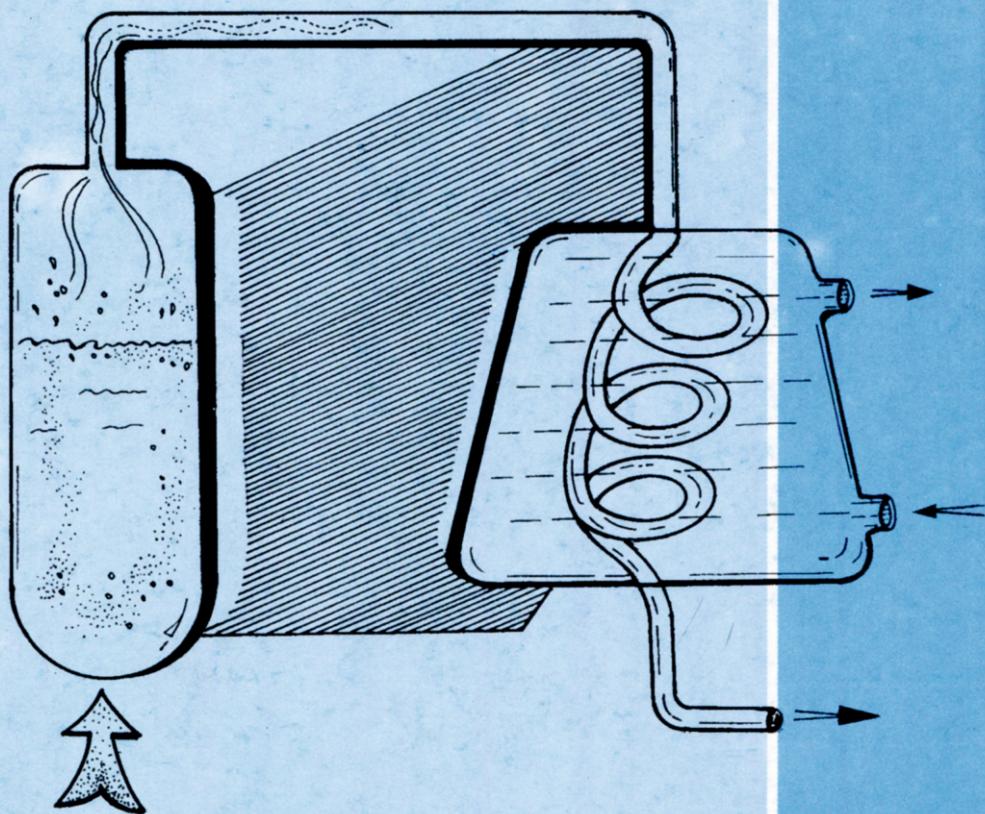


LIBRO DE DISTRIBUCIÓN GRATUITA. PROHIBIDA SU VENTA



Química

10º grado

QUÍMICA

Décimo grado

Prof. Jesús Hernández Méndez
Dra. Irene Comendeiros Torres
Prof. Luis Gutiérrez Legorburo
Prof. Miguel M. Martínez Sánchez



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

Colaboración: M. Sc. Octavio Pérez Marrero

Edición: Ing. Sabinz Miranda Torres
Diseño: Sonia Acosta Milián
Elena Faraniñán Cortina
Ilustración de cubierta: Martha González Arencibia
Ilustración: Leopoldo Márquez Griñán
Martha González Arencibia
Martha Tresancos Espin
Ángel García Castañeda
Realización: Sonia Rodríguez García
Corrección: Hortensia Orozco Pérez
Emplane: Yaremi Santana Conejo

- © Novena reimpresión, 2018
- © Primera reimpresión, 2002
- © Segunda edición corregida, 2000
- © Ministerio de Educación, Cuba, 1992
- © Editorial Pueblo y Educación, 1992

ISBN 978-959-13-0697-5

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



Impreso en la UEB Gráfica de
Santiago de Cuba
Mes de Mayo de 2018
"Año 60 de la Revolución"
10 412 ejemplares

Índice

INTRODUCCIÓN / V

Tabla periódica de los elementos químicos / VI

1 Las sustancias y las reacciones químicas / 1

1.1 Las sustancias / 1

1.2 Nomenclatura y notación química de las sustancias / 3

1.3 Las reacciones químicas / 8

1.4 Relaciones entre las masas de las sustancias que intervienen en una reacción química / 11

2 El dihidrógeno / 14

Introducción / 14

2.1 Propiedades físicas y estructura del dihidrógeno / 14

2.2 Obtención del dihidrógeno / 17

2.3 Propiedades químicas del dihidrógeno / 19

2.4 Estructura del átomo de hidrógeno / 21

2.5 Representación de la distribución electrónica de los átomos / 24

2.6 La estructura de la molécula de dihidrógeno / 29

2.7 Aplicaciones del dihidrógeno / 30

2.8 Volumen molar. Ley de Avogadro / 32

2.9 Interrelación entre las magnitudes que caracterizan a las muestras de sustancias / 35

Resumen y ejercicios / 38

3 Las manifestaciones térmicas de las reacciones químicas / 39

Introducción / 39

3.1 Las reacciones químicas exotérmicas y endotérmicas / 39

3.2 La variación de entalpía de las reacciones químicas. La entalpía de formación molar / 41

3.3 La Ley de Hess. Cálculos de variación de entalpía de formación molar / 46

3.4 La energía reticular de las sustancias iónicas. El ciclo de Born-Haber / 50

Resumen y ejercicios / 54

4 El agua / 57

Introducción / 57

- 4.1 Propiedades físicas / 58
- 4.2 Estructura del agua / 59
- 4.3 Propiedades químicas / 63
- 4.4 El agua potable. Dureza del agua / 67
- 4.5 Contaminación del agua / 69
- 4.6 Descontaminación del agua / 72
- Resumen y ejercicios / 74

5 La velocidad de las reacciones químicas / 76

Introducción / 76

- 5.1 La velocidad de reacción / 76
- 5.2 Los factores que influyen en la velocidad de las reacciones químicas / 79
- 5.3 La temperatura. La energía de activación / 81
- 5.4 La concentración de las sustancias reaccionantes / 84
- 5.5 La catálisis / 87
- Resumen y ejercicios / 90

6 Los no metales / 93

Introducción / 93

- 6.1 Características generales de los elementos no metálicos / 93
- 6.2 Propiedades físicas y estructura de los no metales / 95
- 6.3 Propiedades químicas de los no metales. Reacción con los metales, el hidrógeno y el oxígeno / 97
- 6.4 El cloro, el cloruro de sodio y el ácido clorhídrico / 98
- 6.5 Relación entre los volúmenes de las sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química / 102
- 6.6 El azufre y el ácido sulfúrico / 103
- 6.7 El dinitrógeno, el amoníaco y el ácido nítrico / 107
- 6.8 El tetrafósforo y el ácido fosfórico / 111
- Resumen y ejercicios / 112

Orientaciones generales para el trabajo en el laboratorio / 114

Medidas generales de precaución / 115

Experimentos de clase / 119

Prácticas de laboratorio / 122

APÉNDICES / 128

- 1 Tabla de solubilidad / 128**
- 2 Serie de actividad de los metales / 129**
- 3 Densidad (a 25 °C) y temperaturas de fusión y de ebullición (a 100 kPa) de algunas sustancias puras / 130**
- 4 Tabla de masas molares de algunas sustancias / 133**

BIBLIOGRAFÍA / 135

Introducción

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

La parte fundamental de cada epígrafe es el texto, el cual contiene un recuadro con el *resumen* de lo esencial del contenido tratado en las clases. Las figuras ofrecen informaciones importantes que complementan el texto y contribuyen a su comprensión; además, están referidas en el texto al igual que las tablas, las cuales contienen datos en forma de cifras, hechos, etc., relacionados con el texto, que usted debe aprender a extraer mediante una correcta lectura y comprensión.

Al final de cada epígrafe, aparece una relación de preguntas que se identifica con tres signos de interrogación (???). Las respuestas a estas preguntas servirán de autocontrol del aprendizaje. Después de cada clase deben estudiar el contenido del epígrafe objeto de estudio y escribir un *breve resumen*.

Lo antes explicado le ayudará a comprender y recordar las cuestiones más importantes, pues en el *resumen* se debe señalar el nombre del tema y anotar, con sus propias palabras, las cuestiones principales que se plantean en el libro de texto. Tenga siempre presente que los nuevos contenidos sólo pueden comprenderse después de asimilar los anteriores.

Las preguntas deben responderse una vez estudiado el epígrafe o la parte de este, dado en la clase. Si alguna respuesta es incorrecta, entonces lea de nuevo el contenido correspondiente, halle la causa del error y rectifíquelo. Cada capítulo contiene, al final, numerosas preguntas bajo el título de *Resumen y ejercicios*, que contribuyen a la consolidación y generalización de los temas tratados. En los apéndices se relacionan aspectos generales del estudio de las sustancias, así como tablas de datos necesarias para responder las preguntas del libro u otras que oriente el profesor.

Sea cuidadoso al trabajar con las sustancias y los útiles de laboratorio, y cumpla siempre con las instrucciones que le señale el profesor, para evitar accidentes que puedan resultar lamentables.

Tabla periódica de los elementos químicos



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

57 133,91 La Lantano	58 140,12 Ce Cerio	59 140,91 Pr Praseodimio	60 144,24 Nd Neodimio	61 (147) Pm Prometio	62 150,35 Sm Samario	63 151,96 Eu Europio	64 157,25 Gd Gadolinio
89 (227) Ac Actinio	90 232,04 Th Torio	91 (231) Pa Protactinio	92 238,03 U Uranio	93 (237) Np Neptunio	94 (242) Pu Plutonio	95 (243) Am Americio	96 (247) Cm Curio

						2 4,003 He Helio	
		5 10,81 B Boro	6 12,01 C Carbono	7 14,007 N Nitrógeno	8 15,999 O Oxígeno	9 18,998 F Flúor	10 20,18 Ne Neón
		13 26,98 Al Aluminio	14 28,09 Si Silicio	15 30,97 P Fósforo	16 32,06 S Azufre	17 35,45 Cl Cloro	18 39,94 Ar Argón
29 63,54 Cu Cobre	30 65,37 Zn Cinc	31 69,72 Ga Galio	32 72,59 Ge Germanio	33 74,92 As Arsénico	34 78,96 Se Selenio	35 79,91 Br Bromo	36 83,80 Kr Criptón
47 107,87 Ag Plata	48 112,40 Cd Cadmio	49 114,82 In Indio	50 118,69 Sn Estaño	51 121,75 Sb Antimonio	52 127,60 Te Telurio	53 126,90 I Yodo	54 131,30 Xe Xenón
79 196,97 Au Oro	80 200,59 Hg Mercurio	81 204,37 Tl Talio	82 207,19 Pb Plomo	83 208,98 Bi Bismuto	84 (210) Po Polonio	85 (210) At Astató	86 (222) Rn Radón

65 158,92 Tb Terbio	66 162,50 Dy Disprosió	67 164,93 Ho Holmio	68 167,26 Er Erbio	69 168,93 Tm Tulio	70 173,04 Yb Iterbio	71 174,97 Lu Lutecio
97 (247) Bk Berkelio	98 (249) Cf Californio	99 (254) Es Einsteinio	100 (253) Fm Fermio	101 (256) Md Mendelevio	102 (256) No Nobelio	103 (257) Lw Lawrencio

1 LAS SUSTANCIAS Y LAS REACCIONES QUÍMICAS

1.1 Las sustancias

El número de sustancias conocidas por el hombre es de varios millones y para su estudio estas se han agrupado teniendo en cuenta distintos criterios, entre estos: la composición y el tipo de partícula.

Atendiendo a su *composición* las sustancias se clasifican en *simples* y *compuestas*.

