de todos los reaccionantes y los productos y, además, al final de la ecuación química se escribe el valor de ΔH .

Ejemplo:

En la combustión del monóxido de carbono se sabe que se desprende calor. La reacción química puede representarse por la ecuación química siguiente:



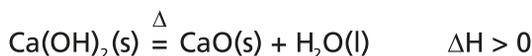
Pero si conoces que la cantidad de energía mediante calor que se desprende por cada mole de CO que reacciona con dióxígeno es de 283,03 kJ, entonces puedes escribir la ecuación termoquímica:



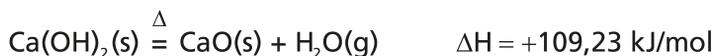
El signo negativo indica que es energía desprendida mediante calor.

Cuando una reacción química es exotérmica desprende energía mediante calor y provoca un aumento de la temperatura en el medio en el cual ocurre dicha reacción, porque el excedente de energía al transformarse los reaccionantes en productos es transferido al medio. De aquí se infiere que la energía asociada a los reaccionantes es mayor que la energía asociada a los productos.

De igual forma la ecuación química de un proceso endotérmico como la descomposición del hidróxido de calcio se puede representar por:



Pero si conoces que se absorbe 109,23 kJ de energía mediante calor por cada mole del hidróxido, entonces la puedes representar mediante la ecuación termoquímica:



Cuando una reacción química es endotérmica, absorbe energía mediante calor y provoca una disminución de la temperatura del medio en el cual ocurre dicha reacción, porque parte de la energía necesaria para transformarse los reaccionantes en productos es tomada del medio. Al final de la reacción química puede afirmarse que la energía asociada a los productos es mayor que la asociada a los reaccionantes.

¿Sabías que...?

- Las reacciones bioquímicas que nos permiten vivir solo pueden tener lugar dentro de un cierto rango de temperatura (alrededor de 37 °C en condiciones normales), lo que permite las funciones vitales. Si no hay calor corporal permanente, es imposible la vida.
- El mantenimiento de la temperatura corporal es el resultado del metabolismo, mediante el cual se asimilan los alimentos. El músculo activo metaboliza los alimentos más rápido que si está en reposo y se desprende más energía mediante calor, por ello la actividad física eleva la temperatura

corporal. El temblor es una forma particular de actividad física que pone en movimiento ciertos músculos involuntariamente para estimular el metabolismo y de ese modo aumentar la temperatura corporal cuando tenemos frío.

- La fiebre es una temperatura del cuerpo más elevada de lo normal. No es una enfermedad, es un mecanismo de defensa del organismo contra muchas bacterias y virus que causan infecciones y que sobreviven bien a la temperatura normal del cuerpo; entonces, la fiebre hace más difícil su supervivencia.

Comprueba lo aprendido

3.1 Relaciona los aspectos de ambas columnas.

Columna A

- Reacción química exotérmica
- Reacción química endotérmica
- Ecuación termoquímica

Columna B

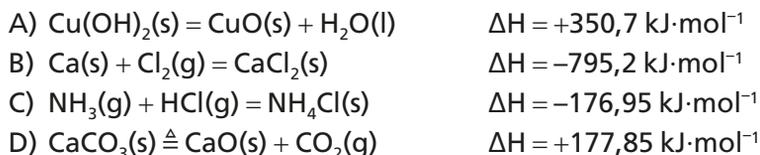
- Se adquiere del medio el déficit de energía mediante calor.
- $4 \text{ Al(s)} + 3 \text{ O}_2\text{(g)} = 2 \text{ Al}_2\text{O}_3\text{(s)}$
- Hay excedente de energía.
- $4 \text{ Al(s)} + 3 \text{ O}_2\text{(g)} = 2 \text{ Al}_2\text{O}_3\text{(s)}$
 $\Delta H = - 3\,340,3 \text{ kJ}$

3.2 Sopa de letras. Busca las palabras que describen las afirmaciones que aparecen a la izquierda.

- Reacción química que desprende calor.
- Reacción química que absorbe calor.
- Variación de la temperatura del medio en una reacción, $\Delta H < 0$.
- Variación de la temperatura del medio en una reacción, $\Delta H > 0$.
- Tipo de energía involucrada en la reacción química.
- Signo de ΔH en una reacción exotérmica.
- Signo de ΔH en una reacción endotérmica.

T	E	R	M	O	M	A	N	I	A	A
H	E	G	E	X	L	C	D	M	C	N
O	G	X	F	I	B	O	P	I	A	Y
V	I	L	O	D	E	I	M	A	L	O
I	A	I	K	T	K	R	D	E	O	L
T	N	A	U	M	E	N	T	A	R	A
I	Z	U	J	T	M	R	N	F	I	N
S	E	S	O	W	C	R	M	C	F	D
O	R	D	R	A	U	L	N	I	I	A
P	N	E	G	A	T	I	V	O	C	J
E	V	O	R	E	S	T	E	D	A	A
D	I	S	M	I	N	U	Y	E	H	I

3.3 Dadas las ecuaciones termoquímicas siguientes:



- Clasifica las reacciones químicas que representan estas ecuaciones, en exotérmicas o endotérmicas.
- ¿En cuál de los casos se produce un enfriamiento del recipiente de reacción?
- ¿Cuál de estos procesos se caracteriza por tener mayor energía asociada a los reaccionantes que a los productos?

3.4 Representa la ecuación termoquímica de formación del agua líquida a partir de las sustancias simples que la originan, sabiendo que en el proceso se desprenden 285,9 kJ por cada mole de agua líquida que se forma.

Desafío

24. El tetrafósforo reacciona con el dióxígeno para producir decaóxido de tetrafósforo, en la reacción se liberan 3 012,48 kJ por cada mole del óxido, luego este óxido reacciona con el agua para formar el ácido fosfórico y se desprenden 89,88 kJ por cada mole del ácido que se forma. Escribe las ecuaciones termoquímicas que describen este proceso.

Entalpía. Variación de entalpía en las reacciones químicas.

Diagramas de energía contra el avance de la reacción química

Hemos estado caracterizando las reacciones químicas exotérmicas y endotérmicas con un determinado valor de ΔH . La letra griega Δ se emplea convencionalmente para representar la variación de una determinada magnitud. En este caso la magnitud se ha representado por H.

¿Qué nombre recibe y qué expresa la magnitud H?

Durante una reacción química las sustancias reaccionantes (estado inicial del sistema) pueden disminuir su contenido energético al transformarse en las sustancias productos (estado final del sistema), pero también puede ocurrir que después de la reacción química, la energía asociada a las sustancias productos sea mayor que la correspondiente a los reaccionantes.

Si las variaciones energéticas del sistema se manifiestan mediante calor, decimos que en el primer caso se desprendió energía, mientras que en el segundo se absorbió energía.

Las reacciones químicas, generalmente se producen a presión atmosférica (presión constante). La termodinámica ha definido, para medir la energía absorbida o desprendida mediante calor, a presión constante, una magnitud llamada entalpía.

Importante

Entalpía: es una magnitud termodinámica cuya variación expresa una medida de la energía absorbida o desprendida mediante calor por un sistema, es decir, de la cantidad de energía mediante calor que un sistema intercambia con su entorno a presión constante.

La entalpía es una función de estado que se simboliza con la letra H (mayúscula).



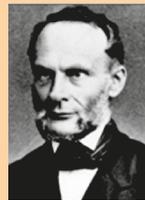
Conoce un poco más

En termodinámica, una función de estado o variable de estado es una magnitud física macroscópica que caracteriza el estado de un sistema, y que no depende de la forma en que el sistema llegó a dicho estado. Ejemplo de funciones de estado son: presión, temperatura, volumen, densidad y entalpía, entre otros.



Algo de historia

El término entalpía fue acuñado en 1850 por el famoso físico alemán, el profesor de Física Rudolf Juliu Emmanuel Clausius; sin embargo, otras fuentes afirman que el primero que definió y utilizó el término entalpía fue otro profesor, el Premio Nobel de Física de 1913, el holandés Heike Kamerlingh Onnes a principios del siglo xx.



R. Clausius
(1822-1888)



H. Onnes
(1853-1926)

La palabra entalpía viene del griego *enthálpō* = agregar calor; formado por en = en, y *thálpō* = calentar.

No es posible calcular la energía de un sistema, entonces lo que se calcula es la variación de energía al pasar del estado inicial al final (en las reacciones químicas sería al pasar de reaccionantes a productos).

Como la entalpía es una función de estado que depende de los estados inicial y final del sistema, entonces, su variación está dada por la expresión:

$$\Delta H = H_p - H_r$$

donde:

H_p corresponde al estado final del sistema (productos) y,

H_r corresponde al estado inicial del sistema (reaccionantes).

De manera que la causa del valor relativo de la variación de entalpía (ΔH) en una reacción química (mayor o menor que cero) está dada por el aumento o disminución de la energía total del sistema que se produce por absorción o desprendimiento de energía mediante calor, a presión constante.



Reflexiona un instante

Si en la reacción química se cede energía al entorno mediante calor, entonces la energía final (productos) será menor que la inicial (reaccionantes), es decir, la energía del sistema disminuye. Si por el contrario, en la reacción química se absorbe energía mediante calor, es lógico pensar que la energía del sistema aumenta.

La reflexión anterior se resume en el siguiente cuadro:

Tipo de reacción química	Variación de la energía en la reacción química	Relación entre las energías totales de los productos y los reaccionantes	Signo de ΔH
EXOTÉRMICA	Disminuye (desprende energía mediante calor)	$H_p < H_r$	Negativo ($\Delta H < 0$)
ENDOTÉRMICA	Aumenta (absorbe energía mediante calor)	$H_p > H_r$	Positivo ($\Delta H > 0$)

Estas variaciones de energía para las reacciones químicas pueden representarse en un diagrama de energía total (E_t) contra el avance de la reacción química (AR) (figura 3.1).

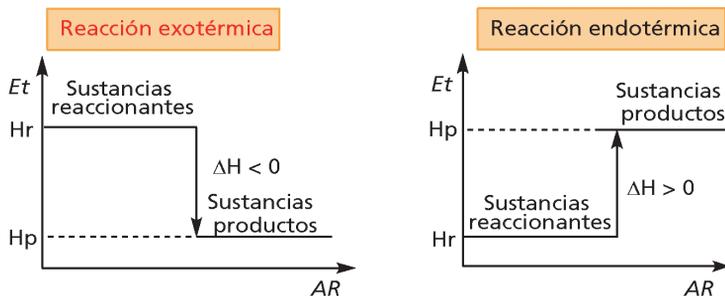


Fig. 3.1 Diagrama de energía total contra el avance de la reacción química exotérmica y endotérmica

Al seguir el sentido del avance de la reacción química (AR) de izquierda a derecha, los reaccionantes se sitúan siempre a la izquierda de los productos, aunque en el eje de la energía total (Et) puedan estar abajo o arriba en dependencia del tipo de reacción química, como se puede apreciar en la figura. La flecha que representa ΔH indica el aumento o disminución de la energía asociada a los reaccionantes según el tipo de reacción química (exotérmica o endotérmica); esta debe ser paralela al eje de la energía total y su sentido se sitúa convencionalmente de reaccionantes a productos.

En el punto de intersección de los dos ejes del diagrama no necesariamente se coloca el cero, toda vez que el avance de la reacción química es adimensional, solo indica el sentido en que ocurre la reacción química: de reaccionantes a productos, y los valores de ΔH pueden ser indistintamente positivos o negativos.

Para cada reacción química en particular se deben colocar las fórmulas químicas de reaccionantes y productos con sus correspondientes estados de agregación y coeficientes estequiométricos en la ecuación química. Veamos (figura 3.2) los diagramas de energía contra el avance de la reacción química para los ejemplos vistos en el epígrafe anterior:

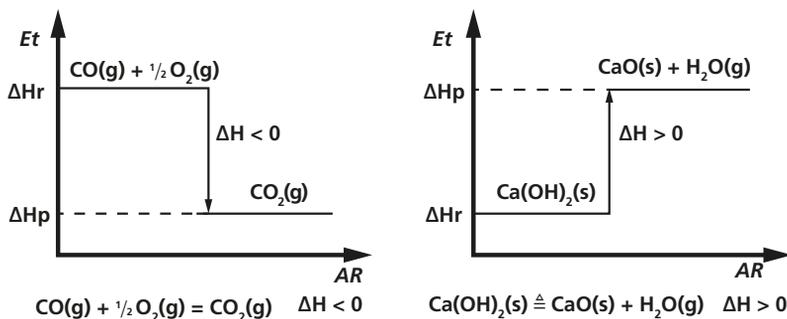


Fig. 3.2

La energía absorbida o desprendida mediante calor a presión constante, puede determinarse experimentalmente, empleando para ello un calorímetro. El de uso más extendido consiste en un envase cerrado y perfectamente aislado con agua, un dispositivo para agitar y un termómetro, como viste en Física octavo grado.

En los laboratorios escolares puede emplearse como simple calorímetro, para medir algunos calores aproximados de reacción química, a presión constante, un recipiente de vidrio apropiado (vaso de precipitados, erlenmeyer, etc.), un termómetro y una determinada cantidad de agua. Por ejemplo, para calcular el calor de la reacción química de combustión de una sustancia, se mide la variación de la temperatura del agua en el calorímetro (ΔT), pues esta absorbe prácticamente todo el calor desprendido durante la combustión. La pérdida de energía que se transmite al medio puede ser menor si se rodea al recipiente de reacción con un material aislante.

¿Sabías que...?

No es lo mismo calor que temperatura, son términos que confundimos habitualmente. La temperatura es una propiedad física referida a las nociones habituales que tenemos de caliente, tibio o frío, que puede ser medida con un termómetro. Es el grado o nivel térmico de un cuerpo, una sustancia o mezcla de ellas como la atmósfera, mientras que el calor es el proceso mediante el cual la energía se puede transferir de un sistema a otro como resultado de la diferencia de temperatura. El calor es energía en tránsito; siempre fluye de una zona de mayor temperatura a una de menor temperatura, elevándose la de la segunda y reduciéndose la de la primera, tal como sucede cuando dejamos un pedazo de hielo que se funde por la transmisión del calor del medio.

Para determinar la energía absorbida o desprendida mediante calor en un calorímetro preparado en el laboratorio escolar, se utiliza la fórmula estudiada en Física octavo grado:

$$Q = c \cdot m \cdot \Delta T$$

Esta fórmula adaptada a un experimento que realizarás en el laboratorio químico escolar con un calorímetro a presión atmosférica (constante) como te describimos anteriormente sería:

$$Q_p = [c_p(\text{vidrio}) \cdot m(\text{vidrio}) + c_p(\text{agua}) \cdot m(\text{agua})] \Delta T$$

donde:

Q_p : cantidad de energía transmitida mediante calor a presión constante (atmosférica).

m : masa.

c_p : calor específico o capacidad calorífica específica a presión constante,

ΔT : variación de temperatura.

Cuando se calcula Q_p por esta fórmula se tendrá en cuenta que la energía mediante el calor absorbido o desprendido no tiene signo, pero ΔH sí lo tiene. Se ha demostrado experimentalmente que Q_p se calcula a partir de datos experimentales para una reacción química determinada y es igual al valor absoluto de ΔH .

$$Q_p = |\Delta H|$$

Por ejemplo:

Calcula la energía desprendida mediante calor durante la reacción química de combustión de una sustancia si la temperatura aumenta en 20 °C en un calorímetro formado por un recipiente de vidrio cuya masa es de 125 g y que utiliza 200 g de agua.

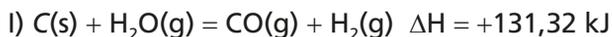
Algoritmo	Desarrollo
1. Determinar incógnita y datos	Incógnita: Q_p Datos: m (vidrio) = 125 g m (agua) = 200 g c_p (vidrio) = 0,84 J/g·°C c_p (agua) = 4,185 J/g·°C $\Delta T = 20$ °C
2. Escribir la relación o las relaciones necesarias	$Q_p = [m(\text{vidrio}) \cdot c_p(\text{vidrio}) + m(\text{agua}) \cdot c_p(\text{agua})] \Delta T$
3. Sustituir los valores y sus unidades	$Q_p = [(125 \text{ g} \cdot 0,84 \text{ J/g}\cdot^\circ\text{C}) + (200 \text{ g} \cdot 4,185 \text{ J/g}\cdot^\circ\text{C})] 20$ °C
4. Resolver	$Q_p = (105 \text{ J/}^\circ\text{C} + 837 \text{ J/}^\circ\text{C}) 20$ °C $Q_p = (942 \text{ J/}^\circ\text{C}) 20$ °C $Q_p = 18\,840 \text{ J} = 18,84 \text{ kJ}$
5. Respuesta	Se desprenden 18,84 kJ

¿Cuál es el valor de ΔH en esta reacción química?

Como la reacción es exotérmica, $\Delta H = -18,84 \text{ kJ}$

Comprueba lo aprendido

3.5 Representa los diagramas aproximados de energía total contra avance de las reacciones químicas siguientes:



a) Clasifica las reacciones químicas según el criterio energético.

3.6 Analiza (figura 3.3) los diagramas de energía total contra el avance de la reacción química, siguientes:

a) Clasifica las reacciones químicas según el criterio energético.

b) Señala en cada diagrama la energía de los reaccionantes y de los productos.

c) Sitúa en cada diagrama el valor relativo de ΔH con respecto a cero.

d) Escribe las ecuaciones químicas correspondientes en cada caso.

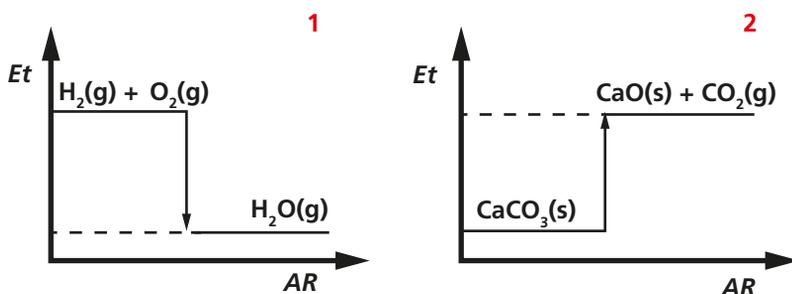


Fig. 3.3

3.7 Dado el diagrama de energía contra el avance de la reacción química siguiente (figura 3.4):

a) Clasifica la reacción química según el criterio energético.

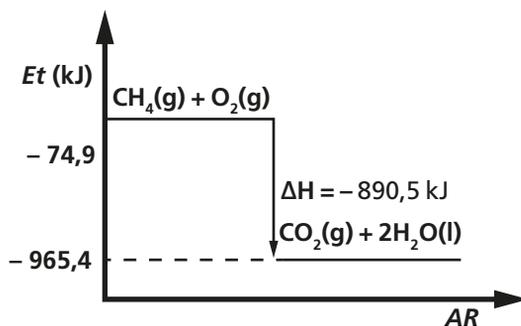


Fig. 3.4

- b) Argumenta la respuesta anterior.
 c) Escribe la ecuación termoquímica de la reacción química representada en el diagrama.

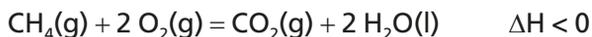
Desafío

25. Representa un diagrama de energía contra avance de la reacción química del proceso de obtención del SO₃ a partir de las reacciones químicas siguientes:



Relación entre la cantidad de sustancia transformada y la energía involucrada en la reacción química

La reacción química de combustión completa del metano se representa por la ecuación química siguiente:



Los valores de la energía mediante calor desprendida en varios ensayos experimentales donde se emplearon diferentes muestras de metano aparecen a continuación.

Ensayo	m(CH ₄)(g)	n(CH ₄)(mol)	ΔH(kJ)
1	2,0	0,125	-111,29
2	3,2	0,200	-177,91
3	4,0	0,250	-222,50
4	8,0	0,500	-445,12



Reflexiona un instante

Si analizas los datos anteriores puedes apreciar que al aumentar la cantidad de CH₄ que se combustiona, se desprende más energía mediante el calor, lo cual es lógico si se tiene en cuenta que mientras más combustible se quema, por ejemplo, en una cocina, más energía mediante calor se desprende.

Los resultados de los ensayos anteriores permiten inferir que debe existir una proporcionalidad entre la variación de entalpía y la cantidad de sustancia transformada en la reacción química.

Para comprobar esta proporcionalidad determinemos los valores del cociente $\frac{\Delta H}{n(X)}$ para cada uno de los ensayos anteriores:

Ensayo	$\frac{\Delta H}{n(X)}$
1	$\frac{-111,29 \text{ kJ}}{0,125 \text{ mol}} = -890,32 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
2	$\frac{-177,91 \text{ kJ}}{0,200 \text{ mol}} = -889,55 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
3	$\frac{-222,50 \text{ kJ}}{0,250 \text{ mol}} = -890,00 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
4	$\frac{-445,12 \text{ kJ}}{0,500 \text{ mol}} = -890,24 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

El valor aproximadamente constante de este cociente ($-890,02 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) demuestra la proporcionalidad entre la variación de entalpía y la cantidad de sustancia transformada en la reacción química. A partir de muchos hechos experimentales semejantes a este, se pudo generalizar que: *en una reacción química, la variación de entalpía es proporcional a la cantidad de sustancia que se transforma*. Es decir, $\Delta H \propto n(X)$, o sea: $\frac{\Delta H_1}{n_1(X)} = \frac{\Delta H_2}{n_2(X)}$, para diferentes

muestras de una sustancia involucrada en una misma reacción química, lo que permite su aplicación en cálculos.

La generalización anterior confirma que la variación de entalpía es una función de estado extensiva, en tanto depende de la masa de sustancia transformada.

Entalpía de formación molar

Cuando el análisis anterior se realiza para una reacción química de formación de una sustancia compuesta a partir de sus correspondientes

sustancias simples en estado estándar, el cociente $\frac{\Delta H^0}{n(X)}$ recibe el nombre

de *entalpía de formación molar*, magnitud imprescindible para el cálculo de la energía involucrada en las reacciones químicas, y se define como:

Importante

Entalpía de formación molar: es la variación de entalpía involucrada en la formación de un mole de una sustancia compuesta a partir de las sustancias simples que la originan, en su estado estándar (100 kPa) lo que se indica por el superíndice (0), se simboliza por $\frac{\Delta H_f^0}{n_1(X)}$ y su unidad es el kJ/mol o kJ·mol⁻¹.

La relación de proporcionalidad entre la cantidad de sustancia involucrada en la reacción química y la variación de entalpía, puede aplicarse a cálculos sencillos.

Ejemplo 1 Al reaccionar a TPEA una masa de 2,4 g de carbono sólido con suficiente dicloro gaseoso se desprenden 27,9 kJ de energía mediante calor. Calcula la entalpía de formación molar del tetracloruro de carbono.

Algoritmo	Desarrollo
1. Escribir la ecuación química	$C(s) + 2 Cl_2(g) = CCl_4(l)$
2. Determinar incógnita y datos	Incógnita: $\Delta H_f^0(CCl_4)$ $m(C) = 2,4 \text{ g}$ $M(C) = 12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ $M(CCl_4) = 154 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ $\Delta H^0 = -27,9 \text{ kJ}$
3. Escribir la relación o las relaciones necesarias	$\Delta H_f^0(CCl_4) = \frac{\Delta H^0}{n(CCl_4)}$ $n(CCl_4) = \frac{m(CCl_4)}{M(CCl_4)}$ $n(C) = n(CCl_4)$ (basado en la interpretación de la ecuación química). $n(C) = \frac{m(C)}{M(C)}$

4. Sustituir los valores con sus unidades	$n(\text{C}) = \frac{2,4 \text{ g}}{12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$ $\Delta H_f^0(\text{CCl}_4) = \frac{-27,9 \text{ kJ}}{n(\text{CCl}_4)}$
5. Resolver	$n(\text{C}) = \frac{2,4 \text{ g}}{12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,2 \text{ mol}$ $n(\text{CCl}_4) = 0,2 \text{ mol}$ $\Delta H_f^0(\text{CCl}_4) = \frac{-27,9 \text{ kJ}}{0,2 \text{ mol}}$ $\Delta H_f^0(\text{CCl}_4) = -139,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

La entalpía de formación molar es una magnitud que caracteriza a las sustancias compuestas, por lo que para las sustancias simples se considera convencionalmente, en condiciones estándar, igual a cero (0).

Para las sustancias compuestas, ΔH_f^0 tiene un valor constante y diferente para cada una de ellas, que se determinan a partir de datos experimentales y se registran en tablas (ver apéndice 9).

Se deben representar en el diagrama de energía total contra el avance de la reacción química los valores de variación de entalpía siempre que se conozcan (figura 3.5). Para el ejemplo resuelto es:

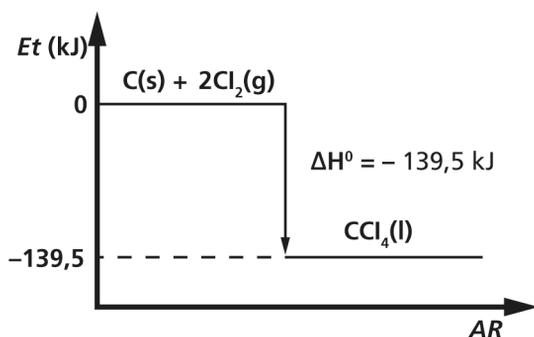


Fig. 3.5

Como ΔH_f^0 es directamente proporcional a la cantidad de sustancia transformada o formada durante una reacción química, podemos a partir de ΔH_f^0 (que se define para la formación de un mole de sustancia) calcular ΔH^0 en la formación de una cantidad de sustancia diferente de un mole.

Para el caso analizado anteriormente, ¿qué cantidad de energía mediante calor se libera cuando se forman cuatro moles de CCl_4 a partir de sus sustancias simples a TPEA?

Datos	Solución	
$\Delta H_f^\circ(\text{CCl}_4) = -139,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	$\Delta H_f^\circ(\text{CCl}_4) = \frac{\Delta H^\circ}{n(\text{CCl}_4)}$	$\Delta H^\circ = -139,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 4 \text{ mol}$
$n(\text{CCl}_4) = 4 \text{ mol}$		$\Delta H^\circ = -139,5 \text{ kJ} \cdot \cancel{\text{mol}^{-1}} \cdot 4 \cancel{\text{mol}}$
Incógnita: ΔH°	$\Delta H^\circ = \Delta H_f^\circ(\text{CCl}_4) \cdot n(\text{CCl}_4)$	$\Delta H^\circ = -558 \text{ kJ}$

Respuesta: Cuando se forman cuatro moles de 4 se liberan 558 kJ de energía mediante calor.

Comprueba lo aprendido

3.8 Escribe la relación que existe entre:

- La energía desprendida o absorbida mediante calor a presión constante determinada experimentalmente y la variación de entalpía de una reacción química.
- La variación de entalpía y la cantidad de sustancia transformada en una reacción química.

3.9 El carburo de calcio, CaC_2 al reaccionar con el agua produce un hidrocarburo denominado etino, también conocido como acetileno, cuya fórmula química es C_2H_2 . Es un gas que se emplea en soldaduras y corte de metales. En la reacción química se obtiene además el hidróxido metálico correspondiente.

- Escriba la ecuación de la reacción química.
- Empleando un calorímetro se determinó que $Q_p = 64,595 \text{ kJ}$ cuando reacciona una muestra de 0,5 mol de CaC_2 . Si se sabe que la temperatura en el calorímetro varió de 25 a 34 °C, calcula el valor de ΔH que corresponde a la reacción química representada.
- Clasifica la reacción química en exotérmica o endotérmica.
- Cuando reacciona una muestra de 10 mol de CaC_2 la energía mediante calor involucrada es 1 291,9 kJ. Argumenta esta afirmación y demuéstrela mediante los cálculos correspondientes.
- Representa el diagrama de energía contra avance de la reacción química para el caso del inciso d).

Desafío

26. Para que se evapore un gramo de sudor en la superficie de la piel se requieren aproximadamente 2,43 kJ de energía mediante calor proveniente del tejido cutáneo, con lo que la piel se enfría y consecuentemente, el organismo. Calcula la energía que necesita gastar el cuerpo humano diariamente para evaporar un litro de sudor. Asume que la densidad del sudor es un gramo por cada centímetro cúbico y que todo el calor que se utiliza para evaporar el sudor proviene del cuerpo humano.

La Ley de Hess

En el epígrafe anterior aprendiste que la energía absorbida o desprendida mediante calor a presión constante puede determinarse experimentalmente.

El proceso de obtención de un mole de dióxido de carbono a partir de carbono y dioxígeno puede llevarse a cabo por dos caminos diferentes: El calor desprendido cuando se obtiene el $\text{CO}_2(\text{g})$ por combustión completa del $\text{C}(\text{s})$, es igual al desprendido como resultado neto de su obtención por etapas: primera, oxidando el $\text{C}(\text{s})$ a $\text{CO}(\text{g})$, y segunda, oxidando el $\text{CO}(\text{g})$ obtenido a $\text{CO}_2(\text{g})$.



Como se observa, la formación de un mole de $\text{CO}_2(\text{g})$ a partir de sus sustancias simples a TPEA, desprende $-393,6 \text{ kJ}$, y si se forma primero CO con desprendimiento de $-110,6 \text{ kJ}$ (1.ª etapa), y luego este compuesto reacciona con O_2 para formar CO_2 con desprendimiento de $-283,0 \text{ kJ}$ (2.ª etapa), el balance energético es $393,6 \text{ kJ}$. La suma de las ecuaciones químicas correspondientes a cada etapa, es igual a la ecuación química de la obtención directa.

Importante

Del análisis del ejemplo descrito se puede llegar a dos importantes conclusiones:

- La cantidad de energía mediante calor involucrada en una reacción química a presión constante, es independiente del camino recorrido por los reaccionantes hasta formar los productos. Solo depende de los estados inicial y final del sistema.
- La energía total mediante calor absorbida o desprendida en una reacción química, corresponde a la suma de las energías mediante calor involucradas en cada una de las etapas de esta.

Estas conclusiones son dos formas de enunciar la *Ley de Hess*.

Algo de historia

Germain Henri Hess (1802–1850), químico y médico suizo, nacionalizado ruso, profesor de Química del Instituto Tecnológico de la Universidad de San Petersburgo, presentó en 1840 la Ley de la suma constante del calor que hoy lleva su nombre: ley de Hess. Hoy no podríamos entender la termoquímica sin esta ley.



G. H. Hess
(1802-1850)

El hecho de que la energía mediante calor involucrada en las reacciones químicas a presión constante (ΔH) dependa solamente de las sustancias iniciales y de las finales es una consecuencia de la *ley de conservación de la energía*, y permite tratar las ecuaciones termoquímicas como simples expresiones algebraicas, sujetas a la adición, sustracción, multiplicación, etc., lo cual favorece el cálculo teórico de algunos calores de reacción química a presión constante a partir de otros obtenidos experimentalmente.

Para los cálculos de la variación de entalpía en estado estándar (ΔH^0), a partir de las entalpías de formación de los productos y los reaccionantes, aplicando la ley de Hess:

$$\Delta H^0 = \Delta H_p^0 - \Delta H_r^0 \quad (I)$$

En las tablas aparecen las variaciones de entalpía de formación molar ($\Delta H_f^0(X)$) y como: $\Delta H_f^0(X) = \frac{\Delta H^0(X)}{n(X)}$

Despejando $\Delta H^0(X)$ para cualquier sustancia obtenemos:

$$\Delta H^0(X) = n(X) \cdot \Delta H_f^0(X)$$

En el caso de los productos: $\Delta H_p^0 = \sum n(P) \cdot \Delta H_f^0(P)$ (II)

Para los reaccionantes: $\Delta H_r^0 = \sum n(R) \cdot \Delta H_f^0(R)$ (III)

Sustituyendo las expresiones (II) y (III) en la expresión (I) resulta:

$$\Delta H^0 = \sum n(P) \cdot \Delta H_f^0(P) - \sum n(R) \cdot \Delta H_f^0(R)$$

¿Sabías que...?

La letra griega sigma mayúscula Σ se usa como símbolo en Matemática para representar sumas de varios sumandos, tal como ocurre en la sumatoria de los valores de entalpía de formación de todos los reaccionantes (R) o todos los productos (P) en una reacción química.

Es importante insistir que como ΔH_f^0 fue definida para la formación de un mole, por lo que en estos cálculos habrá que multiplicar ΔH_f^0 de cada sustancia por el coeficiente estequiométrico n (ν) que aparece en la ecuación química, recordando que no es la cantidad de sustancia involucrada en la reacción química, sino la relación entre ellas, tal como vimos en el epígrafe 1.4. En consecuencia, en estos cálculos debemos usar también la letra minúscula griega n (ν) para el coeficiente estequiométrico. La expresión anterior quedaría de la forma siguiente:

$$\Delta H^0 = \sum \nu(P) \cdot \Delta H_f^0(P) - \sum \nu(R) \cdot \Delta H_f^0(R)$$

Veamos un ejemplo de su aplicación:

Calcula la variación de entalpía durante la reacción química del metano (CH_4) con suficiente dióxigeno (O_2) para producir dióxido de carbono (CO_2) y agua.

1. Escribir la ecuación de la reacción: $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) = \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
2. Determinar incógnita y buscar datos en las tablas de ΔH_f^0 (apéndice 9):
 Incógnita: ΔH^0

Datos:

$$\Delta H_f^0(\text{CH}_4) = -74,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}; \quad \Delta H_f^0(\text{CO}_2) = -393,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1};$$

$$\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}; \quad \Delta H_f^0(\text{O}_2) = 0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

3. Escribir la expresión que pone en práctica la ley de Hess en función de ΔH_f^0 y adecuarla a la reacción descrita:

$$\Delta H^0 = \sum \nu(P) \cdot \Delta H_f^0(P) - \sum \nu(R) \cdot \Delta H_f^0(R)$$

$$\Delta H^0 = [\nu(\text{CO}_2) \cdot \Delta H_f^0(\text{CO}_2) + \nu(\text{H}_2\text{O}) \cdot \Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O})] - [\nu(\text{CH}_4) \cdot \Delta H_f^0(\text{CH}_4) + \nu(\text{O}_2) \cdot \Delta H_f^0(\text{O}_2)]$$

4. Sustituir los valores en la expresión:

$$\Delta H^0 = [1(-393,6) + 2(-285,9)] - [1(-74,9) + 2(0)]$$

5. Resolver:

$$\Delta H^0 = (-393,6 - 571,8) - (-74,9 + 0)$$

$$\Delta H^0 = -965,4 - (-74,9)$$

$$\Delta H^0 = -965,4 + 74,9$$

$$\Delta H^0 = -890,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Este largo procedimiento puede simplificarse de la forma siguiente:

1. Escribir la ecuación termoquímica de la reacción química y colocar convenientemente los datos y la incógnita debajo de esta, y resolver (se sugiere emplear un cuadro para ello):

$\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) = \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta H^0 = x \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$				
1(-74,9)	2(0)	1(-393,6)	2(-241,9)	x
-74,9	0	-393,6	-571,8	x
-74,9		-965,4		x

2. Escribir la expresión que pone en práctica la ley de Hess:

$$\Delta H^0 = \sum \nu(P) \cdot \Delta H_f^0(P) - \sum \nu(R) \cdot \Delta H_f^0(R)$$

3. Sustituir:

$$\Delta H^0 = -965,4 - (-74,9)$$

4. Resolver:

$$\Delta H^{\circ} = -965,4 + 74,9$$

$$\Delta H^{\circ} = -890,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

A partir de estos resultados se pueden representar estos valores en los diagramas de energía total contra el avance de la reacción química, pues los datos necesarios fueron calculados:

$$\sum \nu(P) \cdot \Delta H_f^{\circ}(P) = -965,4 \text{ kJ} \text{ y } \sum \nu(R) \cdot \Delta H_f^{\circ}(R) = -74,9 \text{ kJ}$$

Para la reacción química del ejemplo explicado (figura 3.6) el diagrama sería el siguiente:

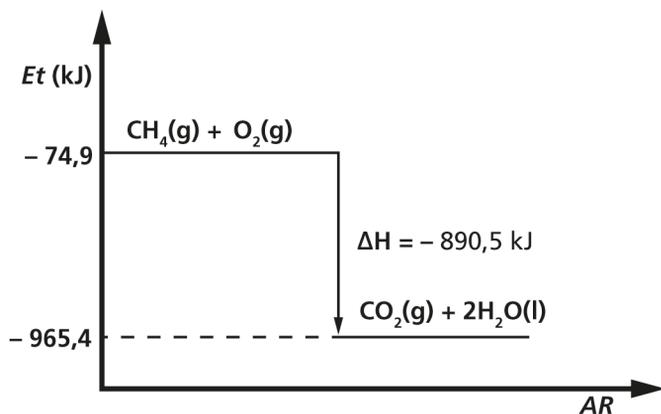


Fig. 3.6

Existen compuestos como el $\text{Ca}(\text{OH})_2$ que no pueden obtenerse por reacción directa entre sustancias simples. Los valores de entalpía de formación molar pueden determinarse de forma indirecta, si se conoce la variación de entalpía de cualquier reacción química donde este participe y los valores de entalpía de formación molar de las demás sustancias que intervienen en la reacción química. Esta constituye otra de las aplicaciones de la Ley de Hess.

Ejemplo:

Calcula la entalpía de formación molar del $\text{Ca}(\text{OH})_2$ si se conoce que cuando se descompone un mole de este hidróxido por el calor en $\text{CaO}(\text{s})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, se absorben 109,23 kJ de energía mediante calor a presión constante.

1. Escribir la ecuación termoquímica de la reacción química, colocar convenientemente los datos y la incógnita debajo de esta (se sugiere emplear un cuadro para ello):

$\text{Ca(OH)}_2(\text{s}) = \text{CaO}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta H^0 = +65,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$			
1(x)	1(-635,5)	1(-285,9)	+65,2
x	-635,5	-285,9	+65,2
x	-921,4		+65,2

2. Escribir la expresión que pone en práctica la ley de Hess:

$$\Delta H^0 = \sum \nu(P) \cdot \Delta H_f^0(P) - \sum \nu(R) \cdot \Delta H_f^0(R)$$

3. Sustituir:

$$+65,2 = -921,4 - x$$

4. Resolver:

$$x = -921,4 - 65,2$$

$$x = -986,6$$

$$\Delta H^0(\text{Ca(OH)}_2) = -986,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Teniendo en cuenta el dato que da el problema que la sumatoria de los productos fue calculada: $\sum \nu(P) \cdot \Delta H_f^0(P) = -877,4 \text{ kJ}$ la del reaccionante, es el resultado final del problema: $\sum \nu(R) \cdot \Delta H_f^0(R) = -986,6 \text{ kJ}$. Estos valores se pueden representar en el diagrama de energía contra el avance de la reacción química (figura 3.7) para el proceso anterior.

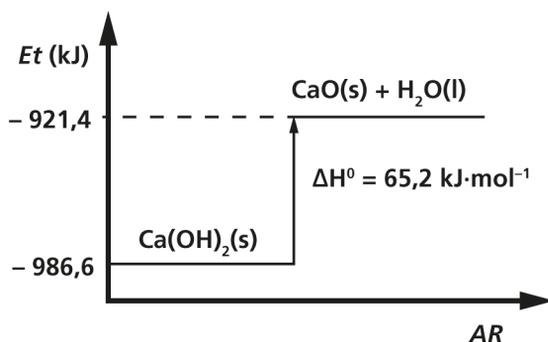


Fig. 3.7

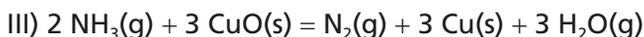
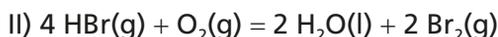


Conéctate

Si quieres conocer otras aplicaciones de la Ley de Hess te sugerimos que consultes: https://es.wikipedia.org/wiki/Ciclo_de_Born-Haber?oldid=77790495 u otro sitio disponible.

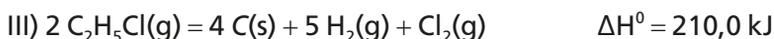
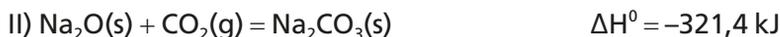
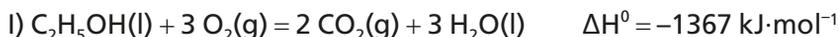
Comprueba lo aprendido

3.10 Dadas las ecuaciones químicas siguientes:



- Calcula la variación de entalpía de cada una de las reacciones químicas representadas.
- Clasifica las reacciones químicas anteriores de acuerdo con el criterio energético.
- Representa los diagramas de energía contra el avance de la reacción química para los procesos anteriores.

3.11 Calcula la entalpía de formación molar para cada uno de los compuestos siguientes: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$, $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s})$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}(\text{g})$, si se conoce que:

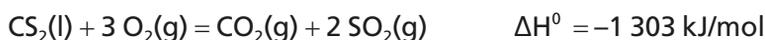


Desafío

27. A partir de las siguientes ecuaciones químicas, calcula la energía requerida para transformar un mole del grafito de tu lápiz en diamante. Investiga si esto es posible.



28. A partir de las siguientes ecuaciones termoquímicas. Calcula la entalpía de formación molar del CS_2 .



3.2 Cinética de las reacciones químicas

En esta segunda parte del capítulo aprenderás cuestiones interesantes relacionadas con la velocidad de las reacciones químicas y las teorías que explican los factores que influyen en esta. Ello te permitirá profundizar tus conocimientos acerca de los catalizadores y entender mejor su acción en el mecanismo de una reacción química.

La velocidad de las reacciones químicas

El hecho de que una reacción química sea más o menos rápida no tiene relación con la capacidad que tenga esta de absorber mayor o menor energía. Las relaciones energéticas estudiadas en los epígrafes anteriores no proporcionan información acerca de la velocidad a que se producirá una reacción química. Estos estudios acerca de las reacciones químicas se complementan con el análisis cinético.

Un explosivo, bajo la acción de una causa externa (fricción, calor, percusión, etc.) se transforma en gases de forma súbita y violenta en cuestión de milésimas de segundo, liberando gran cantidad de energía mediante calor, luz, sonido, etc. También son lo suficientemente rápidas las reacciones químicas de neutralización y las de los ácidos con los metales activos. Combustibles como la gasolina, el queroseno o el alcohol pueden permanecer indefinidamente en contacto con el aire sin que se produzca la combustión de ellos; sin embargo, reaccionan rápidamente en cuestión de segundos si los ponemos en contacto con la llama, produciéndose fuego de inmediato. La corrosión del acero en un ambiente atmosférico se deteriora lentamente con el tiempo, en meses o en años.

Estas reacciones químicas suceden en intervalos de tiempos distintos, ello se debe a que transcurren a diferentes velocidades. La cinética química es la parte de la Química que estudia la velocidad o rapidez con que transcurren las reacciones químicas, los factores que la determinan, las leyes y teorías que las rigen y las explican.

El estudio de la cinética química tiene mucha importancia para la industria, por la significación práctica que tiene el hecho de que determinadas

reacciones químicas tengan lugar a una velocidad dada y con el rendimiento deseado. También en el campo de las ciencias biológicas, el estudio de la cinética química proporciona mayor conocimiento acerca de los procesos bioquímicos que ocurren en los organismos vivos, contribuyendo así al desarrollo de la agricultura, la ganadería, la apicultura, la pesca, la industria alimentaria y la médico-farmacéutica, entre otras. El control de la velocidad de las reacciones nucleares le permite al ser humano disponer de la enorme energía que tienen los núcleos atómicos.

Importante

La velocidad media \bar{V} de una reacción química es una magnitud que viene dada por la variación de la concentración de cualquiera de las sustancias involucradas en la reacción química en la unidad de tiempo.

Se define por la expresión:
$$\bar{V} = \mp \frac{\Delta c(X)}{\Delta t} = \mp \frac{c_2(X) - c_1(X)}{t_2 - t_1}$$

Se coloca \mp en dependencia de que la variación sea con respecto a un reaccionante (-) o a un producto (+).

Para calcular la velocidad media de reacción química a partir de datos experimentales hay que determinar la sustancia de referencia. Por ejemplo, si seleccionamos un reaccionante empleando la ecuación de definición nos queda:

$$\bar{V} = \mp \frac{\Delta c(X)}{\Delta t} = \mp \frac{c_2(X) - c_1(X)}{t_2 - t_1}$$
, pues como $c_2(R) < c_1(R)$, entonces, $\Delta c(R)$

tendrá siempre signo negativo (-), lo que indica que la concentración de cantidad de sustancia está disminuyendo con el tiempo. Como no tiene sentido físico una velocidad negativa y la disminución de la concentración de reaccionante hará que $\Delta c(R)$ sea negativa, se coloca el signo negativo cuando se refiere a un reaccionante, para que la velocidad sea positiva.

Si por el contrario, tomamos como referencia a un producto, entonces:

$$\bar{V} = \mp \frac{\Delta c(P)}{\Delta t} = \mp \frac{c_2(P) - c_1(P)}{t_2 - t_1}$$

Como $c_2(P) > c_1(P)$, la $\Delta c(P)$ tendrá siempre signo positivo (+), lo que indica que la concentración de cantidad de sustancia está aumentando con el tiempo.

Entre las cantidades de sustancias involucradas en una reacción química existe una relación que podemos extraer de la interpretación cualitativa y cuantitativa de la ecuación química; entonces, habrá diferencia entre los valores absolutos de las velocidades medias.

Ejemplo:

En la reacción química: $N_2O_4(g) = 2 NO_2(g)$

$$\bar{v} = -\frac{\Delta c(N_2O_4)}{\Delta t} \text{ (el signo negativo se debe a que está medida con respecto$$

al reaccionante).

$$\bar{v} = +\frac{\Delta c(NO_2)}{\Delta t} \text{ (el signo positivo se debe a que está medida con$$

respecto al producto).

La velocidad de reacción siempre es positiva. El signo menos es necesario para hacer que el cambio de concentraciones sea positivo.

De la interpretación de la ecuación química, se conoce que:

$$\frac{n(NO_2)}{n(N_2O_4)} = \frac{2}{1} = 2$$

$$n(NO_2) = 2n(N_2O_4)$$

Como $c(X) = \frac{n(X)}{V}$, $c(X) \propto n(X)$ si el volumen permanece constante.

Entonces, de acuerdo con todo el análisis anterior, para la reacción química representada por la ecuación química: $N_2O_4(g) = 2 NO_2(g)$

$$\Delta c(NO_2) = -2 \Delta c(N_2O_4)$$

Por ejemplo, si: $\frac{\Delta c(N_2O_4)}{\Delta t} = 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

$$\frac{\Delta c(NO_2)}{\Delta t} = 2 \left(-\frac{\Delta c(N_2O_4)}{\Delta t} \right) = 2 (1 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1})$$

Entonces: $\frac{\Delta c(NO_2)}{\Delta t} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

Por todo lo anterior es necesario especificar con respecto a qué sustancia se está expresando la velocidad de reacción química, pues no siempre esta tendrá un mismo valor para una misma reacción. Las velocidades de reacción

química se determinan siempre a partir de estudios experimentales de cada reacción en particular.

La velocidad de reacción tiene las unidades de concentración de cantidad de sustancia divididas por tiempo. La concentración de cantidad de sustancia se expresa en mol/L. El tiempo puede expresarse en segundos, minutos, horas, días, años. Por consiguiente las unidades de velocidad de reacción pueden ser: $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$, $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{min}^{-1}$, $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{h}^{-1}$, aunque en este curso se utilizará preferentemente la primera.

Comprueba lo aprendido

3.12 La variación de la concentración de las sustancias que intervienen en la reacción química: $2 \text{N}_2\text{O}_5(\text{g}) = 4 \text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ se puede representar gráficamente (figura 3.8):

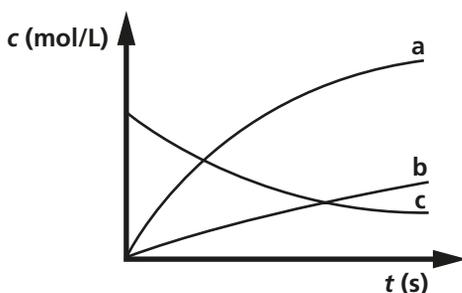


Fig. 3.8

a) Determina qué curva que se corresponde con cada variación de concentración de cantidad de sustancia en el tiempo, que se muestra a continuación:

$$c(\text{N}_2\text{O}_5) \text{ vs } t; \quad c(\text{NO}_2) \text{ vs } t; \quad c(\text{O}_2) \text{ vs } t$$

b) Calcula la masa de NO_2 que se obtiene si se descomponen completamente 20 g de N_2O_5 .

3.13 La reacción química representada por la ecuación:

$\text{I}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) = 2 \text{HI}(\text{g})$, ha sido estudiada experimentalmente a cierta temperatura, para la cual su velocidad media de reacción química con respecto al H_2 es: $1,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$. A partir de estos datos podemos

plantear que la velocidad media con respecto al HI es una de las siguientes, ¿cuál?:

a) $1,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

c) $8,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

b) $3,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

d) $1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

Desafío

29. La reacción química representada por la ecuación:

$\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) = 2 \text{NH}_3(\text{g})$, ha sido estudiada experimentalmente a cierta temperatura para la cual su velocidad media de reacción química es:

$$\frac{\Delta c(\text{H}_2)}{\Delta t} = 6 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

¿Qué valores tendrá la velocidad media de reacción química, si se toma como referencia la variación de la concentración de cantidad de sustancia de amoníaco? Explica tu respuesta.

Factores que influyen en la velocidad de las reacciones químicas

La velocidad de una reacción química depende de un grupo de factores que contribuyen en cierta medida a que esta se verifique con mayor o menor rapidez, unos son internos o microscópicos y otros externos o macroscópicos.

La naturaleza de los reaccionantes está relacionada con la estructura química de estos. Por ejemplo: el dihidrógeno puede combinarse vigorosamente con el dicloro bajo ciertas condiciones para producir cloruro de hidrógeno, pero en las mismas condiciones reacciona muy lentamente con el dinitrógeno; el sodio y el dióxígeno se combinan mucho más rápidamente que el hierro y el dióxígeno bajo circunstancias similares; el tetrafósforo en su modificación alotrópica blanca se incendia inmediatamente en el aire, mientras que la roja no.

En los ejemplos anteriores al igual que en todas las reacciones químicas, se rompen enlaces y se forman otros nuevos, entonces, es lógico pensar que la estructura química de las sustancias (composición, tipo de partículas, tipo de enlace, su fortaleza y la distribución espacial) influye en la velocidad de reacción.

La energía de las partículas reaccionantes, así como la orientación de estas al interaccionar entre sí, son otros factores internos que influyen en la velocidad de reacción química.



Reflexiona un instante

Estos factores internos no pueden ser modificados por el ser humano, pues están relacionados con la esencia misma del proceso, con la estructura química de las sustancias.

Los factores externos o macroscópicos son los que pueden ser controlados por los seres humanos dentro de ciertos límites. Entre ellos están:

- 1) Superficie de contacto.
 - 2) Temperatura.
 - 3) Concentración de las sustancias reaccionantes.
 - 4) Catalizadores e inhibidores.
 - 5) Energía radiante.
- 1. Superficie de contacto:** cuando reaccionan sustancias sólidas con sustancias gaseosas o líquidas, se ha comprobado experimentalmente que mientras más dividido esté el sólido, mayor será la velocidad de la reacción química, esto ocurre porque aumenta la superficie de contacto de las sustancias reaccionantes, lo que aumenta la probabilidad de choques efectivos.

El aumento de la superficie con el grado de división del sólido, tiene su explicación matemática que se ilustra en la figura 3.9.

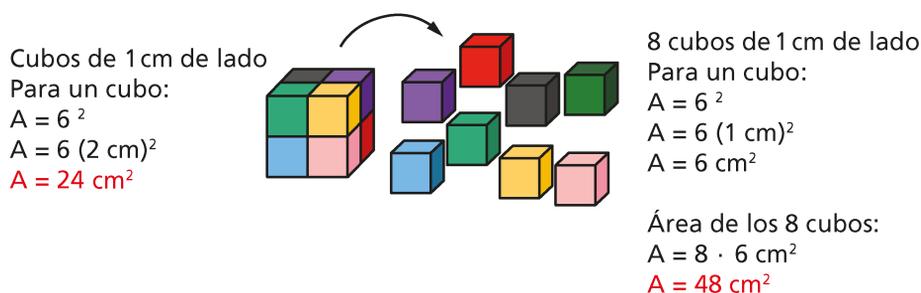


Fig. 3.9 Aumento de la superficie de contacto de un sólido al ser dividido

Observa en la figura, que al fragmentar el cubo de dos centímetros de lado, en ocho cubitos de un centímetro de lado cada uno, el área de contacto aumenta de 24 cm^2 a 48 cm^2 , es decir, el doble. De aquí se infiere que entre más divididas y separadas estén las partículas de un reaccionante, mayor superficie de contacto habrá entre ellas y las del otro reaccionante. Es por eso que las reacciones químicas entre gases generalmente son más rápidas que entre sustancias en estado líquido o sólido.

Esta reacción química es exotérmica, la energía que se desprende aumenta la temperatura de las regiones próximas y mantiene la llama del combustible, es decir, el aumento de temperatura incrementa la velocidad de una reacción química que no ocurre a velocidad apreciable a temperatura ambiente.

Como has visto para que una reacción química se produzca, se necesitan determinadas condiciones que permitan el contacto entre las sustancias que reaccionan y que se produzcan choques efectivos, válidos para que tenga lugar dicha reacción.

Este hecho se explica por la Teoría de las colisiones, propuesta independientemente por el químico alemán Max Trautz (1880-1960) en 1916, y por el profesor de Química-Física de la Universidad de Liverpool, el británico William C. McCullagh Lewis (1885-1956) en 1918; teoría que explica cualitativamente cómo ocurren las reacciones químicas, y el porqué de que las velocidades de reacción química difieran para diferentes reacciones químicas.

La Teoría de las colisiones está basada en la idea de que en una reacción química tiene lugar la ruptura de enlaces entre los átomos de las sustancias reaccionantes y la formación de nuevos enlaces para originar los productos, para ello es necesario que las partículas reaccionantes entren en contacto, “choquen”; por lo que a mayor número de choques efectivos, mayor velocidad de reacción química. Para que los choques sean efectivos se requiere que:

- Las partículas tengan suficiente energía para que al chocar, los enlaces se rompan o se debiliten.
- El choque tiene que producirse con la orientación adecuada.

Para ejemplificar este último requerimiento analicemos la reacción química hipotética en fase gaseosa siguiente: $A_2(g) + B_2(g) = 2 AB(g)$.

En la figura 3.10 (I), las moléculas de A_2 y de B_2 se acercan con la orientación adecuada y producen choques efectivos que originan un estado de transición en el que comienzan a debilitarse los enlaces A—A así como los enlaces B—B, de igual forma comienzan a formarse los nuevos enlaces A—B. Este estado de transición tiene la energía necesaria para transformarse en producto (AB). En la figura 3.10 (II), las moléculas de A_2 y de B_2 se acercan sin la orientación adecuada y no se producen choques efectivos por lo que no ocurre reacción química.

Una teoría más actual: la del complejo activado, se refiere a que el paso de las sustancias reaccionantes a los productos de la reacción química,

se verifica por medio de un estado intermedio de alta energía que haya sobrepasado la energía de activación.

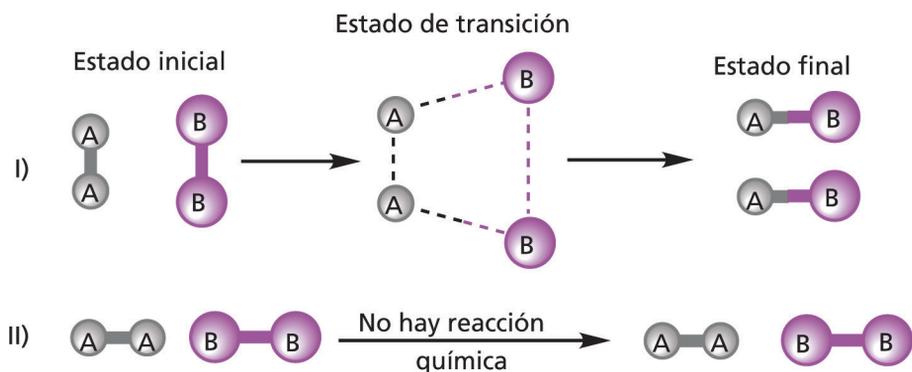


Fig. 3.10 Influencia de la orientación espacial al producirse un choque entre partículas reaccionantes

Importante

Energía de activación: es la energía mínima necesaria para que una colisión sea efectiva y se inicie una reacción química.

Estos fundamentos complementan los postulados de la Teoría de las colisiones acerca de la existencia de una energía mínima necesaria (energía de activación) para que una colisión sea efectiva y se inicie la reacción química, energía que provoca que al chocar las partículas se rompan los enlaces o se debiliten. Es decir, para que un choque sea efectivo, es necesario que la energía de las partículas sea superior a la energía de activación.

Conéctate

Si te interesa saber más acerca de la Teoría del complejo activado, superior desde el punto de vista físico y matemático, te sugerimos que te conectes a: [https://es.wikipedia.org/wiki/Complejo_activado_\(qu%C3%ADmica\)?ol-did=78354634](https://es.wikipedia.org/wiki/Complejo_activado_(qu%C3%ADmica)?ol-did=78354634) O EN <http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>

A menudo se utilizan gráficas para indicar los cambios energéticos que ocurren durante las reacciones químicas, en estas se puede representar la energía de activación que requieren las sustancias reaccionantes para transformarse en productos (figura 3.11).

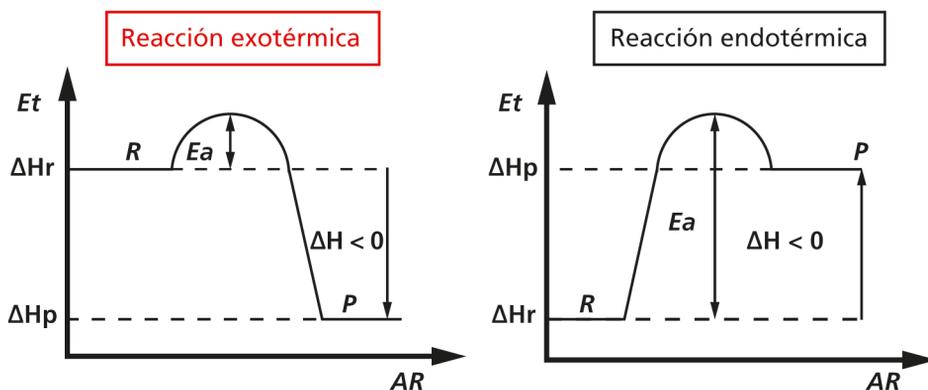


Fig. 3.11 Energía total contra el avance de la reacción química

- 3. Concentración de las sustancias reaccionantes:** si una astilla de madera se calienta hasta que la combustión comience y luego se introduce en un frasco con dióxigeno puro, la llama se aviva mostrando que la combustión ocurre a mayor velocidad. Esto se debe a que en el frasco hay aproximadamente cinco veces la concentración de dióxigeno que hay en el aire.

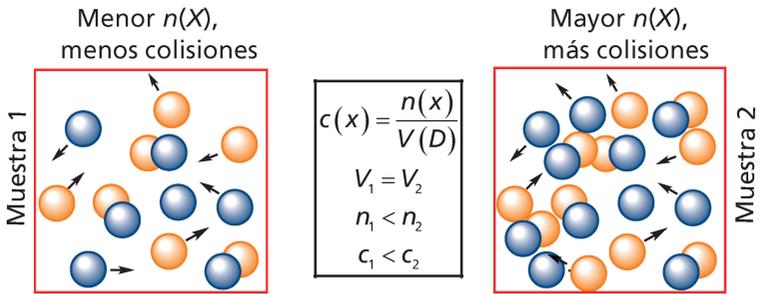
¿Cómo es posible explicar que un aumento en la concentración produzca un aumento en la velocidad de reacción química?

Para que ocurra una reacción química, las partículas que reaccionan deben aproximarse entre sí y chocar. Al aumentar la concentración aumenta el número de partículas contenidas en un volumen determinado lo cual provoca el aumento de la frecuencia de los choques y la probabilidad de que estos sean efectivos, en consecuencia, generalmente, aumenta la velocidad de reacción química.

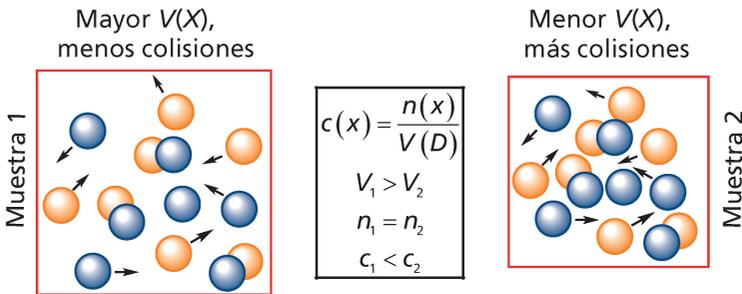
Para aumentar la concentración de cantidad de sustancia se puede incrementar la cantidad de sustancia en un mismo volumen como se ilustra en la figura 3.12 A, el aumento de concentración puede obtenerse en los gases al reducir el volumen de la muestra figura 3.12 B.

¿Sabías que...?

La concentración de los sólidos y los líquidos puros no se puede variar a una misma temperatura, ya que un aumento en la cantidad de sustancia lleva implícito un aumento del volumen en la misma proporción. Tampoco admiten compresión del volumen con la misma intensidad que los gases.



A. Aumento de $c(X)$ por aumento de $n(X)$



B. Aumento de $c(X)$ por disminución de $V(X)$

Fig. 3.12

Cuando se inicia una reacción química las concentraciones de las sustancias reaccionantes comienzan a disminuir, mientras que las de las sustancias productos aumentan a medida que transcurre el tiempo, puesto que como resultado del proceso, los reaccionantes se consumen, mientras se forman los productos.

Empleando métodos experimentales, es posible determinar la variación de la concentración de cantidad de sustancia, $c(X)$ de las muestras que intervienen en la reacción química y representarla gráficamente en función del tiempo. A continuación se muestra el comportamiento general de la $c(X)$ en función del tiempo de un reaccionante R y un producto P a medida que progresa una reacción química.

En la figura 3.13 se observa que $c_2(R) < c_1(R)$ porque los reaccionantes se van transformando en productos, mientras que $c_2(P) > c_1(P)$, pues los productos van aumentando su cantidad de sustancia a expensas de los reaccionantes en el transcurso del tiempo t .

Hasta ahora hemos analizado la dependencia de la velocidad de reacción química con respecto a la concentración de las sustancias reaccionantes, pero experimentalmente se puede determinar la relación de proporcionalidad entre ambas magnitudes para cada reacción específica. A esta expresión se le denomina *ley de velocidad de reacción química*.

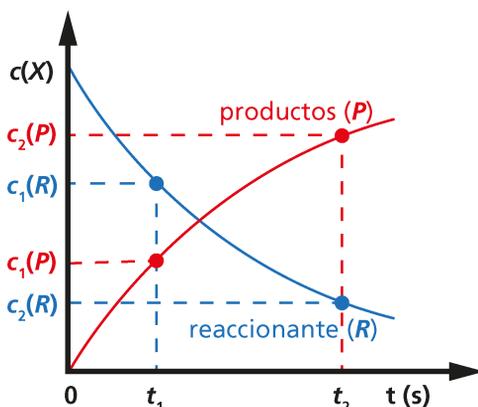


Fig. 3.13 Concentración de la cantidad de sustancia en función del tiempo

Generalmente, para una reacción química: $aA + bB = cC$, viene dada por la siguiente expresión general: $v = k \cdot c^n(A) \cdot c^m(B)$, donde v es la velocidad de la reacción química en un instante de tiempo determinado; k es la constante de velocidad específica de la reacción en cuestión; $c(A)$ y $c(B)$ son las concentraciones de cantidad de sustancia de los reaccionantes; n y m reciben el nombre de *orden de reacción* con respecto a cada uno de los reaccionantes, los que solo pueden determinarse experimentalmente y no necesariamente tienen que coincidir con el coeficiente estequiométrico de cada sustancia en la ecuación química (a , b y c para el ejemplo dado). La expresión de la ley de velocidad es particular para cada reacción química y solo se puede determinar experimentalmente. Por ejemplo:

Tabla 3.1 Ecuaciones y leyes de velocidad de algunas reacciones químicas

Ecuación de la reacción química	Ley de velocidad determinada experimentalmente
$2 \text{ ICl(g)} + \text{ H}_2\text{(g)} = \text{ I}_2\text{(g)} + 2 \text{ HCl(g)}$	$v = k \cdot c(\text{ICl}) \cdot c(\text{H}_2)$
$2 \text{ NO(g)} + \text{ O}_2\text{(g)} = 2 \text{ NO}_2\text{(g)}$	$v = k \cdot c^2(\text{NO}) \cdot c(\text{O}_2)$
$\text{ H}_2\text{O}_2\text{(l)} + 2 \text{ KI(ac)} + \text{ H}_2\text{SO}_4\text{(ac)} =$ $= \text{ K}_2\text{SO}_4\text{(ac)} + \text{ I}_2\text{(s)} + 2 \text{ H}_2\text{O(l)}$	$v = k \cdot c(\text{H}_2\text{O}_2) \cdot c(\text{KI})$
$\text{ NO}_2\text{(g)} + \text{ CO(g)} = \text{ NO(g)} + \text{ CO}_2\text{(g)}$	$v = k \cdot c^2(\text{NO}_2)$

Las reacciones químicas no siempre ocurren en un solo paso, cuando esto sucede n y m pueden coincidir con los coeficientes a y b . Cuando ocurre por etapas se requiere conocer el mecanismo de reacción química.

Importante

Mecanismo de reacción química: conjunto de etapas (reacciones elementales) sucesivas por las cuales transcurre una reacción química.

A continuación, mostramos un ejemplo (figura 3.14) de mecanismo de reacción química:

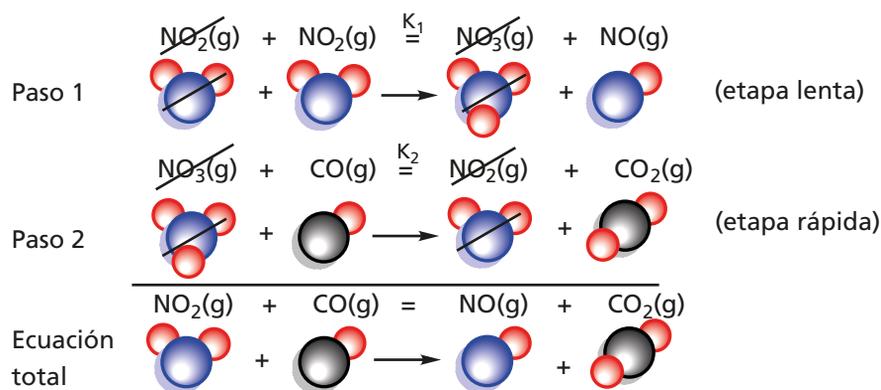


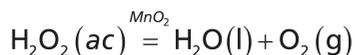
Fig. 3.14 Mecanismo de la reacción química del NO₂ con el CO

En la figura 3.14 al sumar las ecuaciones de las reacciones químicas elementales de las dos etapas que constituyen el mecanismo, se obtiene la ecuación de la reacción química total que habíamos visto en el último ejemplo de la tabla 3.1. Además, se observa que la ley de velocidad determinada experimentalmente $v = k \cdot c^2(\text{NO}_2)$, coincide con la etapa lenta del mecanismo propuesto: $2 \text{NO}_2(\text{g}) = \text{NO}_3(\text{g}) + \text{NO}(\text{g})$.

Para que un mecanismo sea admisible, al sumar las etapas de este debe obtenerse la ecuación química total y además coincidir con los datos experimentales que permiten establecer la ley de velocidad, donde la etapa lenta es la determinante.

4. **Catalizadores e inhibidores:** desde inicios del siglo XIX se conocen reacciones químicas que pueden realizarse mucho más rápidamente

en presencia de una tercera sustancia. Por ejemplo, la descomposición del peróxido de hidrógeno para dar agua y dióxígeno:



La descomposición del peróxido de hidrógeno en condiciones ordinarias es una reacción química muy lenta, sin embargo, con la adición de una pequeña cantidad de MnO_2 , el peróxido de hidrógeno reacciona rápidamente de acuerdo con la ecuación química anterior. El MnO_2 puede ser recuperado sin cambios y volver a utilizarse, y por lo tanto no se consume en la reacción química. En consecuencia, esta sustancia MnO_2 es un catalizador de esta reacción.

Importante

Catalizador: es la sustancia que aumenta la velocidad de reacción química y al final de esta permanece prácticamente sin haber tenido cambio químico alguno.

La palabra catalizador procede del griego *katálysis* = destrucción, este de *katalyein* = destruir, en el sentido de romper el mecanismo de reacción química y crear otro nuevo. El término catalizador fue introducido en 1835 por el profesor de Química y Farmacia, el sueco Jöns Jacob von Berzelius (1779-1848).

Importante

Catálisis: es el proceso en el cual se aumenta la velocidad de una reacción química, empleando un determinado catalizador.

El catalizador funciona proporcionando un camino de reacción química alternativo para formar el producto, al que corresponde un nuevo mecanismo con una energía de activación diferente. La velocidad de la reacción química aumenta a medida que esta ruta alternativa tiene una menor energía de activación que la de la reacción no catalizada. En la figura 3.15 se observa que en la reacción química catalizada los reaccionantes necesitan menos energía de activación para transformarse en los productos, por lo que habrá más partículas con la energía de activación requerida y, por consiguiente, aumentará la velocidad de reacción.

La catálisis tiene enorme importancia en la industria química. Se estima que el 90 % de los productos químicos obtenidos comercialmente.

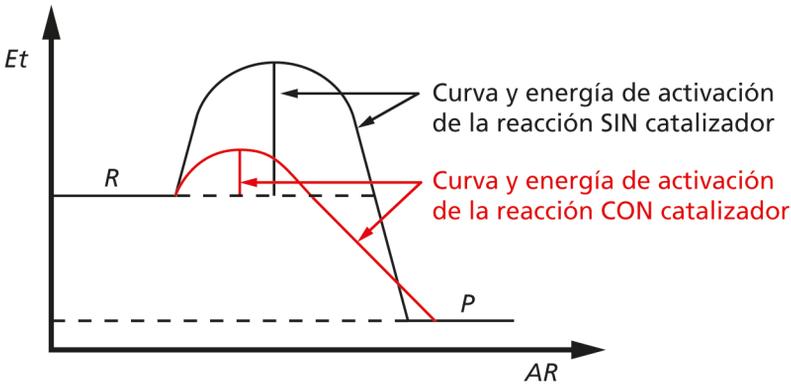
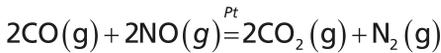


Fig. 3.15 Efecto del catalizador sobre la reacción química

involucran catalizadores en alguna etapa del proceso de su fabricación, reduciendo significativamente el costo de producción, pero sus aplicaciones se extienden a otros campos de la tecnología, un ejemplo lo es la transformación del monóxido de carbono (gas tóxico producido por la combustión y expulsado a la atmósfera por vehículos automotores) a dióxido de carbono, mediante el empleo de catalizadores de platino y rodio.

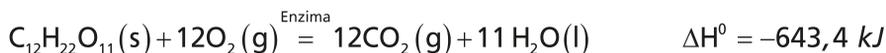


Diversos catalizadores son empleados en la producción de muchos medicamentos, la obtención de diferentes tipos de plásticos, colorantes, pesticidas, entre otros. A continuación ofrecemos algunos ejemplos:

Proceso industrial	Catalizadores
Producción del amoniaco	Fe, Os y Ru
Producción de ácido sulfúrico	Pt
Producción de gasolina	Al ₂ O ₃ y SiO ₂ o Pt
Producción de gasolina especial	Ni y Al
Producción de ácido nítrico	Pt y Rh

También existen catalizadores de origen biológico que son indispensables dentro de los organismos vivos, incluyendo nuestro cuerpo,

denominados enzimas. Por ejemplo, en nuestro organismo se verifica la oxidación de la sacarosa a la temperatura corporal.



Sin embargo, esta reacción química normalmente requiere altas temperaturas para verificarse de manera apreciable fuera del cuerpo humano.

¿Sabías que...?

El H_2O_2 (peróxido de hidrógeno) se descompone rápidamente gracias a la acción catalítica de las enzimas, al ponerse en contacto con una herida, propiciando una atmósfera rica en dióxígeno capaz de matar a aquellos organismos unicelulares que no pueden vivir o desarrollarse en presencia del dióxígeno. Por eso se emplea como antiséptico.

El estudio de los catalizadores ha permitido concretar algunas características generales de estos.

1. Un catalizador no puede provocar una reacción química que no se produzca por sí misma.
2. Una sustancia que cataliza una reacción química, no tiene necesariamente que ser catalizadora de otras reacciones químicas.
3. Una misma reacción química puede ser catalizada por distintos catalizadores, excepto en los procesos bioquímicos donde existe una enzima específica para cada reacción bioquímica.
4. Existen reacciones químicas donde el catalizador es una sustancia generada en la propia reacción (autocatálisis).

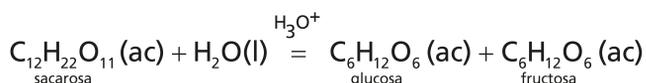
Hemos visto cuán importante es aumentar la velocidad de las reacciones químicas, en ocasiones, también lo es disminuir la de procesos perjudiciales al ser humano. En estos casos se emplean sustancias denominadas *inhibidores*.

Importante

Inhibidor: es una sustancia que hace que una reacción química se produzca más despacio, en su acción puede eliminar una sustancia reaccionante o al catalizador.

En ocasiones los inhibidores se denominan *veneno del catalizador*, como ocurre con el octazufre en una reacción química de rompimiento de grandes moléculas de hidrocarburos; en este proceso se utiliza un catalizador de platino que proporciona una extensa superficie de contacto. El octazufre reacciona con el platino sobre su superficie y lo separa de las moléculas de hidrocarburos. En la práctica, la reacción química se detiene al añadir una pequeña cantidad de octazufre.

La acción de los inhibidores se utiliza en la industria para reducir la velocidad de algunas reacciones químicas, por ejemplo: en la industria azucarera, la obtención de la sacarosa puede ser afectada por la presencia de iones H_3O^+ que se producen durante el proceso debido a la ligera acidez del guarapo. Los iones H_3O^+ pueden catalizar la reacción química de la sacarosa con el agua.



Para evitar la reacción química anterior, se añade al guarapo hidróxido de calcio, sustancia de propiedad básica que neutraliza al catalizador. Entonces, el $\text{Ca}(\text{OH})_2$ en este importante proceso industrial, actúa como un inhibidor.

Algunos antibióticos actúan como inhibidores, su función es eliminar enzimas que catalizan procesos vitales de bacterias y hongos perjudiciales a las personas, las plantas y los animales, lo que provoca que estos mueran y no puedan seguir afectando al organismo. La función inhibidora, como la catalítica, es específica, por lo que los antibióticos no afectan generalmente a las personas, los animales y las plantas, pero su uso indiscriminado puede ocasionar serías afectaciones a la salud, por lo que es recomendable leer las indicaciones de estos y seguir las orientaciones de un médico.

Tanto la catálisis como la inhibición son objetivos de investigaciones químicas y bioquímicas al servicio de la humanidad.

5. **Energía radiante:** en ocasiones la energía requerida para iniciar o aumentar la velocidad de la reacción química puede ser energía radiante, hay reacciones químicas que en la oscuridad son muy lentas, como por ejemplo, la combinación del H_2 con el Cl_2 . La luz solar acelera la reacción química de modo tal que la hace explosiva. Este efecto de la luz sobre la velocidad de las reacciones químicas es la causa por la cual algunos productos químicos

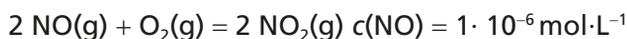
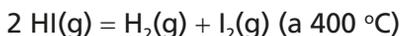
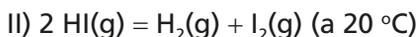
(medicamentos, alimentos, etc.) son envasados en frascos de color ámbar, verde o azul, bajo la advertencia: "protéjase de la luz".

Comprueba lo aprendido

3.14 ¿Puede expresarse la ley de velocidad de una reacción química a partir de la ecuación química que representa la reacción? Argumenta al respecto.

3.15 ¿Por qué todos los choques entre las partículas reaccionantes no son efectivos?

3.16 En cada par de reacciones químicas representadas a continuación, la velocidad de reacción química es diferente.



a) ¿Qué reacción química ocurre a mayor velocidad en cada par?

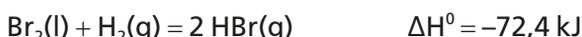
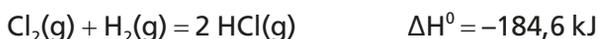
b) ¿Qué factor influye en cada caso?

3.17 Dada la ecuación química de la reacción del zinc con el ácido clorhídrico: $\text{Zn}(\text{s}) + 2 \text{HCl}(\text{ac}) = \text{ZnCl}_2(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$, la cual se utiliza para obtener hidrógeno en el laboratorio empleando una lámina de zinc:

a) Menciona tres acciones que puedes realizar para aumentar la velocidad de esta reacción química.

b) En cada una de las acciones, identifica el factor que has tenido en cuenta.

3.18 A partir de las ecuaciones químicas que aparecen a continuación:

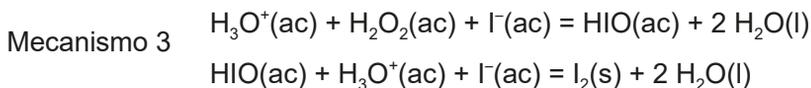
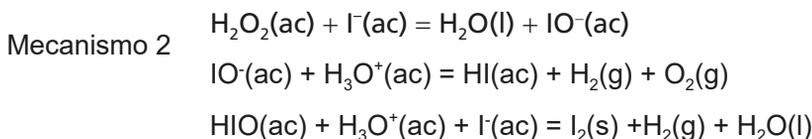
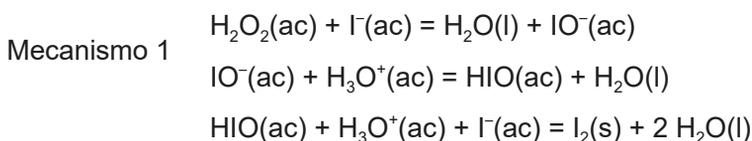


- a) Critica la afirmación siguiente: "en igualdad de condiciones de temperatura y concentración de los reaccionantes, ambas reacciones químicas tienen igual velocidad, porque son exotérmicas, los reaccionantes son semejantes y la relación entre las cantidades de sustancia es la misma."
- b) Representa un diagrama de energía contra el avance de la reacción química para cada una. Señala en ellos ΔH y la energía de activación aproximada.

3.19 En el estudio cinético de la reacción química en disolución acuosa representada por: $\text{H}_2\text{O}_2(\text{ac}) + 2 \text{H}_3\text{O}^+(\text{ac}) + 2 \text{I}^-(\text{ac}) = 4 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{I}_2(\text{s})$
La ley de velocidad determinada experimentalmente es

$$v = k \cdot c(\text{H}_2\text{O}_2) \cdot c(\text{I}^-)$$

- a) ¿Cuál de los mecanismos propuestos es más probable para la reacción química? ¿Por qué?



- b) Señala el paso lento del proceso en el mecanismo seleccionado.

3.20 Explica los hechos siguientes:

- a) La cabeza de un fósforo se pone en contacto con la lija de la caja y no hay combustión hasta que es frotada fuertemente sobre esta.
- b) El papel puede estar en contacto con el aire mucho tiempo y no se quema, sin embargo, al acercarle la llama de un fósforo entra en combustión.

- c) En muchas industrias químicas que utilizan como materia prima minerales sólidos, estos pasan por los molinos antes de entrar en reacción.
- d) Un objeto en llamas suele apagarse cuando se cubre con arena o una manta.