Son *sustancias simples* las constituidas por un solo elemento químico. Estas pueden ser *metales* o *no metales*. Las *sustancias compuestas* están constituidas por más de un elemento químico. Entre ellas están los óxidos, los hidróxidos y las sales.

Según el *tipo de partícula* las sustancias se clasifican en *atómicas*, *moleculares* e *iónicas*. Entre estas dos clasificaciones de las sustancias se puede establecer una relación, de forma tal, que:

<i>Según la composición</i>	<i>Según el tipo de partículas</i>	<i>Ejemplos</i>
Simples	Atómicas	Todos los metales, algunos no metales, tales como: C, Si y B.
	Moleculares	No metales, tales como: I ₂ , H ₂ , O ₂ , N ₂ , P ₄ , S ₈ y Cl ₂ .
Compuestas	Atómicas	El SiO ₂ .
	Moleculares	La mayoría de los óxidos no metálicos, los hidróxidos no metálicos y algunos compuestos binarios hidrogenados. Por ejemplo: CO ₂ , SO ₃ , NO ₂ , H ₂ SO ₄ , HNO ₃ , H ₃ PO ₄ , HCl, HI y H ₂ .
	Iónicas	Óxidos metálicos, sales e hidróxidos metálicos, tales como: Na ₂ O, CaO, MgO, NaCl, K ₂ SO ₄ , CaCl ₂ , NaOH, KOH y Ca(OH) ₂ .

Los enlaces químicos entre las partículas que constituyen los diferentes tipos de sustancias son los siguientes :

Características

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

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

Tipo de sustancias, enlace químico y propiedades

<i>Tipo de sustancias</i>	<i>Sustancias atómicas</i>		<i>Sustancias moleculares</i>	<i>Sustancias iónicas</i>
Enlace químico	Enlace covalente.	Enlace metálico.	Enlace covalente e interacciones moleculares.	Enlace iónico.
Temperatura de fusión	Relativamente altas.	Variables.	Relativamente bajas.	Relativamente altas.
Conductividad eléctrica	Aisladores o semiconductores.	Conductores en estado sólido o fundidos.	Aisladores en cualquier estado de agregación.	Aisladores en estado sólido y conductores fundidos o en disolución acuosa.
Propiedades metálicas	Duras y frágiles.	Dureza variable, dúctiles, maleables y tenaces.	La dureza varía en dependencia de la fortaleza de las interacciones moleculares.	Duras y frágiles.

La composición, tipo de partícula, el enlace químico y su ordenamiento, permiten explicar la estructura de las sustancias y caracterizarlas.

???

1.1 ¿Qué criterios se han escogido para clasificar las sustancias?

1.2 ¿Cuáles son las clasificaciones de las sustancias estudiadas?

1.3 ¿Diga qué tipo de partículas, enlaces químicos e interacciones hay en las sustancias descritas a continuación:

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

1.4 El carbono y el silicio son elementos del grupo IV A de la tabla periódica, sus óxidos de fórmula general EO_2 , tienen temperaturas de fusión marcadamente diferentes. Explique esta marcada diferencia.

1.2 Nomenclatura y notación química de las sustancias

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

Las reglas de *nomenclatura y notación química* para las sustancias simples dependen de si estas son atómicas o moleculares (cuadro 1.1).

Cuadro 1.1
Nomenclatura y notación de las sustancias simples

<i>Atómica</i>		
<i>Nomenclatura</i>	<i>Ejemplos</i>	<i>Notación</i>
Su nombre coincide con el del elemento que la constituye.	Al - Aluminio. C - Carbono. Na - Sodio. Si - Silicio. Fe - Hierro. B - Boro.	Su fórmula coincide con el símbolo químico del elemento.

Moleculares		
Nomenclatura	Ejemplos	Notación
Se nombran anteponiendo al nombre del elemento un prefijo que indica la cantidad de átomos que forman la molécula.	H ₂ – Dihidrógeno. Cl ₂ – Dicloro. S ₈ – Octazufre. P ₄ – Tetrafósforo.	Al símbolo del elemento que la constituye se le coloca un subíndice que indica la cantidad de átomos que forman la molécula.

Los óxidos se nombran actualmente:

- Atendiendo al número de átomos representados en la fórmula.
- Expresando el número de oxidación del elemento que acompaña al oxígeno en el óxido cuando este es variable.

Si se tienen en cuenta los puntos de vista anteriores, hay dos nomenclaturas a emplear e igualmente autorizadas. La *primera* de ellas se usa preferentemente para los *óxidos no metálicos* (cuadro 1.2) y la *segunda*, para los *óxidos metálicos*.

Cuadro 1.2
Nomenclatura y notación química de los óxidos no metálicos

Nomenclatura	Ejemplos	Notación
Para nombrarlos se utilizan prefijos que indican el número de átomos de cada elemento en la fórmula química y se colocan delante de la palabra genérica ÓXIDO y del nombre del elemento no metálico un prefijo (en los casos necesarios), precedido este último de la preposición DE. El prefijo mono delante del nombre del elemento no metálico suele omitirse.	CO – Monóxido de carbono. N ₂ O ₄ – Tetróxido de dinitrógeno. SO ₃ – Trióxido de azufre.	Se escribe primero el símbolo del elemento no metálico y a continuación el del oxígeno. Se colocan subíndices de acuerdo con el número de átomos que hay de cada elemento químico.

Este criterio para nombrar los óxidos no metálicos también suele emplearse para óxidos metálicos, por ejemplo: dióxido de manganeso, MnO₂, pentóxido de divanadio, V₂O₅. En el cuadro 1.3, se ejemplifica para los *óxidos metálicos*.

Cuadro 1.3
Nomenclatura y notación química de los óxidos metálicos

<i>Nomenclatura</i>	<i>Ejemplos</i>	<i>Notación</i>
<p>Se nombran con la palabra genérica ÓXIDO, seguida de la preposición DE y a continuación el nombre del elemento metálico.</p> <p>Cuando el elemento metálico tiene más de un número de oxidación de coloca su valor absoluto, con un número romano, entre paréntesis, después de su nombre.</p>	<p>Na₂O – óxido de sodio. Al₂O₃ – óxido de aluminio. CuO – óxido de cobre (II). Cr₂O₃ – óxido de cromo (III).</p>	<p>Se escribe primero el símbolo del elemento metálico y a continuación el del oxígeno. Se coloca como subíndice del elemento metálico el valor absoluto del número de oxidación del oxígeno y como subíndice de este, el valor absoluto del número de oxidación del elemento metálico. Si los subíndices son divisibles por el mismo número, se dividen por este.</p> <p>Mg²⁺ O²⁻</p> <p>Mg₂O₂ $\frac{2}{2} = 1$</p> <p>MgO.</p>

En el cuadro 1.4, se explica brevemente el proceder para las sales binarias.

Cuadro 1.4
Nomenclatura y notación química de las sales binarias

<i>Nomenclatura</i>	<i>Ejemplos</i>	<i>Notación</i>
<p>Se escribe el nombre del elemento no metálico terminado en URO, seguido de la preposición DE y a continuación el nombre del elemento metálico, especificando el valor absoluto del número de oxidación en caso de tener más de uno, con un número romano, entre paréntesis.</p>	<p>NaBr – bromuro de sodio. PbI₂ – yoduro de plomo (II). AlCl₃ – cloruro de aluminio.</p>	<p>Se escribe primero el símbolo del elemento metálico y después el del no metálico. Se coloca como subíndice del elemento no metálico el valor absoluto del número de oxidación del elemento metálico y como subíndice del elemento metálico el del no metálico. Si los subíndices son divisibles por un mismo número, se dividen por este. Ejemplo:</p> <p>Ca²⁺ S²⁻</p> <p>Ca₂S₂ $\frac{2}{2} = 1$</p> <p>CaS.</p>

En el cuadro 1.5, se explica brevemente cómo proceder para las sales ternarias.

Cuadro 1.5
Nomenclatura y notación química de las sales ternarias

<i>Nomenclatura</i>	<i>Ejemplos</i>	<i>Notación</i>
Se escribe el nombre del anión poliatómico seguido de la preposición DE y a continuación el nombre del elemento metálico, especificando el valor absoluto del número de oxidación (con un número romano entre paréntesis), en caso necesario.	ZnCO ₃ – carbonato de cinc. KNO ₃ – nitrato de potasio. Cu ₂ SO ₄ – sulfato de cobre (I).	Se escribe primero el símbolo del elemento metálico y después la representación del anión poliatómico. Se coloca como subíndice del elemento metálico el valor absoluto de la carga del anión poliatómico y como subíndice de este último el del elemento metálico. Si los subíndices son divisibles por un mismo número, se dividen por este. $Al^{3+} \quad PO_4^{3-}$ $Al_3(PO_4)_3 \quad \frac{3}{3} = 1$ AlPO ₄ .

En el cuadro 1.6, se hace una breve explicación del proceder con los *hidróxidos metálicos*.

Cuadro 1.6
Nomenclatura y notación química de los hidróxidos metálicos

<i>Nomenclatura</i>	<i>Ejemplos</i>	<i>Notación</i>
Se nombra con la palabra genérica HIDRÓXIDO, seguida de la preposición DE y el nombre del elemento metálico, especificando su número de oxidación con un número romano (entre paréntesis), si fuese necesario.	KOH – hidróxido de potasio. Ca(OH) ₂ – hidróxido de calcio. Cu(OH) ₂ – hidróxido de cobre (II). Fe(OH) ₃ – hidróxido de hierro (III).	Se escribe primero el símbolo del elemento metálico seguido de la representación del grupo hidróxido. Se coloca como subíndice del grupo hidróxido el valor absoluto del número de oxidación del elemento metálico. El grupo hidróxido como anión siempre tiene carga (-1) o (1-).

En el cuadro 1.7, se tiene una explicación breve de cómo proceder con los *oxácidos*.

Cuadro 1.7
Nomenclatura y notación química de los oxácidos

<i>Nomenclatura</i>	<i>Ejemplos</i>	<i>Notación</i>
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.	SO_3^{2-} – sulfito. H_2SO_3 – ácido sulfuroso. SO_4^{2-} – sulfato. H_2SO_4 – ácido sulfúrico. NO_3^- – nitrato. HNO_3 – ácido nítrico.	Se escribe primero el símbolo del hidrógeno, seguido de la representación del anión. Se coloca como subíndice del hidrógeno el valor absoluto de la carga del anión.

En el cuadro 1.8, se explica brevemente el proceder con los hidrácidos.

Cuadro 1.8
Nomenclatura y notación química de los hidrácidos

<i>Nomenclatura</i>	<i>Ejemplos</i>	<i>Notación</i>
Se nombran con la palabra genérica ÁCIDO , seguida del nombre del anión, cambiando la terminación URO por HÍDRICO .	Cl^- – cloruro. HCl – ácido clorhídrico. Br^- – bromuro. HBr – ácido bromhídrico. S^{2-} – sulfuro. H_2S – ácido sulfhídrico.	Se escribe primero el símbolo del hidrógeno, seguido de la representación del anión. Se coloca como subíndice del hidrógeno el valor absoluto de la carga del anión.

???

1.5 Dadas las representaciones siguientes:

- | | | | |
|------------------|--------------------------------------|--------------|---------------------------|
| a) MgO | d) CaCl_2 | g) plata | j) $\text{HI}(\text{ac})$ |
| b) diyodo | e) $\text{H}_3\text{PO}_4(\text{l})$ | h) Si | k) óxido de plata |
| c) CO_2 | f) hidróxido de litio | i) dióxígeno | l) Au |

- Nombre o formule según corresponda en cada caso.
- Atendiendo a la composición clasifique las sustancias representadas en los incisos: c), d), f), i), k), l).
- ¿Qué propiedades ácido-base presentarán las sustancias representadas en los incisos a), e), f), j)?

1.6 Nombre o formule según corresponde en cada caso:

<i>Fórmulas</i>	<i>Nombres</i>
Zn	diálumino
P_4	plomo
Fe_2O_3	óxido de potasio

N_2O_3	dióxido de azufre
$BaCl_2$	nitrito de níquel (II)
$Mg(OH)_2$	ácido clorhídrico
H_3PO_4	ácido nítrico
BaO	

1.7 Teniendo en cuenta los elementos del período 3 de la tabla periódica de 18 columnas:

- Escriba las fórmulas y los nombres de las sustancias simples que forman estos elementos.
- La sustancia dioxígeno, al reaccionar con las sustancias simples de los elementos del período 3 forman óxidos. Escriba sus fórmulas y nombres.
- Clasifique los óxidos del inciso anterior en metálicos y no metálicos.
- Escriba las fórmulas de las sales binarias que forman el cloro con los elementos metálicos del período 3.
- Escriba las fórmulas y nombres de los hidróxidos que forman los elementos metálicos del período y los elementos 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:

- Zn
 - CO_2
 - K_2S
 - $Ca(OH)_2$
- ¿Qué información puede obtenerse a partir de cada una de ellas?

1.3 Las reacciones químicas

En la naturaleza ocurren a diario numerosas reacciones químicas. El hombre en el hogar y en las industrias las aprovecha para obtener energía calorífica o nuevas sustancias. En la medicina y la agricultura las emplea para combatir enfermedades.

Las reacciones químicas son procesos en los cuáles tienen lugar cambios estructurales, tales como el rompimiento y la formación de nuevos enlaces químicos, que originan nuevas sustancias. Estos procesos siempre van acompañados de absorción o desprendimiento de energía calorífica más o menos apreciable.

Los cambios de coloración, la aparición o desaparición de un sólido o un gas, los cambios de la conductividad eléctrica y el desprendimiento de energía calorífica, son manifestaciones de las reacciones químicas, que pueden indicar o no la ocurrencia de estas.

Las reacciones químicas se representan por medio de las ecuaciones químicas.

Las ecuaciones químicas son representaciones esquemáticas abreviadas y convencionales de las reacciones químicas. A partir de su interpretación podemos conocer importantes aspectos de la reacción.

Las ecuaciones químicas, desde un punto de vista *cualitativo*, expresan la naturaleza de las sustancias que reaccionan y se producen. Desde un punto de vista *cuantitativo*, las ecuaciones expresan las relaciones entre: el número de partículas, $N(X)$, la cantidad de sustancia, $n(X)$ y la masa, $m(X)$ de las sustancias que reaccionan y se producen en una reacción química.

<i>Información</i>	$2 \text{ Ca(s)} + \text{O}_2\text{(g)} = 2 \text{ CaO(s)}$
<i>Cualitativa</i>	El calcio sólido reacciona con el dióxigeno gaseoso y produce óxido de calcio sólido.
<i>Cuantitativa</i>	
$N(X)$	— Por cada 2 átomos de calcio reacciona 1 molécula de dióxigeno y se producen 2 entidades elementales de óxido de calcio (CaO).
$n(x)$	— Por cada 2 mol de calcio reacciona 1 mol de dióxigeno y se producen 2 mol de óxido de calcio.
$m(x)$	— Por cada 80 g de calcio reaccionan 32 g de dióxigeno y se obtienen 112 g de óxido de calcio.

Las reacciones químicas pueden clasificarse atendiendo a distintos criterios, entre los cuales se encuentran la energía calorífica involucrada en el proceso y la variación o no del número de oxidación de los elementos en la reacción. Una misma reacción puede ser clasificada, según los dos criterios señalados (cuadro 1.9).

Cuadro 1.9
Clasificación de las reacciones químicas

<i>Criterio de clasificación</i>	<i>Tipo de reacción</i>	<i>Ejemplos</i>
Energía absorbida o desprendida durante el proceso.	Exotérmica (desprende energía en forma de calor).	$2 \text{ Mg(s)} + \text{O}_2\text{(g)} = 2 \text{ MgO(s)} \quad \Delta H < 0$ $\text{H}_2\text{SO}_4\text{(ac)} + 2 \text{ NaOH(ac)} = \text{Na}_2\text{SO}_4\text{(ac)} + 2 \text{ H}_2\text{O} \quad \Delta H < 0$
	Endotérmica (absorbe energía en forma de calor).	$\text{H}_2\text{(g)} + \text{I}_2\text{(g)} = 2 \text{ HI(g)} \quad \Delta H > 0$ $2 \text{ HCl(ac)} + \text{CaCO}_3\text{(s)} = \text{CaCl}_2\text{(ac)} + \text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{O} \quad \Delta H > 0$
Variación o no del número de oxidación de los elementos.	Redox (variación del número de oxidación de los elementos durante el proceso).	$2 \text{ Mg}^0\text{(s)} + \text{O}_2^0\text{(g)} = 2 \text{ Mg}^{2+}\text{O}^{2-}\text{(s)}$ $\text{Zn}^0\text{(s)} + \text{H}_2^{1+}\text{S}^{6+}\text{O}_4^{2-} = \text{Zn}^{2+}\text{S}^{6+}\text{O}_4^{2-}\text{(ac)} + \text{H}_2^0\text{(g)}$
	No redox (no varía el número de oxidación de ningún elemento durante el proceso).	$2 \text{ K}^{1+}\text{O}^{2-}\text{H}^{1+}\text{(ac)} + \text{Cu}^{2+}\text{Cl}_2^{1-}\text{(ac)} = \text{Cu}^{2+}\text{(O}^{2-}\text{H}^{1+})_2\text{(s)} + 2 \text{ K}^{1+}\text{Cl}^{1-}\text{(ac)}$ $2 \text{ H}^{1+}\text{Cl}^{1-}\text{(ac)} + \text{Ca}^{2+}\text{C}^{4+}\text{O}_3^{2-}\text{(s)} = \text{Ca}^{2+}\text{Cl}_2^{1-}\text{(ac)} + \text{C}^{4+}\text{O}_2^{2-}\text{(g)} + \text{H}_2^{1+}\text{O}^{2-}$

???

1.9 ¿Qué son las reacciones químicas?

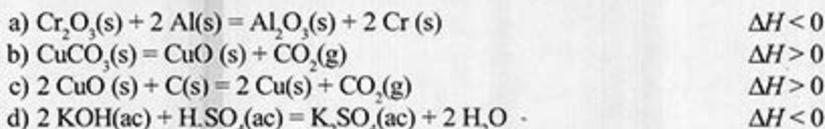
1.10 ¿Cuáles son las manifestaciones más comunes de las reacciones químicas?

1.11 En el interior del motor de un automóvil el combustible se quema. Enumere las manifestaciones que evidencian que ha ocurrido esta reacción.

1.12 ¿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?

1.13 El citroal es un medicamento que se utiliza para favorecer la digestión. Está formado por ácido cítrico e hidrógenocarbonato de sodio, que se encuentran en estado sólido. Al disolver esta mezcla en agua aparecen indicios de reacción. ¿Cuáles son las manifestaciones que se observan?

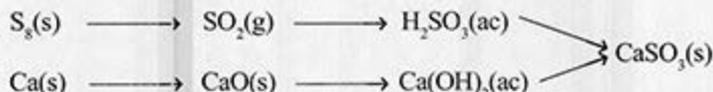
1.14 Analice las ecuaciones químicas siguientes:



Responda:

- Clasifique las reacciones representadas, atendiendo a los criterios estudiados.
- ¿Qué información *cualitativa* se puede obtener de las reacciones?
- ¿Qué relación *cuantitativa* en términos de cantidades de sustancia y de masa se puede obtener de estas ecuaciones?

1.15 Analice las siguientes relaciones de transformación:



- Escriba las ecuaciones de los procesos de reacción representados en el esquema anterior.
- Clasifique las reacciones de acuerdo con el criterio de la variación o no del número de oxidación de los elementos durante el proceso.

1.16 En condiciones ambientales se tienen las mezclas de sustancias o disoluciones que se representan a continuación:

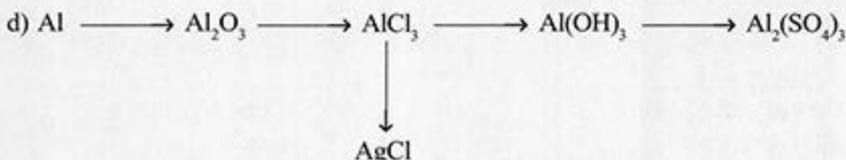
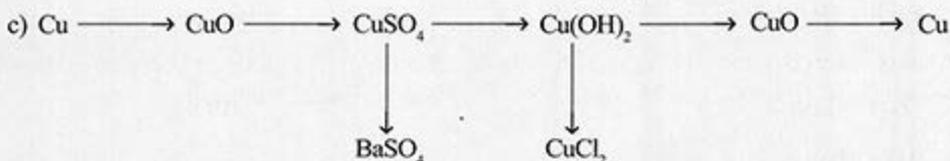
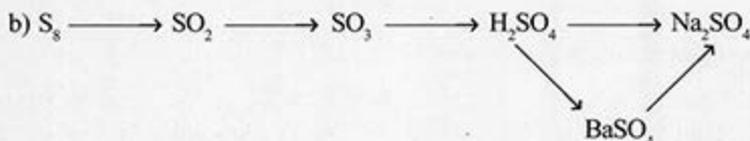
- | | |
|--|---|
| a) $\text{NaCl}(\text{s})$ y $\text{AgNO}_3(\text{s})$ | b) $\text{Mg}(\text{s})$ y $\text{HCl}(\text{ac})$ |
| c) $\text{NaOH}(\text{ac})$ y $\text{ZnSO}_4(\text{ac})$ | d) $\text{KOH}(\text{ac})$ y $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac})$ |
| e) $\text{Ag}(\text{s})$ y $\text{HCl}(\text{ac})$ | |

Sobre cada una de las sustancias o disoluciones, responda:

- Prediga si ocurre o no reacción química. Argumente.
- Escriba las ecuaciones de las reacciones químicas posibles.
- ¿Qué manifestaciones de las reacciones químicas considera usted que se pueden apreciar en cada caso?
- ¿Qué relaciones cuantitativas en términos de cantidades de sustancia y masa se pueden obtener de las ecuaciones químicas escritas por usted?

- Clasifique las ecuaciones según la variación o no del número de oxidación de los elementos químicos durante el proceso de reacción?

1.17 Escriba las ecuaciones de las reacciones mediante las cuales se pueden producir las transformaciones siguientes:



- Nombre las sustancias que intervienen en estas reacciones.
- ¿Qué información cuantitativa en términos de relación entre las cantidades de sustancia y masa se puede obtener de las ecuaciones escritas por usted?
- Clasifique las reacciones según la variación o no del número de oxidación de los elementos químicos durante el proceso de reacción.

1.18 Determine si ocurren o no reacciones químicas en los siguientes procesos:

- Al introducir una resistencia, por la cual circula una corriente eléctrica, en un recipiente con agua, esta se calienta y se desprende un gas.
- Cuando se cocina un huevo.
- El fraguado del hormigón.
- Al hervir el agua potable aparece un sólido blanco que se queda flotando sobre la superficie o se pega a las paredes del recipiente y se desprende un gas.
- Al calentar fuerte y continuamente una disolución de agua con sal, se desprende un vapor y queda como residuo un polvo blanco.
- Al destapar un refresco se produce un desprendimiento gaseoso.

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

En los laboratorios y las industrias se calculan las masas de las sustancias que reaccionan o que se producen durante la ocurrencia de las reacciones químicas. Con estos cálculos es posible planificar adecuadamente los procesos de transformación de las sustancias.