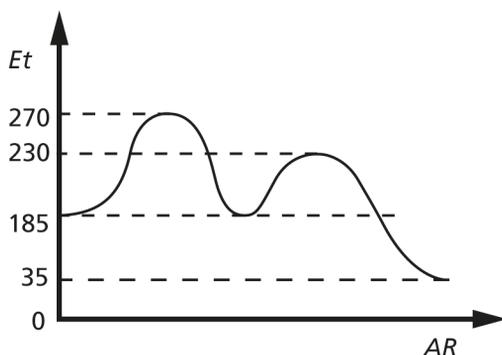
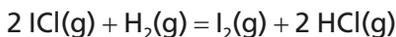


Fig. 3.16

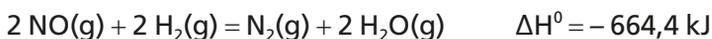
3.21 Dada la ecuación de la reacción química a TPEA y el gráfico correspondiente (figura 3.16):



- a) Calcula la energía de activación del paso lento.
- b) ¿El proceso absorbe o cede energía mediante calor? Demuestra numéricamente.

Desafío

- 30.** Si la operación representada en la figura 3.2 se realiza 20 veces, ¿en cuántas veces aumenta la superficie de contacto?
- 31.** El monóxido de nitrógeno es un gas muy tóxico que reacciona según la siguiente ecuación química siguiente:



Del estudio cinético a 298 K se obtienen los siguientes resultados:

Exp.	$c(\text{NO}) \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$c(\text{H}_2) \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$v \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{min}^{-1}$
1	$1\cdot 10^{-1}$	$1\cdot 10^{-1}$	$9,12\cdot 10^{-2}$
2	$3\cdot 10^{-1}$	$1\cdot 10^{-1}$	$2,73\cdot 10^{-1}$
3	$3\cdot 10^{-1}$	$2\cdot 10^{-1}$	$5,43\cdot 10^{-1}$

- Escribe la ley de velocidad de la reacción química.
- Calcula la constante específica de velocidad.
- Conociendo que la reacción química ocurre en dos pasos, representa de manera aproximada un gráfico de energía total contra el avance de la reacción química (datos auxiliares ΔH^0 paso 1 = - 341 kJ y ΔH^0 paso 2 = - 323,4 kJ).

3.22 La energía de activación para la descomposición térmica del HI es $184 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$



En presencia de un catalizador de platino, la energía de activación es de $59 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

- ¿En qué caso la reacción química transcurre a mayor velocidad? ¿Por qué?
- Representa un diagrama de energía contra avance de la reacción química con estos datos.

3.23 El azúcar arde al aire a una temperatura superior a $500 \text{ }^\circ\text{C}$ y produce CO_2 y H_2O . Explica cómo es posible que en el organismo humano, el azúcar se transforme en CO_2 y H_2O a una temperatura de $36 \text{ }^\circ\text{C}$ a $37 \text{ }^\circ\text{C}$.

Desafío

32. Al unir disoluciones de ácido oxálico, ácido sulfúrico y permanganato de potasio se produce una reacción química cuya manifestación principal es la disminución del color violeta del KMnO_4 , al inicio la disminución de la intensidad del color es lenta y a medida que transcurre el tiempo se observa una decoloración más rápida. Explica este hecho.

Resumen y ejercitación de los contenidos del capítulo

3.24 Completa el siguiente mapa conceptual (figura 3.17) con los conocimientos adquiridos sobre termoquímica.

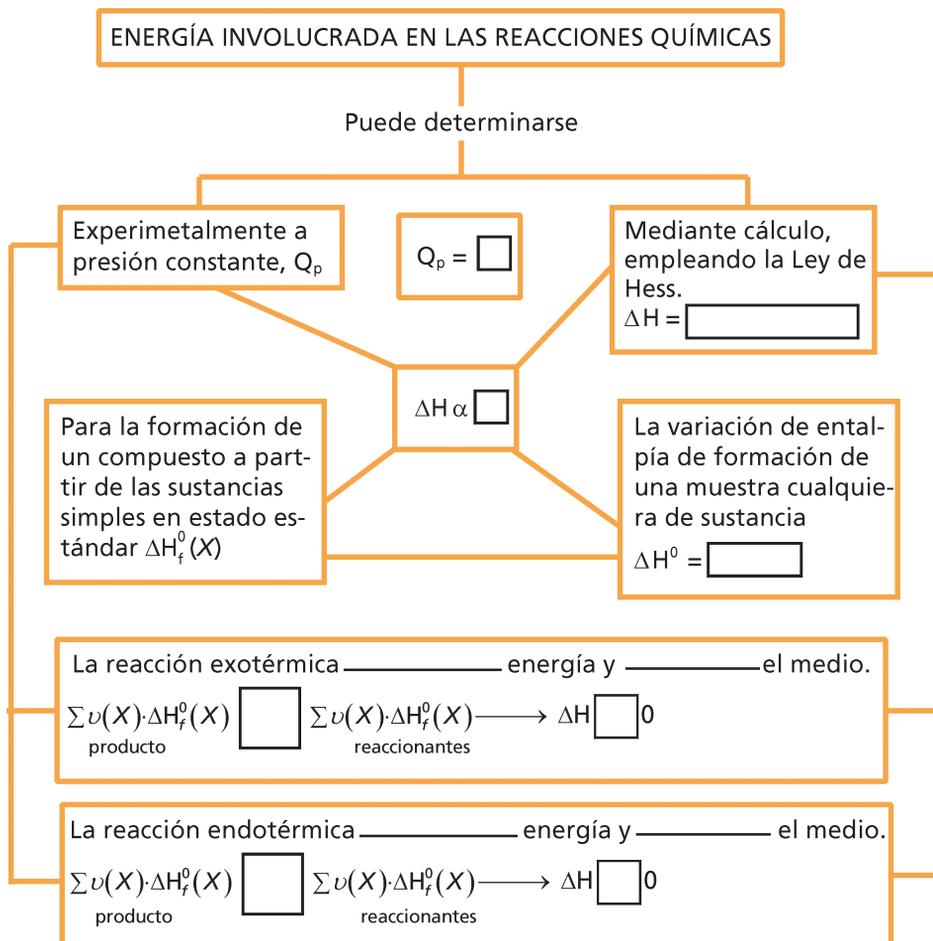


Fig. 3.17

3.25 Selecciona los términos que se correspondan con la variación de entalpía (ΔH).

- ___ energía absorbida o desprendida mediante calor a volumen constante.
- ___ energía absorbida o desprendida mediante calor a presión constante.
- ___ función de estado.
- ___ propiedad intensiva.
- ___ propiedad extensiva.
- ___ depende del camino recorrido por los reaccionantes para convertirse en productos.

3.26 Dada la ecuación termoquímica siguiente:



- Representa un diagrama de energía total contra avance de la reacción química.
- Clasifica la reacción química por el criterio energético.

3.27 A 25 °C y 100 kPa ocurre una reacción química representada por la ecuación química siguiente: $\text{N}_2\text{O}_4(g) = 2 \text{NO}_2(g)$

Si el calor absorbido a presión constante, cuando reaccionan 3,00 mol de N_2O_4 es 175,8 kJ.

- Calcula la entalpía de formación molar del N_2O_4 .
- Clasifica la reacción química representada por el criterio energético.

3.28 Dado el siguiente diagrama de energía total contra el avance de la reacción química (figura 3.18) para un proceso que ocurre a 25 °C y 100 kPa.

- Calcula el valor de ΔH° para la reacción química representada y sitúalo en el diagrama.
- Clasifica la reacción química en exotérmica o endotérmica.
- Escribe la ecuación termoquímica de la reacción química.
- ¿Cuál será el valor de $\Delta H_f^\circ(\text{AC})$?

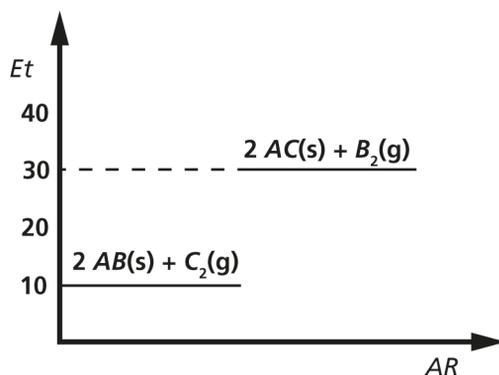


Fig. 3.18

3.29 Completa el siguiente mapa conceptual (figura 3.19) con los conocimientos adquiridos sobre cinética química.

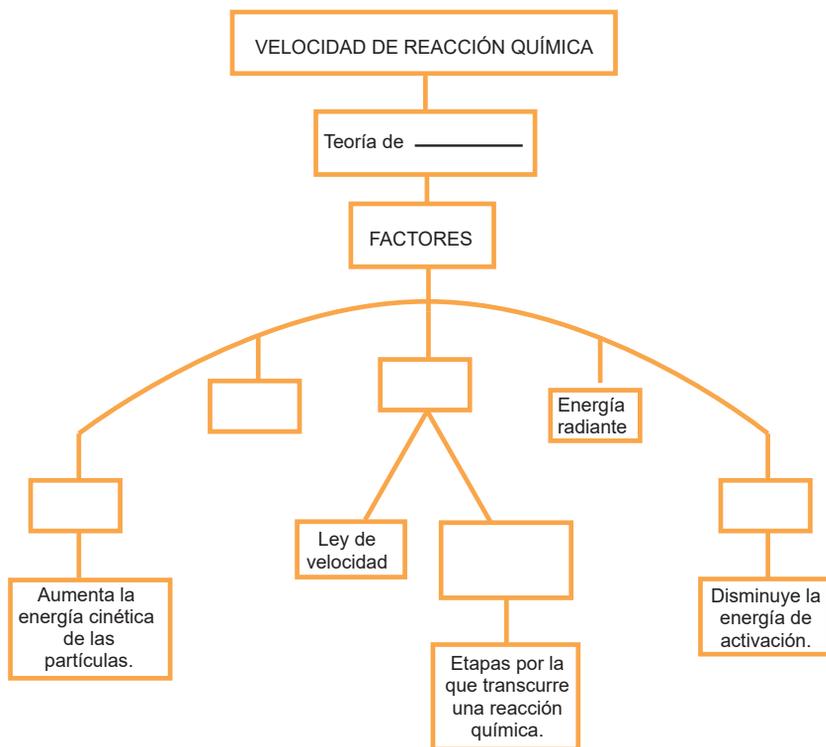
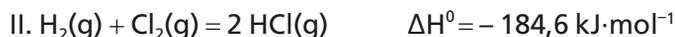


Fig. 3.19

3.30 De acuerdo con la Teoría de las colisiones:

- ¿Qué requerimiento deben tener las partículas reaccionantes para transformarse en productos?
- ¿Por qué al aumentar la temperatura aumenta el número de partículas que se transforman en productos por unidad de tiempo?

3.31 Dadas las ecuaciones químicas siguientes:



Selecciona en cuál de estos procesos se puede aumentar la velocidad de la reacción química:

- aumentando la superficie de contacto de los reaccionantes.
- aumentando la concentración de los dos reaccionantes.
- aumentando la temperatura.

3.32 El siguiente diagrama (figura 3.20) representa la variación de energía contra el avance de una reacción química que ocurre en dos pasos:

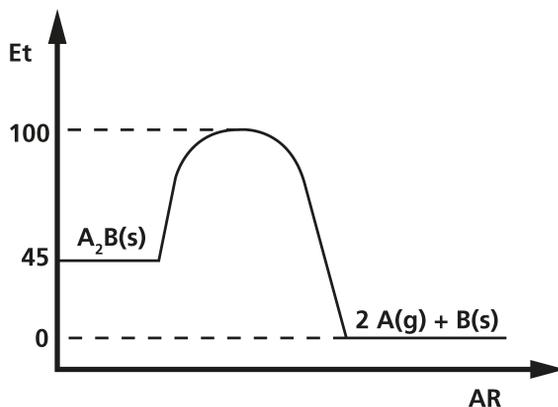
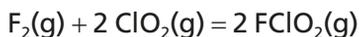


Fig. 3.20

- Señala en el gráfico la energía de activación de ambos pasos.
- ¿Cuál es el paso determinante de la velocidad de la reacción química?
- ¿Cómo se pudiera aumentar la velocidad del paso más lento de la reacción química, sin variar la cantidad de sustancia de los reaccionantes a volumen y temperatura constantes?
- ¿Qué efecto produciría la acción anterior y cómo puede representarse en el gráfico?

3.33 En la reacción química representada por la ecuación:



Se ha determinado experimentalmente que a $-23\text{ }^\circ\text{C}$

$$\bar{v} = -\frac{\Delta c(\text{F}_2)}{\Delta t} = 2,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

Expresa el valor de la velocidad media de la reacción química, tomando como referencia al producto de la reacción química.

3.34 Dado el diagrama de energía total contra el avance de reacción química siguiente (figura 3.21).

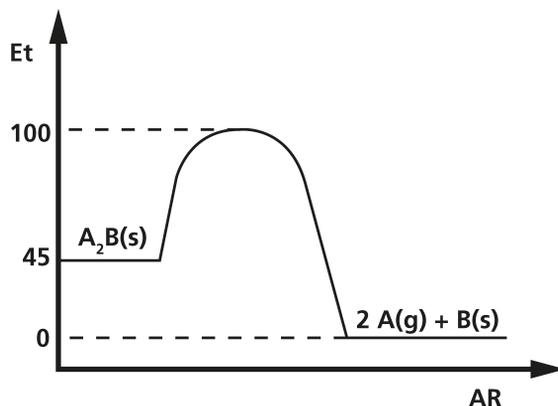
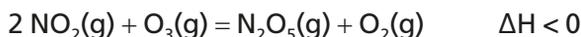


Fig. 3.21

- ¿Qué tipo de reacción química representa según el criterio energético?
- ¿Qué valor tiene la variación de entalpía?
- ¿Cuál es la energía de activación?
- Representa el efecto de un catalizador mediante una curva aproximada.
- Escribe la ecuación termoquímica de la reacción química representada.

3.35 ¿Por qué un catalizador no altera la variación de entalpía (ΔH) en una reacción química?

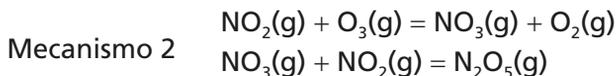
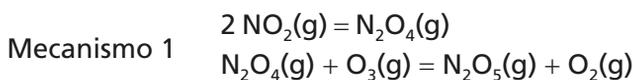
3.36 Uno de los gases que puede destruir la capa protectora de ozono es el NO_2 . La reacción química entre estos gases a $25\text{ }^\circ\text{C}$ se representa por la ecuación química siguiente:



- Representa un diagrama aproximado de energía contra el avance de la reacción química para la reacción total del proceso.
- Si la ley de velocidad para dicha reacción química es

$$v = k \cdot c(NO_2) \cdot c(O_3),$$

¿cuál de los siguientes mecanismos está en correspondencia con los resultados obtenidos? Explica tu respuesta y señala el paso más lento.



3.37 Suponiendo que el dragón negro Furia Nocturna de la película *Cómo entrenar a tu dragón*, exhala el gas dihidrógeno, el cual se inflama debido a la fricción contra las paredes ásperas de la laringe de la bestia.

- Escribe la ecuación química de la reacción de combustión del gas exhalado por el dragón negro.
- Si durante una exhalación del dragón se producen 20 561,5 kJ de energía mediante calor, calcula la masa de dihidrógeno que exhaló la bestia.

Conclusiones del capítulo

Aunque la Termoquímica surgió como ciencia mucho después que la especie humana, algunos de sus contenidos son muy antiguos, debido a la existencia de las reacciones exotérmicas, por ejemplo:

- Desde que el ser humano descubrió el fuego como producto de una reacción química de combustión, lo usó para cocinar los alimentos sirviéndose de la energía desprendida mediante calor.
- El cuerpo humano consume alimentos que contienen nutrientes, que al degradarse proporcionan energía para los diversos procesos metabólicos y queda un residuo, que también emplea en mantener el organismo a la temperatura adecuada para que se realicen muchos procesos vitales.

También existe una reacción química endotérmica de particular importancia: la fotosíntesis, en la que las plantas sintetizan sustancias orgánicas imprescindibles para la constitución de los seres vivos. Este proceso proporciona una importante fuente de alimentos, medicinas, leña, papel, materiales para la construcción, etc. de gran impacto en la sociedad moderna.

El estudio de las reacciones químicas en este capítulo, se completa con el conocimiento y control de la cinética de estas. Ello proporciona información

acerca de la velocidad de procesos tan importantes como los industriales o bioquímicos, entre otros. Existe una gama completa de velocidades de reacción química, desde procesos verdaderamente instantáneos hasta procesos extraordinariamente lentos.

El estudio de las velocidades de reacción química es de gran importancia para comprender y dominar los procesos industriales y biológicos. Las afirmaciones anteriores demuestran la importancia del conocimiento de la termoquímica y la cinética de las reacciones químicas.

Tu aprendizaje acerca de los aspectos fundamentales de estas ramas de la química ha sido comprobado con la realización de los ejercicios propuestos, y con seguridad, ya puedes responder todas las preguntas que te hicimos en la introducción al capítulo. Entonces, te invitamos a concluir el curso de Química de décimo grado con una profundización de los conocimientos que ya tienes sobre los no metales y la tabla periódica de 18 columnas.





CAPÍTULO 4

Principales sustancias que forman los átomos de algunos elementos químicos no metálicos. La tabla periódica de 18 columnas

Hoy día se conocen 118 elementos químicos, de ellos solo 16 son no metálicos, representan aproximadamente el 14 % del total de los elementos químicos conocidos; sin embargo, a pesar de que existe un grupo minoritario de átomos de elementos químicos no metálicos, estos tienen gran versatilidad y reactividad química, forman más del 99 % de las sustancias presentes en la naturaleza u obtenidas artificialmente que se conocen, muchas de gran importancia en diversas esferas del quehacer social: la vida diaria, la agricultura y la industria. También a pesar de que los átomos de elementos químicos no metálicos representan un número muy reducido con respecto al total de elementos químicos de la tabla periódica, la mayoría de ellos son esenciales para los organismos vivos, como: O, C, H, N, P y S.

Las diferencias entre metales y no metales son notables, ante todo, sus propiedades físicas: conductividad eléctrica y térmica, brillo metálico y la capacidad de poder ser forjadas en láminas (maleabilidad), o estiradas en alambres (ductilidad), características de los metales no observables en los no metales.

Durante el estudio de este capítulo podrás dar respuestas a un grupo de preguntas, tales como:

- ¿Dónde se sitúan los elementos químicos no metálicos en la tabla periódica de 18 columnas?

- ¿Qué información se puede extraer de la posición de los elementos químicos en la tabla periódica?
- ¿Cuáles son las principales propiedades químicas de las sustancias simples que forman los átomos de los elementos no metálicos? ¿A qué se deben sus propiedades oxidantes?
- ¿Cómo es la estructura química de algunas sustancias simples y compuestas que forman los átomos de estos elementos químicos?
- ¿Cuáles son las aplicaciones de algunas de las principales sustancias que forman los átomos de elementos químicos no metálicos?

4.1 Los no metales. Generalidades

En la primera parte de este capítulo estudiarás las características generales de los átomos de los elementos químicos no metálicos y la variación de sus propiedades teniendo en cuenta la posición de estos elementos en la tabla periódica de 18 columnas. Ampliarás tus conocimientos acerca de las propiedades físicas y químicas de algunas sustancias simples y compuestas que forman los átomos de elementos químicos no metálicos como el H, Cl, N y S, así como la relación con su estructura química. También aprenderás cuestiones relacionadas con la importancia biológica de algunas sustancias formadas por átomos de elementos químicos no metálicos.

Características generales de los átomos de los elementos químicos no metálicos y su variación en la tabla periódica de 18 columnas

Los elementos químicos no metálicos se encuentran ubicados en la parte superior derecha de la tabla periódica de 18 columnas, separados de los elementos químicos metálicos por una línea diagonal quebrada, excepto el hidrógeno que, por sus características particulares, ocupa una posición única en el sistema periódico y resulta prácticamente imposible colocarlo encabezando cualquiera de los grupos, no obstante, se encuentra alejado del resto de los elementos químicos no metálicos, ubicado encima del grupo I A (1) de la tabla (figura 4.1).

Para comprender algunas características generales de los átomos de los elementos químicos no metálicos es necesario recordar la distribución electrónica por niveles de energía que estudiaste en Secundaria Básica.

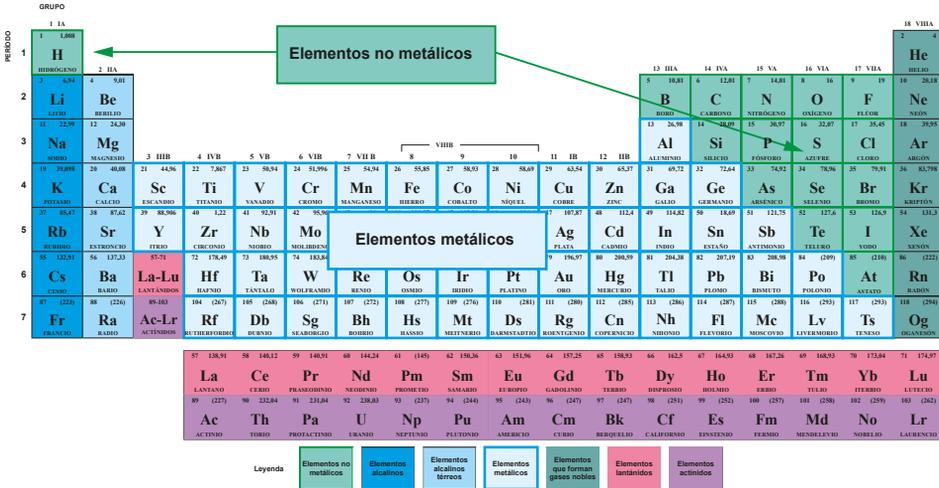


Fig. 4.1 Posición de los elementos químicos no metálicos en la tabla periódica de 18 columnas

Recuerda que...

Los niveles de energía son las distintas capas en las que se encuentran los electrones distribuidos alrededor del núcleo, posición determinada fundamentalmente por su energía, que está en dependencia de la distancia a que se encuentran del núcleo. Los electrones de menor energía se encuentran más cerca del núcleo y los de mayor energía, más alejados de este; es decir, corresponde el número uno al nivel de energía más próximo al núcleo.

Para realizar la distribución electrónica hay que tener en cuenta que:

- Los niveles de energía se indican con la letra *n* y se les asigna un número entero de acuerdo con su posición con respecto al núcleo (1, 2, 3, ... 7).
- El número máximo de electrones (e^-) en cada nivel de energía responde a la expresión $2n^2$. Así:
 Para $n = 1 : 2 \cdot 1^2 = 2e^-$
 Para $n = 2 : 2 \cdot 2^2 = 8e^-$
 Para $n = 3 : 2 \cdot 3^2 = 18e^-$
 Para $n = 4 : 2 \cdot 4^2 = 32e^-$
- En el último nivel de energía nunca pueden existir más de $8e^-$.
- Si hay un nivel de energía que admite más de $8e^-$ (como el tercero que admite $18e^-$) se ubican los primeros $8e^-$ en este nivel, luego hasta $2e^-$ en el próximo nivel de energía, que será el último, y los restantes en el penúltimo nivel hasta completar $18e^-$.

Por eso a partir del elemento químico potasio (K) de $Z = 19$, se comienza a llenar el cuarto nivel de energía (como se ilustra en la tabla 4.1), aunque el tercero no haya completado los $18e^-$. Igual pasa con el calcio (Ca) de $Z = 20$.

¿Sabías que...?

El número atómico (Z), viene de la palabra alemana *zahl* = número o cifra, en alusión, efectivamente, al número de protones que tienen los átomos de un elemento químico.

Estas reglas explican la estabilidad de las estructuras electrónicas en los átomos, aspectos que profundizarás en grados superiores, con una nueva notación para representar la distribución electrónica.

Tabla 4.1 Configuraciones electrónicas por niveles de energía de los átomos de los primeros 20 elementos químicos de la tabla periódica

Z	Elemento	Cantidad de electrones en los átomos			
		Nivel 1	Nivel 2	Nivel 3	Nivel 4
1	H	1			
2	He	2			
3	Li	2	1		
4	Be	2	2		
5	B	2	3		
6	C	2	4		
7	N	2	5		
8	O	2	6		
9	F	2	7		
10	Ne	2	8		
11	Na	2	8	1	
12	Mg	2	8	2	
13	Al	2	8	3	
14	Si	2	8	4	
15	P	2	8	5	
16	S	2	8	6	
17	Cl	2	8	7	
18	Ar	2	8	8	
19	K	2	8	8	1
20	Ca	2	8	8	2

 **Recuerda que...**

El número de electrones en el último nivel de energía de un átomo coincide con el número del grupo (expresado en número romano) en el que está ubicado el elemento químico en la tabla periódica, y el número de niveles de energía, coincide con el número del período (esto se cumple generalmente para los elementos químicos representativos, ubicados en los grupos A en la figura 4.1).

Como la mayoría de los elementos químicos no metálicos están situados en los grupos del IV A al VII A (14 al 17), generalmente, sus átomos tienen de cuatro hasta siete electrones ubicados en el último nivel de energía. Estos átomos se caracterizan, además, por tener relativamente altos valores de electronegatividad.

 **Recuerda que...**

En octavo grado estudiaste que la electronegatividad es el poder de atracción que un átomo ejerce sobre los electrones del enlace químico, por lo que sus valores ayudan en la predicción del tipo de enlace químico existente entre los átomos. También aprendiste que con el aumento del número atómico en la tabla periódica, esta propiedad aumenta en un período y disminuye en un grupo.

En general, los diferentes valores de electronegatividad (X) de los átomos determinan el tipo de enlace de la sustancia que forman: covalente apolar, igual electronegatividad; covalente polar, diferente electronegatividad; iónico, marcadamente diferentes como ocurre entre los átomos de los elementos químicos metálicos y los de los no metálicos.

En este nivel conocerás que la causa de la variación de esta propiedad en grupos y períodos está dada por la variación en el tamaño de los átomos. En los elementos químicos no metálicos estos valores son relativamente altos porque el tamaño de sus átomos es pequeño al compararlos con los átomos de elementos químicos metálicos y por tanto, tendrán mayor poder de atracción sobre los electrones (con carga negativa) que están más cerca del núcleo (donde se concentra la carga positiva).

Aunque los átomos no tienen dimensiones bien definidas. Cuando se tiene que ser más específico, se define el tamaño de un átomo en términos de su radio atómico.

Importante

Radio atómico: distancia promedio del núcleo al nivel electrónico más externo del átomo.

Por ejemplo, para el átomo de cloro, el radio atómico es de 0,099 nm (figura 4.2), es decir, que la distancia promedio desde el núcleo de cloro hasta el tercer nivel de energía, que es el más externo de este átomo, es de $9,99 \cdot 10^{-11}$ m.

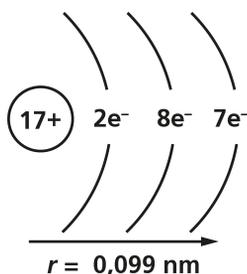


Fig. 4.2

Otra de las características de los átomos de elementos químicos no metálicos es que tienen valores relativamente elevados de energía de ionización en comparación con la de los elementos químicos metálicos.

Importante

La energía de ionización (I): es la energía mínima necesaria para separar el electrón (e^-) menos fuertemente retenido de un átomo en estado gaseoso.

Por ejemplo:



Como se observa, la energía de ionización del átomo del elemento químico no metálico (Cl) es relativamente grande con respecto a la del átomo del elemento químico metálico (Na) (2,5 veces mayor).

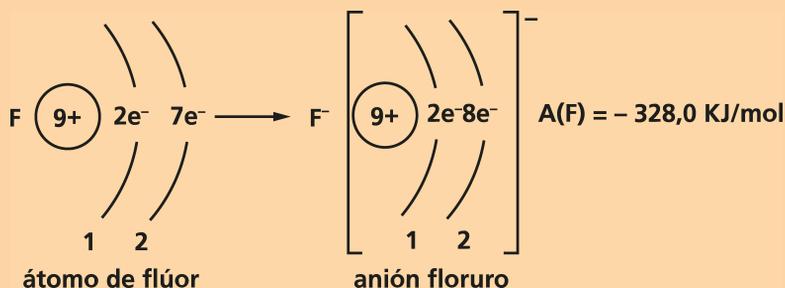
Como los átomos de los elementos químicos no metálicos tienen elevada energía de ionización, no tienen tendencia a ceder electrones, por lo tanto generalmente tienden a ganar electrones, formando iones negativos

y disminuyendo su número de oxidación, por lo que se reducen fácilmente (esta es la causa de que sus sustancias simples actúen como agentes oxidantes). Las propiedades oxidantes de las sustancias que son no metales, están estrechamente relacionadas con las propiedades no metálicas (conjunto de propiedades propias de los no metales que las distinguen por su comportamiento químico, de los metales).



Conoce un poco más

La tendencia a ganar electrones de los átomos de los elementos químicos no metálicos está relacionada con otra propiedad atómica denominada *afinidad electrónica o electroafinidad (A)*: es la energía involucrada cuando se adiciona un electrón a un átomo al estado gaseoso. Se expresa comúnmente en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.



Como los átomos de los elementos químicos no metálicos tienden a ganar electrones, sus números de oxidación más comunes son negativos, pero si se unen a otro átomo más electronegativo adquieren número de oxidación positivo. Por eso, en sus compuestos, los átomos de los elementos químicos no metálicos, excepto los del flúor, pueden presentar números de oxidación positivos (+) o negativos (-), en dependencia de la electronegatividad del átomo del elemento químico al cual se unen. El elemento químico flúor, tiene los átomos más electronegativos y por eso presenta en todos los compuestos que forma, número de oxidación 1-, mientras el resto de los halógenos pueden tener además: 7+, 5+, 3+ y 1+, aunque el más común es 1-.

Puede observarse en la tabla 4.2, que tal y como estudiaste en noveno grado, en los átomos de los elementos químicos no metálicos ubicados en un mismo grupo de la tabla periódica, el valor de la electronegatividad

disminuye con el incremento del número atómico, Z . Por ejemplo, en el grupo VII A o 17 (halógenos), del flúor (F) al yodo (I), disminuye desde 4,00 a 2,66, igual sucede con la energía de ionización (de 1 681,0 hasta 1008,5).

Tabla 4.2 Valores de electronegatividad (escala de Pauling) y primera energía de ionización de algunos elementos no metálicos

Elemento	Electronegatividad (X)	1.ª energía de ionización (I) en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
H	2,10	1 312,0
C	2,55	1 086,4
Si	1,90	786,5
N	3,04	1 402,3
P	2,19	1 011,8
O	3,44	1 313,9
S	2,58	999,6
F	4,00	1 681,0
Cl	3,16	1 251, 2
Br	2,96	1 139, 9
I	2,66	1 008,5

¿Cómo se explican estas variaciones?

En un grupo, al aumentar el número atómico de los elementos químicos, aumenta también el número de niveles de energía de los átomos, y en consecuencia, crece el tamaño del átomo, como puede apreciarse en la figura 4.3.

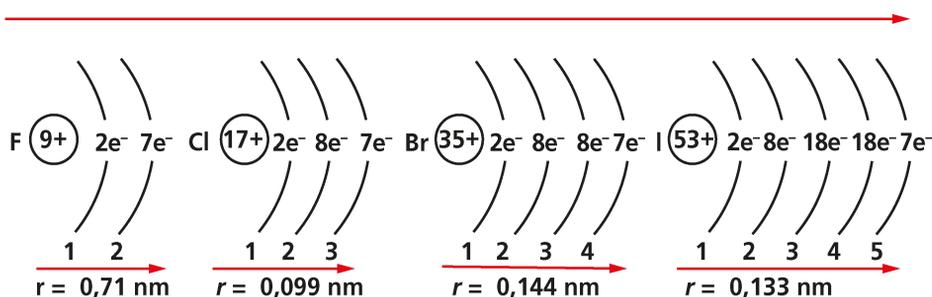


Fig. 4.3 Relación entre la distribución electrónica por niveles de energía de los átomos de los halógenos y sus radios atómicos

El radio atómico no solo está determinado por el número de niveles de energía en el átomo, sino también por su carga nuclear.



Reflexiona un instante

Es lógico suponer que si los electrones más alejados del núcleo son atraídos con menor fuerza, determina a su vez, que se requiera menor energía de ionización (I) para separar a uno de ellos. De igual forma, con el incremento del tamaño de los átomos (radio atómico) en un grupo de la tabla periódica, disminuye la electronegatividad (X), porque los electrones que participan en el enlace están más alejados del núcleo y son menos atraídos por este.

Ya sabemos que los átomos de los elementos químicos no metálicos se caracterizan por valores relativamente altos de energía de ionización y electronegatividad. Como estas disminuyen con el aumento del número atómico en un grupo, a consecuencia del incremento del radio atómico, podemos concluir entonces que las propiedades no metálicas y las oxidantes de las sustancias formadas por estos átomos, serán menores, ya que habrá menos tendencia a ganar electrones.

Sistematizando

La variación de las propiedades periódicas en un grupo con el aumento del número atómico se puede representar en una red conceptual, que puede ayudarte a fijar e interrelacionar los conocimientos anteriores y se muestra en la figura 4.4.



Fig. 4.4 Red conceptual: variación de algunas propiedades periódicas con el aumento del radio atómico

Ya hemos visto cómo en un grupo, al aumentar el número atómico, aumenta también el número de niveles de energía de los átomos y el radio atómico. ¿Ocurrirá lo mismo en un período de la tabla periódica?

Conoces que los átomos de los elementos químicos de un mismo período tienen igual cantidad de niveles de energía, pero el aumento de la carga nuclear que se experimenta cuando avanzamos de izquierda a derecha en el período, con el aumento del número atómico, hace que la atracción que el núcleo ejerce sobre los electrones más externos, aumente.

Confirma este análisis con los datos que aparecen en la figura 4.5.

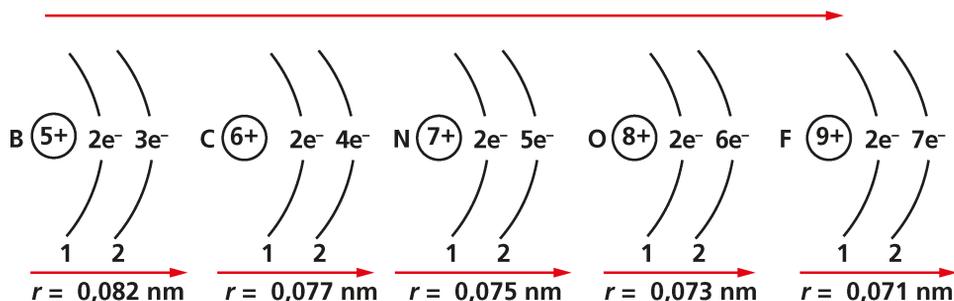


Fig. 4.5 Distribución electrónica por niveles de energía de los átomos de los elementos químicos no metálicos del segundo período



Reflexiona un instante

Si el número de niveles se mantiene y aumenta la atracción del núcleo sobre la última capa, provoca que los electrones se acerquen más al núcleo que los del átomo que le antecede en el período, haciéndose menor el radio atómico.

Esta disminución del radio atómico en el período traerá consigo un aumento de la energía de ionización y la electronegatividad de los átomos, así como las propiedades no metálicas y las oxidantes de las sustancias simples formadas por estos, mientras que las propiedades reductoras disminuyen y por tanto, también lo hacen las propiedades metálicas, por las mismas razones analizadas anteriormente acerca de la dependencia que tienen estas propiedades del radio atómico, como se resumió en la figura 4.4. Si analizamos lo que ocurre en un período de derecha a izquierda, la referida figura te sirve tanto para un grupo como para un período de la tabla periódica.

En resumen, el radio atómico va variando de manera gradual: disminuye de izquierda a derecha en un período, y aumenta de arriba hacia abajo en un grupo (figura 4.6).

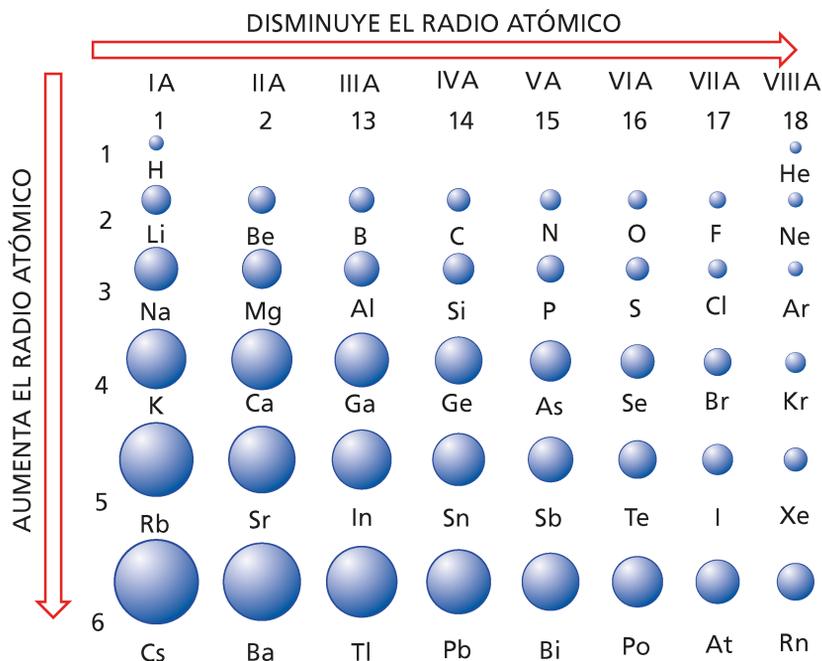


Fig. 4.6 Variación del radio atómico con el aumento del número atómico (Z) en la tabla periódica

A partir del análisis anterior se puede generalizar que la sistematización realizada en la figura 4.4 es aplicable tanto a grupos como a períodos, siempre que se tome como referencia el aumento del radio atómico, pues siempre que aumente el radio del átomo, lo harán también las propiedades reductoras de las sustancias simples. El resto de las propiedades de la figura 4.4 disminuirá.



Conéctate

Para conocer más acerca de la tabla periódica te sugerimos que te conectes a www.quimica.cubaeduca.cu y consultes los temas complementarios, videos y la tabla periódica interactiva.

Comprueba lo aprendido

- 4.1** Completa el siguiente cuadro sobre la base de las características generales de los átomos de los elementos químicos no metálicos.

Aspecto	Características
Ubicación en la tabla periódica	
	4 o más electrones
Valores relativos de I y X	
Propiedades oxidantes	
	Relativamente pequeños
	Variados: positivos y negativos

4.2 Argumenta la afirmación siguiente: *en la tabla periódica con el aumento del número atómico, las propiedades no metálicas de las sustancias simples que forman los átomos, aumentan en un período y disminuyen en un grupo.*

4.3 Los átomos de los elementos químicos flúor y bromo pueden unirse entre sí, formando compuestos binarios.

a) Escribe las fórmulas químicas de las sustancias que posiblemente se puedan formar. Argumenta tu respuesta.

b) En las reacciones químicas que originan los compuestos anteriores, ¿cuál de las dos sustancias simples es el agente oxidante? ¿Por qué?

4.4 La estructura electrónica (figura 4.7) de los átomos del elemento químico nitrógeno y sodio son:

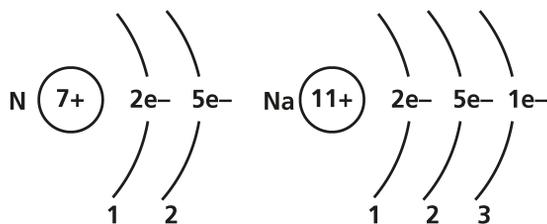


Fig. 4.7

Analiza y contesta:

- Grupo y período de la tabla periódica en el que se encuentran ambos elementos químicos.
- Clasificalos en metálico o no metálico.
- Representa el ion más común que pueden formar los átomos de estos elementos químicos.