Experimentalmente, se demuestra que una masa de 36,8 g de sodio y una de 25,6 g de octazufre reaccionan totalmente y se producen 62,4 g de sulfuro de sodio. A partir de estos datos experimentales es posible establecer relaciones cuantitativas entre las masas de las sustancias involucradas en la reacción:

$$\frac{m(\text{Na})}{m(\text{S}_8)} = \frac{36,8 \text{ g}}{25,6 \text{ g}} = 1,44$$

$$\frac{m(\text{Na})}{m(\text{Na}_2\text{S})} = \frac{36,8 \text{ g}}{62,4 \text{ g}} = 0,59$$

$$\frac{m(\text{S}_8)}{m(\text{Na}_2\text{S})} = \frac{25,6 \text{ g}}{62,4 \text{ g}} = 0,41$$

Si se establecen relaciones semejantes a las anteriores, pero a partir de la ecuación química correspondiente a esta reacción: $16 \text{ Na(s)} + \text{S}_8\text{(s)} = 8 \text{ Na}_2\text{S(s)}$, se obtendría:

$$\frac{m(\text{Na})}{m(\text{S}_8)} = \frac{16 \text{ mol} \cdot 23 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{1 \text{ mol} \cdot 256 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,44$$

$$\frac{m(\text{Na})}{m(\text{Na}_2\text{S})} = \frac{16 \text{ mol} \cdot 23 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{8 \text{ mol} \cdot 78 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,59$$

$$\frac{m(\text{S}_8)}{m(\text{Na}_2\text{S})} = \frac{1 \text{ mol} \cdot 256 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{8 \text{ mol} \cdot 78 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,41$$

Comparando los resultados de las relaciones experimentales con los obtenidos a partir de la ecuación química y teniendo en cuenta que en diversos experimentos se obtienen semejantes resultados puede generalizarse que:

Las relaciones de las masas de las sustancias que intervienen en una reacción química son constantes y su valor es igual al que puede calcularse a partir de la ecuación química correspondiente.

De la generalización anterior se tendrá que para dos sustancias cualesquiera, por ejemplo A y B, que intervienen en una reacción química se cumple que:

$$\frac{m(\text{A})}{m(\text{B})} = \frac{n(\text{A}) \cdot M(\text{A})}{n(\text{B}) \cdot M(\text{B})} = 1,44$$

Relación	Relación obtenida
experi-	de la ecuación
mental	química

Esta expresión permite calcular la masa de una sustancia que reaccionará o se producirá en una reacción química, por ejemplo:

¿Qué masa de sulfuro de cinc puede obtenerse a partir de la reacción de 26 g de cinc con suficiente octazufre?

<i>Pasos a seguir</i>	<i>Desarrollo</i>
1. Escribir la ecuación de la reacción.	$8 \text{ Zn(s)} + \text{S}_8\text{(s)} = 8 \text{ ZnS(s)}$
2. Determinar la incógnita y los datos.	Incógnita: $m(\text{ZnS})$ Datos: $m(\text{Zn}) = 26 \text{ g}$
3. Escribir la relación o las relaciones necesarias.	$\frac{m(\text{ZnS})}{m(\text{Zn})} = \frac{n(\text{ZnS}) \cdot M(\text{ZnS})}{n(\text{Zn}) \cdot M(\text{Zn})}$ $m(\text{ZnS}) = \frac{n(\text{ZnS}) \cdot M(\text{ZnS})}{n(\text{Zn}) \cdot M(\text{Zn})} \cdot m(\text{Zn})$
4. Sustituir los valores y sus unidades.	$\frac{8 \text{ mol} \cdot 97 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{8 \text{ mol} \cdot 65 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 26 \text{ g}$
5. Resolver.	$m(\text{Zn}) = 38,8 \text{ g}$
6. Respuesta.	Se obtendrán 38 g de ZnS.

???

1.19 La síntesis del agua puede representarse por la ecuación siguiente: $2 \text{ H}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} = 2 \text{ H}_2\text{O(g)}$.

A partir de la ecuación puede plantearse la relación: $\frac{m(\text{H}_2)}{m(\text{O}_2)}$.

a) Escriba las restantes relaciones posibles.

b) Calcule el valor de cada una de las relaciones anteriores, a partir de la información que puede obtenerse de la ecuación química.

1.20 El sulfuro de sodio se obtiene industrialmente por la reacción del sulfato de sodio y el carbono a elevadas temperaturas, se produce, además, monóxido de carbono. Calcule la masa de sulfuro de sodio que se puede obtener si reaccionan 50 t de carbono con suficiente sulfato de sodio.

1.21 ¿Qué masa de magnesio debe reaccionar con suficiente dicloro para obtener 100 g de cloruro de magnesio?

1.22 Determine la masa de sulfuro de cobre (II) que se obtiene al hacer reaccionar 64 g de cobre con suficiente cantidad de octazufre.

1.23 Calcule la masa de ácido nítrico que se necesita hacer reaccionar con una disolución que contiene 150 g de hidróxido de calcio.

2 EL DIHIDRÓGENO

INTRODUCCIÓN

El dihidrógeno es una sustancia poco abundante en la atmósfera. Fue descubierto en el siglo XVI, como resultado de la reacción de una disolución de ácido sulfúrico sobre varillas de hierro. En ese mismo siglo el inglés Henry Cavendish lo llamó "aire inflamable", pero su nombre común se debe al francés Antoine Lavoisier, que lo llamó hidrógeno*, porque su combustión en el aire produce agua.

Esta sustancia se hizo tristemente célebre en los albores de nuestro siglo, al ser utilizada para llenar los globos dirigibles que se usaron para el transporte aéreo de pasajeros, pues este gas es 14,33 veces menos denso que el aire y su producción poco costosa; sin embargo, apenas se tomó en consideración su *gran combustibilidad*. Esto último fue la causa de muchos desastres aéreos que costaron cientos de víctimas, como fueron entre otros, la destrucción del dirigible "ZR-2" en pleno vuelo sobre la ciudad inglesa de Hull en 1926 y el incendio del "Hindenberg" al tocar tierra en los Estados Unidos de América en 1937, después de haber realizado un viaje a través del Atlántico. Esto demuestra la gran peligrosidad de este gas cuando se emplea descuidadamente.

Durante el estudio de este capítulo se podrán conocer las propiedades del dihidrógeno y las normas de seguridad que deben cumplirse, con el objetivo de hacerlo menos peligroso y evitar accidentes. Además, se aprenderán los múltiples usos que este gas tiene en la actualidad, se profundizará en el conocimiento de la estructura de la sustancia, lo cual le permitirá explicar más acertadamente sus propiedades y se podrán relacionar las masas y los volúmenes de las muestras de sustancias gaseosas como el dihidrógeno, según las condiciones de presión y temperatura.

2.1 Propiedades físicas y estructura del dihidrógeno

En condiciones ambientales, el dihidrógeno es un gas incoloro, inodoro, insípido y muy poco soluble en agua. Otras propiedades físicas del dihidrógeno son: su temperatura** de fusión atmosférica $-259,15\text{ }^{\circ}\text{C}$, su temperatura de ebullición atmosférica $-252,7\text{ }^{\circ}\text{C}$ y su densidad $0,0898\text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ (a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ y $101,325\text{ kPa}$).

* Del griego *hydro*: agua y *genom*: formador. Formador de agua.

** Siempre que se haga referencia a temperatura de fusión y ebullición será a presión atmosférica ($101,325\text{ kPa}$).

El dihidrógeno puede recogerse por desplazamiento de agua, debido a su pequeña solubilidad en este líquido (fig. 2.1).

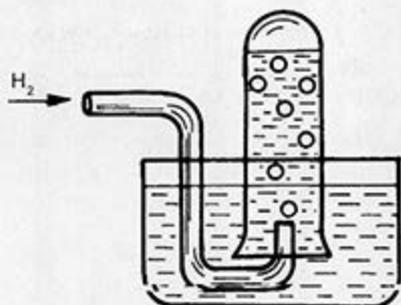


Fig. 2.1 Recogida de dihidrógeno por desplazamiento de agua.

El dihidrógeno es una sustancia poco densa; por eso, al recolectarlo en un recipiente invertido, desplaza al aire de su interior por ser mucho menos denso. Este hecho se utiliza como una forma de recoger el dihidrógeno en el laboratorio (fig. 2.2).

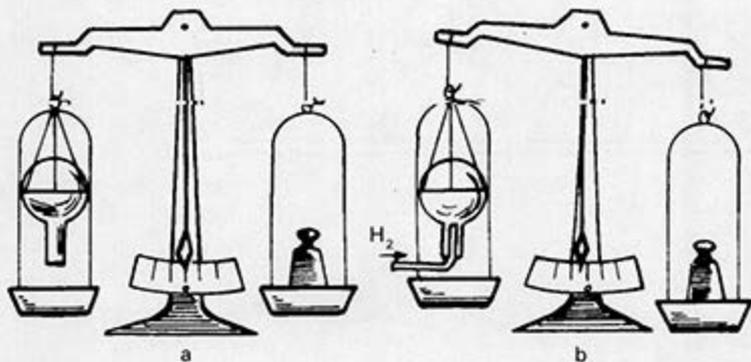


Fig. 2.2 Esquema que demuestra la diferencia de densidades: a) el aire; b) el dihidrógeno.

El dihidrógeno es una sustancia molecular y sus moléculas están constituidas por dos átomos de hidrógeno unidos entre sí por un enlace covalente apolar muy fuerte (fig. 2.3).

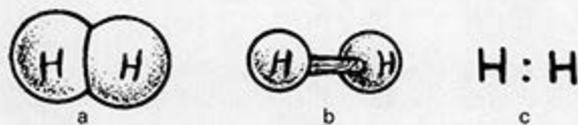


Fig. 2.3 Modelos que representan la molécula apolar del dihidrógeno: a) compacto; b) bolas y vástago; c) fórmula electrónica.

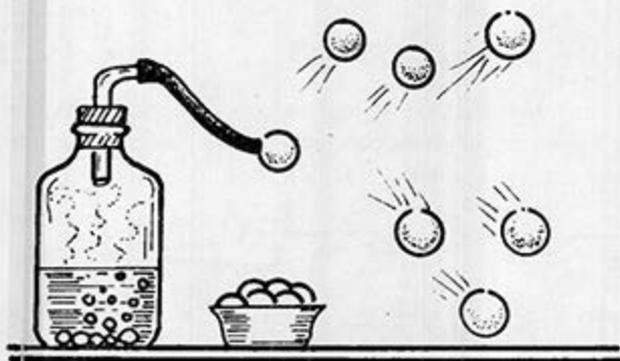
Las bajas temperaturas de fusión y de ebullición del dihidrógeno tienen su explicación en las débiles interacciones entre sus moléculas apolares. El valor tan pequeño de la densidad de esta sustancia se debe a la pequeña masa molar del dihidrógeno. La práctica ha demostrado que, por lo general las sustancias apolares como el dihidrógeno son poco solubles en disolventes polares como el agua. Esto se debe a la gran diferencia de polaridad que existe entre las moléculas del dihidrógeno y las del agua que no favorece el proceso de disolución.

???

2.1 Haga un cuadro resumen con las propiedades físicas del dihidrógeno.

2.2 Compare las sustancias dioxígeno y dihidrógeno sobre la base de las propiedades siguientes: estado de agregación, olor, color, sabor, temperatura de fusión y de ebullición, densidad y solubilidad en agua; en igualdad de condiciones de temperatura y presión.

2.3 Con un aparato que contiene en su interior ácido clorhídrico y cinc se pueden hacer pompas de jabón. ¿Por qué las primera pompas de jabón descienden, mientras que las que salen transcurrido un tiempo ascienden vertiginosamente?



2.4 Observe el cuadro siguiente:

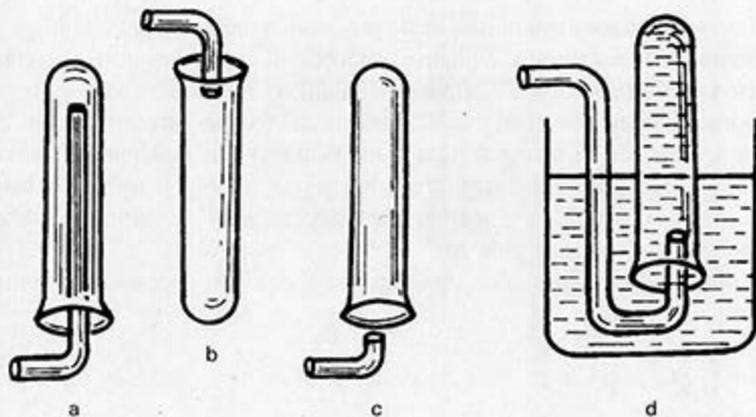
<i>Sustancia</i>	<i>Temperatura de ebullición</i>	<i>Polaridad de las moléculas</i>
N ₂	-195,8 °C	apolar
O ₂	-182,9 °C	apolar
CO ₂	- 78,5 °C	apolar
H ₂	-252,7 °C	apolar
H ₂ O	100,0 °C	polar

- ¿En qué orden hierven cada una de estas sustancias cuando están en estado líquido?
- ¿Por qué el N₂, el O₂, el CO₂ y el H₂ tienen temperaturas de ebullición tan bajas, mientras que el agua no se comporta así, siendo todas sustancias moleculares?
- Explique el hecho de que el dihidrógeno sea la sustancia de menor densidad entre las que aparecen en el cuadro.

2.5 Argumente la afirmación siguiente: el dihidrógeno, al igual que el dinitrógeno y el dioxígeno, componentes fundamentales del aire, son poco solubles en agua.

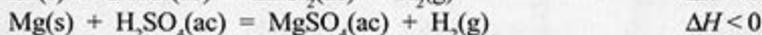
2.6 En el laboratorio se pueden usar diferentes sistemas colectores de gases, como los que se representan a continuación:

¿Cuál de estos no se puede utilizar para recolectar el dihidrógeno? Justifique su respuesta.

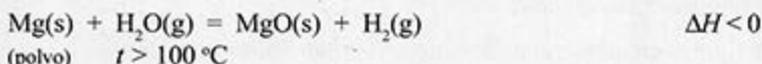
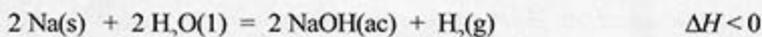


2.2 Obtención del dihidrógeno

La forma más común de obtener el dihidrógeno en el laboratorio es por reacción de los metales activos (fuertes agentes reductores) con disoluciones ácidas. Por ejemplo:



Otra forma de obtener esta sustancia es mediante la reacción de los metales muy activos con el agua, como por ejemplo:



En todos los casos las reacciones son de oxidación-reducción (redox). La transferencia de electrones en estas reacciones provoca cambios en el tipo de partícula y en el enlace que las une, acompañado de un desprendimiento de energía. Simultáneamente se produce un reordenamiento de las partículas y de su distribución espacial; todo eso se puede apreciar en el ejemplo siguiente:



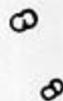
Sustancia atómica: enlace metálico.



Sustancia molecular: enlace covalente polar.



Sustancia iónica: enlace iónico.

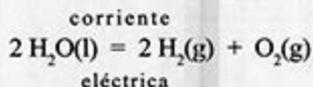


Sustancia molecular: enlace covalente apolar.

Con los métodos estudiados anteriormente, la producción industrial del dihidrógeno sería muy costosa. Por lo tanto, en la industria se obtiene el dihidrógeno a partir de sustancias que contienen una alta proporción de hidrógeno en su composición química como son los hidrocarburos y el agua.

La fuente principal de hidrocarburos es el petróleo, del que se obtienen muchos derivados de interés económico, varios de los cuales son las naftas (algunas son gasolinas). En la obtención de las naftas se descomponen moléculas de hidrocarburos que contienen gran cantidad de carbono e hidrógeno en otros más sencillos y, además, se producen grandes volúmenes de dihidrógeno como subproducto de este proceso industrial.

También se obtiene dihidrógeno a escala industrial al descomponerse el agua por efecto de la corriente eléctrica:



Aunque este proceso es más costoso que el anterior, por el gasto de energía eléctrica que se necesita para producirlo.

???

2.7 Haciendo uso de la serie de actividad de los metales (apéndice 2), escriba cinco ecuaciones de reacciones que se puedan emplear comúnmente en el laboratorio para obtener el dihidrógeno. Tenga en cuenta la solubilidad de las sustancias formadas (apéndice 1).

¿Qué información cuantitativa puede obtenerse de esas ecuaciones sobre la cantidad de sustancia y la masa de las sustancias reaccionantes y productos?

2.8 ¿Será posible obtener dihidrógeno en el laboratorio a partir de una reacción que no sea de oxidación-reducción? Argumente su respuesta.

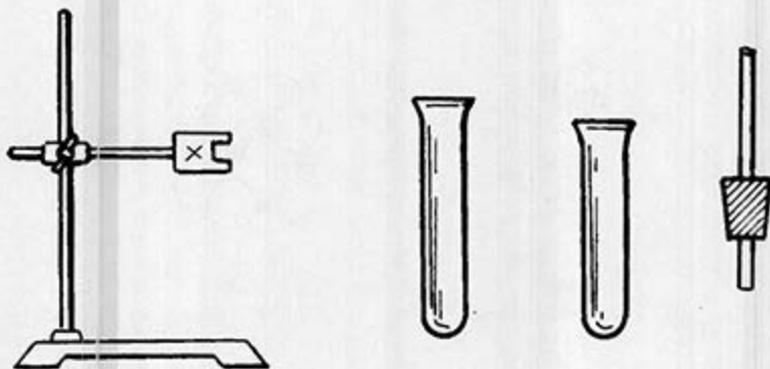
2.9 ¿Cuáles son las dos formas en que se podría recoger el dihidrógeno en un frasco?

a) ¿Qué propiedades del dihidrógeno justifican esas dos formas de recolección?

b) ¿Cuál de las formas permitirá recoger el dihidrógeno más puro? Justifique su respuesta.

2.10 Dibuje un esquema de un aparato de obtención de dihidrógeno con los útiles que se representan a continuación:

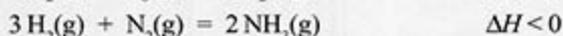
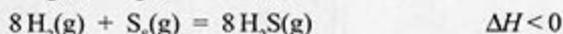
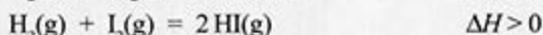
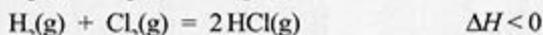
a) ¿Qué condiciones debe tener el aparato para poder obtener y recolectar el dihidrógeno?



- b) ¿Qué sustancias pueden utilizarse para la obtención de dihidrógeno en este aparato? Escriba las ecuaciones químicas correspondientes.
- c) Dibuje otro esquema donde se utilice otra forma de recoger el dihidrógeno. Puede utilizar útiles adicionales.

2.3 Propiedades químicas del dihidrógeno

El dihidrógeno reacciona con muchos no metales en condiciones adecuadas, produciendo compuestos binarios hidrogenados, como por ejemplo:



El dihidrógeno y el dióxígeno pueden estar mezclados a TPEA* durante mucho tiempo sin que ocurra apreciablemente la reacción. Si se aumenta la temperatura de la mezcla, acercándole una llama o mediante una chispa eléctrica, entonces reacciona violentamente (fig. 2.4).

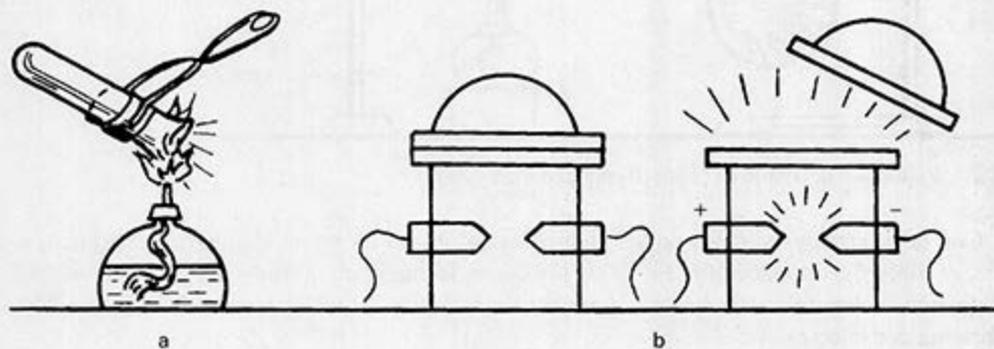


Fig. 2.4 Reacción explosiva de la mezcla de dihidrógeno y dióxígeno al aumentar la temperatura por: a) una llama; b) una chispa eléctrica.

El experimento representado en la figura 2.4(a) se utiliza para reconocer al dihidrógeno en el laboratorio y también para comprobar su pureza, pues, si el dihidrógeno que contiene el tubo de ensayos arde sin explosión, es que no está mezclado con dióxígeno o la concentración de este último es tan baja que la reacción no ocurre con igual intensidad.

El dihidrógeno puro arde sin explosión al aire o en atmósfera de dióxígeno. Esto ocurre sólo si el contacto entre estos dos gases se produce en la zona de la llama, porque, si se mezclan pre-

* Los valores de la temperatura y la presión son muy variables de un país a otro y de una época del año a otra, por lo que convencionalmente se han establecido valores de referencia de estas magnitudes, que son: 25 °C y 100 kPa, que se denominan *temperatura y presión estándar ambiente* y se representan por las siglas TPEA.

viamente puede producirse una explosión. Por ello es que al trabajar con el dihidrógeno deben tomarse las precauciones siguientes:

1. Para utilizar el dihidrógeno como combustible, asegúrese primero de su pureza.
2. Siempre que en el laboratorio se trabaje con dihidrógeno hay que verificar que no haya quemadores encendidos.
3. Asegúrese que las ventanas del laboratorio estén abiertas para favorecer la circulación del aire y evitar que se produzca una alta concentración del gas en el local.

El dihidrógeno es reductor frente a determinadas sustancias compuestas como el óxido de cobre (II), reduciéndolo a cobre (fig. 2.5).

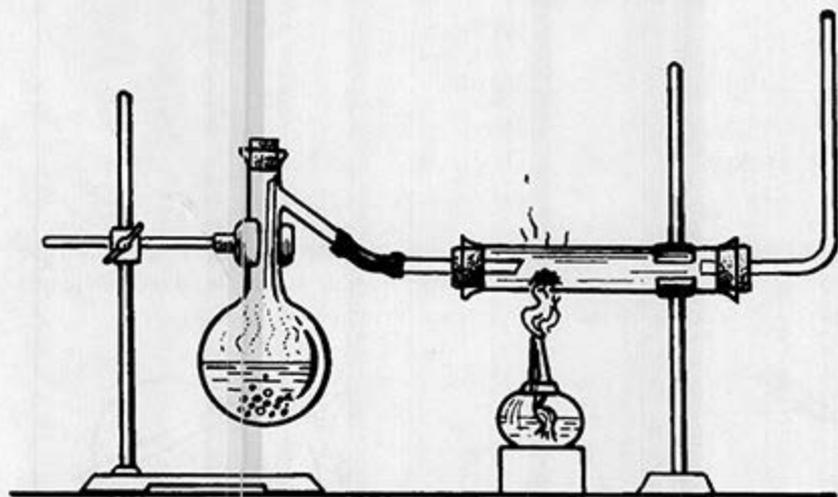


Fig. 2.5 Reducción del óxido de cobre (II) por el dihidrógeno.