4.5 Representa la distribución electrónica por niveles de energía de los átomos de los elementos químicos:

Mg ($Z = 12$)

S ($Z = 16$)

- Clasifícalos en metálico o no metálico.
- Señala el grupo y período de la tabla periódica al que pertenecen.
- Representa el ion más probable que forma cada uno.

4.6 El siguiente esquema (figura 4.8) representa la formación de un enlace químico. En este se han omitido seis aspectos fundamentales.

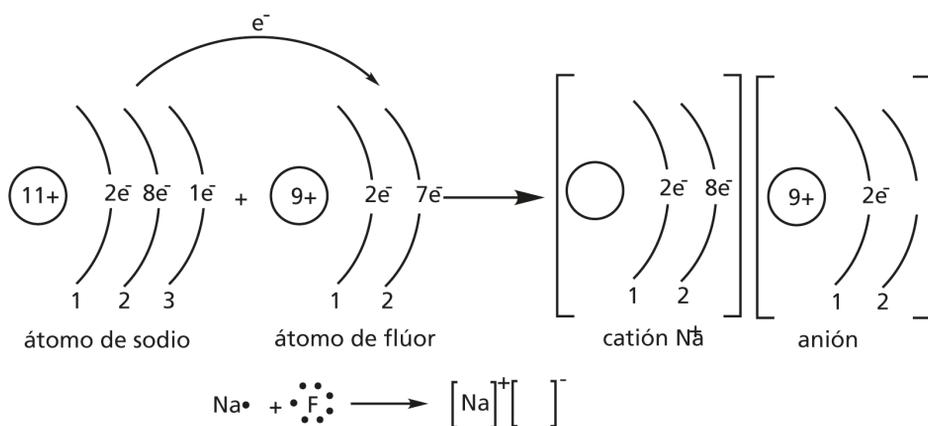


Fig. 4.8

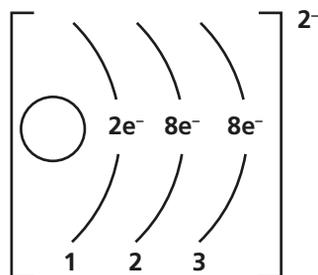
- Completa el esquema situando los seis aspectos omitidos.
- ¿La formación de qué tipo de enlace se ha representado?
- Escribe la ecuación química de la reacción de formación de la sustancia fluoruro de sodio a partir de las sustancias simples correspondientes.
- Identifica el elemento químico no metálico y argumenta tu selección a partir de las características generales de los átomos de elementos químicos no metálicos.

Desafío

33. La estructura electrónica de un ion puede representarse como aparece en la figura siguiente.

- Completa la estructura, situando la carga nuclear.

- b) Representa la estructura electrónica del átomo que originó este ion.
- c) Identifique grupo y período de la tabla periódica de 18 columnas en los que está ubicado el elemento químico cuyos átomos forman este ion.
- d) Identifique por su símbolo químico el elemento correspondiente.



Propiedades físicas y estructura química de los no metales

La mayoría de los átomos de los elementos químicos no metálicos se encuentran en la naturaleza formando compuestos llamados minerales. Ejemplos: S, O e H en el yeso, S en la galena y la blenda, O y P en la fosforita, C y O en la siderita y F en la fluorita.

Las sustancias simples de los elementos químicos no metálicos, pueden ser a temperatura ambiente sólidos (boro, carbono, silicio, arsénico, telurio, selenio, octazufre, diyodo y tetrafósforo), líquido (dibromo), y gases (dihidrógeno, diflúor, dicloro, dinitrógeno y dióxígeno); son malos conductores de la electricidad y el calor; los sólidos son frágiles; no son dúctiles ni maleables, son poco solubles en agua y generalmente no tienen brillo metálico. Sus temperaturas de fusión son variadas, pueden ser muy altas como el carbono (diamante) con $4\,489\text{ °C}$ (mayor que la del tungsteno con $3\,422\text{ °C}$) y muy bajas como la del H_2 con $-259,34\text{ °C}$ (menor que la del Hg que tiene $-38,837\text{ °C}$); entonces, dentro de los no metales podemos encontrar las sustancias con la mayor y con la menor temperatura de fusión que hay en la naturaleza.

Todas estas propiedades físicas tienen su causa en la estructura química de estas sustancias. Los sólidos de redes no metálicas atómicas, están formados por átomos unidos entre sí por cortos y fuertes enlaces covalentes apolares en toda la extensión de la red (no hay moléculas), como ocurre con los átomos de C y Si donde cada uno de ellos, a su vez, está unido a otros cuatro átomos, así el movimiento de los e^- se restringe a una vibración; por eso, generalmente son malos conductores de la electricidad y el calor. Para separar los átomos fuertemente enlazados por enlace covalente, se necesita gran cantidad de energía; ello explica el porqué de las elevadas temperaturas de fusión y ebullición a una presión de $101,325\text{ kPa}$, además de su relativa dureza.

Tabla 4.3 Fórmulas químicas, temperaturas de fusión y ebullición de algunas sustancias simples formadas por átomos de elementos químicos no metálicos

Fórmula química de la sustancia simple	TF (°C) a 101,325 kPa	TE (°C) a 101,325 kPa
H ₂	-259,34	-252,87
B	2 075	4 000
Si	1 414	3 265
N ₂	-210	-195,79
P ₄ (blanco)	44,15	280,5
O ₂	-218,79	-182,95
Te	449,51	988
F ₂	-219,67	-188,12
Cl ₂	-101,5	-34,04
Br ₂	-7,2	58,8
I ₂	113,7	184,4

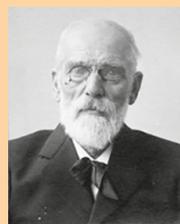
Las sustancias moleculares con enlace covalente apolar se caracterizan porque las moléculas están unidas por débiles fuerzas atractivas intermoleculares, llamadas fuerzas de Van der Waals. Para cambiar de estado de agregación hay que separar las moléculas, pero en este caso, no se requiere romper enlaces sino estas fuerzas intermoleculares, que son fuerzas débiles, por lo que para vencerlas, se necesita poca energía; esto explica por qué tienen bajas temperaturas de fusión y ebullición a una presión de 101,325 kPa, que sean de poca dureza y generalmente gases o líquidos a temperatura ambiente. Al igual que los sólidos de redes no metálicas atómicas, los átomos que constituyen estas moléculas, están unidos por enlaces covalentes apolares, por lo que el movimiento de los electrones también se restringe a una vibración en la zona que une a ambos núcleos; por eso, los no metales moleculares son malos conductores de la electricidad y el calor.

Para resumir la relación entre la estructura química de los no metales y sus propiedades físicas, te sugerimos consultar los cuadros 1.1 y 1.2 del epígrafe 1.1.



Conoce un poco más

Las fuerzas de *Van der Waals* son fuerzas atractivas que se ejercen entre moléculas. Son de origen eléctrico y relativamente débiles comparadas con los enlaces químicos. Pueden tener lugar entre dipolos instantáneos o inducidos (en moléculas apolares) y entre dipolos permanentes (en moléculas polares). Esta tesis fue propuesta por el holandés Johannes D. van der Waals (1837–1923), profesor de Física Teórica de la Universidad de Ámsterdam, galardonado con el Premio Nobel de Física en 1910.



Johannes D.
van der Waals
(1837–1923)

Si analizamos las variaciones en las temperaturas de fusión y ebullición a una presión de 101,325 kPa, por ejemplo en las sustancias simples de los elementos químicos del grupo VIIA (17), podemos observar que en la medida que aumenta el número atómico y en consecuencia la masa molar de la sustancia simple, ambos valores aumentan gradualmente. Esto justifica que el F_2 y el Cl_2 sean gases, el Br_2 líquido, mientras el I_2 sea sólido a temperatura ambiente.

¿Cómo se puede explicar este hecho?

En las moléculas apolares, aunque no existen polos permanentes, el movimiento constante de los electrones provoca que cambie la distribución de cargas en cada momento y se formen *polos instantáneos*. Estos hacen que las moléculas apolares se comporten como *dipolos fluctuantes* (no permanentes) y puedan inducir en las moléculas cercanas la formación de polos; es decir, surgen interacciones débiles de tipo electrostático entre las moléculas apolares que se conocen como *interacciones dipolo fluctuante-dipolo inducido*.

Con el aumento de la masa molar de las sustancias simples formadas por elementos químicos no metálicos de un mismo grupo de la tabla periódica, crece el tamaño de las moléculas (con el aumento del radio atómico de los átomos que las forman), por lo tanto se hace mayor la movilidad de los electrones de estas moléculas, al encontrarse estos más alejados del núcleo; con ello, se eleva la posibilidad de que se formen polos instantáneos y se incrementa la fortaleza de las interacciones dipolo fluctuante-dipolo inducido, lo que trae como consecuencia que se requiera mayor energía para separar las moléculas y provocar el cambio de estado de agregación, por esto se observa un aumento gradual de las temperaturas de fusión y ebullición de las sustancias simples a una presión de 101,325 kPa.

Comprueba lo aprendido

- 4.7** Completa en tu cuaderno con las propiedades físicas de los no metales el cuadro siguiente.

Propiedad física	Características
Estado de agregación a TPEA	
	Poco solubles
Conductividad eléctrica y térmica	
	Las atómicas relativamente altas y las moleculares relativamente bajas
Propiedades mecánicas	

- 4.8** Los elementos químicos B, C, N, O y F están en el mismo periodo de la tabla periódica (periodo 2) y sus sustancias simples son no metales. ¿A qué se debe que las sustancias simples del B y el C sean sólidos a TPEA, mientras que las demás son gases?
- 4.9** Los elementos químicos nitrógeno y fósforo se encuentran ubicados en el grupo VA (15) de la tabla periódica.
- Escribe las fórmulas químicas de las sustancias simples que forman los átomos de estos elementos químicos.
 - Analiza la tabla 4.3 y explica las diferencias entre las temperaturas de fusión y ebullición de las dos sustancias anteriores a una presión de 101,325 kPa.

Desafío

- 34.** Los no metales son malos conductores de la electricidad, sin embargo, una de las formas alotrópicas del carbono: el grafito, se usa para fabricar electrodos debido a su conductividad eléctrica. También tiene otras aplicaciones derivadas de esta propiedad, como la fabricación de los carbones de un motor (escobillas).

Explica sobre la base de la estructura química a qué se debe esta propiedad particular del carbono.

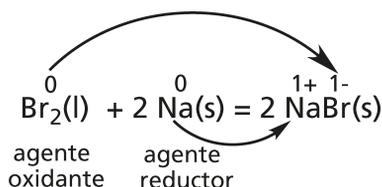
Propiedades químicas de los no metales. Reacción química con los metales, el dihidrógeno y el dioxígeno

Aunque los elementos químicos no metálicos constituyen un grupo minoritario de elementos, forman numerosos compuestos. Sus sustancias simples son muy reactivas en condiciones muy variadas y sus reacciones químicas son generalmente exotérmicas. Veamos algunas de ellas:

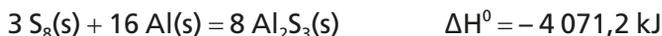
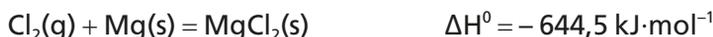
- a) Reacción con los metales: originan sales binarias mediante reacciones de oxidación-reducción donde siempre el no metal actúa como agente oxidante, según el siguiente esquema de reacción química:

no metal + metal → sal binaria

Ejemplo:



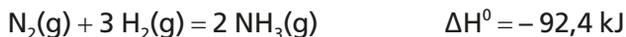
Otros ejemplos:



- b) Reacción con el dihidrógeno: originan compuestos binarios hidrogenados no metálicos, donde el no metal que reacciona con el dihidrógeno, actúa como agente oxidante, según el siguiente esquema de reacción química:

no metal + dihidrógeno → compuesto binario hidrogenado no metálico

Ejemplos:



- c) Reacción con el dioxígeno: originan los óxidos no metálicos correspondientes, pero en estas reacciones redox, el dioxígeno es el agente oxidante y el no metal que reacciona con él, actúa como agente reductor, según el siguiente esquema de reacción química:

no metal + dioxígeno → óxido no metálico

Ejemplos:



Las sustancias simples de los elementos químicos del grupo VII A (17) no reaccionan directamente con el dióxigeno. Sus óxidos son generalmente inestables y se obtienen por vía indirecta.

Comprueba lo aprendido

4.10 Completa en tu cuaderno el siguiente cuadro acerca de las principales propiedades químicas de los no metales.

Propiedad química	Esquema general	Clasificación de la reacción química
	metal + no metal → sal binaria	
Reaccionan con el H ₂		Redox
	no metal + _____ → óxido no metálico	

4.11 ¿Qué tienen en común y en qué se diferencian las principales reacciones químicas de los no metales?

4.12 A partir de los hechos experimentales siguientes:

- I) En la combustión del carbono con defecto de dióxigeno se obtiene el gas monóxido de carbono.
- II) El hierro en polvo, calentado previamente, arde al ser añadido a un frasco que contiene dicloro, formándose un sólido de color carmelita rojizo.
- III) El dicloro reacciona en exceso de dihidrógeno formando una nueva sustancia que se incorpora a la mezcla gaseosa y que humea en el aire húmedo por ser extremadamente soluble en agua.
 - a) Escribe las ecuaciones químicas correspondientes.
 - b) Clasifica las reacciones químicas que ocurren según la variación o no del número de oxidación. Argumenta.
 - c) Señala el agente oxidante en las reacciones químicas que sean redox.
 - d) ¿Por qué el producto de la reacción química III es soluble en agua, mientras que las sustancias que le dieron origen no lo son?

Importancia biológica de algunas sustancias formadas por átomos de elementos químicos no metálicos

Muchos elementos químicos no metálicos están estrechamente vinculados con las diversas formas de vida en la Tierra. Algunos de sus átomos constituyen sustancias que son bases estructurales y funcionales de los procesos vitales, tal como sucede con cuatro de ellos: C, H, O y N que son los componentes principales de las moléculas constituyentes de la mayoría de los seres vivos. Sin ellos es imposible la vida en la Tierra. Estos, junto al P y al S, constituyen alrededor del 99 % de la masa de la mayoría de las células. Un papel fundamental y único juega el C en la construcción de los organismos.

Imagínate, por un momento, qué aspecto tendría la Tierra sin la presencia del C y del H, ello significaría que no habría prácticamente hojas verdes, ni árboles, ni hierba, tampoco habría animal alguno, solo rocas desnudas saldrían entre las arenas sin vida y los desiertos silenciosos. Asimismo, sin la presencia de O, tanto molecular como atómico, no existiría la respiración, proceso vital indispensable para la vida de los organismos aeróbicos, ni se habría formado el H₂O, reservorio natural de vida acuática en el planeta.

También son importantes para el funcionamiento de los procesos vitales sustancias formadas por Cl y F; otro tanto lo son el I y el B, elementos químicos esenciales para la vida o para la subsistencia de determinados organismos, ya que permiten que estos se desarrollen y completen su ciclo vital. La ausencia de estos elementos químicos haría prácticamente imposible los procesos metabólicos.

A simple vista puede verse que el carbón utilizado como combustible se compone de restos vegetales, pero estos también tienen cantidades variables de átomos de otros elementos químicos no metálicos, principalmente H, S, O y N.

Recordemos que las plantas verdes expuestas a la luz liberan O₂ de sus hojas y absorben CO₂ del aire, transformándolo en carbohidratos, proteínas y otros compuestos, siendo la fuente principal para estas formaciones carbonadas; además, los organismos contienen cantidades apreciables de N, P y S, constituyendo complejas combinaciones orgánicas.

Desde hace mucho tiempo quedó establecido que el principal componente de los organismos vivos es el H₂O, aproximadamente entre el 75 % y el 80 %, algo más en las plantas y un poco menos en los animales. Por eso el elemento químico O ocupa el primer lugar en por ciento en masa en los organismos vivos.

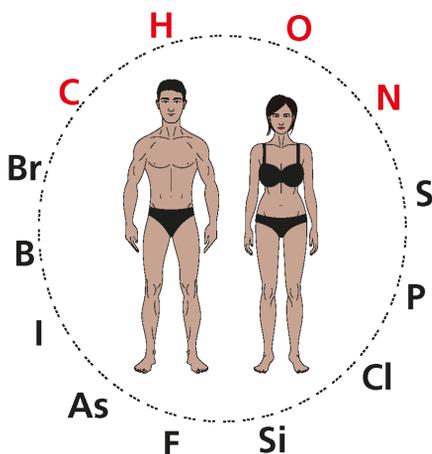
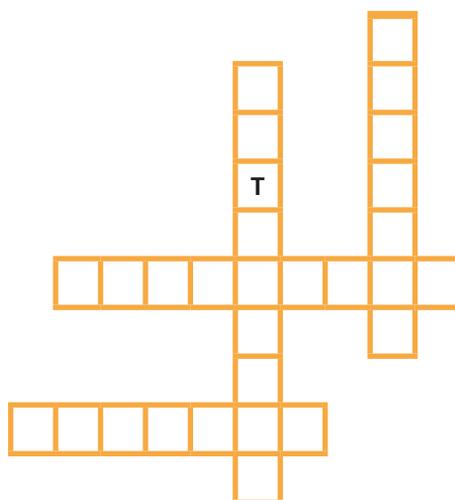


Fig. 4.9 Elementos químicos no metálicos presentes en el cuerpo humano

A pesar de la importancia biológica de algunos elementos químicos no metálicos, algunas de las sustancias simples (como el Cl_2) y compuestas de estos elementos químicos han sido utilizadas por políticos y científicos irresponsables, que promueven su uso desmedido, lo cual afecta el medio ambiente, la salud y las han usado como arma química, lo que estudiarás en próximos epígrafes. Además, debes seguir siempre las indicaciones para el trabajo con las sustancias en el laboratorio escolar (apéndice 1) porque las precauciones que se deben tener al manipular muchas de sus sustancias simples y compuestas nunca serán suficientes, al ser muy dañinos para la salud.

Comprueba lo aprendido

4.13 En el siguiente acróstico se ha ubicado solo la letra T. Resuelve este con los nombres de los elementos químicos no metálicos principales constituyentes de los organismos vivos.

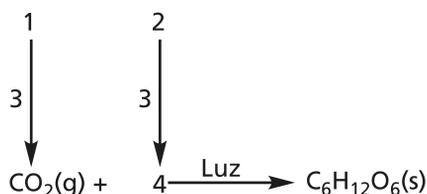


4.14 En el esquema se representa un proceso vital que tiene lugar en plantas, algas y algunas bacterias. Sus reaccionantes son, a su vez, productos de reacciones químicas entre no metales, que también se muestran en la relación de transformación siguiente.

a) Identifica las fórmulas químicas de las sustancias representadas por números.

b) ¿Qué proceso vital se ha representado?

c) Escribe las ecuaciones químicas de las tres reacciones químicas representadas.



4.2 El dihidrógeno

El hidrógeno es el elemento químico de $Z = 1$, es el primer elemento químico de la tabla periódica y por eso está situado encima del grupo I A (1), aunque no pertenece a este. Su símbolo químico es H y cada uno de sus átomos está formado por un protón y un electrón en su único nivel de energía.

El hidrógeno atómico no se encuentra prácticamente libre en la naturaleza, sino formando diversos compuestos: el agua, los ácidos, los hidrocarburos presentes en el petróleo y las moléculas de todos los seres vivos. Como sustancia simple se presenta en forma de dihidrógeno.

El dihidrógeno. Propiedades físicas y estructura química

El dihidrógeno es la sustancia más abundante del universo, constituye aproximadamente el 75 % de este. Las estrellas están compuestas principalmente por hidrógeno en estado de plasma; sin embargo, es insignificante su presencia en la atmósfera terrestre: alrededor de $5,5 \cdot 10^{-5}$ % en masa.

El dihidrógeno (H_2), fue obtenido artificialmente y caracterizado en el siglo XVI por el alquimista suizo Paracelso (1493–1541), que lo obtuvo al mezclar metales con ácidos, pero no fue consciente de que el gas inflamable generado en estas reacciones químicas estaba compuesto por un nuevo elemento químico. En 1671, el químico irlandés Robert Boyle (1627–1691) redescubrió y describió la reacción química que se producía entre limaduras de hierro y ácidos diluidos con la obtención del gas. Sin embargo, el primero en reconocer al H_2 un siglo después, como una sustancia simple fue

el también químico británico Henry Cavendish (1731–1810) que lo llamó “aire inflamable”, descubriendo más tarde, en 1781, que el gas produce H_2O cuando reacciona con O_2 , hecho que le da el crédito por su descubrimiento como un elemento químico.

En 1783, el químico francés Antoine Lavoisier (1743–1794) dio al elemento químico el nombre de hidrógeno (del griego *hydro* = agua, y *genon* = generador, formador), es decir, generador de agua, porque cuando este reacciona con el dióxígeno produce esta sustancia.

En condiciones ambientales, el H_2 es un gas inflamable, incoloro, inodoro, y poco soluble en agua. Tiene una temperatura de fusión de $-259,34\text{ }^\circ\text{C}$ y temperatura de ebullición de $-252,87\text{ }^\circ\text{C}$ a $101,325\text{ kPa}$ de presión. Su densidad a $25\text{ }^\circ\text{C}$ es de $0,082\text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$, mucho más ligero que el aire.

Estructura química del dihidrógeno

El H_2 es una sustancia molecular y sus moléculas están constituidas por dos átomos de hidrógeno unidos entre sí por enlace covalente apolar de gran intensidad.

La figura 4.10A representa el modelo de bolas y vástagos de la molécula de H_2 . En ella se observa el enlace de tipo covalente apolar entre los dos átomos de H (con igual electronegatividad), con una longitud de enlace de 74 pm . En la figura 4.10B se representa la estructura de Lewis, donde se observa que cada átomo de H aporta su único electrón al enlace, determinando la geometría lineal y la apolaridad de la molécula.

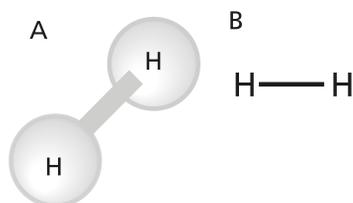


Fig. 4.10 Modelos de la molécula de dihidrógeno

La densidad electrónica entre los núcleos de los átomos que se enlazan (figura 4.11) se concentra entre estos formando un enlace covalente del tipo *sigma* (σ). Es el tipo de enlace covalente más fuerte que existe.



Conoce un poco más

El enlace sigma: enlace covalente simétrico con respecto a un eje imaginario que une a los núcleos de los átomos enlazados y cuya densidad electrónica está concentrada entre ambos núcleos, de manera que el eje imaginario contiene la región del enlace.

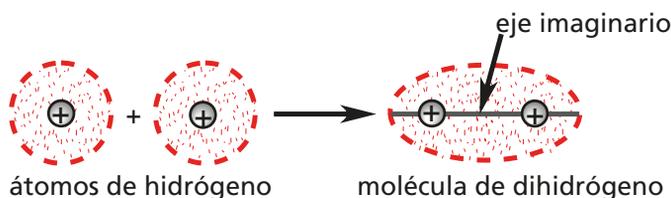


Fig. 4.11 Enlace sigma en la molécula de dihidrógeno

El hecho de ser el H_2 una sustancia formada por moléculas apolares justifica su poca solubilidad en H_2O . La composición por solo dos átomos del elemento químico más ligero de la tabla periódica determina su pequeña masa molar y es la causa de su baja densidad. Estas propiedades tienen su aplicación en las formas de recoger este gas en el laboratorio. Sus moléculas apolares se atraen mediante débiles fuerzas, lo que explica sus bajas temperaturas de fusión y ebullición a una presión de 101,325 kPa.

Comprueba lo aprendido

4.15 Completa en tu cuaderno el siguiente cuadro acerca de la relación entre las principales propiedades físicas y la estructura química del H_2 .

Propiedad física	Estructura química
Poco soluble en H_2O	
	Débiles interacciones entre las moléculas
	Molécula formada por dos átomos de H por lo que es la sustancia de menor masa molar

4.16 En el laboratorio se pueden usar diferentes sistemas colectores de gases como los que se representan a continuación (figura 4.12).

a) ¿Cuál de estos no se puede utilizar para recolectar el H_2 ? Argumenta tu respuesta.

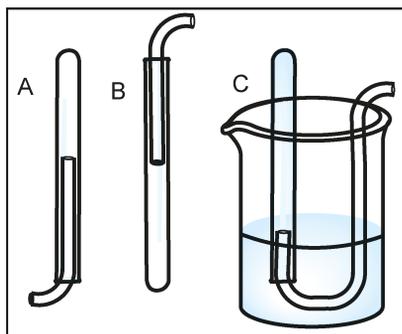
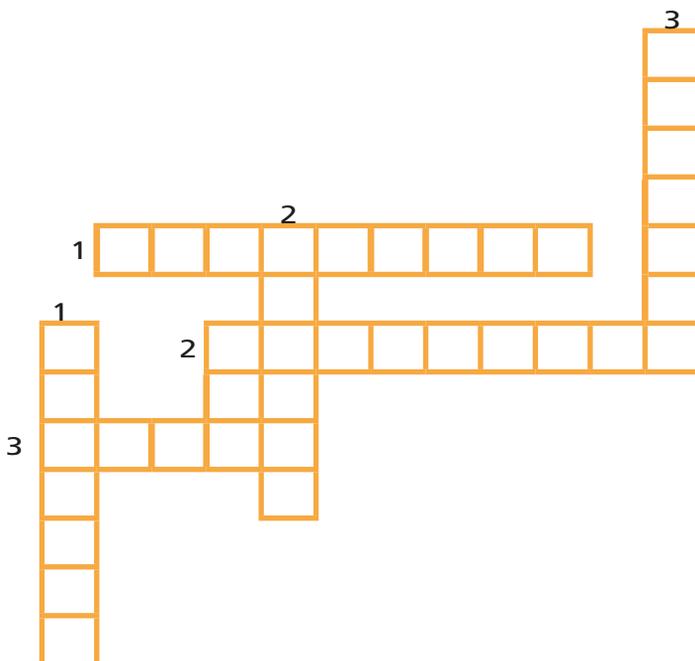


Fig. 4.12

4.17 Resuelve el acróstico siguiente con aspectos relacionados con el H₂.



Horizontales

1. Tipo de enlace.
2. Tipo de partícula.
3. Enlace simétrico.

Verticales

1. Estado de agregación.
2. Propiedad de la molécula.
3. Interacciones moleculares.

Propiedades químicas y obtención del dihidrógeno

El H₂ es un no metal con características especiales, desde la controvertida ubicación del elemento químico en la tabla periódica, sobre el grupo de los elementos metálicos más típicos, por tener como ellos un electrón de valencia, hasta su número de oxidación positivo como el más común, a diferencia del resto de los elementos químicos no metálicos.



Algo de historia

El H₂ se hizo tristemente célebre en los albores del siglo xx al ser empleado para llenar los globos dirigibles, ya que este gas es 14,5 veces más ligero que el aire; sin embargo no se tuvo en cuenta que es altamente inflamable

y fuertemente explosivo frente al dióxido del aire. En consecuencia, hubo muchos desastres aéreos que costaron cientos de víctimas. Por ejemplo, el incendio del dirigible Hindenburg, provocado por la ionización del aire cuando aterrizaba en Nueva Jersey el 6 de mayo de 1937, provocó que este quedara destruido por completo en menos de cuarenta segundos y ocasionó la muerte de varias personas. Esto demostró la peligrosidad del H_2 cuando se maneja descuidadamente.



Sus propiedades químicas más importantes se exponen a continuación:

a) **Reacción con no metales**

El H_2 como ya viste en las propiedades químicas de los no metales, reacciona con varios de estos, formando los compuestos binarios hidrogenados no metálicos o volátiles, actuando como agente reductor. Estas sustancias formadas por átomos del elemento químico H y de elementos químicos no metálicos son sustancias moleculares y presentan enlace covalente polar.

Recuerda que...

Los compuestos binarios hidrogenados no metálicos del grupo VII A (17) y el S del grupo VI A (16), en disolución acuosa, producen los hidrácidos correspondientes, que no son sustancias puras, ejemplo: ácido clorhídrico. Para diferenciar los hidrácidos de los compuestos binarios hidrogenados se sitúa siempre (ac) para dejar claro que son disoluciones acuosas, ejemplo: HCl (ac). Cuando aparece sin estado de agregación se refiere al cloruro de hidrógeno, que es la sustancia pura.

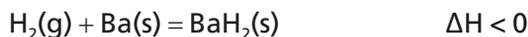
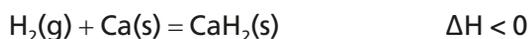
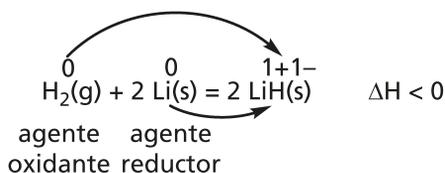
b) **Reacción con metales de los grupos I A (1) y II A (2)**

Con las sustancias simples de los elementos químicos del grupo I A (1) y el calcio, el estroncio y el bario del grupo II A (2), el dihidrógeno reacciona formando compuestos binarios iónicos, sólidos de color blanco, que se denominan compuestos binarios hidrogenados metálicos o salinos. En estas reacciones químicas el dihidrógeno actúa como agente oxidante,

ya que sus átomos disminuyen su número de oxidación de 0 a 1-, se reducen formando el ion hidruro H⁻, según el siguiente esquema de reacción química:

dihidrógeno + metal → compuesto binario hidrogenado metálico

Ejemplos:



Recuerda que...

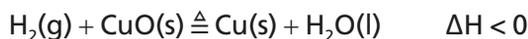
Ya habías estudiado un tipo de compuestos binarios hidrogenados: los no metálicos, donde el hidrógeno tiene número de oxidación 1+. Ahora amplías tus conocimientos acerca de otro tipo de compuestos binarios hidrogenados: los metálicos, donde el hidrógeno tiene número de oxidación 1-.

c) Reacción con óxidos metálicos

El dihidrógeno actúa como agente reductor con los óxidos de los metales menos activos que él (Sb, Bi, Cu, Hg, Ag, Pt y Au), según la serie de actividad de los metales que aparece en el apéndice 6; en estas reacciones químicas el H₂ reduce el óxido a metal. Los átomos de hidrógeno aumentan su número de oxidación de 0 a 1+, se oxidan formando agua; mientras que los átomos del elemento químico metálico, disminuyen su número de oxidación hasta 0 y por eso el óxido metálico actúa como agente oxidante, según el siguiente esquema de reacción química:

dihidrógeno + óxido de metal poco activo → metal poco activo + agua

Ejemplo:



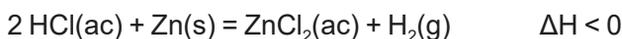
Obtención del dihidrógeno

El dihidrógeno es una sustancia de alta demanda en la industria química y en el laboratorio, es por ello que se requiere de su obtención, esto se hace por diferentes vías, entre las cuales están:

- a) A partir de los ácidos: es la forma más común de obtener dihidrógeno en el laboratorio. Este método consiste en la reacción de una disolución ácida con metales activos (fuertes agentes reductores), según el siguiente esquema de reacción química:

hidrácido + metal activo o muy activo → sal binaria + dihidrógeno
hidróxido no metálico + metal activo o muy activo → sal ternaria + dihidrógeno

Ejemplos:



- b) A partir del agua: es también una forma común de obtener dihidrógeno en el laboratorio. Este método consiste en la reacción del agua con metales muy activos (fuertes agentes reductores), como viste en las propiedades químicas del agua.

Ejemplo:



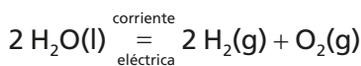
- c) A partir de los hidrocarburos: es el método industrial por excelencia, permite la descomposición química de los hidrocarburos. El dihidrógeno comercial es normalmente producido a partir del gas natural que contiene metano (CH_4). A altas temperaturas (de 700 °C a 1 100 °C), el vapor de agua reacciona con metano para producir el gas de agua como viste en el subepígrafe *Propiedades químicas del agua*.



Conéctate

Para profundizar más acerca del dihidrógeno y su proceso de obtención industrial puedes conectarte a: <https://es.wikipedia.org/wiki/Hidr%C3%B3geno?ol-did=89035804>, también a: <http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>

d) A partir de la electrólisis del agua: es también un método industrial (y de laboratorio). Este proceso se puede representar por la ecuación química siguiente:



La electrólisis del agua es un proceso muy costoso debido al gasto de energía que involucra en la producción del preciado gas.

En todos los casos, las reacciones químicas son de oxidación-reducción. Para recoger el dihidrógeno en estas reacciones químicas hay que tener en cuenta la densidad del H_2 con respecto al aire y su solubilidad con respecto al H_2O . Los métodos de obtención están dados por las reacciones químicas y estas propiedades permiten recolectarlo por desplazamiento de aire o de agua.

Comprueba lo aprendido

4.18 Completa en tu cuaderno el siguiente cuadro acerca de las principales propiedades químicas del dihidrógeno.

Propiedad química	Esquema general	Clasificación de la reacción química
Reacciona con otros no metales		
	$\text{H}_2(\text{g}) + \text{metal} \rightarrow \text{compuesto binario hidrogenado metálico}$	Redox
Reacciona con los óxidos de metales poco activos		

4.19 El dihidrógeno presenta en sus reacciones químicas propiedades oxidantes o reductoras en dependencia de la sustancia con la que reaccione. Ejemplifica ambas propiedades empleando ecuaciones químicas.

4.20 Retoma los mapas conceptuales de las figuras 1.3 y 1.5 del primer capítulo e incorpora el nuevo tipo de sustancia estudiado en este epígrafe en cada uno de los criterios de clasificación de las sustancias.

4.21 Escribe tres ecuaciones de reacciones químicas que se puedan emplear comúnmente en el laboratorio para obtener el hidrógeno. Ten en cuenta la serie de actividad de los metales y la tabla de solubilidad que aparecen en los apéndices 6 y 7.

4.22 ¿Será posible obtener hidrógeno en el laboratorio a partir de una reacción química que no sea de oxidación-reducción? Argumenta tu respuesta.

4.23 Completa en tu cuaderno el siguiente cuadro acerca de la recolección del hidrógeno en el laboratorio:

Forma de recolección	Propiedad física
Por desplazamiento de agua	
	Es menos denso que el aire

Desafío

35. La concentración del H_2 en el aire es del orden de $1 \cdot 10^{-5} g/L$ y la del O_2 es aproximadamente $2,7 \cdot 10^{-1} g/L$. ¿Por qué la mezcla de H_2 y O_2 del aire no explota, si hay incendios forestales, fuegos para la cocción de alimentos y otras reacciones de combustión en el planeta que desprenden energía mediante calor y pudieran iniciar la reacción química entre ambos gases?

Aplicaciones del hidrógeno

Al ser el hidrógeno un gas mucho más ligero que el aire, se emplea en la fabricación de globos sondas o meteorológicos (figura 4.13) aparatos que son elevados a las capas altas de la atmósfera para hacer estudios acerca de la presión atmosférica, temperatura, humedad, velocidad y dirección del viento, entre otras variables meteorológicas, por medio de un pequeño aparato llamado radiosonda.

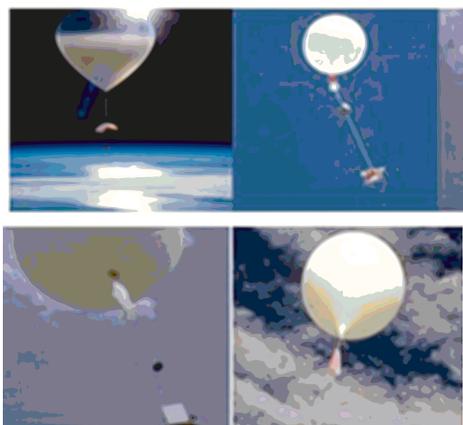


Fig. 4.13 Globos sondas o meteorológicos

El dihidrógeno es un excelente combustible, su reacción química con el dióxígeno es fuertemente exotérmica, razón por la cual se emplea en el soplete oxhídrico (figura 4.14) con el que se alcanzan temperaturas próximas a los 2 400 °C para fundir y cortar metales.

El hecho de que la reacción química del dihidrógeno con el dióxígeno sea fuertemente exotérmica permite emplearlo en mezclas combustibles en calderas de vapor, de forma más eficiente que otros combustibles convencionales. Además se emplea como gas propulsante en diferentes tipos de cohetes, ya que proporciona muy altas velocidades.

El dihidrógeno cuando se pone en contacto con un arco eléctrico, se disocia hasta su forma atómica, absorbiendo una gran cantidad de energía mediante calor. Cuando el hidrógeno atómico golpea una superficie relativamente fría (como la zona de soldadura), se recombina en su forma diatómica y rápidamente libera la energía mediante calor que absorbió para formar el enlace H – H. Es un proceso fuertemente exotérmico, razón por la cual se emplea en los sopletes de dihidrógeno (figura 4.15) empleados en soldaduras especiales con los que se alcanzan temperaturas próximas a los 5 000 °C para fundir y cortar metales.



Fig. 4.14 Soplete oxhídrico.

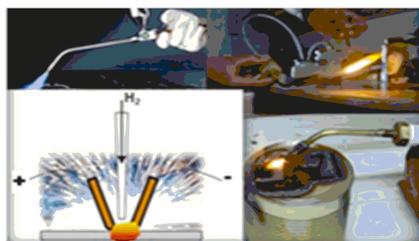


Fig. 4.15 Soplete de dihidrógeno

Su propiedad reductora permite que se emplee en la obtención de metales químicamente puros, tal como ocurre en el caso del wolframio o tungsteno (W), empleado en la fabricación de bombillas incandescentes.

Es una excelente materia prima en la industria química, por ejemplo, en la obtención del metanol, del sulfuro de hidrógeno y en la producción de amoníaco a gran escala. Asimismo es usado en la hidrogenación de aceites vegetales, que convertidos en grasas sólidas, son empleados para sustituir a las mantecas y otras grasas comestibles, que se utilizan para fabricar jabones, velas, etcétera.

**Conéctate**

Para saber más acerca de las aplicaciones del dihidrógeno como combustible del presente y el futuro puedes conectarte a: <http://www.interempresas.net/Energia/Articulos/57200-El-hidrogeno-el-combustible-del-futuro.html> o a <http://www.motorhidrogeno.com/>

Comprueba lo aprendido

4.24 Haz un cuadro resumen en el que relaciones cada aplicación del dihidrógeno con la propiedad que le corresponde.

Volumen molar. Ley de Avogadro

Desde el punto de vista físico, todos los cuerpos ocupan un determinado volumen. Si partimos de las expresiones de densidad (ρ) y cantidad de sustancia (n):

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

Despejamos la masa, $m(X)$ de ambas ecuaciones de definición:

$$m(X) = \rho_x \cdot V(X) \text{ y } m(X) = n(X) \cdot M(X)$$

Como la masa de una muestra es la misma, ambas ecuaciones se pueden igualar:

$$\rho_x \cdot V(X) = n(X) \cdot M(X)$$

Por lo tanto:

$$\frac{V(X)}{n(X)} = \frac{M(X)}{\rho_x}$$

La relación $\frac{V(X)}{n(X)}$ representa el volumen que ocupa un mole de la sustancia X .

Importante

Volumen molar: es el volumen ocupado por un mole de cualquier sustancia a una temperatura y presión determinada y es una magnitud igual a la relación entre el volumen de la muestra y la cantidad de sustancia correspondiente.

$$V_m = \frac{V(X)}{n(X)}$$

Es conocido que el volumen de las sustancias, especialmente los gases, puede variar cuando varían la temperatura y la presión. De ahí que sea necesario especificar estas condiciones para poder medir el volumen molar.



Reflexiona un instante

En la expresión $\frac{V(X)}{n(X)} = \frac{M(X)}{\rho_x}$, la relación $\frac{V(X)}{n(X)}$ se obtuvo dividiendo la masa molar de la sustancia, $M(X)$, por su densidad, ρ_x . Como ambas magnitudes son constantes en determinadas condiciones de temperatura y presión, entonces, bajo estas condiciones, el volumen molar es también una magnitud constante para cada sustancia.