Con las sustancias simples de los elementos del grupo IA y con el calcio, el estroncio y el bario, el dihidrógeno reacciona. En todos los casos, forma compuestos iónicos sólidos de color blanco, que se denominan *hidruros salinos*. La reacción del dihidrógeno con el sodio fundido se representa por la ecuación:



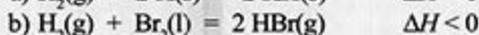
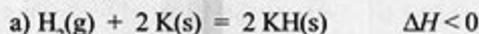
El hidruro de sodio es una sustancia iónica que cristaliza de forma semejante al cloruro de sodio, pero su comportamiento químico no es igual porque tiene composición diferente. En estas reacciones el dihidrógeno es agente oxidante, pues en las reacciones se forma el ión hidruro, H^- (fig. 2.6).

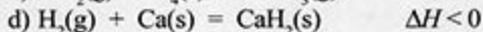
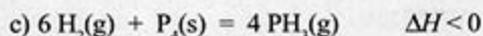
???

2.11 Mencione algunas propiedades químicas del dihidrógeno.

2.12 Compare las propiedades químicas del dihidrógeno y las del dióxígeno.

2.13 ¿En cuáles reacciones el dihidrógeno actúa como agente oxidante y en cuáles como reductor? Justifique su respuesta.





2.14 El dihidrógeno tiene propiedades oxidantes y reductoras, por tener números de oxidación $1+$ y $1-$, según la reacción en que participe. Ejemplifique cada caso, empleando ecuaciones químicas.

2.15 La concentración del dihidrógeno en el aire es del orden de $10^{-5} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ y la de dióxígeno es aproximadamente $23 \cdot 10^{-1} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$. ¿Por qué la mezcla de dihidrógeno y dióxígeno en la atmósfera no explota, si hay suficientes fuegos en el planeta que inicien la reacción?

2.16 En los talleres de soldadura se emplea ácido clorhídrico para limpiar los metales antes de soldarlos. Para rebajar la concentración del ácido, se añade cinc en los tanques que contiene la disolución ácida.

a) Escriba la ecuación de la reacción que se produce.

b) Escriba una lista de medidas de protección e higiene del trabajo para cuando se realice esta operación en los talleres de soldadura.

2.17 ¿Qué masa tendrá una muestra de $5,4 \text{ mol}$ de dihidrógeno?

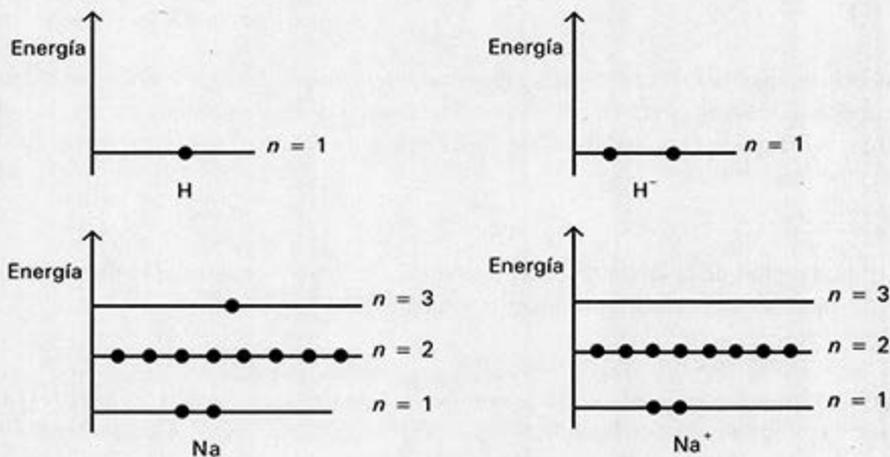


Fig. 2.6 Representaciones de la formación de los iones H^- y Na^+ .

2.4 Estructura del átomo de hidrógeno

El elemento químico hidrógeno tiene número atómico 1, por lo tanto, sus átomos* poseen un protón en su núcleo y un electrón en su envoltura; esa particularidad no se repite en ningún otro elemento químico. Por ello es que el hidrógeno fue el objeto de estudio de muchos científicos,

* El elemento químico hidrógeno está formado por tres isótopos, cuyos núcleos representamos a continuación

$\left(\begin{smallmatrix} 1p \\ 1n \end{smallmatrix} \right)$ $\left(\begin{smallmatrix} 1p \\ 2n \end{smallmatrix} \right)$ y se nombran respectivamente, *protio*, *deuterio* y *tritio*.

con el fin de descubrir el complejo movimiento de un electrón en la envoltura del átomo. Innumerales hechos experimentales fundamentan las concepciones actuales sobre la estructura del átomo. Por esa razón a continuación se presentarán los aspectos más relevantes del modelo aceptado actualmente que describe el comportamiento del electrón en la envoltura del átomo de hidrógeno.

La energía del electrón en los átomos de hidrógeno puede tomar sólo ciertos valores fijos que se denominan *niveles de energía*. Los niveles de energía se representan por n y se les asignan los números enteros 1;2;3;...; etc., (fig. 2.7).

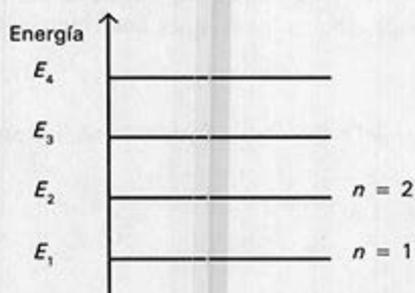


Fig. 2.7 Diagrama que representa los valores relativos de la energía de los niveles de energía.

El modelo atómico actual también describe el complejo movimiento del electrón en la envoltura del átomo. Este modelo en ningún momento establece una trayectoria definida para el movimiento del electrón; solo predice la probabilidad de que el electrón se halle en una zona determinada de la envoltura atómica.

La región de la envoltura atómica donde con mayor probabilidad puede encontrarse el electrón se identifica mediante el *orbital atómico*.

El *orbital atómico* está relacionado con la energía del electrón (n) y se representa por (nl) donde l se representa por las letras s, p, d, f , etc. Cada nivel de energía tendrá tantos tipos de orbitales como valores tenga n y el número total de orbitales en un nivel de energía será (n^2).

Niveles de energía (n)	Orbitales atómicos (nl)	Tipo de orbitales atómicos	Número total de orbitales atómicos en un nivel de energía (n^2)
1	1s	1s	1
2	2s	2s	4
	2p 2p 2p	2p	

	3s	3s	
3	3p 3p 3p	3p	9
	3d 3d 3d 3d 3d	3d	
	4s	4s	
	4p 4p 4p	4p	
4	4d 4d 4d 4d 4d	4d	16
	4f 4f 4f 4f 4f	4f	

Cada tipo de orbital atómico se representa por formas determinadas, pero su tamaño varía de acuerdo con el valor de n . Por ejemplo los orbitales s se representan por esferas (fig. 2.8).

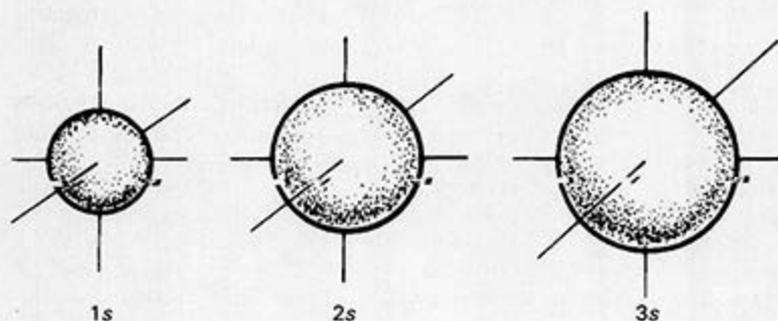


Fig. 2.8 Esquema que representa la forma y el tamaño relativo de los orbitales s , según el valor de n .

En cada nivel de energía sólo hay un orbital s , a partir del segundo nivel de energía, además, aparecen orbitales p que son diferentes a los s en forma y número. Cada uno de los tres orbitales p de cada nivel de energía se representan por dos lóbulos ubicados en la dirección de uno de los tres ejes de coordenadas (fig. 2.9).

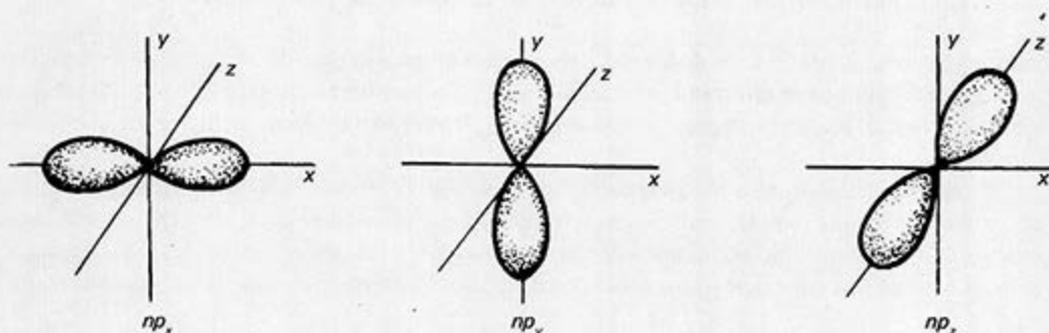


Fig. 2.9 Esquema que representa la forma de los tres orbitales p de un nivel de energía ($n \geq 2$).

Además de los orbitales s y p , en el tercer nivel de energía aparecen hasta cinco orbitales d^* y en el cuarto nivel conjuntamente con los anteriores pueden existir hasta 7 orbitales f .

El origen de las coordenadas en que se representan los orbitales atómicos se hace coincidir con el núcleo del átomo. El movimiento del electrón del átomo de hidrógeno normal es descrito satisfactoriamente por el orbital de baja energía $1s$. Los átomos de hidrógeno se excitan al suministrarles energía. El estado excitado de estos átomos no es más que el cambio del estado de movimiento de su electrón provocado por la energía absorbida. Para describir este nuevo estado de movimiento son útiles los orbitales ns , np , nd , nf , etc., de los niveles superiores de energía, 2; 3; 4; etc. Por lo anterior, se puede concluir que los niveles de energía y los orbitales atómicos describen aproximadamente el complejo movimiento del electrón en la envoltura del átomo de hidrógeno, en cualquier estado que este último se encuentre.

???

2.18 ¿Cuáles son los dos aspectos fundamentales del modelo del átomo de hidrógeno? Justifique su respuesta.

2.19 Interprete las representaciones siguientes: $1s$, $2s$, $2p$, $4s$, $3d$.

2.20 Dibuje las formas de los orbitales ns y np .

2.21 Complete en su libreta el cuadro siguiente:

Nivel de energía (n)	Orbitales atómicos (nl)	Número de orbitales de cada tipo	Número máximo de orbitales en el nivel de energía (n^2)
4	_____	_____	_____

2.5 Representación de la distribución electrónica de los átomos

Para representar la distribución de los electrones en los átomos es muy común emplear la notación nl^x , donde nl simboliza el orbital atómico y x es el número de electrones en cada orbital. Por ejemplo, como el hidrógeno tiene número atómico 1, la representación de su distribución electrónica es $1s^1$.

En el caso de los átomos multielectrónicos, la presencia de varios electrones crea problemas de gran complejidad para describir su movimiento. La dificultad se debe al hecho de que cada electrón no solo es atraído por el núcleo, sino que lo repelen los demás electrones. Sin embargo, se puede hacer una suposición simplificadora que consiste en aceptar que la carga nuclear que

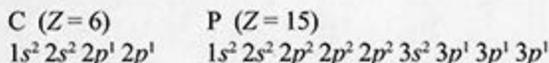
* Las representaciones de los orbitales d y f están fuera del nivel de este libro.

actúa sobre cada electrón* es particular para cada uno de ellos. Esta suposición tiene el efecto de considerar que cada electrón es atraído por el núcleo de forma relativamente independiente, lo que lo aproxima al comportamiento del electrón en el átomo de hidrógeno. Por lo anterior, la distribución de los electrones en los átomos multielectrónicos puede representarse, empleando los niveles de energía y orbitales atómicos propuestos en el modelo para los átomos de hidrógeno.

Para representar (empleando nl^x) la distribución de los electrones en los átomos de cualquier elemento químico, es necesario tener en cuenta dos reglas fundamentales, que son:

1. El número máximo posible de electrones en un orbital atómico es dos**.
2. Los electrones se distribuyen en un conjunto de orbitales del mismo tipo, de forma tal, que ocupen el mayor número de ellos. Esta última se conoce con el nombre de *regla de máxima multiplicidad****.

Así por ejemplo, las representaciones de las distribuciones electrónicas de los átomos de carbono y fósforo son:



De estas representaciones es posible obtener información de la distribución de los electrones en los átomos de los elementos químicos. Del ejemplo anterior, se deduce que los átomos de carbono tienen sus electrones distribuidos en dos niveles de energía y en los átomos de fósforo se distribuyen los electrones en tres niveles de energía. Además, es posible conocer el número de electrones distribuidos por cada nivel de energía y por cada conjunto de orbitales del mismo tipo. De la representación de la distribución de los electrones en los átomos de fósforo del ejemplo anterior se conoce que:

1. En el *primer nivel de energía* hay dos electrones en su único orbital $1s$.
2. En el *segundo nivel de energía* hay ocho electrones distribuidos, dos en el orbital $2s$ y seis en los tres orbitales $2p$.
3. En el *tercero y último nivel de energía* hay cinco electrones distribuidos; dos en el orbital $3s$ y tres electrones ocupando el número máximo de orbitales $3p$ (de acuerdo con la *regla de máxima multiplicidad*).

Con el fin de hacer más sencilla la representación de las distribuciones electrónicas de los átomos se suman los electrones distribuidos en el mismo tipo de orbital.

En ocasiones la distribución electrónica de los átomos de los elementos químicos se representa de forma simplificada (ver ejemplo de la página 26).

Este tipo de representación tiene en cuenta que a partir de los elementos de número atómico igual o mayor que tres la primera parte de la distribución de los electrones de esos átomos coincide con la del gas noble que le precede. Por ello se coloca el símbolo del gas noble entre paréntesis seguido de la representación de los electrones no coincidentes, estos últimos, de forma general, son los más externos del átomo.

* Carga nuclear efectiva (Z^*), es menor que la carga nuclear real (Z), pues toma en cuenta la repulsión de los demás electrones en el átomo.

** Esta regla es una adaptación práctica del *principio de exclusión de Pauli* que se estudia en cursos superiores.

*** Fue propuesta por Friedrich Hund, por lo que también se conoce como *regla de Hund*.

La representación simplificada de la distribución electrónica de los átomos de los elementos químicos, se complementa cuando se tiene en cuenta la *regla de máxima multiplicidad* en los casos que sea necesario. Por ejemplo:

<i>Representación simplificada de la distribución electrónica tomada de la tabla periódica</i>	<i>Representación simplificada de la distribución electrónica adecuada a la regla de máxima multiplicidad</i>
O (He) $2s^2 2p^4$	O (He) $2s^2 2p^2 2p^1 2p^1$
Mg (Ne) $3s^2$	Mg (Ne) $3s^2$
Mn (Ar) $3d^5 4s^2$	Mn (Ar) $3d^1 3d^1 3d^1 3d^1 3d^1 4s^2$

En la representación simplificada se destacan fundamentalmente los electrones que generalmente participan en el enlace químico. Además, se hace evidente cómo están distribuidos esos electrones en sus orbitales correspondientes (tabla 2.1).

Por todo lo anterior la distribución simplificada es particularmente útil para el estudio del enlace químico.

Tabla 2.1
Representación de la distribución electrónica de algunos átomos multielectrónicos

<i>Símbolo del elemento</i>	<i>Número atómico (Z)</i>	<i>Distribución de los electrones empleando la notación (nl^x)</i>	
H	1	$1s^1$	
He	2	$1s^2$	
Li	3	$1s^2$	$2s^1$
Be	4	$1s^2$	$2s^2$
B	5	$1s^2$	$2s^2 2p^1$
C	6	$1s^2$	$2s^2 2p^2$
N	7	$1s^2$	$2s^2 2p^3$
O	8	$1s^2$	$2s^2 2p^4$
F	9	$1s^2$	$2s^2 2p^5$

Tabla 2.1 (cont.)

<i>Símbolo del elemento</i>	<i>Número atómico (Z)</i>	<i>Distribución de los electrones empleando la notación (nl^x)</i>	
Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$	
Na	11	$1s^2 2s^2 2p^6$	$3s^1$
Mg	12	$1s^2 2s^2 2p^6$	$3s^2$
Al	13	$1s^2 2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^1$
Si	14	$1s^2 2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^2$
P	15	$1s^2 2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^3$
S	16	$1s^2 2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^4$
Cl	17	$1s^2 2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^5$
Ar	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	
K	19	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$4s^1$
Ca	20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$4s^2$
Sc	21	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$3d^1 4s^2$
Ti	22	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$3d^2 4s^2$
V	23	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$3d^3 4s^2$
Cr	24	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$3d^5 4s^1$
Mn	25	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$3d^5 4s^2$
Fe	26	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$3d^6 4s^2$
Co	27	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$3d^7 4s^2$
Ni	28	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$3d^8 4s^2$
Cu	29	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$3d^{10} 4s^1$
Zn	30	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$3d^{10} 4s^2$
Ga	31	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$3d^{10} 4s^2 4p^1$

Tabla 2.1 (cont.)

<i>Símbolo del elemento</i>	<i>Número atómico (Z)</i>	<i>Distribución de los electrones empleando la notación (nl^s)</i>	
Ge	32	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$3d^{10} 3s^2 4p^2$
As	33	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$3d^{10} 4s^2 4p^3$
Se	34	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$3d^{10} 4s^2 4p^4$
Br	35	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$3d^{10} 4s^2 4p^5$
Kr	36	$1s^2 3s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$3d^{10} 4s^2 4p^6$

???

2.22 Formule las dos reglas fundamentales que se tienen en cuenta para representar la distribución de los electrones en los átomos.

2.23 Analice la tabla 2.1 y diga cuál es el número máximo de electrones que pueden estar distribuidos en los conjuntos de orbitales siguientes:

Conjunto de orbitales *Número máximo de electrones*

1s

2p

2d

Argumente sus respuestas.

2.24 Represente la distribución electrónica simplificada de los átomos de los elementos químicos cuyos símbolos son: K, Al, Mn, Fe, Cl, Br, Mg y Ar. Utilice la tabla periódica y adécuelas a la regla de máxima multiplicidad.

2.25 El número máximo de electrones en un nivel de energía se corresponde con el valor ($2n^2$). Argumente.

2.26 Busque en la tabla 2.1 la distribución electrónica del átomo del elemento silicio y realice los incisos siguientes:

- ¿Cuántos niveles de energía tiene este átomo?
- ¿Cuántos electrones tiene este átomo en su último nivel de energía?
- ¿Qué relación existe entre los valores obtenidos en los incisos a) y b) con los números del período y el grupo de la tabla periódica en que se encuentra el silicio?
- Tome al azar la distribución electrónica de otros dos elementos de los grupos A de la tabla periódica y compruebe si se mantiene la misma relación que para el silicio?
- Tome las distribuciones electrónicas de los elementos cuyos símbolos son Sc, Ag, y Pt. Realice el mismo análisis que hizo en los incisos c) y d); diga si en estos casos existe una relación igual que en los elementos de los grupos de la tabla periódica.

2.6 La estructura de la molécula de dihidrógeno

Los átomos de hidrógeno tienen un electrón en el orbital 1s. Cuando se acercan lo suficiente los dos átomos de hidrógeno se produce el solapamiento de sus orbitales atómicos (fig. 2.10).

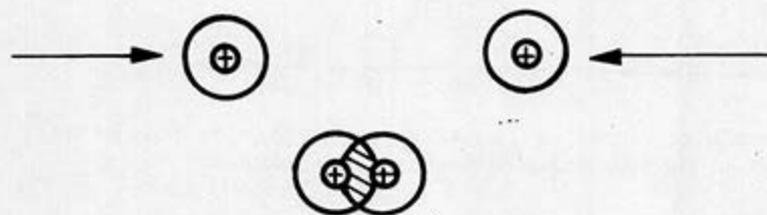


Fig. 2.10 Esquema del solapamiento de orbitales atómicos del hidrógeno.

Este acercamiento entre los átomos de hidrógeno va acompañado de algunas interacciones que son:

- Repulsión entre los núcleos de cada átomo.
- Repulsión entre los electrones de cada átomo.
- Atracción simultánea de los electrones por ambos núcleos.

A una distancia de 74 pm* se produce una atracción simultánea de los dos electrones por los dos núcleos, que es más fuerte que las repulsiones anteriores, y de esa forma queda establecido el enlace covalente de las moléculas de dihidrógeno (fig. 2.11).

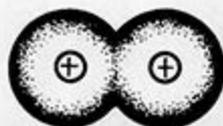
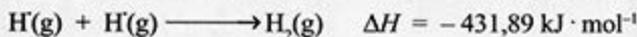


Fig. 2.11 Esquema de la molécula de dihidrógeno.

Durante la formación de la molécula de dihidrógeno se desprende gran cantidad de energía, lo que demuestra que la energía potencial de la molécula es menor que la de los átomos por separado (fig. 2.12).

Por todo lo anterior, las moléculas de dihidrógeno son más estables:



Todo lo antes expuesto, demuestra que el enlace en la molécula de dihidrógeno es un *enlace covalente fuerte*.

El enlace en la molécula de dihidrógeno es de tipo sigma (σ) porque posee simetría con respecto a un eje imaginario que une a ambos núcleos y, además, dicho eje está contenido en el enlace (fig. 2.13).

El enlace en la molécula de dihidrógeno es apolar debido a que no existe diferencia de electronegatividad entre los átomos que la forman. La molécula también es apolar.

* Un picómetro (pm) es igual a 10^{-12} m.

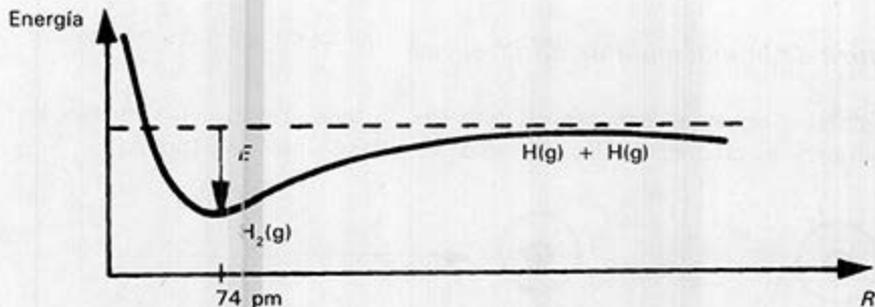


Fig. 2.12 Curva de energía potencial de la formación de la molécula de hidrógeno: R – distancia entre los núcleos de los átomos; E – Energía liberada al formarse un mole de moléculas.

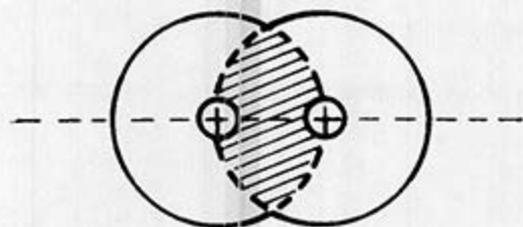


Fig. 2.13 Esquema representativo del enlace sigma (σ) en la molécula de hidrógeno.

???

- 2.27 Describa brevemente cómo se establece el enlace químico en la molécula de hidrógeno.
- 2.28 El enlace en la molécula de hidrógeno es covalente, sigma y apolar. Argumente esta afirmación.
- 2.29 Represente la distribución electrónica de los elementos cuyos símbolos son Ca, Co y S.