El cálculo del volumen molar para diferentes sustancias a TPEA, se muestra en la siguiente tabla.

Tabla 4.4 Volúmenes de un mole de diferentes sustancias

Sustancia	Estado de agregación	M(X) (g·mol ⁻¹)	ρ _x (g/mL)	$\frac{V(X)}{n(X)} = \frac{M(X)}{\rho_x}$ (mL/mol)	V _m (L·mol ⁻¹)
Hierro	sólido	56	7,874	7,11	0,00711
Octazufre	sólido	256	2,07	123,3	0,124
Agua	líquido	18	0,997	18,05	0,0181
Dibromo	líquido	160	3,14	50,9	0,0509
Dihidrógeno	gas	2	0,0000807	24 783	≈ 24,8
Dioxígeno	gas	32	1,2909	24 788	≈ 24,8
Dióxido de carbono	gas	44	1,7751	24 787	≈ 24,8

Como puede verse en la tabla 4.4 y la figura 4.16, los volúmenes molares de las sustancias sólidas y líquidas son relativamente muy pequeños y, además, distintos entre sí. Obsérvese que el volumen molar del hierro sólido es $0,00711 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$, el del octazufre sólido $0,124 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$, el del agua líquida $0,0181 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ y del dibromo líquido $0,0509 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$, mientras que el de dihidrógeno, dióxígeno y dióxido de carbono, gaseosos, es el mismo para los tres: aproximadamente $24,8 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ a TPEA. En todos los casos se refiere la misma cantidad de sustancia para diferentes sustancias.

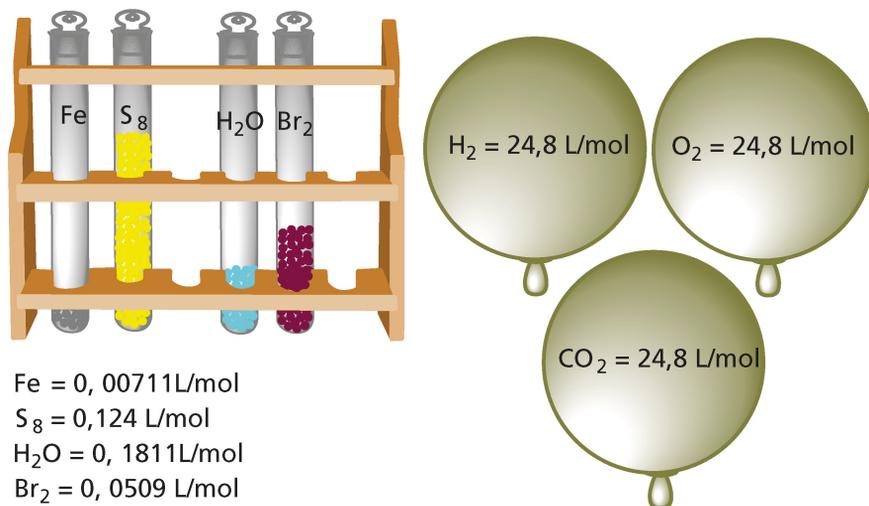


Fig. 4.16 Valores relativos de volumen molar para diferentes sustancias

¿A qué se debe esto?

En los gases, las distancias entre las moléculas son grandes y el volumen ocupado por las partículas es relativamente pequeño, por lo que el volumen viene dado por las distancias entre las moléculas, que son, en las mismas condiciones de temperatura y presión, aproximadamente iguales para todos los gases.

Es evidente que, a igual número de moléculas ($6,02 \cdot 10^{23}$) separadas por la misma distancia, corresponderán volúmenes iguales ($24,8 \text{ L}$).

Importante

El volumen molar de cualquier gas a TPEA es $24,8 \text{ L}$ por cada mole ($V_m = 24,8 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$)

En los sólidos y en los líquidos no sucede lo mismo, porque las partículas se encuentran muy unidas entre sí y el volumen no solo depende de las distancias entre ellas, sino, principalmente de las dimensiones de las propias partículas.

Los siguientes datos aproximados sobre el dióxigeno darán una idea más clara al respecto.

	volumen	V_m volumen de 1 mol de moléculas
Para un mole de O ₂ gaseoso (a TPEA)	24,8 L	$\frac{24,8}{0,010} = 2\ 480$
Para un mole de O ₂ líquido	0,036 L	$\frac{0,036}{0,010} = 3,6$
Para el total de moléculas (6,02 · 10 ²³) que hay en un mole de O ₂	0,010 L	



Reflexiona un instante

Como se observa en los datos anteriores, el volumen total ocupado por las moléculas (0,010 L) es prácticamente despreciable en comparación con el volumen total ocupado por el gas a TPEA (24,8 L), el cual es 2 480 veces mayor. Esto no ocurre con el líquido en el que solo es 3,6 veces mayor.

Utilizando la definición de volumen molar para muestras de tres sustancias gaseosas diferentes que ocupan igual volumen a TPEA, como se representa a continuación en la figura 4.17.

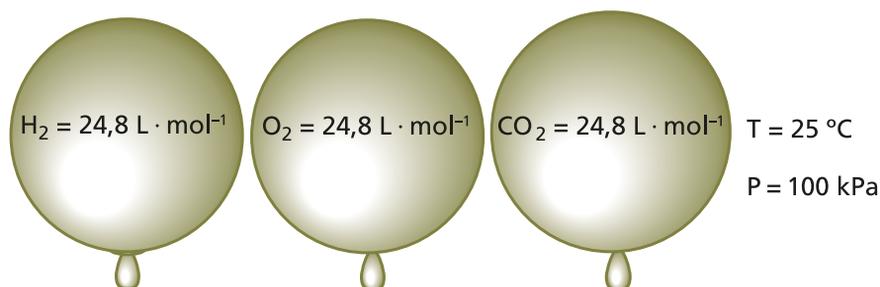


Fig. 4.17 Volumen molar de diferentes muestras gaseosas

$$V(\text{H}_2) = V(\text{O}_2) = V(\text{CO}_2)$$

$$Vm = \frac{V(\text{H}_2)}{n(\text{H}_2)}; Vm = \frac{V(\text{O}_2)}{n(\text{O}_2)}; Vm = \frac{V(\text{CO}_2)}{n(\text{CO}_2)}$$

Como el volumen molar es el mismo para los tres gases, entonces:

$$\frac{V(\text{H}_2)}{n(\text{H}_2)} = \frac{V(\text{O}_2)}{n(\text{O}_2)} = \frac{V(\text{CO}_2)}{n(\text{CO}_2)}$$

Si los volúmenes son iguales, entonces:

$$n(\text{H}_2) = n(\text{O}_2) = n(\text{CO}_2)$$

Como la cantidad de sustancia es directamente proporcional al número de partículas (N) presentes en la muestra de sustancia, $n(X) = \frac{N(X)}{N_A}$,

donde N_A es la constante de proporcionalidad, se cumple que:

$$N(\text{H}_2) = N(\text{O}_2) = N(\text{CO}_2)$$

Se puede concluir que:

Importante

En volúmenes iguales de gases diferentes en igualdad de condiciones de temperatura y de presión, existe el mismo número de partículas.

Esta generalización se conoce como *Ley de Avogadro*.

Con ayuda de la expresión de volumen molar, y conociendo su valor constante para todos los gases a TPEA ($24,8 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$), es posible calcular el volumen o la cantidad de sustancia de una muestra gaseosa, despejando de la ecuación de definición:

$$Vm = \frac{V(X)}{n(X)} \begin{cases} \nearrow V(X) = n(X) \cdot Vm \\ \searrow n(X) = \frac{V(X)}{Vm} \end{cases}$$

Ejemplo 1. Calcula la capacidad que debe tener un recipiente para almacenar una muestra gaseosa de 0,4 mol de dihidrógeno a TPEA.

Algoritmo	Desarrollo
1. Determinar incógnita y datos	Incógnita: $V(H_2)$ $n(H_2) = 0,4 \text{ mol}$ $Vm = 24,8 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$
2. Escribir la relación o las relaciones necesarias	$Vm = \frac{V(H_2)}{n(H_2)}$ $V(H_2) = n(H_2) \cdot Vm$
3. Sustituir los valores con sus unidades	$V(H_2) = 0,4 \text{ mol} \cdot 24,8 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$
4. Resolver	$V(H_2) = 0,4 \text{ mol} \cdot 24,8 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ $V(H_2) = 9,92 \text{ L}$ $\approx 10 \text{ L}$
5. Respuesta	La capacidad del recipiente para almacenar la muestra de dihidrógeno debe ser de aproximadamente 10 L

Ejemplo 2. Se tiene una muestra de dihidrógeno de 124 L medidos a TPEA. Calcula la cantidad de sustancia que contiene dicha muestra.

Algoritmo	Desarrollo
1. Determinar incógnita y datos	Incógnita: $n(H_2)$ $V(H_2) = 124 \text{ L}$ $Vm = 24,8 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$
2. Escribir la relación o las relaciones necesarias	$Vm = \frac{V(H_2)}{n(H_2)}$ $n(H_2) = \frac{V(H_2)}{Vm}$
3. Sustituir los valores con sus unidades	$n(H_2) = \frac{124 \text{ L}}{24,8 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}}$
4. Resolver	$n(H_2) = \frac{124 \cancel{\text{L}}}{24,8 \cancel{\text{L}} \cdot \text{mol}^{-1}}$ $= 5 \text{ mol}$
5. Respuesta	La cantidad de sustancia de dihidrógeno es 5 mol.

Comprueba lo aprendido

4.25 Se tienen dos recipientes: A, tiene una capacidad de 70 L y B, de 10 L. Demuestra mediante cálculos cuál de ellos emplearías para guardar las siguientes muestras gaseosas a TPEA:

- a) 2,5 mol de $\text{CO}_2(\text{g})$
- b) 0,4 mol de $\text{H}_2(\text{g})$

4.26 Se tienen las siguientes muestras gaseosas a TPEA:

- I) 6,72 L de $\text{Cl}_2(\text{g})$
- II) 1,0 L de $\text{CO}_2(\text{g})$
- III) 9,0 L de $\text{H}_2(\text{g})$

- a) Coloca en orden creciente de la cantidad de sustancia las tres muestras.
- b) Argumenta tu respuesta.
- c) Calcula la cantidad de sustancia contenida en la muestra de dihidrógeno.

Desafío

36. Las técnicas más modernas para obtener dihidrógeno a partir de los hidrocarburos lo hacen sin producir óxidos del carbono, por lo que constituye un beneficio al medio ambiente. Calcula el volumen de dihidrógeno que se puede obtener como máximo a partir de 200 m^3 de metano (CH_4).

Interrelación entre las magnitudes que caracterizan las muestras de sustancias

Cuando se tiene una muestra de sustancia, esta se puede caracterizar a partir de magnitudes como: *masa, volumen, cantidad de sustancia* y número de partículas, las que varían en dependencia del tamaño de la muestra de sustancia. De la interrelación entre estas magnitudes, se derivan otras que son constantes: *densidad, masa molar, volumen molar y constante de Avogadro*.

Sistematizando

Una manera de relacionar las magnitudes que caracterizan las muestras de sustancias en una red conceptual, puede ayudarte a fijar e interrelacionar los conocimientos anteriores que se representa en la figura 4.18.

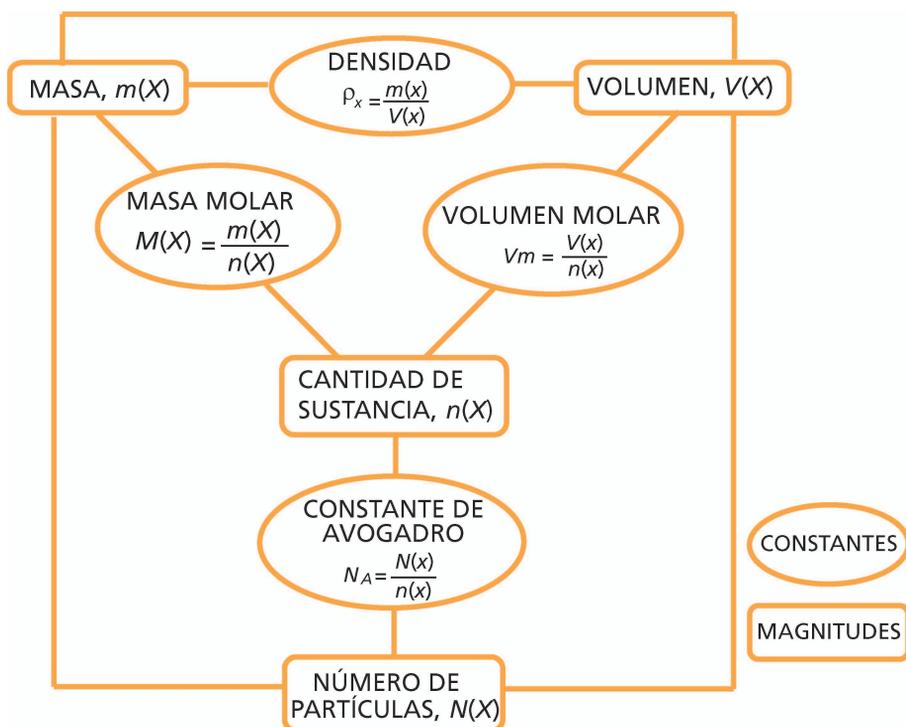


Fig. 4.18 Interrelación entre magnitudes que caracterizan una muestra de sustancia

Cuando se combinan estas relaciones es posible encontrar nuevas expresiones que permiten realizar diferentes cálculos. Por ejemplo, de las expresiones de $M(X)$, $V(X)$ y N_A , se puede despejar $n(X)$.

$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)}$	$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$
$V_m = \frac{V(X)}{n(X)}$	$n(X) = \frac{V(X)}{V_m}$
$N_A = \frac{N(X)}{n(X)}$	$n(X) = \frac{N(X)}{N_A}$

Para una misma muestra de determinada sustancia se cumple entonces que:

$$\frac{m(X)}{M(X)} = \frac{V(X)}{V_m} = \frac{N(X)}{N_A}$$

Cada par de relaciones permite que se pueda calcular una de las magnitudes (masa, volumen o número de partículas) conocida la otra. Por ejemplo, del par:

$$\frac{m(X)}{M(X)} = \frac{V(X)}{V_m}$$

$$V(X) = \frac{m(X)}{M(X)} \cdot V_m$$

$$m(X) = \frac{V(X)}{V_m} \cdot M(X)$$

Así pueden obtenerse otras expresiones más.

Comprueba lo aprendido

4.27 Calcula las masas que se corresponden con los volúmenes medidos a TPEA, de las sustancias gaseosas siguientes:

- 35,0 L de CO_2
- 8,3 L de O_2
- 9,6 L de H_2

4.28 Calcula los volúmenes medidos a TPEA que ocupan las muestras de sustancias gaseosas siguientes:

- 47,0 g de CO
- 92,0 g de Cl_2
- 45,5 g de NH_3

Desafío

37. El término "condiciones normales o TPN" se suele utilizar habitualmente para la medición de volúmenes de gases en muchos campos de la ciencia, correspondiéndose a una temperatura de 0°C y a una presión de 101,325 kPa, que imperan en un laboratorio. Calcula el volumen molar de los gases a TPN.

4.3 El dicloro, cloruro de sodio y el ácido clorhídrico

El cloro es el elemento químico de número atómico 17, situado en el grupo VII A (17) de la tabla periódica de 18 columnas. Su símbolo químico es Cl y cada uno de sus átomos tiene además de neutrones, 17 protones en el núcleo e igual cantidad de electrones distribuidos en tres niveles de energía.

Es un elemento químico abundante en la naturaleza y esencial para muchas formas de vida. Por su gran reactividad no aparece en la naturaleza como sustancia simple si no formando cloruros.

El dicloro. Propiedades físicas y estructura química

El dicloro fue descubierto en 1774 por el químico sueco Carl Wilhelm Scheele (1742–1786), aunque creía que se trataba de un compuesto que contenía oxígeno. En 1810 el químico inglés Humphry Davy (1778-1829) demostró que se trataba de un elemento químico y le dio el nombre de cloro, del griego *Khloros*, que significa verde, debido a su color.

En condiciones ambientales, el dicloro es un gas de color amarillo-verdoso, de olor muy penetrante y desagradable, es algo soluble en agua (haciendo burbujear sostenidamente el gas en ella, se puede lograr que 100 g de agua disuelvan 1,46 g de dicloro). Tiene temperatura de fusión de $-101,5\text{ }^{\circ}\text{C}$ y temperatura de ebullición de $-34,04\text{ }^{\circ}\text{C}$ a una presión de 101,325 kPa. Su densidad a TPEA es de $2,898\text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$, mucho más denso que el aire.

El dicloro es altamente tóxico, la inhalación de sus vapores, incluso en pequeñas cantidades, produce irritación en las vías respiratorias, que puede llegar a provocar la muerte por asfixia.



Algo de historia

El dicloro fue el primer gas letal que se empleó en la Primera Guerra Mundial (1914–1918), iniciándose así la guerra química moderna. En 1915 el ejército alemán empleó este gas contra las tropas coloniales francesas. El gas dicloro resultó ser un arma ineficiente: producía una nube verdosa claramente visible y un fuerte olor, facilitando su detección. Por ser algo soluble en agua, con solo cubrir la boca y la nariz con un paño húmedo, servía para reducir el impacto del gas.

A pesar de sus limitaciones, el dicloro fue un arma de disuasión muy efectiva, pues la detección de una nube de gas aproximándose creaba mucho miedo entre la infantería. Luego a partir del dicloro se sintetizaron otros gases muy venenosos, tal como la iperita o gas mostaza, empleado por los alemanes en 1917.



Estructura química del dicloro

El dicloro es una sustancia molecular y sus moléculas están constituidas por dos átomos de cloro unidos entre sí por enlace covalente apolar. La figura 4.19A representa el modelo de bolas y vástagos con enlace de tipo covalente apolar entre los dos átomos de cloro (con igual electronegatividad), con una longitud de enlace de 199 pm. En la figura 4.19B se representa la estructura de Lewis, se observa que cada átomo de cloro aporta un electrón al enlace, determinando la geometría lineal y la apolaridad de la molécula. A cada átomo le quedan seis electrones sin compartir, pues tiene siete electrones de valencia (grupo VII A o 17 de la tabla periódica).

El enlace en la molécula de dicloro es covalente apolar del tipo *sigma* (σ). El hecho de ser una molécula apolar justifica su poca solubilidad en agua y la composición por dos átomos del elemento químico cloro de la tabla periódica determina que su masa molar sea $71 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, mayor que la masa molar promedio del aire ($29 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$) y es la causa de su mayor densidad con respecto a este (aproximadamente 2,44 veces más denso), propiedades que tienen su aplicación en las formas de recolección de este gas en el laboratorio.

Sus moléculas apolares se atraen mediante débiles fuerzas, lo que explica sus bajas temperaturas de fusión y ebullición.

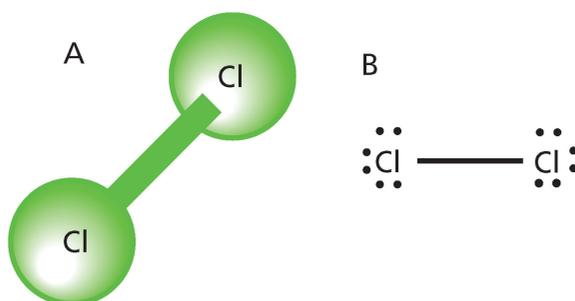


Fig. 4.19 Modelos de la molécula de dicloro

Comprueba lo aprendido

4.29 Completa en tu cuaderno el siguiente cuadro acerca de la relación entre las principales propiedades físicas y la estructura química del dicloro.

Propiedad física	Estructura química
	Formado por moléculas apolares
Bajas temperaturas de fusión y ebullición	
	Molécula formada por dos átomos del elemento químico cloro por lo que su masa molar es mayor que la del aire

4.30 Realiza en tu cuaderno una comparación entre el H_2 y el Cl_2 tomando en cuenta los aspectos siguientes:

Aspectos	H_2	Cl_2
Composición		
Tipo de partícula		
Tipo de enlace		
Intensidad de las interacciones intermoleculares		
Volumen que ocupa 1 mol a TPEA		
Olor		
Color		
Densidad con respecto al aire		
Solubilidad en agua		
Temperatura de fusión relativamente...		
Temperatura de ebullición relativamente...		

4.31 ¿Qué gas es más denso a igual temperatura y presión, el Cl_2 o el H_2 ? Explica.

4.32 ¿Se podría utilizar Cl_2 para llenar un globo meteorológico? Argumenta tu respuesta.

Propiedades químicas, obtención y aplicaciones del dicloro

El dicloro reacciona con muchas sustancias, ya sean simples o compuestas. Manifiesta de manera general las mismas propiedades químicas que el resto de los no metales, estudiadas en el subepígrafe *Propiedades químicas de los no*

metales. *Reacción química con los metales. El dihidrógeno y el dióxígeno.* Con la mayoría de los metales reacciona formando sales binarias (cloruros); con el dihidrógeno forma el cloruro de hidrógeno. Se combina directamente con casi todos los no metales, excepto el carbono, dinitrógeno y dióxígeno.

Algunos ejemplos de sus reacciones químicas con estas sustancias simples fueron vistos en las propiedades químicas de los no metales.

Otra de sus propiedades es la **reacción química con sustancias compuestas como el agua y algunos hidróxidos metálicos**, en las que ocurre la autooxidación-reducción del dicloro.



Obtención del dicloro

En el laboratorio el dicloro puede obtenerse por acción de un oxidante energético (KMnO_4 o MnO_2) que reacciona con el ácido clorhídrico concentrado:



En la industria, se obtiene, fundamentalmente, haciendo pasar corriente eléctrica a través de una disolución concentrada de cloruro de sodio:



¿Sabías que...?

La obtención de dicloro por electrólisis productora de la Empresa Electroquímica (ELQUIM) ubicada en Sagua la Grande, provincia de Villa Clara. En esta se obtienen también otras sustancias que estudiarás en el próximo epígrafe.



Debido a la alta toxicidad del dicloro, es importante tomar las medidas de precauciones en su manipulación, cuestión que nunca se debe desconocer, tales como: no inhalar el gas aunque sea en pequeñas cantidades, pues produce tos e irritación en las vías respiratorias. En grandes cantidades puede causar la asfixia y la muerte.

En caso de envenenamiento con dicho gas, siempre debe trasladarse al afectado al aire libre. Como primeros auxilios se le hace inhalar vapores de una disolución diluida de amoníaco y llevar al afectado al centro de salud más cercano.

Una exposición aguda a altas (pero no letales) concentraciones de dicloro puede provocar edema pulmonar, o líquido en los pulmones. Una exposición crónica a concentraciones de bajo nivel debilita los pulmones aumentando la susceptibilidad a otras enfermedades pulmonares. En muchos países se fija como límite de exposición en el trabajo para este gas 0,5 ppm (media de 8 h diarias, 40 h a la semana).

Aplicaciones del dicloro

El dicloro, debido a su gran reactividad, tiene muchas aplicaciones en la industria química, se utiliza como materia prima en la obtención de un amplio rango de productos industriales como: cloruro de hidrógeno, plásticos, disolventes para lavado en seco y desgrasado de metales, producción de agroquímicos y fármacos, insecticidas, colorantes y tintes, etc. Grandes cantidades de dicloro se emplean en la obtención de hipoclorito de sodio y de calcio (NaClO y $\text{Ca}(\text{ClO})_2$), los cuales tienen un amplio uso como decolorantes.

El dicloro, por su fuerte propiedad oxidante y el hecho de que sea algo soluble en agua, es un químico importante para la purificación de esta, ya que su disolución acuosa forma el ácido hipocloroso que tiene efectiva acción destructiva sobre bacterias. El dicloro en agua es tres veces más efectivo como agente desinfectante contra la bacteria *Escherichia coli* que una concentración equivalente de dibromo, y seis veces más efectiva que una concentración equivalente de diyodo.

Comprueba lo aprendido

4.33 Completa el siguiente cuadro acerca de las principales propiedades químicas del dicloro.

Propiedad química	Esquema general	Clasificación de la reacción química
	$\text{Cl}_2 + \text{metal} \rightarrow \text{sal binaria}$	
Reacciona con el H_2		Redox
	$\text{Cl}_2 + \text{no metal} \rightarrow \text{cloruros}$	

Propiedad química	Esquema general	Clasificación de la reacción química
Reacciona con el agua		
Reacciona con hidróxidos		

4.34 Analiza los siguientes hechos experimentales:

- I) Al añadir antimonio en polvo a un frasco que contiene dicloro, las partículas de antimonio se inflaman espontáneamente y el frasco se llena de un humo blanco de tricloruro de antimonio.
- II) El hipoclorito de calcio (conocido comúnmente como cloro para piscinas) puede obtenerse a partir de la reacción química del dicloro con una disolución de hidróxido de calcio. El cloruro de calcio y el agua son también productos de la reacción química.
 - a) Escribe las ecuaciones químicas de las reacciones químicas descritas.
 - b) ¿Qué propiedad química del dicloro se pone de manifiesto en cada una?

4.35 Un método muy utilizado para obtener dicloro en el laboratorio es mediante la reacción química de óxido de manganeso (IV) con el ácido clorhídrico concentrado y caliente.

- a) Escribe la ecuación de la reacción química.
- b) ¿La reacción química que ocurre es redox? Argumenta tu respuesta.
- c) Calcula la masa de dicloro que puede obtenerse si reaccionan totalmente 146 g de cloruro de hidrógeno en disolución acuosa con suficiente MnO_2 .
- d) Diseña un aparato para obtener dicloro en el laboratorio por este método tomando en cuenta las condiciones en la que ocurre la reacción química y las propiedades de las sustancias reaccionantes y productos.

4.36 Haz un cuadro resumen en el que relacione cada aplicación del dicloro con la propiedad que le corresponde.

Desafío

38. En la reacción química del dicloro con el hidróxido de sodio.

- Escribe la ecuación química de esta reacción.
- Señala el agente oxidante y el reductor.

Principales compuestos del cloro: cloruro de sodio, cloruro de hidrógeno y ácido clorhídrico

Entre los compuestos más importantes del cloro se encuentran el cloruro de sodio, el cloruro de hidrógeno y su disolución acuosa: el ácido clorhídrico, debido a sus múltiples aplicaciones en la industria, el hogar y otras esferas del quehacer humano.

Cloruro de sodio (NaCl)

La figura 4.20 A representa el modelo de bolas y vástagos de la entidad elemental del NaCl, sustancia que estudiaste en noveno grado, la 4.20 B representa el enlace iónico entre iones de cargas eléctricas contrarias: el catión (Na⁺) y el anión (Cl⁻).

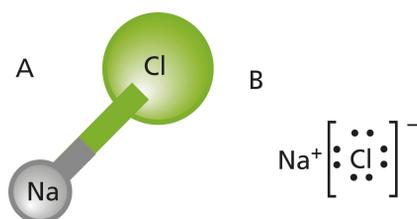


Fig. 4.20 Modelos del cloruro de sodio

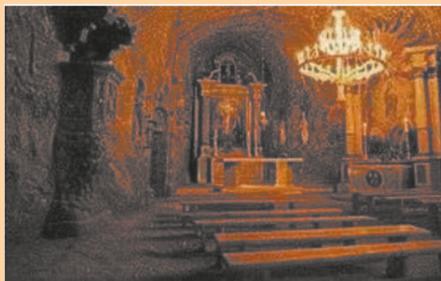
El NaCl existe en grandes cantidades en la naturaleza disuelto en las aguas de mares, océanos y de algunos lagos, o formando parte de la corteza terrestre en grandes yacimientos originados por la evaporación de estas durante millones de años.

Es la única roca comestible y posiblemente el condimento más antiguo empleado por el ser humano, su importancia para la vida es tal que ha marcado el desarrollo de la historia en muchas ocasiones, moviendo las economías, siendo objeto de impuestos, monopolios, guerras, etc., fue considerada un tipo de moneda por su valor de cambio.

¿Sabías que...?

- Salario deriva del latín *salarium*, que significa “pago de sal” o “por sal”. El término proviene del antiguo imperio romano, donde muchas veces se hacían pagos a los soldados con sal, la cual valía su peso en oro, dado que la sal en la Antigüedad era una de las pocas maneras que se tenía de conservar la carne, pescado y vegetales, mediante la salazón.
- Las minas de sal de Wieliczka en Cracovia, Polonia han sido explotadas sin interrupción desde el siglo XIII, y aún hoy siguen produciendo sal.

Alcanzan una profundidad de 327 m y su longitud supera los 300 km. Sus mineros, con larga tradición católica han construido auténticas catedrales de sal que contienen estatuas de personajes míticos e históricos, esculpidas en la roca de sal. Incluso los cristales de los candelabros están hechos de sal. Recibe unos 800 000 visitantes al año.



El NaCl en condiciones ambientales, es un sólido iónico de color blanco, sabor "salado" y muy soluble en agua. Tiene una temperatura de fusión de 800,7 °C y temperatura de ebullición de 1 465 °C a una presión de 101,325 kPa. Su densidad a TPEA es de 2,17 g · mL⁻¹.

Además de uso como sal comestible, se emplea en la conservación de carnes, pescados, vegetales y pieles. En la industria es la materia prima fundamental en la obtención de muchas sustancias como: Cl₂, Na, HCl(g), Na₂CO₃, Na₂SO₄, NaOH, jabones, colorantes y otros más.

En los países fríos, el NaCl se emplea en disolución concentrada (salmuera) como supresor de nieve, ya que al disolverse, baja la temperatura a que congela el agua y genera energía mediante calor ($\Delta H = -385,82 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$).

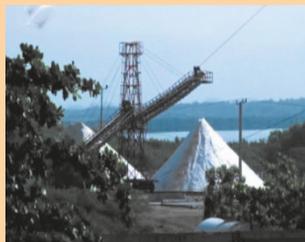
Desde el punto de vista biológico, forma parte de la sangre y los tejidos de los animales, desempeña un importante papel en el metabolismo. Por ejemplo, en la formación del jugo gástrico que favorece la digestión, en el aporte del catión Na⁺(ac) tiene un papel fundamental en la transmisión del impulso nervioso, en la contracción muscular, el equilibrio ácido-base y la absorción de nutrientes por las membranas.

Una persona adulta necesita diariamente de 4 g a 8 g de NaCl, pero el exceso de ella en el organismo puede ser perjudicial y causa de la hipertensión arterial (denominada la plaga silenciosa del siglo XXI) por aumento de la presión sanguínea.

Ya conoces de los estudios acerca de las sales en noveno grado que esta sal se obtiene en instalaciones llamadas salinas. Su producción está a cargo de la Empresa Nacional de la Sal (Geominsal), la cual explota varias áreas distribuidas principalmente en las provincias de Matanzas, Villa Clara, Camagüey, Las Tunas y Guantánamo.

 **Conéctate**

Una de las salinas de mayor producción en Cuba se encuentra en Guantánamo. Para buscar información sobre esta salina, te sugerimos que te conectes a: www.ecured.cu y busques Salina Joa o a: <https://es.wikipedia.org/wiki/Salina?oldid=87517277>



Cloruro de hidrógeno (HCl)

Otro de los compuestos químicos del cloro es el cloruro de hidrógeno, el cual da origen al ácido clorhídrico al disolverse en agua. La figura 4.21 A representa el modelo de bolas y vástagos con enlace de tipo covalente polar entre los átomos de hidrógeno y cloro (con significativa diferencia de electronegatividad). En la figura 4.21 B se representa la estructura de Lewis de dicha molécula.

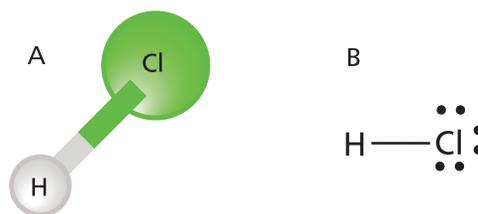


Fig. 4.21 Modelos del cloruro de hidrógeno

Debido a la diferencia de electronegatividad entre el cloro [$X(\text{Cl}) = 3,16$] y el hidrógeno [$X(\text{H}) = 2,10$], el enlace en la molécula de HCl es covalente polar, porque los electrones del enlace son más atraídos por el núcleo del átomo de Cl, adquiriendo esta parte de la molécula una densidad de carga parcial negativa (δ^-) y el átomo de H adquiere una carga parcial positiva (δ^+) como se muestra en la figura 4.22. El enlace en esta molécula es también del tipo sigma. La polaridad de la molécula provoca que existan interacciones dipolo-dipolo entre ellas y también entre estas y las del agua, de ahí, su gran solubilidad en ella.



Fig. 4.22 Polaridad de la molécula de HCl

El HCl en condiciones ambientales, es un gas incoloro, de olor picante y sofocante, y muy soluble en agua, humea vapores corrosivos de color blanco al ponerse en contacto con el vapor de agua de la atmósfera. Tiene una temperatura de fusión de $-114,17^\circ\text{C}$ y temperatura de ebullición de -85°C a una presión de 101,325 kPa. Su densidad a TPEA es de $1,490\text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$, es un gas más denso que el aire.

Es altamente peligroso el contacto con la piel, los ojos, mucosas, no se debe inhalar ni ingerir disuelto en agua. Por lo tanto, a la hora de emplear este gas, es necesario usar guantes, lentes y nasobuco. En caso de ingestión, se debe asistir rápidamente al centro de salud más cercano.

El cloruro de hidrógeno como ya conoces, se obtiene a partir de la reacción química del dicloro y el dihidrógeno, pero las inconveniencias del método, hacen que se utilice más comúnmente en el laboratorio, la reacción química entre el NaCl y el H₂SO₄ concentrado y caliente.



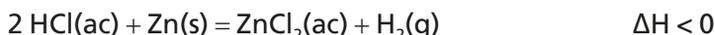
Sus aplicaciones están basadas, fundamentalmente, en la gran utilidad que tiene en los laboratorios y en la industria su disolución acuosa: el ácido clorhídrico.

Ácido clorhídrico: HCl(ac)

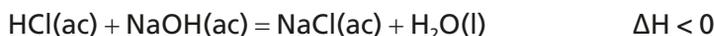
El ácido clorhídrico no es una sustancia pura, es una disolución acuosa del cloruro de hidrógeno, estudiada como ejemplo de hidrácido en noveno grado. El que se expende comercialmente es una disolución de HCl al 14 % en masa que se conoce comúnmente como sulfumán o sulfumante, ya que forma vapores corrosivos ligeramente amarillos.

En sus principales propiedades químicas manifiesta sus propiedades ácidas. Por ejemplo:

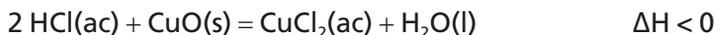
a) **Reacción con metales activos**



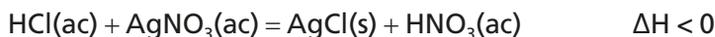
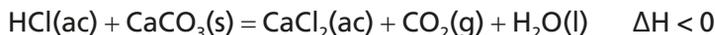
b) **Reacción con hidróxidos metálicos**



c) **Reacción con óxidos metálicos**



d) **Reacción con carbonatos y otras sales**



Recuerda que...

En la primera unidad te aclaramos que las reacciones de los ácidos con las sales solo suceden cuando se forma una sustancia poco soluble (apéndice 7) o un gas.

Aplicaciones del HCl: sus propiedades permiten el empleo en múltiples operaciones como:

- El decapado de metales: para limpiar la superficie de estos, eliminando la capa de óxido que los recubre y cubrirlo con otros como el cromo y el níquel más resistentes a la oxidación.
- Limpieza de equipos industriales al eliminar los restos de carbonatos que se acumulan en tuberías, calderas y recipientes por donde circula agua dura.
- Limpieza de bañeras y muebles sanitarios en forma de salfumante para eliminar carbonatos incrustados en estos.
- En la obtención de diversas sales, medicamentos, colorantes y otros muchos productos.
- Catalizador en variados procesos químicos.

Como constituyente del jugo gástrico, el ácido clorhídrico contribuye a la transformación del bolo alimenticio, pero su producción en exceso en el organismo humano (en ocasiones causada por la nicotina) puede provocar gastritis, úlceras gástricas y duodenales. Está demostrado que entre los fumadores hay casi tres veces más úlceras gástricas, duodenales y cáncer gástrico que entre los no fumadores.



Conoce un poco más

Si al soldar piezas metálicas no se utiliza el *líquido para soldadura*, notamos que la sustancia con la cual efectuamos la soldadura (generalmente estaño) no se adhiere al metal, lo cual se debe a que durante el calentamiento el metal se recubre de una delgada película de óxido que evita la adherencia del estaño u otra sustancia utilizada en la soldadura. La disolución de $ZnCl_2$ es capaz de disolver este óxido, pues su propiedad reductora forma una capa protectora de sales, debajo de la cual ocurre la soldadura.

Comprueba lo aprendido

4.37 Realiza una comparación entre el HCl y el NaCl tomando en cuenta los aspectos siguientes:

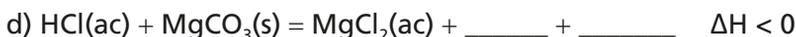
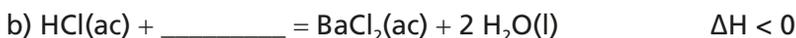
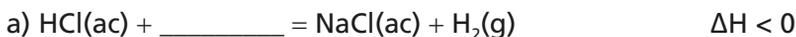
Aspectos	HCl	NaCl
Composición		
Tipo de partícula		
Tipo de enlace		

Aspectos	HCl	NaCl
Solubilidad en agua		
Temperatura de fusión a 101,325 kPa		
Temperatura de ebullición a 101,325 kPa		
Estado de agregación a TPEA		

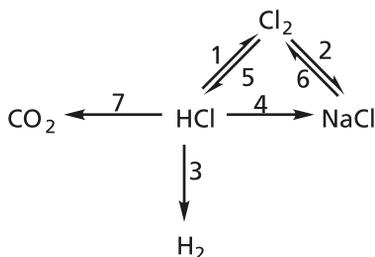
a) ¿A qué se deben las diferencias tan marcadas en las temperaturas de fusión y ebullición de estas dos sustancias a una misma presión?

4.38 Representa en un esquema la transferencia del protón que ocurre al disolverse en agua el cloruro de hidrógeno, según la Teoría ácido-base de Brønsted-Lowry e identifica el ácido y la base.

4.39 Completa en tu cuaderno las siguientes ecuaciones químicas:



4.40 Escribe las ecuaciones de las reacciones químicas que permiten las transformaciones siguientes:



Desafío

39. La reacción química del ácido clorhídrico con el zinc es uno de los métodos de obtención de dihidrógeno en el laboratorio.

a) Calcula el volumen de dihidrógeno medido a TPEA que se obtiene si se hace reaccionar 250 mL de disolución de ácido clorhídrico $0,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ con suficiente zinc.

- b) Si se extrae el metal cuando ha reaccionado el 80% del zinc empleado en la reacción anterior, calcula la concentración de cantidad de sustancia de HCl en la disolución resultante. Suponga que el volumen de la disolución se mantiene constante.

Relación entre los volúmenes de las muestras de sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química

En las reacciones químicas entre sustancias gaseosas, es posible ampliar la información cualitativa y cuantitativa que ofrece la ecuación química, incluyendo la interpretación en términos de volúmenes. Ello permite en la industria determinar con antelación las dimensiones que deben tener los reactores, los tanques de almacenamiento y las tuberías por donde circulan los gases; en el laboratorio permite el diseño del aparato de reacción y obtención de gases. Así por ejemplo, en la ecuación química: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) = 2 \text{HCl}(\text{g})$.

A partir de su interpretación cuantitativa en términos de cantidad de sustancia:

$$\frac{n(\text{HCl})}{n(\text{H}_2)} = \frac{2}{1}, \text{ entonces: } n(\text{HCl}) = \frac{2}{1}n(\text{H}_2) \quad (1)$$

$$\text{y como } n(X) = \frac{V(X)}{V_m} \quad (2)$$

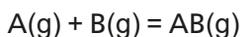
$$\text{Sustituyendo (2) en (1)} \quad \frac{V(\text{HCl})}{V_m} = \frac{2}{1} \cdot \frac{V(\text{H}_2)}{V_m}$$

Agrupando términos semejantes:

$$\frac{V(\text{HCl})}{V(\text{H}_2)} = \frac{2}{1} \cdot \frac{V_m}{V_m}$$

Se simplifica el V_m , porque tiene el mismo valor para todos los gases en igualdad de condiciones de temperatura y presión. Entonces la relación entre los volúmenes de dos gases involucrados en una reacción química será igual a la relación entre los coeficientes estequiométricos (ν) de cada uno en la ecuación química. O sea, para:

$$\text{Relación experimental} \Rightarrow \frac{V(A)}{V(B)} = \frac{\nu(A)}{\nu(B)} \Leftarrow \text{Relación obtenida de la ecuación química}$$



Esta expresión permite calcular los volúmenes de sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química medidos en igualdad de condiciones de temperatura y presión.

Ejemplo: Calcula el volumen que ocupa a TPEA el cloruro de hidrógeno obtenido de la reacción química de 2,5 L de dicloro con suficiente dihidrógeno.

Algoritmo	Desarrollo
Escribir la ecuación de la reacción química	$H_2(g) + Cl_2(g) = 2 HCl(g)$
Determinar incógnita y datos	Incógnita: $V(HCl)$ $V(Cl_2) = 2,5 L$ $Vm = 24,8 L \cdot mol^{-1}$
Escribir la relación o las relaciones necesarias	$\frac{V(HCl)}{V(Cl_2)} = \frac{\nu(HCl)}{\nu(Cl_2)}$
Despejar la incógnita	$V(HCl) = \frac{\nu(HCl)}{\nu(Cl_2)} \cdot V(Cl_2)$
Sustituir los valores con sus unidades	$V(HCl) = \frac{2}{1} \cdot 2,5 L$
Resolver	$V(HCl) = 2 \cdot 2,5 L$ $V(HCl) = 5 L$

Comprueba lo aprendido

4.41 El cloruro de hidrógeno reacciona con el amoníaco, NH_3 , obteniéndose como producto de la reacción química la sal cloruro de amonio, NH_4Cl . Calcula el volumen de amoníaco que reacciona totalmente con 5 L de cloruro de hidrógeno, si ambos gases están medidos en igualdad de temperatura y presión.

4.42 El carbono se quema al aire y en combustión incompleta produce monóxido de carbono; calcula el volumen de dióxigeno medido a TPEA, que reaccionó, si se produjeron 6 L de monóxido de carbono.

Desafío

- 40.** El monóxido de carbono producido por la combustión interna de los automóviles es uno de los principales agentes contaminantes de la atmósfera. Este gas reacciona con el dióxigeno y se produce dióxido de carbono. Calcula la masa de dióxigeno que debe reaccionar con 46 L de monóxido de carbono si ambos están medidos a 25 °C y 100 kPa.

4.4 El octazufre y el ácido sulfúrico

El octazufre es el elemento químico de número atómico 16, situado en el grupo VIA (16) de la tabla periódica de 18 columnas. Su símbolo químico es S y cada uno de sus átomos tiene además de neutrones, 16 protones en el núcleo e igual cantidad de electrones distribuidos en tres niveles de energía.

Es muy abundante en la corteza terrestre, se encuentra ampliamente distribuido, tanto como sustancia simple S_8 , como combinado con otros elementos químicos. Así se halla en numerosos sulfuros metálicos, como la galena, PbS ; la esfalerita, ZnS ; el cinabrio, HgS y la piritita de hierro, FeS_2 . También se encuentra combinado con otros elementos químicos formando sulfatos como la baritina, $BaSO_4$ y el yeso, $CaSO_4 \cdot 2 H_2O$. Asimismo está presente en moléculas de una gran variedad de sustancias presentes en la mostaza, el huevo y las proteínas.

En los yacimientos petrolíferos, el azufre suele encontrarse como parte de la mezcla, lo que baja calidad al petróleo y requiere mayor número de operaciones para su refinación.

Las plantas acumulan azufre principalmente en la semilla y las hojas, en los animales su contenido es apreciable en el pelo, uñas, cuernos y pezuñas. También se encuentra en zonas volcánicas, apareciendo a menudo en las inmediaciones de orificios volcánicos.

El octazufre. Propiedades físicas y estructura química

El S_8 se conoce desde tiempos prehistóricos, aparece en la Biblia y en otros escritos antiguos con el nombre de *piedra inflamable*, los alquimistas lo consideraron como un elemento esencial de la combustión. El origen del nombre latino del azufre, *sulfur*, no está claro. Durante toda la Edad Media se vinculó a Satanás por los olores sulfurosos emanados de los volcanes, que se suponían eran entradas a los infiernos subterráneos.

Recuerda que...

Estudiaste en Secundaria Básica el fenómeno de la alotropía. A las distintas sustancias simples formadas por átomos de un mismo elemento químico se les llama modificaciones alotrópicas. Las del oxígeno (O_2 y O_3), se diferencian en el número de átomos en la molécula y en sus propiedades. Sin embargo, no siempre estas diferencias son en el número de átomos sino en otros aspectos de la estructura química.

El azufre como sustancia simple se presenta, fundamentalmente, en dos formas alotrópicas: el octazufre monoclinico y el octazufre rómbico. La forma alotrópica más estable es la rómbica. A $95,3\text{ }^\circ\text{C}$ y $101,325\text{ kPa}$ de presión, esta forma rómbica se transforma en la monoclinica. Ambas tienen ocho átomos de azufre; las diferencias en sus propiedades se aprecian en el cuadro comparativo y se deben a otros aspectos de la estructura química que pueden apreciarse en la figura 4.23.

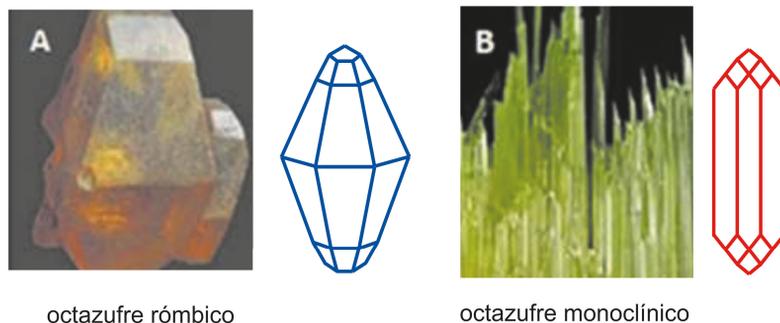


Fig. 4.23 Formas alotrópicas del octazufre

Formas alotrópicas del octazufre		
Propiedades	S ₈ rómbico (figura 4.23 A)	S ₈ monoclinico (figura 4.23 B)
Color	amarillo	transparente
Densidad a 20 °C	2,06 g·mL ⁻¹	1,96 g·mL ⁻¹
Estructura	rómbica	alargada, en forma de agujas
Solubilidad	poco soluble en agua, ligeramente soluble en alcohol y éter (sustancias orgánicas polares), moderadamente soluble en sustancias apolares.	
Conductividad	mal conductor del calor y la electricidad.	



Conoce un poco más

En cristalografía, una red rómbica es un sistema cristalino que tiene tres ejes binarios rectangulares y no equivalentes, tres planos de simetría y centro, según el cual cristalizan diferentes minerales (figura 4.23 A). La palabra viene del griego *rhómbos* = objeto redondeado, por el aspecto que adquiere cuando se unen estas estructuras. Una red monoclinica es un sistema cristalino que consta de un eje binario (de dos ejes cruzados) y un plano perpendicular a este y un centro de inversión (figura 4.23 B). La palabra está formada por el prefijo griego *mono-* = uno solo, y *klínō* = inclinar; literalmente significa inclinado en un solo sentido.

Estructura química del octazufre

La red cristalina del octazufre es molecular, cada molécula está constituida por ocho átomos unidos en forma de anillo por fuertes enlaces covalentes apolares de tipo sigma. A cada átomo le quedan dos pares de electrones de valencia sin compartir y el anillo octagonal se pliega hasta minimizar las repulsiones electrostáticas entre los electrones con un ángulo de enlace de 108° (figura 4.24).

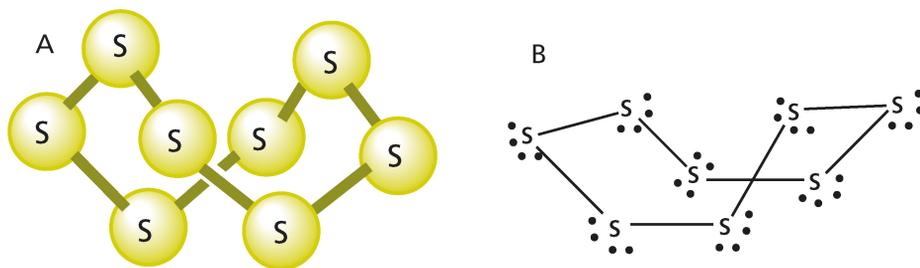


Fig. 4.24 Modelos de la molécula de octazufre.

La figura 4.24 A representa el modelo de bolas y vástagos con enlace de tipo covalente apolar entre los dos átomos de azufre (con igual electronegatividad), con una longitud de enlace de 204 pm.

En la figura 4.24 B se representa la estructura de Lewis, donde se observa que cada átomo de azufre aporta un electrón al enlace, determinando la geometría octagonal y la apolaridad de la molécula. A cada átomo le quedan cuatro electrones sin compartir, pues tiene seis electrones de valencia (grupo VI A o 16 de la tabla periódica).

La apolaridad de la molécula justifica su poca solubilidad en agua y las fuerzas intermoleculares son mayores que las de otras moléculas apolares debido al relativamente grande tamaño de esta, lo que provoca mayores temperaturas de fusión y ebullición a una misma presión.

Comprueba lo aprendido

4.43 Compara al octazufre con el dihidrógeno y el dicloro de acuerdo con los siguientes aspectos:

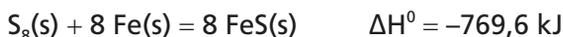
Aspectos	H ₂	Cl ₂	S ₈
Composición			
Tipo de partícula			
Tipo de enlace			
Ángulo de enlace			
Intensidad de las interacciones			
Volumen que ocupa un mole a TPEA			
Color			
Solubilidad en agua			
Temperatura de fusión a 101,325 kPa			
Temperatura de ebullición a 101,325 kPa			

Nota: solo utiliza valores numéricos en el volumen molar (puedes auxiliarte de la figura 4.16 en el subepígrafe *Volumen molar. Ley de Avogadro*). En el resto establece semejanzas o diferencias cualitativas.

Propiedades químicas, obtención y aplicaciones del octazufre

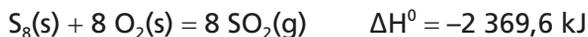
El octazufre manifiesta las propiedades químicas generales de los no metales. Oxida a los metales y al dihidrógeno y reacciona con el dióxígeno, en reacciones químicas exotérmicas.

a) Reacción con metales



b) Reacción con el dihidrógeno



c) **Reacción con el dióxígeno**

Esta reacción química es la que ocurre cuando se combustonan combustibles fósiles que lo presentan en su composición, como el carbón y el petróleo. El dióxido de azufre obtenido se combina con el vapor de agua de la atmósfera y produce las lluvias ácidas. También puede continuar oxidándose a SO_3 .

**Conéctate**

Te invitamos a consultar lo que aparece de lluvias ácidas en videos y contenidos interactivos de www.quimica.cubaeduca.cu ¡No te lo pierdas!

Obtención del octazufre

El octazufre se obtiene directamente a partir de sus yacimientos, purificado por destilación en hornos especiales. Una buena parte del octazufre producido en el mundo se obtiene de la refinación de combustibles como el petróleo, su separación de esta mezcla constituye una exigencia en la legislación ambiental para evitar las lluvias ácidas. También se extrae del gas natural que contiene sulfuro de hidrógeno, una vez separado este, se quema para obtener octazufre según la siguiente ecuación química:

**Aplicaciones del octazufre**

El octazufre se usa en multitud de procesos industriales, como la producción de ácido sulfúrico, pólvora y el vulcanizado del caucho en la fabricación de neumáticos. Se emplea como componente en la elaboración de fósforos (cerillas), lo cual puede comprobarse por el olor que se produce en el momento de la inflamación de estos.

El octazufre tiene usos como plaguicida y fungicida de amplio empleo en la agricultura. También se emplea en medicina en la elaboración de pomadas y jabones, utilizados en algunas enfermedades de la piel.

**Conéctate**

Uno de los compuestos del azufre, el sulfato de magnesio (sal de Epsom o sal de Higuera) tiene usos diversos como laxante o suplemento nutritivo para plantas. Si te interesa saber por qué el sulfato de magnesio se conoce

como sal de Epson o sal de Higuera y algunas de sus aplicaciones conéctate a:
https://es.wikipedia.org/wiki/Sulfato_de_magnesio?oldid=87765760 también
 a <http://www.epsomsaltcouncil.org/>

Comprueba lo aprendido

4.44 Completa en tu cuaderno el siguiente cuadro acerca de las principales propiedades químicas del octazufre.

Propiedad química	Esquema general	Clasificación de la reacción química
	$S_8 + \text{metal} \rightarrow \text{sulfuro}$	
Reacciona con el H_2		Redox
	$S_8 + \text{dioxígeno} \rightarrow \text{óxido no metálico}$	

4.45 El octazufre es una sustancia que aporta beneficios y perjuicios al ser humano. Argumenta esta afirmación con no menos de dos ejemplos para cada efecto.

Principal compuesto del azufre: el ácido sulfúrico

El ácido sulfúrico es el compuesto más importante que forman los átomos del elemento químico azufre. En condiciones ambientales es un líquido incoloro, oleaginoso, soluble en agua. Tiene una temperatura de fusión de $10,31^\circ\text{C}$ y temperatura de ebullición de 337°C a una presión de $101,325\text{ kPa}$ y es casi dos veces más denso que el agua.

En la figura 4.25 A representa el modelo de bolas y vástagos con enlace de tipo covalente polar, donde el azufre ocupa el centro de un tetraedro, en sus cuatro vértices se encuentran los átomos de oxígeno, dos de ellos unidos al azufre por dobles enlaces y los otros dos se unen también a átomos de hidrógeno, formando dos grupos OH, razón por la cual este compuesto se clasifica como hidróxido no metálico.

En la figura 4.25 B se representa la estructura de Lewis de la molécula de ácido sulfúrico con enlace covalente polar entre los átomos de azufre y oxígeno, y entre los átomos de hidrógeno y oxígeno; todos con marcada diferencia de electronegatividad.

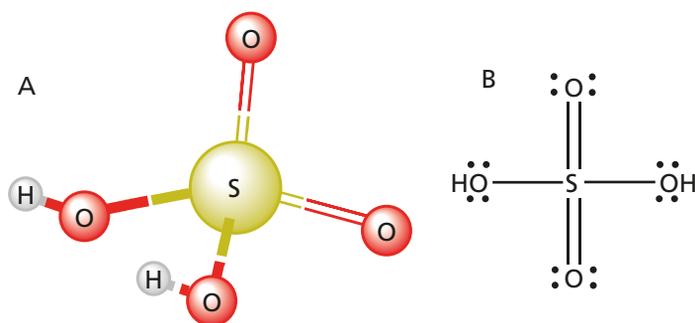
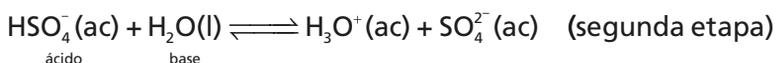


Fig. 4.25 Modelos de la molécula de ácido sulfúrico

El ácido sulfúrico durante el proceso de disolución en agua desprende gran cantidad de energía mediante calor, esto unido a que es más denso que el agua, hace necesario que para disolverlo, se añada ácido al agua gradualmente, nunca a la inversa, para evitar que el agua salte súbitamente y produzca quemaduras.

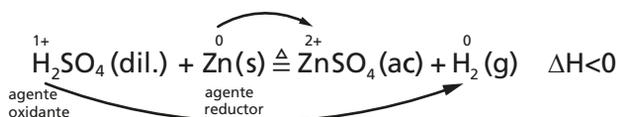
Cuando se disuelve el ácido sulfúrico en agua, ocurre la ionización en dos etapas, evidenciando su propiedad ácida de aportar iones H_3O^+ para la formación del ion hidrogenosulfato $\text{HSO}_4^-(\text{ac})$ y el ion sulfato $\text{SO}_4^{2-}(\text{ac})$.



El ácido sulfúrico al igual que otros ácidos, reacciona con metales más reductores que el hidrógeno, con los hidróxidos metálicos y los óxidos metálicos; además, tiene otras propiedades que lo distinguen de algunos ácidos: es un ácido muy oxidante, poco volátil y muy deshidratante.

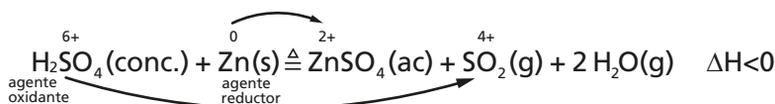
Propiedad oxidante

Cuando el ácido sulfúrico se encuentra diluido y reacciona con un metal activo, manifiesta propiedades ácidas, aunque también actúa como agente oxidante, igual que los hidrácidos, los átomos que se reducen son los de hidrógeno que disminuyen su número de oxidación de 1+ a 0, como se observa en la ecuación química siguiente:



En la reacción química anterior el Zn al aumentar su número de oxidación de 0 a 2+ se comporta como agente reductor, mientras el H del ácido disminuye su número de oxidación de 1+ a 0 haciendo que el ácido se comporte como agente oxidante.

Si el H_2SO_4 está concentrado, la reacción ocurre de otra manera, según la ecuación química siguiente:



Observa que el comportamiento del ácido sulfúrico concentrado es diferente a cuando se encuentra diluido: el Zn al aumentar su número de oxidación de 0 a 2+ se comporta como agente reductor, mientras que en el ácido, es el S quien disminuye su número de oxidación de 6+ a 4+, es decir, el ácido sigue siendo el agente oxidante, pero no forma H_2 sino SO_2 .



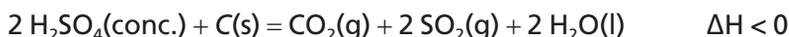
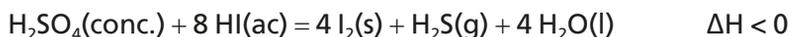
Reflexiona un instante

En la reacción química anterior el ácido sulfúrico concentrado oxida al metal, pero al reducirse no produce dihidrógeno como los hidrácidos o como cuando está diluido cuando reaccionan con los metales activos. En estos casos, es el azufre del ácido el que varía su número de oxidación de 6+ en el ion sulfato a 4+ en el dióxido de azufre.

El ácido sulfúrico concentrado reacciona con todos los metales, incluso con aquellos que son menos activos que el hidrógeno, excepto el oro y el platino, desprendiendo dióxido de azufre en lugar del dihidrógeno.



La propiedad oxidante del ácido sulfúrico se pone de manifiesto también en su reacción química con sustancias simples y compuestas del carbono, del yodo y de otros elementos químicos no metálicos.



Los ácidos, como el sulfúrico, en los que al reaccionar con algunas sustancias, experimentan la reducción del elemento químico no metálico que acompaña al oxígeno en su anión (en este caso el S del anión SO_4^{2-}), se denominan ácidos oxidantes.

Aplicaciones del ácido sulfúrico

El ácido sulfúrico es uno de los principales medidores del desarrollo industrial de un país, sus usos son tan variados que el volumen de su producción proporciona un índice aproximado de la actividad general industrial. Por ejemplo, en los últimos años la producción anual de ácido sulfúrico en el mundo sobrepasaba los 200 millones de toneladas.

La industria que más utiliza el ácido sulfúrico es la de los fertilizantes, que emplea grandes cantidades en la producción de fosfato de calcio. Otras aplicaciones importantes se encuentran en la refinación del petróleo. Cantidades substanciales de ácido sulfúrico también se utilizan como medio de reacción en procesos químicos orgánicos, petroquímicos, en la producción de pigmentos, tratamiento del acero, extracción de metales no ferrosos como la producción de compuestos de níquel y cobalto, fabricación de explosivos, detergentes, plásticos y fibras.

Algunos procesos en la industria de la madera y el papel requieren ácido sulfúrico, así como algunos procesos textiles, fibras químicas, tratamiento de pieles y cueros. También se emplea en la habilitación de baterías electroquímicas utilizadas en automóviles.

¿? ¿Sabías que...?

En Colombia, el uso y comercialización del H_2SO_4 están bajo vigilancia del Ministerio de Justicia y de Derecho, por ser este empleado en la fabricación ilegal de la pasta base de cocaína, droga que causa múltiples afecciones: trombosis, derrame cerebral e infarto del miocardio, aceleración de la arterioesclerosis y paranoia, entre otras.

El ácido sulfúrico se obtiene industrialmente en Cuba en la Empresa Nacional de Fertilizantes Rayonitro de Matanzas y en la planta de Moa, Holguín. Las etapas de su producción industrial siguen el esquema: $S_8 \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4$ y se aplican principios de la producción química como:

- Selección de la materia prima.
- Continuidad de la producción.
- Control de temperaturas óptimas durante el proceso.
- Aprovechamiento de la energía mediante calor desprendido en la reacción química en los intercambiadores de calor.
- Observación del principio de contracorriente.
- Aumento de la superficie de contacto de las sustancias reaccionantes.

- Purificación del gas de horno.
- Uso de catalizadores.
- Cuidado del medio ambiente.



Conéctate

Para conocer algo más sobre la producción industrial de ácido sulfúrico puedes conectarte a: <http://www.ecured.cu>

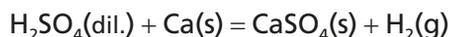
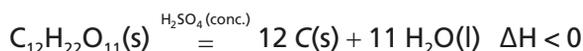
Comprueba lo aprendido

4.46 Relaciona las principales propiedades químicas del ácido sulfúrico con la ecuación química de la reacción donde se pone de manifiesto cada una:

Propiedades químicas

1. Ácido muy oxidante
2. Propiedad básica
3. Fijeza
4. Propiedad deshidratante
5. Propiedad ácida

Ecuaciones químicas



4.47 Escribe las ecuaciones de las reacciones químicas representadas en el esquema de obtención del ácido sulfúrico: $\text{S}_8 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$, conociendo que en el proceso de oxidación del SO_2 se utiliza el V_2O_5 como catalizador.

- a) Menciona tres principios de la producción química que se toman en cuenta en este proceso y tienen que ver con la velocidad de la reacción química.
- b) Valora la importancia del último principio para lograr una economía ambiental y ecológica.

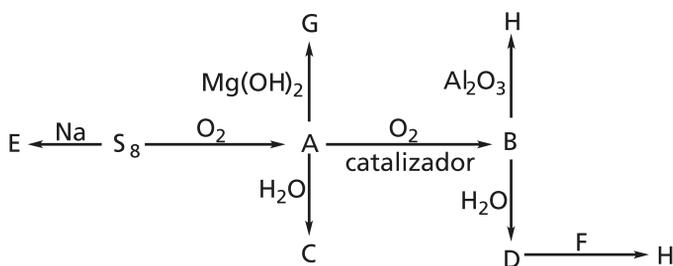
4.48 El superfosfato simple se obtiene por la reacción química del ácido sulfúrico concentrado sobre la roca fosfórica $[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2]$ insoluble en agua,

en la cual se produce una mezcla de dihidrógeno fosfato de calcio $[\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2]$, sal soluble en agua que es fácilmente asimilable por las plantas. En la reacción química se produce también sulfato de calcio.

- Escriba la ecuación de la reacción química descrita.
- ¿Qué aplicación del ácido sulfúrico tiene su base en esta reacción química?
- Menciona otras aplicaciones del ácido sulfúrico.

Desafío

- Un fertilizante contiene 200 kg de $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$. ¿Cuántos kilogramos de fósforo elemental puede aportar al terreno?
- Para la relación de transformaciones siguiente:



- Identifica las fórmulas químicas de las sustancias representadas hipotéticamente por las letras: A, B, C, D, E, F y H.
- Escribe las ecuaciones químicas de todas las transformaciones representadas.
- Escribe la fórmula de Lewis de B.

4.5 El dinitrógeno, el amoníaco y el ácido nítrico

El nitrógeno es el elemento químico de $Z = 7$, situado en el grupo V A (15) de la tabla periódica de 18 columnas. Su símbolo químico es N y cada uno de sus átomos tiene además de neutrones, 7 protones en el núcleo e igual cantidad de electrones distribuidos en dos niveles de energía.

La sustancia simple de este elemento químico es el dinitrógeno (N_2) que constituye alrededor del 78 % en volumen de la atmósfera terrestre. Los átomos de este elemento químico se encuentran en todos los seres vivos en forma de compuestos orgánicos complejos, tales como las proteínas y

ácidos nucleicos. También aparecen combinados en los minerales, como el salitre o sal de nitro (KNO_3) y el nitrato de Chile (NaNO_3), dos importantes compuestos químicos.

El dinitrógeno. Propiedades físicas y estructura química

El nitrógeno (del latín *nitrum* = nitro), nombre que históricamente ha sido usado para referirse a diversos compuestos de sodio y de potasio que contienen nitrógeno, y *-geno* = generar; es decir, generador de nitro. Se considera que fue descubierto formalmente por el químico escocés Daniel Rutherford (1749–1819) en 1772. Sin embargo, por la misma época lo aisló también el químico sueco Carl Wilhelm Scheele (1742–1786).

El N_2 es un gas muy inerte, razón por la cual, el químico francés Antoine de Lavoisier lo llamó *azote* (ázoe) que significa sin vida, aunque no es un gas tóxico.

En condiciones ambientales, el N_2 es un gas incoloro, inodoro, ligeramente menos denso que el aire y poco soluble en agua. Esta sustancia tiene temperatura de fusión de -210°C y de ebullición de $-195,79^\circ\text{C}$ a una presión de 101,325 kPa, y una densidad de $1,145\text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ a TPEA.

Estructura química

El N_2 es una sustancia molecular, constituida por dos átomos unidos por tres enlaces covalentes apolares (figura 4.26).

La figura 4.26 A representa el modelo de bolas y vástagos con enlace de tipo covalente apolar entre los dos átomos de nitrógeno (con igual electronegatividad), con una longitud de enlace de 150 pm. En la 4.26 B se representa la estructura de Lewis, donde se observa que cada átomo de nitrógeno aporta tres electrones al enlace, determinando la geometría lineal y la apolaridad de la molécula. A cada átomo le quedan dos electrones sin compartir, pues tiene cinco electrones de valencia al pertenecer al grupo V A (15) de la tabla periódica.

Uno de los enlaces entre los átomos de nitrógeno es de tipo *sigma* (σ), como el que estudiaste en el subepígrafe *El dihidrógeno. Propiedades físicas y estructura química*. Los otros dos enlaces en el dinitrógeno son conocidos como enlaces *pi* (π).

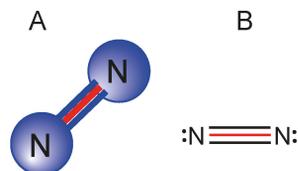


Fig. 4.26 Modelos de la molécula de dinitrógeno



Conoce un poco más

El enlace π : se caracteriza por ser también simétrico con respecto a un plano que pasa por el eje imaginario que une a los núcleos de ambos átomos pero su densidad electrónica se concentra arriba y abajo, por delante y por detrás del plano que forman los núcleos de los átomos enlazados.

De esta manera, el triple enlace que une a los átomos en la molécula de dinitrógeno (figura 4.27), está constituido por un enlace de tipo σ (σ) y dos enlaces π (π).

El enlace π , es más débil que el enlace σ , porque su densidad electrónica, negativamente cargada está más lejos de la carga positiva del núcleo atómico, lo que hace que se requiera menos energía para romperlo.

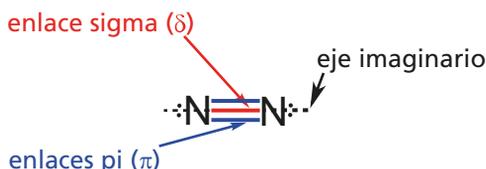


Fig. 4.27 Composición del triple enlace en el dinitrógeno



Reflexiona un instante

Aunque un enlace π por sí mismo es más débil que un enlace σ , la combinación de enlace π y enlace σ en un enlace múltiple, es más fuerte que cualquiera de los enlaces por sí solo.

La presencia del triple enlace en el dinitrógeno justifica la elevada energía necesaria para separar un mole de esta sustancia en átomos (942,88 kJ), uno de los valores más altos que se conoce para moléculas diatómicas, superior al de la molécula de dioxígeno (489, 64 kJ) y a la del dihidrógeno (431,05 kJ).

Comprueba lo aprendido

4.49 Compara las sustancias simples estudiadas en el capítulo de acuerdo con los siguientes aspectos:

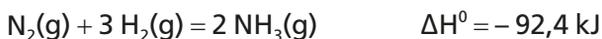
Aspectos	H ₂	Cl ₂	S ₈	N ₂
Composición				
Tipo de partícula				
Tipo de enlace				
Intensidad de las interacciones intermoleculares				
Volumen que ocupa un mole a TPEA				

Color				
Densidad con respecto al aire a 25 °C				
Solubilidad en agua				
Temperatura de fusión a 101,325 kPa				
Temperatura de ebullición a 101,325 kPa				

4.50 ¿A qué se debe que la fortaleza del enlace de la molécula de N₂ sea mayor que el de las restantes sustancias simples estudiadas?

Propiedades químicas, obtención y aplicaciones del dinitrógeno

El triple enlace le confiere al dinitrógeno gran estabilidad, ya que se requiere mucha energía para romper estos tres enlaces. En consecuencia, este gas, en condiciones ambientales, es bastante inerte químicamente, por lo que es necesario suministrar mucha energía para que reaccione. El aumento de la temperatura incrementa su actividad química. Algunas de sus reacciones químicas son mencionadas en los subepígrafos *Propiedades químicas de los no metales. Reacción química con los metales. El dihidrógeno y el dióxígeno, y Propiedades químicas y obtención del dihidrógeno*. La más importante de ellas es su reacción con el dihidrógeno.



Obtención del dinitrógeno

El aire es la materia prima utilizada en la obtención industrial del dinitrógeno, ya que tiene la ventaja de encontrarse en abundancia y este gas es el componente principal de la atmósfera terrestre (78 % en volumen). La obtención industrial se fundamenta en tres operaciones principales con el aire: purificación, licuación y destilación fraccionada.

Su producción en Cuba se realiza principalmente en la Empresa de Gases Industriales de Camagüey y en la Planta Mixta de San José en Mayabeque.

En el laboratorio se obtiene por diferentes métodos:

1. Descomposición térmica del nitrito de amonio:



2. Haciendo pasar amoniaco sobre óxido de cobre (II) al rojo:



- A partir del aire: este método consiste en separarlo del dioxígeno aprovechando su diferencia en la reactividad química. Así por ejemplo, si se hace pasar el aire sobre cobre al rojo, el dioxígeno se combinará con él, para formar el óxido de cobre (II) y el gas que queda será fundamentalmente dinitrógeno.

Aplicaciones del dinitrógeno

Al ser un gas poco reactivo, el dinitrógeno se emplea industrialmente para crear atmósferas protectoras y como gas criogénico para obtener temperaturas del orden de los $-199\text{ }^{\circ}\text{C}$ de forma sencilla y económica. Así por ejemplo, es utilizado para conservar algunas sustancias en atmósferas inertes, como ciertos productos farmacéuticos y el semen que es utilizado en la inseminación artificial.

También se utiliza como fuente frigorífica cuando está licuado, pero su principal uso industrial es en la obtención de amoníaco, por la aplicación posterior de esta sustancia en la industria de fertilizantes y de ácido nítrico. Los compuestos orgánicos de nitrógeno (nitroglicerina y trinitrotolueno) son utilizados como explosivos. Otros se usan como combustibles para cohetes como la monometilhidracina.

El nitrógeno tiene un camino recurrente en la naturaleza (figura 4.28). Los organismos vivos contienen cantidades relativamente grandes de nitrógeno, principalmente en forma de proteínas que se descomponen en procesos como la digestión, excreción y la putrefacción, originando como principales productos NH_3 y N_2 , que pasan a la atmósfera y a algunos iones nitrogenados que luego retornan al suelo, también lo hace el NH_3 , disuelto en el agua de las lluvias.

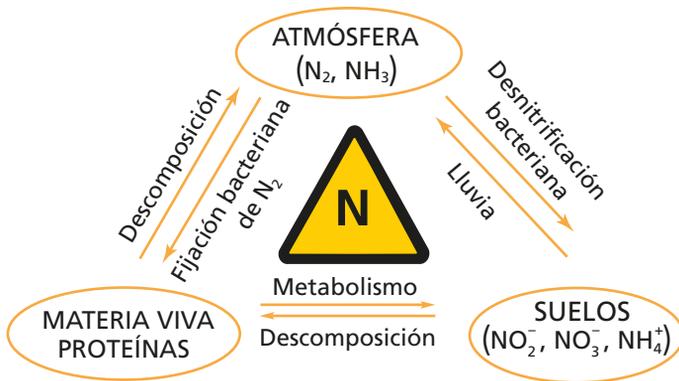


Fig. 4.28 Ciclo del nitrógeno en la naturaleza

El nitrógeno se recupera por dos vías fundamentales, primera: por las bacterias que viven en las raíces de muchas plantas, las que fijan el dinitrógeno atmosférico y lo reintegran al suelo en forma de iones nitrito, nitrato, amonio; proteínas, etc.; segunda: por las descargas eléctricas naturales que producen NO, que luego se oxida a NO₂, este último se disuelve en las aguas de lluvia para formar después nitritos y nitratos, muy solubles en agua.

Como etapa final del ciclo, las plantas absorben los compuestos nitrogenados del suelo y los transforman en proteínas vegetales ingeridas por los animales, que mediante procesos metabólicos son incorporados al organismo y después expulsados durante la excreción, también los residuos de los vegetales y los cuerpos de los animales después que mueren, reintegran el nitrógeno al suelo en forma de nitritos, nitratos, amonio, proteínas, etcétera. Además, existen ciertos tipos de bacterias desnitrificantes que transforman compuestos nitrogenados del suelo en dinitrógeno atmosférico.

El ciclo del nitrógeno en la naturaleza es susceptible de ser alterado por la acción del ser humano, como sucede allí donde se cultiva intensamente, degradando el suelo, por lo que es necesario añadir fertilizantes nitrogenados, tales como nitrato de amonio, de potasio y urea, entre otros.

Comprueba lo aprendido

4.51 A temperaturas relativamente elevadas, el dinitrógeno puede reaccionar con algunas sustancias.

- ¿Por qué se requieren relativamente altas temperaturas para que esta sustancia reaccione?
- Escribe las ecuaciones que representan las reacciones químicas del dinitrógeno en las que se obtienen amoníaco, monóxido de nitrógeno y nitruro de aluminio.

4.52 En la destilación fraccionada del aire líquido se obtiene dinitrógeno y dióxígeno. ¿Qué propiedad física permite separar ambos gases por este método y cuál se obtiene primero? Argumenta.

4.53 Ciertas bacterias que viven en las raíces de las plantas leguminosas pueden asimilar directamente el dinitrógeno del aire, también este puede reaccionar durante las descargas eléctricas, formando óxidos ¿Por qué el porcentaje de dinitrógeno en la atmósfera no baja del 78 % aproximadamente?

4.54 Cita dos aplicaciones del dinitrógeno y para cada una indica su relación con sus propiedades y estructura química.

Principales compuestos del nitrógeno: el amoniaco y el ácido nítrico

Los principales compuestos del elemento químico nitrógeno son el amoniaco y el ácido nítrico por sus aplicaciones industriales.

Amoniaco, NH₃

El amoniaco es el más importante de los compuestos binarios hidrogenados de los elementos químicos del grupo VA (15) por sus numerosas aplicaciones industriales, agrícolas y biológicas.

A temperatura ambiente, el amoniaco es un gas incoloro, de olor característico penetrante, que provoca lagrimeo. Su solubilidad en agua es superior a la de los demás gases. Tiene temperatura de fusión de $-77,73\text{ }^{\circ}\text{C}$ y de ebullición de $-33,33\text{ }^{\circ}\text{C}$ a una presión de 101,325 kPa. Su densidad es de $0,696\text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ a TPEA; es casi dos veces más ligero que el aire.

¿? ¿Sabías que...?

El amoniaco es conocido desde la Antigüedad, se obtenía a partir de sal de amonio, producida por destilación del estiércol de camello cerca del templo de Júpiter en Amón, Libia. Su nombre fue dado por el profesor de Química sueco Torbern Olof Bergman (1735–1784), y viene del griego, ammōniakón, que significa lo perteneciente a Amón.



La figura 4.29 A representa el modelo de bolas y vástagos, se observa que cada molécula está formada por tres átomos de hidrógeno unidos a uno de nitrógeno por enlaces covalentes polares de tipo *sigma* (σ). En la figura 4.29 B se representa la estructura de Lewis, el ángulo de enlace debía ser de $109,5^{\circ}$, pero el átomo de nitrógeno presenta un par de electrones no compartidos y la estructura química se cierra

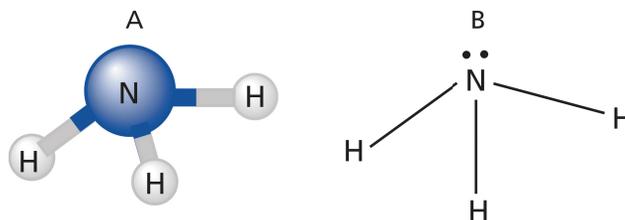


Fig. 4.29 Modelos de la molécula de amoniaco

para minimizar las repulsiones electrostáticas entre los pares compartidos y el par no compartido, que necesita "más espacio", por tanto el ángulo de enlace es menor que lo esperado, la molécula tiene una geometría piramidal con ángulos de enlace H–N–H de 107°.

En el amoníaco, debido a la elevada electronegatividad del nitrógeno (3,0) y al pequeño tamaño de sus átomos, se pueden formar asociaciones por puente de hidrógeno, como estudiaste en el subepígrafe *Propiedades químicas del agua* (figura 2.13), por eso sus temperaturas de fusión y ebullición a una presión de 101,325 kPa son relativamente altas con respecto a los compuestos hidrogenados de los otros elementos químicos del grupo V A (15):

Propiedad	NH ₃	PH ₃	AsH ₃
Temperatura de fusión (°C)	-77,73	-133,8	-116
Temperatura de ebullición (°C)	-33,33	-87,75	-62,5

A diferencia de la mayoría de los compuestos binarios hidrogenados de los restantes elementos químicos no metálicos (HCl, HBr, etc.), el amoníaco es una base, debido a la presencia de un par de electrones no enlazados en el átomo de nitrógeno, ello posibilita que la molécula de amoníaco pueda captar un protón H⁺ (figura 4.30).

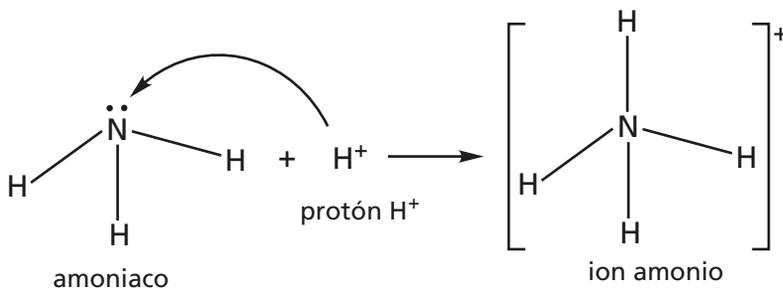
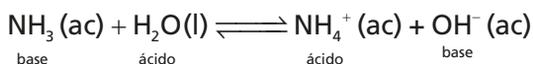


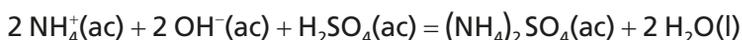
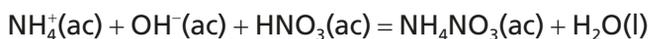
Fig. 4.30 Comportamiento básico del amoníaco

La propiedad básica del amoníaco se evidencia en su interacción con el agua y los ácidos:

a) Con el agua.



La disolución acuosa del amoníaco tiene fuerte propiedad básica y reacciona con disoluciones ácidas en reacciones de neutralización. Por ejemplo:



b) Con los ácidos.



Reflexiona un instante

En la reacción química anterior se ha formado una sal de amonio. Hasta ahora habías aprendido que las sales están constituidas por átomos de elementos metálicos y no metálicos, sin embargo, en el cloruro de amonio solo hay elementos no metálicos, pero su comportamiento en disolución es igual al de las sales, aportando el catión $\text{NH}_4^+(\text{ac})$ y el anión $\text{Cl}^-(\text{ac})$.

El amoníaco se produce naturalmente por descomposición de la materia nitrogenada proveniente de plantas y animales. Ejemplo de ello se observa en la vida cotidiana, donde el amoníaco es responsable del mal olor que se siente en algunos baños públicos mal higienizados, ya que este se forma por descomposición de la urea presente en la orina.

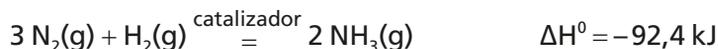
En el laboratorio se obtiene mediante la reacción química de una sal de amonio con una disolución básica fuerte, por ejemplo:



También puede obtenerse por acción del agua sobre un nitruro metálico:



Industrialmente se obtiene mediante el *proceso de Haber*, a partir de la reacción química catalizada entre el dihidrógeno y el dinitrógeno atmosférico en condiciones de alta temperatura y presión.



A partir del *proceso de Haber* se obtienen más de 100 millones de toneladas de fertilizantes nitrogenados al año.

Los fertilizantes nitrogenados ayudan al sustento de más de un tercio de la población mundial, aunque su mal uso ocasiona numerosos problemas ambientales tal como viste en el capítulo 2 del agua.



Algo de historia

Fritz Haber (1868–1934), famoso químico alemán, profesor de Química en la Escuela Técnica Superior de Karlsruhe y en la Universidad de Berlín, descubrió en 1913 el proceso de síntesis del amoníaco por combinación directa del dinitrógeno y el dihidrógeno. Recibió por ello el Premio Nobel de Química de 1918. Haber también ha sido catalogado como el “padre de la guerra química moderna” por sus trabajos sobre el desarrollo y producción del gas dicloro y otros gases venenosos empleados durante la Primera Guerra Mundial. Por ser de origen judío, en 1933, a causa de la política antisemita en Alemania, dimitió y emigró a Suiza, donde murió al año siguiente. Haber es también famoso por haber desarrollado el “ciclo de Born-Haber” junto al profesor Max Born, notable físico y matemático alemán y Premio Nobel de Física de 1954.



Fritz Haber
(1868-1934)

El amoníaco es una de las sustancias más utilizadas en la industria química. En grandes cantidades se emplea en la obtención del ácido nítrico y fertilizantes nitrogenados como el nitrato de amonio, es un excelente refrigerante, porque al evaporarse absorbe gran cantidad de energía mediante calor, enfriando el medio que lo rodea; directa o indirectamente, es un compuesto importante para la síntesis de muchos fármacos; también es usado en diversos productos comerciales de limpieza. El amoníaco es tan importante en la economía planetaria que su producción industrial mundial en los últimos años ha sobrepasado los 200 millones de toneladas, compitiendo en buena lid con el ácido sulfúrico.

Por su olor penetrante, se utiliza su disolución acuosa o la de algunas sales de amonio como estimulante, en los casos de estado de inconciencia en personas desmayadas. Pese a su gran uso, el amoníaco es cáustico, irritante y peligroso, razón por la cual, hay que tener observancia de las medidas de seguridad para su manejo y conservación.



Conéctate

Una de las aplicaciones del amoníaco es la obtención del cloruro de amonio. En <http://www.ecured.cu> puedes encontrar los principales usos de esta sal.

Ácido nítrico, HNO₃

El ácido nítrico es otro de los compuestos fundamentales del nitrógeno. A temperatura ambiente es un líquido incoloro, de densidad 1,55 g/mL a 25 °C, más denso que el agua y muy soluble en esta. Es más volátil que el ácido sulfúrico y se descompone fácilmente por la acción de la luz y el calor en dióxido de nitrógeno, dióxígeno y agua. Tiene temperatura de fusión de -41,6 °C y de ebullición de 83 °C a una presión de 101,325 kPa.

La figura 4.31 muestra la estructura química de esta sustancia. En la 4.31 A se representa el modelo de bolas y vástagos, se observa que está formada por tres átomos de oxígeno unidos al nitrógeno por enlaces covalentes polares, uno de los átomos de oxígeno, se une al nitrógeno por un doble enlace, uno de tipo *sigma* (σ) y otro *pi* (π). Contiene además, un átomo de hidrógeno que se une a uno de los de oxígeno formando un grupo OH, razón por la cual se clasifica como un hidróxido no metálico. Su forma geométrica es trigonal plana (con un átomo en el centro y tres en los vértices de un triángulo, todos ellos en el mismo plano), aunque por las repulsiones de los pares de electrones de valencia los ángulos de enlace son diferentes entre sí.

En la figura 4.31 B se representa la estructura de Lewis del ácido nítrico, observa que el nitrógeno presenta un doble enlace con uno de los átomos de oxígeno y enlaces simples con los otros dos.

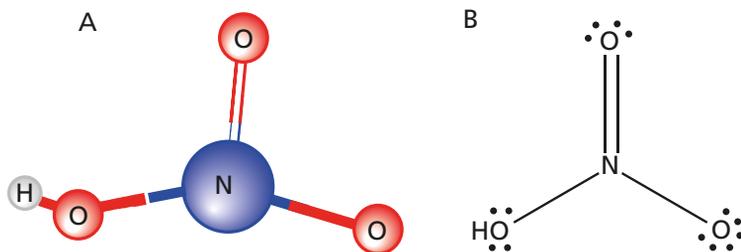
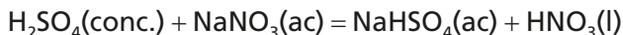
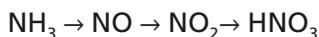


Fig. 4.31 Modelos de la molécula de ácido nítrico.

En el laboratorio puede obtenerse por reacción química del ácido sulfúrico concentrado con un nitrato:



Su producción industrial ocurre mediante la oxidación catalítica del amoníaco con dióxígeno del aire. Las etapas de producción industrial siguen el esquema:

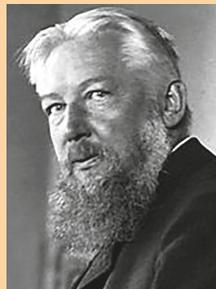


Este método es conocido como *proceso de Ostwald*.



Algo de historia

Friedrich Wilhelm Ostwald (1853–1932), químico alemán, profesor de Química en varias universidades, descubrió en 1900 un procedimiento de preparación del ácido nítrico por oxidación del amoníaco, facilitando la producción masiva de fertilizantes y de explosivos hasta la actualidad. Este método de obtención del ácido nítrico se considera uno de los pilares fundamentales de la industria química moderna por su incidencia en la economía mundial. Fue galardonado con el Premio Nobel de Química en 1909 por sus trabajos acerca de la catálisis y sus investigaciones sobre los principios que rigen los equilibrios químicos y las velocidades de reacción química. En 1893 empleó por primera vez el término "mol" para describir una unidad de cantidad de sustancia.



En Cuba se produce HNO_3 al 50 % en la Empresa Química Revolución de Octubre (EQRO) en Nuevitas, Camagüey. Es un ácido muy oxidante, que reacciona con casi todos los metales, independientemente de las propiedades reductoras de estos y en la gran mayoría de los casos no se obtiene dihidrógeno.

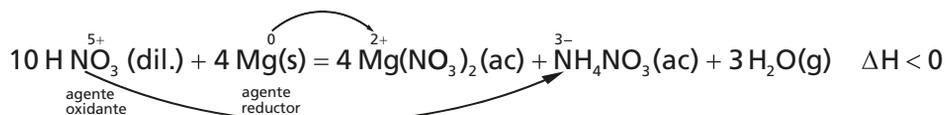


Recuerda que...

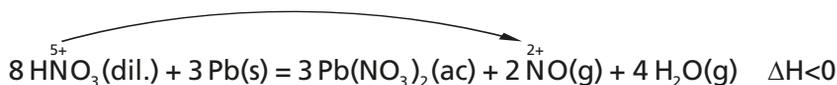
Un ácido se considera oxidante cuando al reaccionar con algunas sustancias, experimenta la reducción del elemento químico no metálico que acompaña al oxígeno en el anión. Ya vimos que el ácido sulfúrico concentrado es un ácido oxidante porque se reduce a SO_2 y no a H_2 como el resto de los ácidos, o él mismo cuando está diluido.

En dependencia de la concentración del ácido y de la propiedad reductora del metal, el nitrógeno del ion nitrato del ácido nítrico puede reducirse de 5+ a cualquier número de oxidación inferior. Mientras más diluido esté el ácido y el metal que reacciona sea más reductor, será menor el número de oxidación del nitrógeno en el compuesto nitrogenado obtenido. Por ejemplo, cuando el ácido está diluido y reacciona

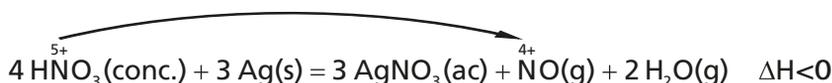
con metales muy reductores como el magnesio, los átomos de nitrógeno se reducen de 5+ a 3-:



Si el metal es menos reductor como el plomo o el cobre y el ácido está diluido, el número de oxidación del nitrógeno disminuye de 5+ a 2+ formando NO. Ten en cuenta que aunque es el nitrógeno el que disminuye su número de oxidación el agente oxidante es la sustancia reaccionante que lo contiene, en este caso, el ácido nítrico:



Sin embargo, cuando el ácido está concentrado, el nitrógeno solo se reduce hasta 4+ formando NO₂:



Este ácido, al igual que el sulfúrico, pasiva al hierro y al aluminio cuando está concentrado, ya que forma, con estos metales una fina y densa película de óxido sobre la superficie del metal, que lo protege del posterior ataque del ácido.

De igual forma el ácido nítrico oxida incluso a no metales como el carbono y el octazufre:



La producción mundial de ácido nítrico es muy elevada, debido a las numerosas aplicaciones que tiene, fundamentalmente en la producción de fertilizantes como el nitrato de amonio y explosivos como la nitroglicerina y el nitrotolueno (TNT). También se emplea para la fabricación de colorantes, drogas, plásticos, seda artificial, etcétera.

Tiene usos adicionales en metalurgia y en refinado, ya que reacciona con varios metales. Junto al ácido clorhídrico se emplea en la preparación del agua regia, usada en joyería y orfebrería por su capacidad de disolver al oro, platino y otros metales.

Al trabajar con él hay que extremar las precauciones pues al caer sobre la piel produce quemaduras muy difíciles de curar.



Recuerda que...

Tanto el ácido sulfúrico como el nítrico, son constituyentes de las lluvias ácidas que se forman como producto de la interacción de los óxidos de nitrógeno y de azufre con el agua de la atmósfera. Las lluvias ácidas producen la acidificación de las aguas de lagos, ríos y mares, dificultan el desarrollo de la vida acuática, lo que aumenta en gran medida la mortalidad de peces. Igualmente, afectan directamente a la vegetación, al producir daños importantes en las zonas forestales, y acabar con los microorganismos fijadores de nitrógeno, lo que produce también el deterioro de la superficie terrestre.

En este capítulo estudiaste las principales sustancias que forman los átomos de algunos elementos químicos no metálicos, existe un sinnúmero de medicamentos que contienen átomos de estos elementos químicos. Un ejemplo de ellos es la diclofenamida o diclorfenamida ($C_6H_6C_{12}N_2O_4S_2$), diurético utilizado en el tratamiento del glaucoma. Sin embargo, su uso está prohibido tanto dentro como fuera del mundo de la competición deportiva, por estar considerada como dopaje y destruir los principios éticos de la competición. También está contraindicada durante el embarazo y la lactancia por sus efectos adversos en el feto.

Comprueba lo aprendido

4.55 ¿Por qué el amoníaco se recoge en recipientes colocados boca abajo?

4.56 Representa mediante ecuaciones químicas las reacciones entre:

- amoníaco y bromuro de hidrógeno.
- ácido nítrico diluido y zinc.
- ácido nítrico concentrado y cobre.

4.57 El nitrato de amonio se utiliza como fertilizante por su alto contenido de nitrógeno. Se obtiene por neutralización de ácido nítrico con amoníaco en disolución.

- Escribe la ecuación de la reacción química.
- ¿Qué importancia tienen los fertilizantes nitrogenados para el desarrollo agrícola del país?

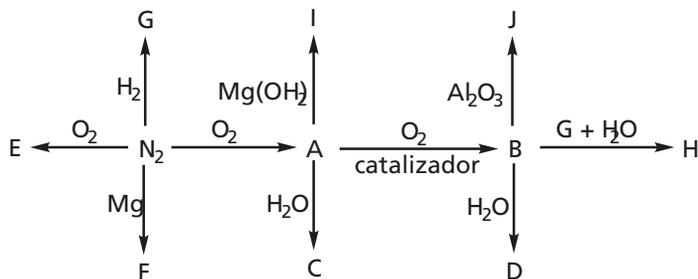
4.58 ¿Por qué si el ácido nítrico es un ácido oxidante, en algunos recipientes metálicos se puede almacenar y transportar este ácido cuando está concentrado?

4.59 Escribe las ecuaciones químicas de las reacciones representadas en el esquema de obtención del ácido nítrico: $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3$, conociendo que la primera etapa es catalizada por el platino a altas temperaturas y se obtiene también agua como producto de la oxidación del amoníaco. En la segunda el NO_2 formado por oxidación del NO , está en equilibrio con el N_2O_4 , que es el que reacciona con agua en la última etapa para producir el ácido.

- a) Menciona dos principios de la producción química que se toman en cuenta en este proceso y tienen que ver con la velocidad de la reacción química.

Desafío

43. Dado el esquema de transformaciones siguiente:



Conociendo que: H es usado como fertilizante y E causa risa al ser inhalado.

- Identifica las fórmulas químicas de las sustancias representadas hipotéticamente por las letras: A, B, C, D, E, F, G, H, I y J.
- Escribe las ecuaciones químicas de todas las transformaciones representadas.
- Escribe la fórmula de Lewis de C.

Resumen y ejercitación de los contenidos del capítulo

4.60 Elabora un mapa conceptual con los conocimientos adquiridos sobre las principales sustancias que forman los átomos de algunos elementos químicos no metálicos.

4.61 Analiza las siguientes estructuras electrónicas por niveles de energía (figura 4.32) y contesta sin consultar la tabla periódica.

a) ¿Cuántos niveles de energía poseen los átomos del elemento químico representado hipotéticamente por B?

b) Di el número atómico (Z) del elemento químico representado hipotéticamente por A.

c) ¿En qué grupo y período está

ubicado el elemento químico representado hipotéticamente por B?

d) Clasifícalos en elemento químico metálico o no metálico.

e) Entre ambos, selecciona:

- El de mayor radio atómico.
- El de mayor electronegatividad.

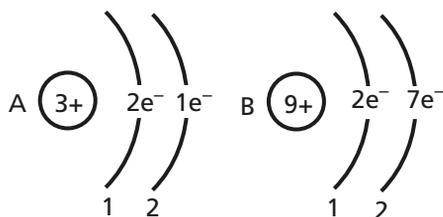


Fig. 4.32

Identifica el elemento químico cuyos átomos forman una sustancia simple con enlace covalente.

4.62 Teniendo en cuenta las siguientes estructuras electrónicas de los átomos de los elementos químicos (figura 4.33), contesta sin consultar la tabla periódica:

a) Grupo y período del elemento químico representado hipotéticamente por X.

b) Número atómico (Z) del elemento químico representado hipotéticamente por Y.

c) De estos dos elementos químicos, ¿cuál posee los átomos de mayor radio atómico?

d) ¿Cuál atrae con mayor fuerza los electrones más externos?

e) Tipo de enlace químico en la sustancia simple X_2 .

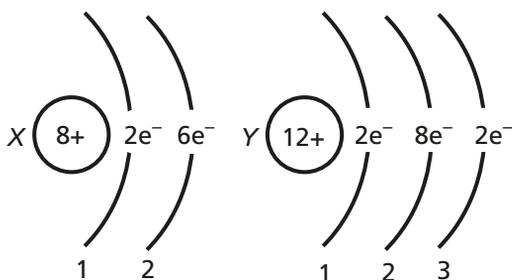


Fig. 4.33

4.63 Analiza el fragmento de la tabla periódica que a continuación se te ofrece y contesta.

- a) Sitúa X que representa hipotéticamente al elemento, cuyos átomos tienen la siguiente estructura electrónica (figura 4.34). Explica.
- b) Entre el O y el Te, selecciona el elemento químico cuyos átomos tienen mayor radio atómico. Argumenta tu selección.
- c) Sitúa Q que representa hipotéticamente al elemento químico cuya sustancia simple tiene propiedad oxidante más baja que la del Te.
- d) ¿A qué elemento químico de los representados pertenecen los átomos que forman la sustancia simple con mayores propiedades no metálicas? ¿Por qué?
- e) Sitúa R que representa hipotéticamente al elemento químico cuyos átomos tienen mayor energía de ionización que los de Te.

VI A	
2	O
3	
4	
5	
6	Te

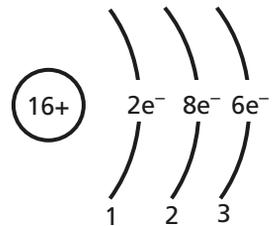


Fig. 4.34

4.64 Analiza el fragmento de la tabla periódica de 18 columnas que a continuación se te ofrece y contesta:

- a) Escribe el nombre de la sustancia simple con propiedades no metálicas más acentuadas, cuyas partículas están formadas por átomos de un elemento químico de este grupo.
- b) ¿Cuál de las sustancias simples F_2 o Br_2 tiene menor propiedad oxidante?
- c) ¿Cuál de los átomos de los elementos químicos representados en este grupo tiene menor energía de ionización?
- d) Identifica a cuál de ellos corresponde la estructura electrónica (figura 4.35) que a continuación se ofrece.
- e) ¿Cuál es el número atómico del elemento químico representado en el inciso anterior?

VIIA	
2	F
3	Cl
4	Br
5	I
6	At

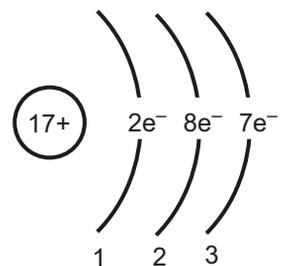


Fig. 4.35

4.65 Analiza el fragmento de la tabla periódica de 18 columnas que a continuación se te ofrece y determina si los enunciados son verdaderos o falsos:

	IA	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A
2	Li					O	
3	Na	Ca				S	

- los átomos del elemento químico Ca tienen $2e^-$ en su último nivel de energía;
- la estructura electrónica (figura 4.36) de los átomos del elemento químico O es la que a continuación se te ofrece:
- S es un elemento químico metálico;
- El número de oxidación más probable los átomos del elemento químico O es 2^- ;
- los átomos del elemento químico Na son los de mayor radio atómico de los aquí representados.

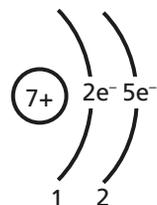


Fig. 4.36

4.66 Sobre la base de la relación de la estructura electrónica y las propiedades de las sustancias con la ubicación de los elementos químicos en la tabla periódica, responde:

- ¿Qué tienen en común y en qué se diferencian las estructuras electrónicas de los átomos de los elementos químicos ubicados en un mismo grupo?
- ¿Cómo varían en un grupo de la tabla periódica con el incremento del número atómico, los valores de electronegatividad y la energía de ionización de los átomos y las propiedades no metálicas de las sustancias simples? ¿Por qué?
- ¿Cómo es la temperatura de fusión del carbono en comparación con la del octazufre a una misma presión? ¿Por qué?
- ¿Por qué a temperatura ambiente el Br_2 es líquido, mientras que el Cl_2 es gaseoso?

4.67 El dihidrógeno reacciona con el dibromo y el litio.

- Escribe las ecuaciones químicas que representan cada una de estas reacciones.
- Compara la masa de dibromo y de litio que reacciona con 50 g de dihidrógeno.

4.68 La figura 4.37 representa un frasco que contiene en su interior ácido clorhídrico y zinc. El extremo del tubo se humedece convenientemente con agua jabonosa. Cuando comienza a desprenderse el gas se forman

pompas de jabón y se observa que las primeras descienden, mientras que las que salen transcurrido un tiempo ascienden vertiginosamente.

a) Escribe la ecuación de la reacción química que se produce en el interior del frasco.

b) Clasifica la reacción química de acuerdo con los dos criterios estudiados.

c) Explica por qué las primeras pompas de jabón descienden, mientras que las siguientes ascienden.

d) ¿Qué propiedad física del agua explica la formación de las pompas de jabón?

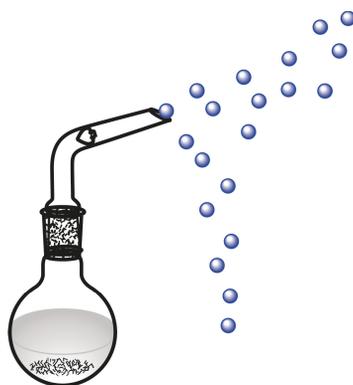


Fig. 4.37

4.69 Observa el cuadro siguiente:

Sustancia	Temperatura de ebullición (°C a 101,325 kPa)	Densidad (en g·L ⁻¹ a TPEA)
N ₂	-195,79	1,145
H ₂	-252,87	0,082
H ₂ O	100	997,0
HCl	-85	1,490
Cl ₂	-34,04	2,898

a) Sitúa de forma creciente estas sustancias de acuerdo con el orden en que cada una pasa del estado líquido al gaseoso.

b) ¿Por qué todas tienen temperaturas de ebullición tan bajas, mientras que el agua no se comporta así, siendo todas sustancias moleculares?

c) ¿Por qué el dihidrógeno es el de menor densidad entre las sustancias que aparecen en el cuadro?

4.70 A partir de la interpretación cuantitativa de la ecuación química que se ofrece, en términos de cantidad de sustancia, masa y volumen, completa en tu cuaderno el cuadro siguiente.

	3 H ₂ (g) + N ₂ (g) = 2 NH ₃ (g)
n(X)	
m(X)	
V(X)	

- a) Expresa las relaciones cuantitativas que se obtienen de la ecuación química para:

$\frac{n(\text{H}_2)}{n(\text{N}_2)} =$	$\frac{m(\text{H}_2)}{m(\text{N}_2)} =$	$\frac{m(\text{H}_2)}{V(\text{N}_2)} =$	$\frac{V(\text{H}_2)}{V(\text{N}_2)} =$
---	---	---	---

4.71 La reacción química del dicloro con el hidrógeno no se produce en la oscuridad, en condiciones normales, transcurre lentamente y al efectuarla con calentamiento o bajo luz intensa, la reacción se produce con extraordinaria violencia, provocando una explosión.

- Escribe la ecuación de la reacción química.
- Explica sobre la base de la estructura química de los reaccionantes las diferencias en las velocidades de reacción química.

4.72 En el laboratorio se tienen frascos cuyas etiquetas se han deteriorado. Se sabe que uno tiene una disolución de ácido clorhídrico, los dos restantes contienen ácido sulfúrico, en uno de ellos concentrado y en el otro diluido. ¿Cómo identificarías, por medio de ensayos químicos en qué frasco se encuentra cada reactivo? Demuestra con las ecuaciones químicas correspondiente.

4.73 El octazufre y el dicloro reaccionan con el hidrógeno con desprendimiento de energía mediante calor.

- Escribe las ecuaciones químicas correspondientes.
- Di cómo se nombra el producto obtenido en cada caso.
- Clasifica las reacciones químicas de acuerdo con los criterios estudiados.
- En las reacciones redox, identifica el agente oxidante y reductor
- Compara los volúmenes de hidrógeno que deben reaccionar para obtener un mole de cada producto. Argumenta tu respuesta.

4.74 El cloruro de magnesio se puede obtener en el laboratorio por vías diferentes.

- Menciona tres de ellas y escribe las ecuaciones químicas correspondientes.
- Clasifica cada una de las reacciones químicas en redox o no redox.

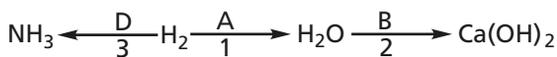
4.75 Se tienen tres frascos sin rotular que contienen gases diferentes: H_2 , Cl_2 y NH_3 .

- a) ¿Cómo puedes identificar el contenido de cada frasco sin realizar ningún ensayo químico?
- b) Escribe las ecuaciones de las reacciones químicas posibles entre estos gases para obtener el cloruro de amonio.

4.76 Selecciona una aplicación de cada una de las sustancias simples estudiadas en el capítulo y establece la relación que tiene con la estructura química y las propiedades.

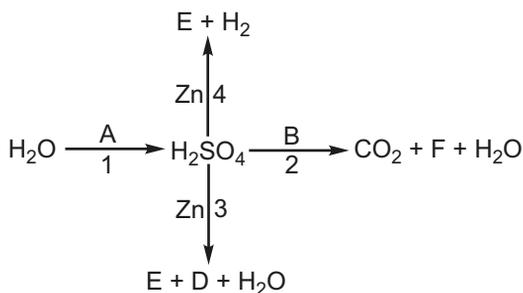
- a) Investiga en tu hogar y tu comunidad qué medicamentos contienen los átomos que constituyen estas sustancias simples.

4.77 Analiza la siguiente relación de transformaciones químicas y contesta:



- a) Identifica por su fórmula química las sustancias representadas hipotéticamente por A, B y D.
- b) Nombra las sustancias representadas hipotéticamente por A, B y D.
- c) Escribe las ecuaciones químicas de las transformaciones 1, 2 y 3.
- d) ¿Qué propiedad química del agua se pone de manifiesto en la transformación 2?
- e) Calcula el volumen de hidrógeno medido a TPEA que reacciona con suficiente dinitrógeno para obtener 175 g de amoníaco.

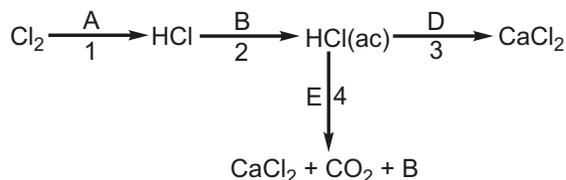
4.78 Analiza la relación de transformaciones químicas siguiente:



- a) Identifica por su fórmula química las sustancias representadas hipotéticamente por A, B, D, E y F.
- b) Nombra las sustancias representadas hipotéticamente por A, B, D, E y F.
- c) Escribe las ecuaciones químicas de las transformaciones 1, 2, 3 y 4.

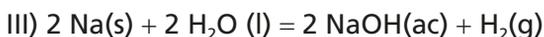
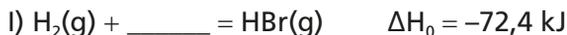
d) ¿Qué propiedades químicas del H_2SO_4 se ponen de manifiesto en las transformaciones 3 y 4?

4.79 Analiza la relación de transformaciones químicas siguiente:



- Identifica por su fórmula química las sustancias representadas hipotéticamente por A, B, D y E.
- Nombra las sustancias anteriores.
- Escribe la ecuación química de las transformaciones 1, 2, 3 y 4.
- ¿Qué propiedad química del HCl se manifiesta en las transformaciones 3 y 4?
- Calcula el volumen de dicloro que debe reaccionar con suficiente cantidad del otro reaccionante para obtener 3,5 L de cloruro de hidrógeno a TPEA.

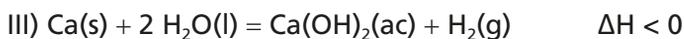
4.80 Dadas las siguientes representaciones:



- Completa los espacios en blanco con las fórmulas químicas correspondientes y nombra dichas sustancias.
- Representa el diagrama de energía total contra avance de la reacción química del proceso I.
- Identifica el agente oxidante en la reacción química representada en III.
- Calcula la masa de dihidrógeno que se obtiene cuando reaccionan totalmente 8,0 g de sodio con suficiente agua.
- Calcula el volumen que ocupa el dihidrógeno obtenido, medido a TPEA.

4.81 Dadas las siguientes representaciones:





- Completa en tu cuaderno las ecuaciones químicas representadas en I y II.
- ¿Qué propiedades químicas de los no metales se evidencian en las reacciones químicas I y II?
- Clasifica la reacción química III de acuerdo con los criterios estudiados.
- Representa el diagrama de energía total contra avance de la reacción química de este proceso.
- Calcula la masa de hidróxido de calcio que se obtiene cuando reaccionan 90,0 g de agua con suficiente calcio, según la ecuación química representada en III.

4.82 Calcula la masa de dihidrógeno que se obtiene cuando reaccionan totalmente 4,5 g de potasio con suficiente agua y el volumen, a TPEA, que ocupa la muestra de dihidrógeno obtenida.

4.83 El gas de agua es un gas de síntesis, que contiene monóxido de carbono y dihidrógeno. Es el producto del método industrial más utilizado para obtener dihidrógeno gaseoso. Es un producto útil, aunque requiere un manejo cuidadoso debido al riesgo de envenenamiento por monóxido de carbono. El gas se obtiene haciendo pasar vapor de agua a través de carbón al rojo vivo. Calcula la masa de agua que se necesita emplear para obtener 224 L de dihidrógeno, medido a TPEA.

4.84 Calcula la masa de ácido sulfúrico que se obtiene, si reaccionan totalmente 74,4 L de trióxido de azufre, medidos a TPEA, con suficiente agua.

4.85 El ácido nítrico es más volátil que el sulfúrico, se descompone fácilmente por la acción de la luz y el calor en dióxido de nitrógeno, dióxígeno y agua. Calcula el volumen de dióxido de nitrógeno, medido a TPEA, que se forma por la descomposición térmica de 31,5 g de ácido nítrico.

Conclusiones del capítulo

Indudablemente has aprendido mucho con el estudio de los átomos de elementos químicos no metálicos, al conocer la capacidad que tienen de



APÉNDICES

Apéndice 1. Indicaciones para el trabajo con las sustancias

Todos los laboratorios o aulas especializadas de Química donde la actividad pedagógica es frecuente, son posibles escenarios de accidentes, la mayoría de poca importancia, pero algunos de graves consecuencias. Estos llamados “accidentes”, no suceden, sino que son causados por descuidos o falta de atención. Por ello, es necesario establecer medidas de protección, sobre todo, en el manejo de muchos reactivos, que han de cumplirse bajo cualquier condición.

Las medidas que se deben seguir son las siguientes:

1. Las sustancias químicas nunca se prueban, pues muchas son tóxicas. El peligro de trabajar manipulando sustancias tóxicas se deriva principalmente del desconocimiento que puedas tener de los riesgos que para la salud tienen muchas sustancias químicas.
2. Las sustancias químicas nunca se huelen directamente del recipiente que los contienen, pues muchas sustancias tóxicas son volátiles o gaseosas; una exposición única (sola) a una sustancia tóxica puede causar daño biológico severo o incluso la muerte; exposiciones agudas por lo general no son caracterizadas con una duración mayor a un día. Para oler una sustancia se debe abanicar suavemente el aire con la mano, desde la boca del recipiente que contiene la sustancia hacia la nariz.
3. Las sustancias químicas no se tocan con la mano, pues muchas son cáusticas y queman los tejidos orgánicos. Estos productos pueden ser, tanto ácidos como bases, orgánicos o inorgánicos, por ejemplo, el nitrato de plata, los hidróxidos de sodio, potasio, el sulfamante, etc.; igualmente peligrosas son las sustancias tóxicas como el Hg o el Br₂, etcétera.

En caso de accidentes, es muy importante seguir las instrucciones del responsable del laboratorio y acudir inmediatamente a un médico. De todas formas, pueden aplicarse las siguientes medidas de auxilio:

1. Si se ha producido herida por la rotura de un útil de vidrio, lavarla bien con abundante agua corriente durante al menos 10 min. Desinfectar la herida con antisépticos y dejarla secar al aire o taparla con una venda estéril.
2. Si ha habido contacto de la piel con productos químicos, lavar inmediatamente con agua corriente durante al menos 15 min.
3. Si se ha derramado algún ácido en la piel, que se vuelve más agresivo en contacto con el agua (como el sulfúrico), primero se debe absorber este con un trapo seco y luego enjuagar con abundante agua fría.
4. Si se han producido quemaduras en la piel, lavar primero la zona afectada con agua fría, 10 o 15 min. Aplicar luego una pomada adecuada. Las quemaduras más graves requieren atención médica inmediata.
5. Si se ha inhalado un producto químico, conducir inmediatamente a la persona afectada a un lugar con aire fresco.
6. Si se ha ingerido algún producto tóxico, habrá que acudir al hospital. Nunca suministrar nada.

Apéndice 2. Experimentos de clase

1 Solubilidad de diferentes sustancias sólidas en agua a una misma temperatura

Tarea

Demuestra que no todas las sustancias son igualmente solubles en agua a una misma temperatura.

Preguntas previas

1. ¿Qué precauciones hay que tener en cuenta para desarrollar la actividad práctica?
2. Investiga el tipo de partículas que constituyen las sustancias que se utilizarán en el experimento y anticipa cuál de ellas se disolverá en agua.

Útiles y reactivos

- Tubo de ensayos de 15 mm x 150 mm (3)
- Gradilla (1)
- Probeta graduada de 10 mL (1)
- Cápsula de Petri (1)
- Lápiz cristalográfico o plumón (1)
- NaCl (1 g)
- $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (1 g)
- Parafina sólida (1 g)
- Frasco lavador con agua destilada o tratada (1)



Procedimiento para la actividad experimental:

- a) En una gradilla coloca tres tubos de ensayos y rotúlalos con los números correspondientes. En cada uno vierte las muestras de cloruro de sodio, hidróxido de calcio y parafina sólida que tienes en tu puesto de trabajo.
- b) Agrega 5 mL de agua a cada uno de los tubos.
- c) Agita los tres tubos, déjalos asentar, observa y anota lo ocurrido.

Valoración

1. Compara los resultados obtenidos con tus predicciones acerca de la solubilidad de estas sustancias en agua.
2. Saca conclusiones de los experimentos realizados.

2. Cambios energéticos en el proceso de disolución

Tarea

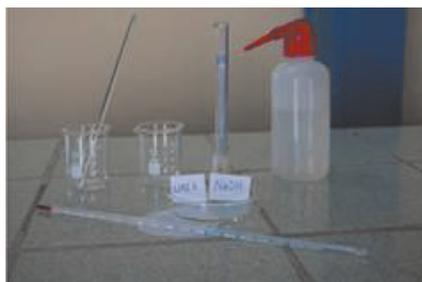
Comprueba que durante el proceso de disolución ocurren cambios energéticos y que este proceso puede ser: exotérmico o endotérmico.

Preguntas previas

1. ¿Qué precauciones hay que tener en cuenta para desarrollar la actividad práctica?
2. ¿Qué diferencia un proceso de disolución exotérmico de uno endotérmico?

Útiles y reactivos

- Vaso de precipitados de 50 mL (2)
- Agitador de vidrio (1)
- Probeta graduada de 10 mL (1)
- Termómetro de 0 a 100 °C (1)
- Frasco lavador con agua destilada o tratada (1)
- Urea (2 g)
- NaOH (2 g)



Procedimiento para la actividad experimental:

- a) Coloca 2 g de urea en un vaso de precipitados.
- b) Sitúa el termómetro en el agua, observa y anota la temperatura.
- c) Añade 10 mL de agua al vaso de precipitados que contiene la urea, agita hasta que se disuelva.
- d) Sitúa el termómetro en el vaso de precipitados que contiene la disolución. Observa y anota la temperatura.
- e) Extrae el termómetro y sécalo.
- f) Coloca 2 g de NaOH en otro vaso de precipitados.
- g) Repite la operación del inciso b.
- h) Añade 10 ml de agua al vaso de precipitados que contiene al NaOH, agita hasta que se disuelva.
- i) Repite las operaciones de los incisos d y e.

Valoración

1. Compara las temperaturas anotadas en los diferentes experimentos y saca conclusiones.

- ¿Cuál de los procesos de disolución se considera exotérmico y cuál endotérmico? Argumenta.
- Explica las causas de los cambios energéticos experimentados.

3. Preparación de una disolución de determinada concentración de cantidad de sustancia

Tarea

Prepara 250 mL de disolución de NaCl de $c(\text{NaCl}) = 0,3 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Preguntas previas

- Determina mediante una balanza la masa de NaCl que calculaste. Utiliza un vidrio reloj al que previamente determinaste su masa, para echar el sólido.
- Describe los pasos para preparar un volumen determinado de una disolución de concentración de cantidad de sustancia conocida.

Útiles y reactivos

- Matraz aforado de 250 mL (1)
- Vaso de precipitados de 50 mL (1)
- Vidrio de reloj (1)
- Embudo liso (1)
- Cucharilla (1)
- Gotero (1)
- Balanza (1)
- Frasco lavador con agua destilada o tratada (1)
- NaCl (cantidad suficiente)



Procedimiento para la actividad experimental:

- Añade un poco del agua destilada al matraz aforado de 250 mL de capacidad.
- Vierte en el matraz la masa de sólido utilizando el embudo.
- Arrastra con agua hacia el matraz el remanente de la sal que quedó en el vidrio de reloj y en el embudo.
- Sujeta el matraz por la parte más ancha, agita moviendo circular y suavemente este, para disolver la sal contenida en él.

- e) Completa con agua hasta alcanzar el aforo (el volumen) del matraz, cuando esté cercano al aforo, usa un gotero para lograr un enrase adecuado.

Valoración

1. Señala posibles errores que puedan haber afectado la preparación de la disolución.

4. Determinación de la energía absorbida o desprendida mediante calor a presión constante

Tarea

Calcula la energía absorbida o desprendida mediante calor a presión constante de la combustión del etanol.

Preguntas previas

1. ¿Qué precauciones hay que tener en cuenta para desarrollar la actividad práctica?
2. ¿Qué caracteriza una reacción química de combustión?
3. Expresa la relación matemática entre la energía absorbida o desprendida mediante calor a presión constante y la variación de entalpía.
4. Escribe la expresión que se utiliza para determinar la energía absorbida o desprendida mediante calor a presión constante con ayuda de un calorímetro.
5. Busca los calores específicos del agua y del vidrio que utilizarás en el cálculo de Q_p .

Útiles y reactivos

- Vaso de precipitados de 100 mL (1)
- Probeta graduada de 100 mL (1)
- Termómetro de 0 a 100 oC (1)
- Soporte universal (1)
- Pinzas de metal con mordaza o sin mordaza (1)
- Aro con mordaza (1)
- Nuez o mordaza (1)
- Rejilla amiantada (1)
- Balanza (1)
- Mechero de alcohol (1)
- Frasco lavador con agua destilada o tratada (1)
- Etanol (30 mL)



2. ¿En qué consiste la propiedad deshidratante del ácido sulfúrico?

Útiles y reactivos

- Vaso de precipitados de 100 mL (1)
- Tenazas para vasos de precipitados (1)
- Guantes (1 par)
- Nasobuco (1)
- Azúcar refino (15 g)
- Ácido sulfúrico concentrado (5 mL)



Procedimiento para la actividad experimental:

- a) En un vaso de precipitados que contiene 15g de azúcar refino, vierte poco a poco y con mucho cuidado la muestra de ácido sulfúrico concentrado contenida en el frasco (5 mL).
- b) Deja pasar de 3 a 5 min, palpa con cuidado la temperatura en el recipiente y anota tus observaciones.

Valoración

1. ¿A qué se deben los cambios observados?

6. Comprobación de la presencia del dinitrógeno en el aire

Tarea

Comprueba experimentalmente la presencia y abundancia del dinitrógeno a partir del aire.

Preguntas previas

1. ¿Qué precauciones hay que tener en cuenta para desarrollar la actividad práctica?
2. ¿Qué es el aire? ¿Cuál es su composición?

Útiles y reactivos

- Vaso de precipitados de 50 mL (1)
- Cápsula de Petri de 100 mm (1)
- Tapa plástica con un orificio pequeño (1 par)
- Fósforo (cerillas) (1 caja)
- Frasco lavador con agua (1)



Apéndice 3. Prácticas de laboratorio

1. Eliminación de la dureza del agua

Tarea

Comprueba experimentalmente uno de los métodos de eliminación de la dureza del agua.

Preguntas previas

1. ¿Qué precauciones hay que tener en cuenta para desarrollar la actividad práctica?
2. Haz un resumen de las causas de la dureza temporal y permanente del agua, los inconvenientes que trae la dureza del agua para la industria, la agricultura, el hogar y la vida, incluyendo la salud, así como de los métodos más frecuentes para su eliminación.
3. Investiga por qué el jabón no hace espuma ante la presencia de agua dura.

Útiles y reactivos

- Vaso de precipitados de 250 mL (1)
- Probeta graduada de 100 mL (1)
- Probeta graduada de 10 mL (1)
- Tenazas para vasos de precipitados (1)
- Gotero (1)
- Tubos de ensayos (4)
- Regla graduada (1)
- Agitador de vidrio (1)
- Gradilla (1)
- Mechero de alcohol (1)
- Soporte universal (1)
- Rejilla amiantada (1)
- Aro con mordaza (1)
- Frasco lavador con agua destilada (1)
- Disolución patrón de jabón (5 mL)
- Agua lluvia (5 mL)
- $\text{NaHCO}_3(\text{s})$ (1,5 g)
- $\text{CaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}(\text{s})$ (1,5 g)
- $\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}(\text{s})$ (2,5 g)



2. ¿Cuál es la causa de que la agitación mecánica, aumente la velocidad de disolución de sólidos en líquidos?
3. ¿Cuál es la causa de que el aumento del grado de división de la sustancia, aumente la velocidad de disolución de sólidos en líquidos?
4. ¿Cuál es la causa de que la temperatura, aumente la velocidad de disolución de sólidos en líquidos?
5. ¿Cuáles son las medidas de precaución que deben cumplirse cuando se tritura un sólido en el mortero?

Útiles y reactivos

- Vasos de precipitados de 250 mL (6)
- Mortero con pistilo (1)
- Frasco lavador con agua destilada (1)
- Agitador de vidrio o magnético (1)
- Soporte universal (1)
- Aro con mordaza (1)
- Tenazas para vasos de precipitados (1)
- Rejilla amiantada (1)
- Mechero de alcohol (1)
- Cronómetro (1)
- $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ (6 g)



Procedimiento para la actividad experimental:

Ensayo 1

- a) Prepara dos vasos de precipitados, cada uno con 100 mL de agua.
- b) Añade simultáneamente a uno de los vasos de precipitados 1 g de cristales (grandes) de $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ y al otro, la misma cantidad de esta sal, pero previamente triturada en el mortero.
- c) Con el cronómetro mide el tiempo que tardan en disolverse ambas formas de la sal. Observa y anota lo ocurrido.

Ensayo 2

- a) Prepara dos vasos de precipitados, cada uno con 100 mL de agua.
- b) Añade a ambos vasos de precipitados 1 g de $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ previamente triturado.
- c) Agita con una varilla de vidrio la sal depositada en uno de los vasos de precipitados hasta que se disuelva totalmente, mientras que

APÉNDICES

- Probeta graduada de 10 mL (1)
- Soporte universal (1)
- Varilla de soporte universal (1)
- Nuez o mordaza (1)
- Agitador de vidrio o magnético (1)
- Alambre (dos segmentos de 10 cm)
- Lima (1)
- Lápiz cristalográfico (1)
- Cápsula de porcelana (1)
- Gotero (1)
- Hornilla eléctrica (1)
- Balanza (1)
- Regla graduada (1)
- Alambre de aluminio (1)
- $I_2(s)$ (0,5 g)
- Disolución de $Na_2S_2O_3$ 0,1 mol/L (15 mL)
- Disolución de HAc 0,1 mol/L (20 mL)
- Disolución de $KMnO_4$ al 1 % en masa (2 mL)
- Hoja de papel (2)



Procedimiento para la actividad experimental:

Ensayo 1

- a) Rotula dos tubos de ensayo con las letras A y B y deposita en ambos 5 mL de ácido acético.
- b) Calienta el tubo A en baño María hasta la ebullición y añádele, a ambos, 3 o 4 gotas de disolución de permanganato de potasio.
- c) Agita ambos tubos. Observa durante unos minutos y anota los cambios observados.

Ensayo 2

- a) Rotula dos tubos de ensayo con las letras C y D.
- b) En el tubo C, añade 10 mL de disolución de tiosulfato de sodio.
- c) En el tubo D, añade 5 mL de tiosulfato de sodio y 5 mL de agua.
- d) Mide dos veces, 5 mL de ácido acético y añádelos en otros dos tubos de ensayo limpios.
- e) Marca con una cruz dos pedacitos de papel y colócalos debajo de los tubos C y D en la gradilla y comprueba que se vea la cruz por la boca del tubo de ensayos.

APÉNDICES

- a) ¿Cuál es la causa de la turbidez que impide que con el tiempo se observe la cruz marcada en el papel?
 - b) ¿A qué se deben las diferencias observadas en la velocidad de reacción química?
3. Teniendo en cuenta los cálculos realizados y las observaciones del ensayo # 3.
- a) ¿Cuántas veces es mayor la superficie del papel liso con respecto al papel estrujado?
 - b) ¿A qué se deben las diferencias observadas en la velocidad de reacción química?
4. Teniendo en cuenta las observaciones del ensayo # 4.
- a) ¿Qué función desempeñó el agua en la reacción química entre el dióxido y el aluminio?
 - b) Escribe la ecuación de la reacción química.

4. Obtención y propiedades del dihidrógeno

Tarea

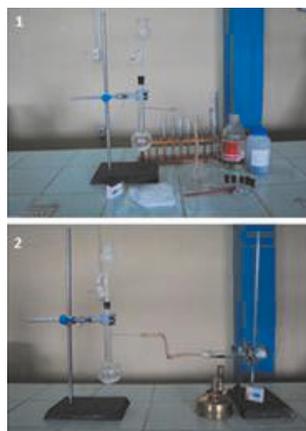
Obtener dihidrógeno y comprobar sus propiedades, experimentalmente.

Preguntas previas

1. ¿Qué precauciones hay que tener en cuenta para desarrollar la actividad práctica?
2. Haz un resumen de los métodos de obtención del dihidrógeno en el laboratorio y de sus propiedades físicas y químicas.

Útiles y reactivos

- Tubo de ensayos 15 mm x 150 mm (5)
- Cristalizadora de 250 mL (1)
- Balón con tubuladura lateral de 100 mL (1)
- Embudo de seguridad (1)
- Frasco lavador con agua (1)
- Soporte universal (1)
- Pinzas de metal con mordaza o sin mordaza (1)
- Nuez o mordaza (2)
- Tubo de combustión (1)
- Tubo de vidrio fusible (1)
- Tubo de vidrio acodado (3)
- Mechero (1)



- Tapón monohoradado (2)
- Tapón para tubos de ensayos (5)
- Tubo de goma
- Zn en granallas
- CuO en polvo
- Fósforos o cerillas

Procedimiento para la actividad experimental:

- a) Monta el aparato de obtención del H_2 , de abajo hacia arriba, tal como aparece en la imagen 1.
- b) Vierte agua en la cristalizadora hasta un poco más de la mitad.
- c) Llena de agua cinco tubos de ensayo y colócalos invertidos en la cristalizadora, sin que queden burbujas de aire en su interior.
- d) Vierte con cuidado al balón, aproximadamente 15 granallas de zinc, tápalo con el embudo de seguridad, previamente insertado en el tapón monohoradado.
- e) Vierte en el embudo, poco a poco, aproximadamente 40 mL de HCl sobre el metal a través del embudo de seguridad. Inmediatamente observarás el desprendimiento de H_2 .
- f) Deja escapar las burbujas de aire contenido en el interior del aparato. Introduce en uno de los tubos de ensayo la salida del tubo de desprendimiento y recoge el H_2 por desplazamiento de agua.
- g) Cuando el tubo se llene totalmente de H_2 , tápalo bajo la superficie del agua, retíralo de la cristalizadora y colócalo sobre una gradilla en posición normal y tapado. Llena de la misma forma los restantes tubos de ensayo.
- h) Destapa uno de los tubos que contiene H_2 e inmediatamente acerca un fósforo encendido a la boca de este. Observa y anota.
- i) Toma otro tubo de ensayos que contenga H_2 y ponlo boca abajo, destápalo y coloca otro tubo de ensayos vacío boca con boca y víralos sin separar, de manera que el que estaba vacío quede encima. Espera un tiempo, separa los tubos y acerca a la boca del que estaba vacío una llama. Observa y anota.
- j) Conecta el tubo de desprendimiento de H_2 a un tubo de combustión que contenga en su interior una pequeña muestra de CuO, tal como aparece en la imagen 2. Añade más HCl por el embudo si es necesario, para asegurar una fuerte corriente de H_2 y espera un tiempo para que desplace el aire del interior del tubo de combustión. Calienta con un mechero la

parte del tubo de combustión que contiene el CuO . Espera un tiempo. Observa y anota.

Valoración

1. Escribe la ecuación de la reacción química de obtención del dihidrógeno que se empleó en la práctica.
2. ¿Qué propiedad química del dihidrógeno se pone de manifiesto al acercar la llama al tubo de ensayos que contiene el gas? Escribe la ecuación de la reacción química.
3. ¿Qué propiedades físicas del dihidrógeno te permitieron recolectarlo en la actividad experimental?
4. ¿Qué propiedad física se pone de manifiesto en el inciso h del procedimiento?
5. ¿A qué propiedad química del H_2 se deben los cambios observados en el inciso i de la práctica? Escribe la ecuación de la reacción química.

Apéndice 4. Tabla periódica de 18 columnas

Grupo

PERÍODO

1 IA

1 1,008

H

HIDRÓGENO

2 IIA

3 6,94 4 9,01

Li **Be**

LITIO BERILIO

11 22,99 12 24,30

Na **Mg**

SODIO MAGNESIO

3 IIIB 4 IVB 5 VB 6 VIB 7 VII B 8 VIII B 9

19 39,098 20 40,08 21 44,96 22 47,867 23 50,94 24 51,996 25 54,94 26 55,85 27 58,93

K **Ca** **Sc** **Ti** **V** **Cr** **Mn** **Fe** **Co**

POTASIO CALCIO ESCANDIO TITANIO VANADIO CROMO MANGANESO HIERRO COBALTO

37 85,47 38 87,62 39 88,906 40 91,22 41 92,91 42 95,96 43 (96) 44 101,07 45 102,91

Rb **Sr** **Y** **Zr** **Nb** **Mo** **Tc** **Ru** **Rh**

RUBIDIO ESTRONCIO ITRIO CIRCONIO NIOBIO MOLIBDENO TECNECIO RUTENIO RODIO

55 132,91 56 137,33 57-71 72 178,49 73 180,95 74 183,84 75 186,2 76 190,2 77 192,2

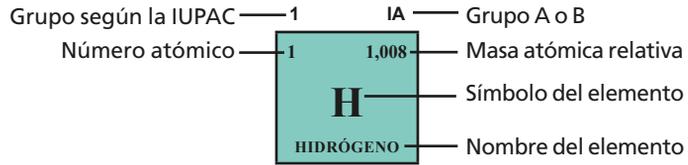
Cs **Ba** **La-Lu** **Hf** **Ta** **W** **Re** **Os** **Ir**

CESIO BARIO LANTÁNIDOS HAFNIO TÁNTALO WOLFRAMIO RENIO OSMIO IRIDIO

87 (223) 88 (226) 89-103 104 (267) 105 (268) 106 (271) 107 (272) 108 (277) 109 (276)

Fr **Ra** **Ac-Lr** **Rf** **Db** **Sg** **Bh** **Hs** **Mt**

FRANCIO RADIO ACTÍNIDOS RUTERFORADIO DUBNIO SEABORGIO BOHRIO HASSIO MEITNERIO



57 138,91 58 140,12 59 140,91 60 144,24 61 (145) 62 150,36

La **Ce** **Pr** **Nd** **Pm** **Sm**

LANTANO CERIO PRASEODINIO NEODINIO PROMETIO SAMARIO

89 (227) 90 232,04 91 231,04 92 238,03 93 (237) 94 (244)

Ac **Th** **Pa** **U** **Np** **Pu**

ACTINIO TORIO PROTACTINIO URANIO NEPTUNIO PLUTONIO

Leyenda

Elementos no metálicos	Elementos alcalinos	Elementos alcalinos térreos	Elementos metálicos
------------------------	---------------------	-----------------------------	---------------------

										2	4				
										He HELIO					
										13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	
										5 10,81	6 12,01	7 14,01	8 16	9 19	10 20,18
										B BORO	C CARBONO	N NITRÓGENO	O OXÍGENO	F FLÚOR	Ne NEÓN
										13 26,98	14 28,09	15 30,97	16 32,07	17 35,45	18 39,95
										Al ALUMINIO	Si SILICIO	P FÓSFORO	S AZUFRE	Cl CLORO	Ar ARGÓN
10	11 IB	12 IIB													
28 58,69	29 63,54	30 65,37	31 69,72	32 72,64	33 74,92	34 78,96	35 79,91	36 83,798							
Ni NÍQUEL	Cu COBRE	Zn ZINC	Ga GALIO	Ge GERMANIO	As ARSÉNICO	Se SELENIO	Br BROMO	Kr KRIPTÓN							
46 106,4	47 107,87	48 112,4	49 114,82	50 18,69	51 121,75	52 127,6	53 126,9	54 131,3							
Pd PALADIO	Ag PLATA	Cd CADMIO	In INDIO	Sn ESTAÑO	Sb ANTIMONIO	Te TELURO	I YODO	Xe XENÓN							
78 195,08	79 196,97	80 200,59	81 204,38	82 207,19	83 208,98	84 (209)	85 (210)	86 (222)							
Pt PLATINO	Au ORO	Hg MERCURIO	Tl TALIO	Pb PLOMO	Bi BISMUTO	Po POLONIO	At ASTATO	Rn RADÓN							
110 (281)	111 (280)	112 (285)	113 (286)	114 (287)	115 (288)	116 (293)	117 (293)	118 (294)							
Ds DARMSTADTIO	Rg ROENTGENIO	Cn COPERNICIO	Nh NIHONIO	Fl FLEVORIO	Mc MOSCOVIO	Lv LIVERMORIO	Ts TENESO	Og OGANESÓN							
63 151,96	64 157,25	65 158,93	66 162,5	67 164,93	68 167,26	69 168,93	70 173,04	71 174,97							
Eu EUROPIO	Gd GADOLINIO	Tb TERBIO	Dy DISPROSIO	Ho HOLMIO	Er ERBIO	Tm TULIO	Yb ITERBIO	Lu LUTECIO							
95 (243)	96 (247)	97 (247)	98 (251)	99 (252)	100 (257)	101 (258)	102 (259)	103 (262)							
Am AMERICIO	Cm CURIO	Bk BERQUELIO	Cf CALIFORNIO	Es EINSTENIO	Fm FERMIO	Md MENDELIVIO	No NOBELIO	Lr LAURENCIO							

Elementos que forman gases nobles

Elementos lantánidos

Elementos actínidos

Apéndice 5. Masas molares de algunas sustancias

Sustancias simples. Metales y no metales

Metales	$M(X)/\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$	No metales	$M(X)/\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$
Ag	108	As	75
Al	27	At ₂	420
Ba	137	B	11
Ca	40	Br ₂	160
Co	59	C	12
Cr	52	Cl ₂	71
Cu	64	F ₂	138
Fe	56	H ₂	2
K	39	I ₂	254
Li	7	N ₂	28
Mg	24	O ₂	32
Na	23	P ₄	124
Ni	59	S ₈	256
Pb	207	Se	79
Sn	119	Si	28
Zn	65	Te	128

Sustancias compuestas

Óxidos

Óxidos metálicos	$M(X)/\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$	Óxidos no metálicos	$M(X)/\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$
Ag ₂ O	232	CO	28
Al ₂ O ₃	102	CO ₂	44
BaO	153	Cl ₂ O	87
CaO	56	Cl ₂ O ₇	183
Cr ₂ O ₃	152	I ₂ O ₅	334
Cu ₂ O	144	NO	30
CuO	80	NO ₂	46
FeO	72	N ₂ O ₆	108

APÉNDICES

Fe ₂ O ₃	160	P ₂ O ₅	142
HgO	217	SO ₂	64
K ₂ O	94	SO ₃	80
Li ₂ O	30	SiO ₂	60
MgO	40		
Na ₂ O	62		
NiO	75		
Ni ₂ O ₃	166		
PbO	223		
ZnO	81		

Hidróxidos

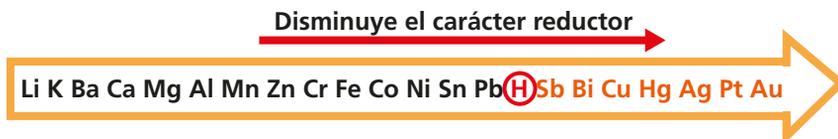
Hidróxidos metálicos	$M(X)/g \cdot mol^{-1}$	Hidróxidos no metálicos	$M(X)/g \cdot mol^{-1}$
AgOH	125	H ₃ BO ₃	62
Al(OH) ₃	78	H ₂ CO ₃	62
Ba(OH) ₂	171	HClO ₄	100,5
Ca(OH) ₂	74	HNO ₂	47
CuOH	81	HNO ₃	63
Cu(OH) ₂	98	H ₃ PO ₃	82
Cr(OH) ₃	103	H ₃ PO ₄	98
Fe(OH) ₂	90	H ₂ SO ₃	82
Fe(OH) ₃	107	H ₂ SO ₄	98
KOH	56	Compuestos binarios hidrogenados	$M(X)/g \cdot mol^{-1}$
LiOH	24	H ₂ O	18
Mg(OH) ₂	58	HBr	81
NaOH	40	HCl	36,5
Ni(OH) ₂	93	HI	128
Ni(OH) ₃	110	H ₂ S	34
Zn(OH) ₂	99	NH ₃	17
Pb(OH) ₂	241	PH ₃	34

Sales

Sales binarias	$M(X)/g\cdot mol^{-1}$	Oxisales	$M(X)/g\cdot mol^{-1}$
AgCl	143,5	AgNO ₃	170
Ag ₂ S	248	AlPO ₄	122
AlBr ₃	267	Al ₂ (SO ₄) ₃	342
AlCl ₃	133,5	BaCO ₃	197
All ₃	408	BaSO ₄	233
Al ₂ S ₃	150	CaCO ₃	100
BaCl ₂	208	Ca(HClO) ₂	145
CaC ₂	64	Ca(HCO ₃) ₂	162
CaBr ₂	200	Ca(NO ₃) ₂	164
CaCl ₂	111	CaSO ₄	136
CaS	72	CuCO ₃	123
CuCl ₂	135	CuSO ₄	160
CuS	96	FeCO ₃	116
FeCl ₂	127	FeSO ₄	152
FeCl ₃	162,5	Fe ₂ (SO ₄) ₃	400
FeS	88	K ₂ CO ₃	138
KBr	119	K ₂ CrO ₄	194
KCl	74,5	KNO ₃	101
KI	166	K ₂ SO ₃	158
K ₂ S	71	K ₂ SO ₄	174
MgBr ₂	184	MgCO ₃	84
MgCl ₂	95	Mg(NO ₃) ₂	148
Mgl ₂	278	MgSO ₄	120
MgS	56	NaClO	74,5
MnCl ₂	126	Na ₂ CO ₃	106
NaBr	103	NaHCO ₃	84
NaCl	58,5	NaHSO ₄	120
Nal	150	NaNO ₃	85
Na ₂ S	78	Na ₂ SO ₃	126
NiCl ₂	130	Na ₂ SO ₄	142
NiS	91	Na ₂ SiO ₃	122
PbCl ₂	278	NH ₄ Cl	53,5
PbS	239	NH ₄ NO ₃	80
ZnBr ₂	225	(NH ₄) ₂ SO ₄	132
ZnCl ₂	136	Pb(NO ₃) ₂	331
Znl ₂	319	Zn(NO ₃) ₂	189
ZnS	97	ZnSO ₄	161

Apéndice 6. Serie de actividad de los metales

Consideraciones:



- Los metales que se encuentran a la “izquierda” del hidrógeno (metales activos y muy activos) en la serie de actividad de los metales reaccionan con los hidrácidos para producir la sal binaria correspondiente y dihidrógeno (H_2).
- Los metales muy activos (Li, K, Ba, Ca y Na) reaccionan con el agua para producir el hidróxido metálico correspondiente y dihidrógeno (H_2). El resto de los metales activos, cuando reaccionan, forman óxidos.
- Los óxidos de los metales que se encuentran a la “derecha” del hidrógeno (metales poco activos) en la serie de actividad de los metales reaccionan con el dihidrógeno para producir el metal correspondiente y agua.

Apéndice 7. Tabla de solubilidad

Iones	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Pb ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺	Ni ²⁺
OH ⁻	S	S	S	—	S	P	I	I	I	I	I	I	I	I
Cl ⁻	S	S	S	I	S	S	S	S	S	P	S	S	S	S
I ⁻	S	S	S	I	S	S	S	S	S	I	S	—	S	S
S ²⁻	S	S	S	I	I	—	—	I	I	I	I	I	—	I
NO ₃	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S
SO ₃ ²⁻	S	S	S	P	P	P	P	P	—	I	P	—	—	—
SO ₄ ²⁻	S	S	S	P	I	P	S	S	S	P	S	S	S	S
CO ₃ ²⁻	S	S	S	P	P	I	P	—	—	I	I	—	—	—
SiO ₃ ²⁻	S	S	S	P	I	P	—	I	—	I	I	—	—	I
PO ₄ ³⁻	S	S	S	P	I	I	I	I	—	P	I	P	I	I

Leyenda:

S: sustancia soluble.

P: sustancia poco soluble.

I: sustancia prácticamente insoluble.

—: sustancia que se descompone por la acción del agua.

Apéndice 8. Aniones poliatómicos más comunes

Grupo de la tabla	Símbolo de los elementos químicos	Fórmulas químicas de los aniones	Nombres de los aniones
IVA (14)	C	CO_3^{2-}	carbonato
		HCO_3^-	hidrógenocarbonato
	Si	SiO_3^{2-}	silicato
VA (15)	N	NO_2^-	nitrito
		NO_3^-	nitrato
	P	PO_3^{3-}	fosfito
		PO_4^{3-}	fosfato
	As	AsO_3^{3-}	arsenito
		AsO_4^{3-}	arseniato
	Sb	SbO_3^{3-}	antimonito
SbO_4^{3-}		antimoniato	
VIA (16)	S	SO_3^{2-}	sulfito
		SO_4^{2-}	sulfato
		HSO_4^-	hidrógenosulfato
	Se	SeO_3^{2-}	selenito
		SeO_4^{2-}	seleniato
	Te	TeO_3^{2-}	telurito
TeO_4^{2-}		telurato	
VIIA (17)	Cl	ClO^-	hipoclorito
		ClO_2^-	clorito
		ClO_3^-	clorato
		ClO_4^-	perclorato
	Br	BrO^-	hipobromito
		BrO_2^-	bromito
		BrO_3^-	bromato
		BrO_4^-	perbromato
	I	IO^-	hipoyodito
		IO_2^-	yodito
		IO_3^-	yodato
IO_4^-		peryodato	

Apéndice 9. Entalpía de formación molar de algunas sustancias compuestas en condiciones estándar (100 kPa) y a temperatura 25 °C

Sustancia	$\Delta H_f^\circ/\text{kJ/mol}$	Sustancia	$\Delta H_f^\circ/\text{kJ/mol}$	Sustancia	$\Delta H_f^\circ/\text{kJ/mol}$
AgCl(s)	-127,0	CuO(s)	-155,3	K ₂ SO ₄ (s)	-1433,7
AgNO ₃ (s)	-123,1	Cu(OH) ₂	-791,9	MgCl ₂ (s)	-644,5
Al ₂ O ₃ (s)	-1670,3	CuSO ₄ (s)	-769,8	MgCO ₃ (s)	-1112,9
Al ₂ S ₃ (s)	-508,9	FeO(s)	-265,6	MgO(s)	-602,0
BaCl ₂ (s)	-860,4	Fe ₂ O ₃ (s)	-822,2	Mg(OH) ₂ (s)	-924,7
BaO(s)	-1216,7	Fe(OH) ₃ (s)	-824,5	NaCl(s)	-411,0
BaSO ₄ (s)	-1465,6	FeS(s)	-96,2	Na ₂ O(s)	-416,0
CH ₄ (g)	-74,9	HBr(g)	-36,2	NaOH(s)	-427,0
C ₂ H ₂ (g)	+226,8	HCl(g)	-92,3	NaNO ₃ (s)	-466,9
C ₂ H ₄ (g)	+52,3	HF(g)	-268,6	Na ₂ SO ₄ (s)	-1384,5
C ₂ H ₆ (g)	-84,7	HI(g)	+25,9	NH ₃ (g)	-46,2
C ₃ H ₈ (g)	-103,9	H ₂ O(g)	-241,9	NH ₄ Cl(s)	-315,4
C ₄ H ₁₀ (g)	-146,2	H ₂ O(l)	-285,9	NO(g)	+90,4
CO(g)	-110,6	HNO ₃ (l)	-174,1	NO ₂ (g)	+33,9
CO ₂ (g)	-393,6	H ₂ S(g)	-20,6	PH ₃ (g)	+23,0
CaCl ₂ (s)	-795,2	H ₂ SO ₄ (l)	-811,3	P ₂ O ₅ (l)	-1531,0
CaCO ₃ (s)	-1207,0	HgO(s)	-90,1	PbO(s)	-217,3
CaO(s)	-635,5	KCl(s)	-436,0	PbSO ₄ (s)	-919,9
Ca(OH) ₂ (s)	-986,6	K ₂ O(s)	-361,6	SO ₂ (g)	-296,2
CaSO ₄ (s)	-1432,7	KOH(s)	-425,8	SO ₃ (g)	-395,3

Apéndice 10. Glosario de términos

AEROSOL: sistema obtenido por dispersión de sustancias sólidas o líquidas en el seno de un gas. La palabra procede del francés *aérosol*, este del elemento prefijal latino *aeri-* = aire, y el sufijo *-sol* = solución (aunque no es una disolución, sino otro tipo de sistema disperso clasificado como coloide que estudiarás en el epígrafe 2.2.1), del verbo *solvere* = soltar, liberar, porque eso es lo que sucede cuando se emplea un aerosol.

AMORFO, -FA: sin forma definida o sustancia que carece de estructura interna cristalina. La palabra amorfo viene del griego *amorphos* = sin forma, compuesto de *a-* = no, y *morphe* = forma.

ANFÓTERO, -RA: sustancia que puede actuar como ácido y como base, dependiendo del reactivo al que se enfrenta. La palabra se deriva del prefijo griego *ampho-* = ambos. De ella se forma la palabra *amphótero* = el uno y el otro, para hacer notar esa capacidad de doble comportamiento.

ANHIDRO, -DRA: se dice de las sustancias en cuya composición no está contenida el agua, o que han perdido la que tenían. La palabra viene del griego *ánhydros* = sin agua.

AUTOPROTÓLISIS: equilibrio químico que presentan las moléculas de agua con los iones hidronio e hidróxido

BARRIL: medida de capacidad que equivale a 158,982 L de petróleo o de alguno de sus derivados.

BIOCOMBUSTIBLE: mezcla de sustancias orgánicas que se utiliza como combustible en los motores de combustión interna. Deriva de la biomasa, materia orgánica originada en un proceso biológico, espontáneo o provocado, utilizable como fuente de energía.

CONTAMINACIÓN: introducción de sustancias en un medio que provocan que este sea inseguro o no apto para su uso. Contaminación viene del latín *contaminatio*, *contaminationis* = corrupción o suciedad que algo adquiere por contacto con otra, del verbo *contaminare* = corromper, ensuciar, alterar la pureza de algo por contacto con otra.

CRIOGÉNICO, -CA: que produce bajas temperaturas. La palabra viene del griego *kryos* = frío, helado, gélido, y *gen* = que genera, que produce.

DESECHOS METÁLICOS: están constituidos fundamentalmente por compuestos de mercurio, plomo, cobre, cadmio, zinc, estaño, entre otros, que forman parte de los desechos industriales.

ESTEQUIOMETRÍA: Cálculo de las relaciones cuantitativas entre los reactivos y productos en el transcurso de una reacción química. La palabra fue creada alrededor del año 1792 por el químico alemán Jeremias Benjamin Richter (1762-1807) a partir de las palabras griegas *stoeicheion* = elemento.

FREÁTICO, -CA: dicho del agua que está acumulada en el subsuelo sobre una capa impermeable y puede aprovecharse mediante pozos o de la capa del subsuelo que contiene estas aguas: manto freático. La palabra viene del griego *phréar, phreatos* = pozo.

FUEL: líquido constituido por una mezcla de hidrocarburos que se obtiene por destilación fraccionada del petróleo natural; se emplea como combustible, especialmente en centrales eléctricas y en la calefacción doméstica. También se conoce con los nombres *fueloil, fuel-oil* o fuelóleo.

FUNGICIDA: sustancia tóxica que se emplea para impedir el crecimiento o eliminar los hongos y mohos perjudiciales para las plantas, los animales o el ser humano. La palabra deriva del latín *fungus* = hongo, seta, y el sufijo *-cida* = que mata, que extermina.

GLACIAR: masa de hielo acumulada en las cumbres de las montañas en la zona de las nieves perpetuas, cuya parte inferior se desliza por los valles como un río de hielo. Viene del francés *glacier* = hielo, témpano, carámbano.

HALÓGENO: elemento químico del grupo VII A (17) de la tabla periódica. El término procede del griego *halo* = sal, y *-geno* = que genera, formador, siendo así, halógeno es generador de sales. Existe el homófono de halógeno, alógeno (sin h), y significa extranjero o de otra raza, en oposición al que es natural de un país.

HIGROSCOPIA: capacidad de algunas sustancias de absorber humedad del medio circundante. También es sinónimo de higrometría, siendo esta el estudio de la humedad, sus causas y variaciones (en particular de la humedad atmosférica). La palabra viene del griego *hygros* = húmedo, mojado y *skopein* = observar, mirar.

ICEBERG: bloque grande de hielo desprendido de un glaciar o de una costa helada que flota a la deriva en el mar. Es un préstamo del inglés, procedente a su vez de una lengua germánica nórdica o compuesto por *ice* = hielo, y *berg*, raíz germánica que significa montaña (montaña de hielo). El plural es *icebergs*.

LEGUMINOSA: familia de plantas dicotiledóneas (hierbas, matas, arbustos y árboles) de flores con corola amariposada, agrupadas en racimos o en espigas, con diez estambres, libres o unidos por sus filamentos, y fruto casi

plasma y este del griego plásma, *plásmato* = figura, acto de moldear, materia moldeable.

POLISÉMICO, -CA: de la polisemia o que está relacionado con la polisemia: fenómeno del lenguaje que consiste que una misma palabra tiene varios significados. La palabra viene del griego *polýs* = mucho, numeroso, y *semía* = significado.

PROPIEDAD INTENSIVA: es aquella que no depende de la cantidad de sustancia o del tamaño de un cuerpo, por lo que el valor permanece inalterable al dividir el sistema inicial en varios subsistemas, por este motivo no son propiedades aditivas. Ejemplos de propiedades intensivas son la temperatura de ebullición y la de fusión, la densidad, viscosidad, dureza, concentración, solubilidad, olor, color, sabor, etc., en general todas aquellas que caracterizan a una sustancia diferenciándola de otras.

PROPIEDAD EXTENSIVA: es aquella que depende de la cantidad de sustancia y del tamaño del cuerpo. Entre ellas tenemos la longitud, el volumen y la masa. Son aditivas porque los valores de una misma propiedad extensiva se pueden sumar.

PROTEÍNA: compuestos orgánicos constituidos por aminoácidos, unidos por enlaces peptídicos que intervienen en diversas funciones vitales esenciales, como el metabolismo, la contracción muscular o la respuesta inmunológica. Proteína proviene de la palabra francesa *protéine* y esta del griego *protéion* = prominente, destacado, de primera calidad, en alusión a su importantísimo papel biológico.

RED CRISTALINA: disposición finita de partículas cuya estructura es invariable bajo ciertas condiciones.

SALFUMÁN: o sulfumante, términos empleados para designar a la disolución de ácido clorhídrico, principalmente el comercial. El nombre se aduce por la presencia del gas cloruro de hidrógeno, que a temperatura ambiente, cuando se expone al aire, forma vapores corrosivos densos de color blanco parecido al humo, palabra que viene del latín *fumus* = humo.

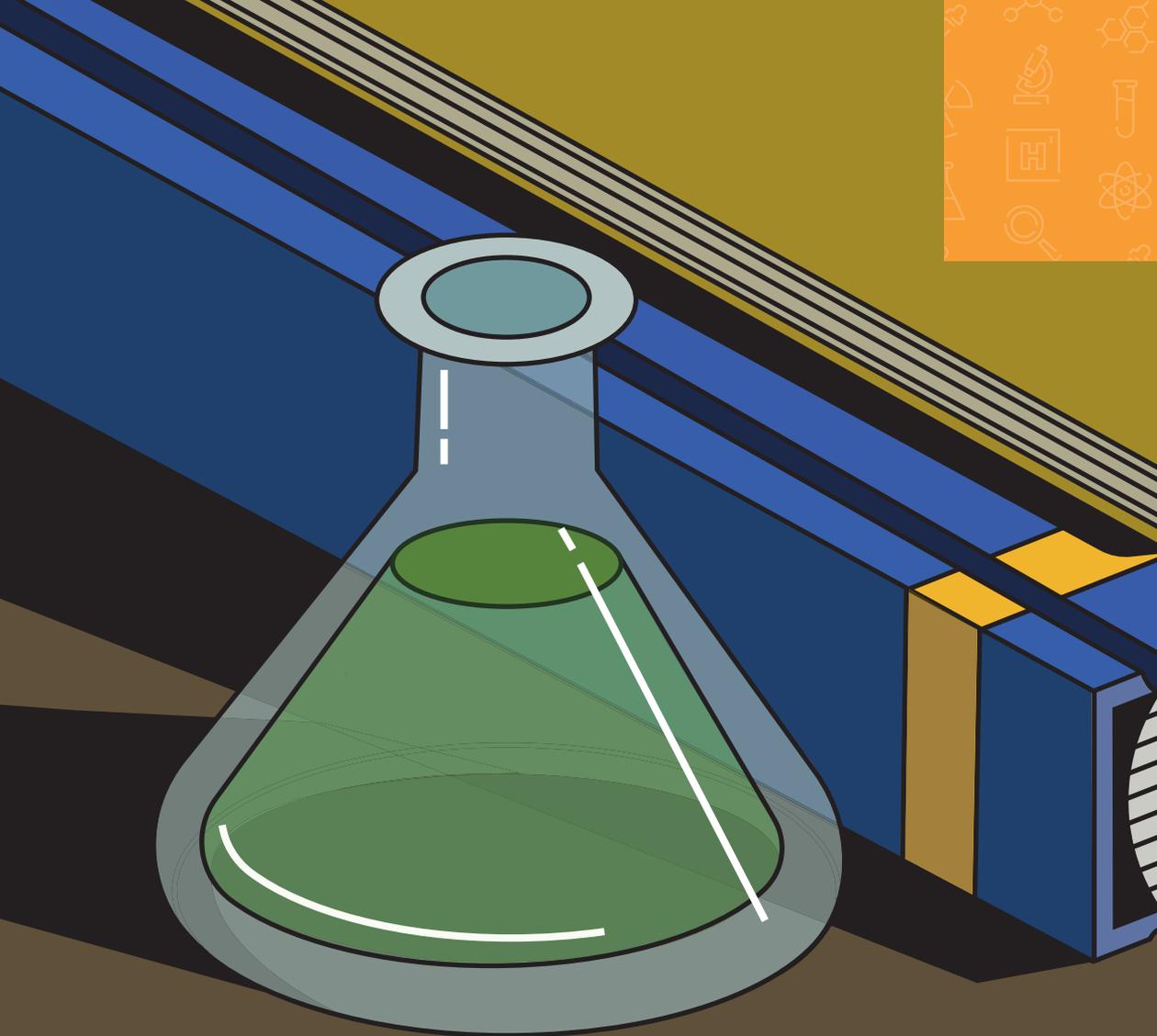
TERMODINÁMICA: rama de la Física encargada del estudio de la interacción entre el calor y otras manifestaciones de la energía.

VIBRIÓN: bacteria con forma de coma, dotada de movimiento ondulatorio. La palabra es un préstamo del francés *vibrión*, derivado de *vibrer*, y este del latín *vibrare* = vibrar, en alusión al movimiento vibratorio de esta bacteria.

BIBLIOGRAFÍA

- BLANCO, J. y J. PEREIRA: *Química Inorgánica I, t. I y II*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 2001.
- CEDRÓN, M. H. y OTROS: *Química general*, Ed. Félix Varela, La Habana, 2012.
- CHANG, R.: *Química*, McGraw-Hill Interamericana Editores S.A., México, 2002.
- Colectivo de autores: *Química. Octavo grado*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1986.
- _____ : *Química. Noveno grado*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1979.
- _____ : *Química. Secundaria Básica, Parte 1*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1991.
- _____ : *Química. Secundaria Básica, Parte 2*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1991.
- _____ : *Química. Décimo grado*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1989.
- _____ : *Química. Décimo grado*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1992.
- _____ : *Química. Onceno grado*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1979.
- _____ : *Química. Onceno grado*, Ed. Pueblo y Educación., La Habana, 1990.
- _____ : *Química. Doce grado*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1979.
- _____ : *Química. Doce grado, Parte 1*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1991.
- COLLADA, M. N.: *Química duodécimo grado, Parte 2*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1991.

- _____ : *Hitos de la química*, Foro Permanente Química y Sociedad, Madrid, 2007.
- CUERVO, C. M.: *Nomenclatura química*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1977.
- EcuRed Portable, Centro de Desarrollo Territorial Holguín, UCI, EcuRed portable. V. 1.5. 2011-2012.
- Enciclopedia Encarta Premium, Versión digital, 2010.
- Enciclopedia libre Wikipedia, Versión digital, 2013.
- GRAU CAIRO, L.: *Organización, dirección y operaciones fundamentales en el laboratorio de Química*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1982.
- HERRYMAN, E. y OTROS: *Química general I*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 2015.
- HEDESA, P. Y.: *Didáctica y currículo de la Química*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 2015.
- HERNÁNDEZ-PILOTO, H.: *Química II. Actividades prácticas*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1984.
- LEÓN, A. R.: *Química general superior*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1991.
- LIDE, D. R.: *Handbook of Chemistry and Physics*, Editor-in-Chief. 84th edition, 2003-2004.
- LUDER, W. F. y OTROS: *Química general*, Ed. Alambra. S.A., Madrid, 1997.
- MESA, B. G. H.: "Metodología para el tratamiento del contenido nomenclatura química en la carrera Licenciatura en Educación Biología-Química", tesis en opción al grado científico de Doctor en Ciencias Pedagógicas. Universidad de Las Tunas. 2017.
- MESA, G. F.: *La creatividad en las actividades prácticas*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1986.
- MINED: Software educativo Redox, Colección Futuro, en soporte digital., 2005.
- NÚÑEZ, J. S.: *Química para explicar la vida*, en formato digital, La Habana, 2008.
- PÉREZ, S. F.: *La Química: un universo a tu alcance*, Ed. Científico-Técnica, La Habana, 1984.
- PICHS, P. G.: *Técnicas de seguridad*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1988.
- PONJUAN, A.: *Química inorgánica*, t. I y II, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1986.
- SALGADO, L. R.: *Manual de actividades experimentales de Química*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 2016.




**EDITORIAL
PUEBLO Y EDUCACIÓN**