2.7 Aplicaciones del hidrógeno

El hidrógeno es un gas mucho menos denso que el aire por lo que en ocasiones se usa para llenar globos sonda que elevan instrumentos meteorológicos con los que se estudian las capas altas de la atmósfera (fig. 2.14).



Fig. 2.14 Ascensión de un globo sonda.

El dihidrógeno es un excelente combustible, su reacción con el dióxígeno es fuertemente exotérmica. La energía calorífica desprendida por esta reacción se puede emplear para fundir y cortar metales (fig. 2.15).

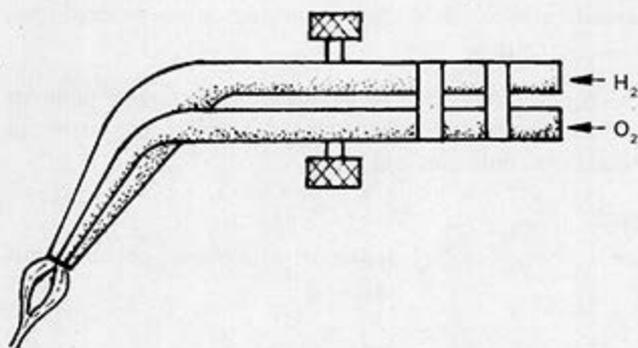


Fig. 2.15 Soplete oxídrico, con el que se alcanzan temperaturas próximas a 2 400 °C.

Además, puede ser empleado como combustible de calderas de vapor, de forma más eficiente que otros combustibles convencionales, puesto que el producto de la combustión del dihidrógeno es vapor de agua. Si este vapor se mezcla con el producido en los evaporadores de la caldera, se obtiene un mayor rendimiento que con otros combustibles, porque no hay calor perdido en gases de escape.

Al hacer pasar un chorro de dihidrógeno por un arco eléctrico, gran parte de sus moléculas se disocian en átomos, que al chocar con la superficie metálica se unen, produciendo las correspondientes moléculas. Este proceso es fuertemente exotérmico. También parte del dihidrógeno se quema en el aire.

La unión de estos dos procesos que desprenden mucha energía en forma de calor, permite obtener temperaturas de hasta 5 000 °C (fig. 2.16).

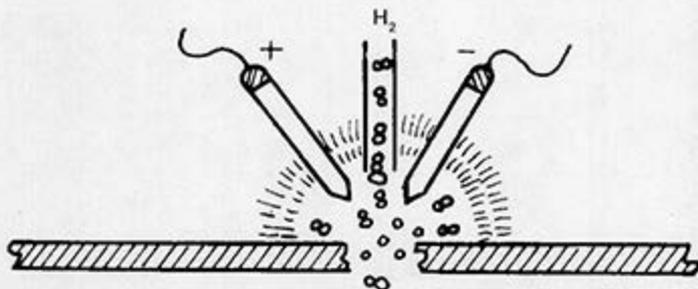
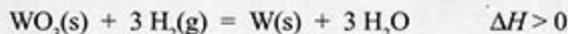


Fig. 2.16 Esquema del soplete de dihidrógeno.

Su carácter reductor permite que se emplee en la obtención de metales a partir de los óxidos correspondientes, como es el caso del wolframio, que se emplea en los filamentos de las bombillas incandescentes.



Se emplea también como materia prima en la industria química, para la obtención de:

1. Amoníaco (NH_3) en reacción directa con el dinitrógeno,

$$\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) = 2 \text{NH}_3(\text{g}) \quad \Delta H < 0$$
2. Metanol (alcohol de madera), en reacción con el monóxido de carbono en ausencia de dióxígeno.

$$\text{CO}(\text{g}) + 2 \text{H}_2(\text{g}) = \text{H}_3\text{COH}(\text{g}) \quad \Delta H < 0$$

Otra forma de utilización es en la hidrogenación de aceites vegetales, es decir, por medio de una reacción química el dihidrógeno se adiciona a los aceites vegetales, produciendo mantecas que tienen gran utilización en las panaderías, las dulcerías y el hogar.

???

2.30 Haga un cuadro resumen en el que relacione cada aplicación del dihidrógeno con la propiedad que le corresponde.

2.8 Volumen molar. Ley de Avogadro

En el trabajo con muestras de sustancias gaseosas, como el dihidrógeno, es más fácil medir volúmenes que masas.

La relación constante entre el volumen, $V(X)$, medido a TPEA y la cantidad de sustancia, $n(X)$, de una muestra de una sustancia gaseosa se denomina VOLUMEN MOLAR; se representa por V_m y tiene un valor $24,8 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$. La relación que expresa la definición es la siguiente:

$$V_m = \frac{V(X)}{n(X)}$$

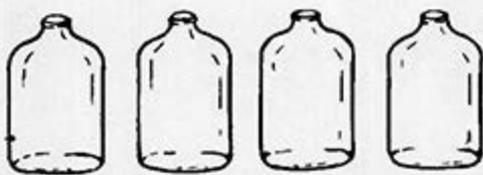
Por ejemplo, en cantidades de muestras de dihidrógeno y dicloro a TPEA, se pueden realizar los cálculos siguientes:

Sustancia	Dihidrógeno		Dicloro	
Muestras	1	2	1	2
Magnitud				
$V(X)$	12,4 L	49,6 L	4,96 L	198,4 L
$n(X)$	0,5 mol	2 mol	0,2 mol	8 mol
$V_m = \frac{V(X)}{n(X)}$	$24,8 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$			

El volumen molar, V_m , tiene un valor constante, pero además, es el mismo para cualquier gas*.

* Se asume en este libro un comportamiento de los gases semejante al *modelo ideal del gas*. Este modelo considera que no hay interacción entre las moléculas del gas.

Utilizando la *definición de volumen molar* se comprueba que en muestras de diferentes sustancias gaseosas, que tengan igual volumen, presión y temperatura, hay la misma cantidad de sustancia.



$$T = 25^{\circ}\text{C}$$

$$P = 100 \text{ kPa}$$

$$V(\text{H}_2) = V(\text{O}_2) = V(\text{N}_2) = V(\text{Cl}_2)$$

$$V_m = \frac{V(\text{H}_2)}{n(\text{H}_2)} \quad V_m = \frac{V(\text{O}_2)}{n(\text{O}_2)} \quad V_m = \frac{V(\text{N}_2)}{n(\text{N}_2)} \quad V_m = \frac{V(\text{Cl}_2)}{n(\text{Cl}_2)}$$

Igualando:

$$\frac{V(\text{H}_2)}{n(\text{H}_2)} = \frac{V(\text{O}_2)}{n(\text{O}_2)} = \frac{V(\text{N}_2)}{n(\text{N}_2)} = \frac{V(\text{Cl}_2)}{n(\text{Cl}_2)}$$

Si los volúmenes son iguales, entonces las cantidades de sustancia tienen que ser iguales también,

$$n(\text{H}_2) = n(\text{O}_2) = n(\text{N}_2) = n(\text{Cl}_2).$$

Como la cantidad de sustancia es proporcional al número de partículas presentes en la muestra de sustancia, también el número de partículas $N(X)$ de cada muestra de sustancia gaseosa es el mismo:

$$N(\text{H}_2) = N(\text{O}_2) = N(\text{N}_2) = N(\text{Cl}_2).$$

Entonces se puede concluir que, el volumen de una muestra gaseosa cualquiera a temperatura y presión constantes, depende solo del número de partículas presentes.

De ahí que 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*, pues fue enunciada en 1811 por Amadeo Avogadro.

Con ayuda del volumen molar es posible calcular el volumen, $V(X)$ o la cantidad de sustancia de una muestra gaseosa de sustancia, $n(X)$, despejando de la ecuación de definición:

$$V_m = \frac{V(X)}{n(X)} \begin{cases} \rightarrow V(X) = n(X) \cdot V_m \\ \rightarrow n(X) = \frac{V(X)}{V_m} \end{cases}$$

Ejemplo 1 Calcule el volumen a TPEA de una muestra gaseosa de 4 mol de dihidrógeno.

Procedimiento

Ejemplo

1. Determinar la incógnita y el dato.

Incógnita: $V(\text{H}_2)$

Dato: $n(\text{H}_2) = 4 \text{ mol}$

2. Escribir la relación o las relaciones necesarias.	$V_m = \frac{V(\text{H}_2)}{n(\text{H}_2)}$ $V(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \cdot V_m$
3. Sustituir según el dato y el valor de V_m .	$V(\text{H}_2) = 4 \text{ mol} \cdot 24,8 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$
4. Resolver.	$V(\text{H}_2) = 99,2 \text{ L}$
5. Respuesta.	El volumen de la muestra de dihidrógeno es de 99,2 L.

Ejemplo 2 Calcule la cantidad de sustancia de una muestra de 124 L de dihidrógeno, medidos a TPEA.

<i>Procedimiento</i>	<i>Ejemplo</i>
1. Determinar la incógnita y el dato.	Incógnita: $n(\text{H}_2)$ Dato: $V(\text{H}_2) = 124 \text{ L}$
2. Escribir la relación o las relaciones necesarias.	$V_m = \frac{V(\text{H}_2)}{n(\text{H}_2)}$ $n(\text{H}_2) = \frac{V(\text{H}_2)}{V_m}$
3. Sustituir según el dato y el valor de V_m .	$n(\text{H}_2) = \frac{124 \text{ L}}{24,8 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}}$
4. Resolver.	$n(\text{H}_2) = 5 \text{ mol}$
5. Respuesta.	La cantidad de sustancia de la muestra de dihidrógeno es de 5 mol.

???

2.31 Defina volumen molar y exprese su ecuación de definición.

2.32 ¿Por qué el volumen molar a TPEA, tiene igual valor para cualquier gas?

2.33 Una muestra de 2 mol de dihidrógeno ocupa un volumen medido a TPEA de 49,6 L. Entonces, 0,5 mol del mismo gas tiene que ocupar un volumen de 12,4 L en las mismas condiciones de temperatura y presión. Argumente la afirmación anterior.

2.34 Relacione los términos de ambas columnas:

Cantidad de sustancia

a) 3 mol de $\text{Cl}_2(\text{g})$

Volumen a TPEA

_____ 2,48 L

- b) 1 mol de $\text{CO}_2(\text{g})$ _____ 74,4 L
 c) 4 mol de $\text{O}_2(\text{g})$ _____ 24,8 L
 d) 0,1 mol de $\text{H}_2(\text{g})$ _____ 99,2 L

2.35 Calcule el volumen a TPEA que ocupan las muestras gaseosas siguientes:

- a) 2 mol de $\text{CO}_2(\text{g})$
 b) 1,5 mol de $\text{H}_2(\text{g})$
 c) 0,4 mol de $\text{H}_2(\text{g})$

2.36 Calcule la cantidad de sustancia que se corresponde con el volumen, a TPEA, de cada una de las muestras gaseosas siguientes:

- a) 6,72 L de $\text{Cl}_2(\text{g})$
 b) 1 L de $\text{CO}_2(\text{g})$
 c) 9 L de $\text{H}_2(\text{g})$

2.37 Complete el cuadro siguiente:

Ecuación	$\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) = 2 \text{HCl}(\text{g})$
$n(X)$	
$m(X) = n(X) \cdot M(X)$	
$V(X) = n(X) \cdot Vm$	

Además, exprese las relaciones cuantitativas que se pueden obtener de esa ecuación en términos de cantidad de sustancia, masa y volumen.

2.9 Interrelación entre las magnitudes que caracterizan a las muestras de sustancias

Las magnitudes macroscópicas que caracterizan a las muestras de sustancias son: cantidad de sustancia, masa y volumen, estas constituyen la base de los cálculos en química.

Magnitud	Símbolo de la magnitud	Unidad	Símbolo de la unidad
Cantidad de sustancia	$n(X)$	mole	mol
Masa	$m(X)$	gramo	g
Volumen	$V(X)$	litro	L

De la interrelación entre estas magnitudes se derivan otras tres que son: densidad, ρ_x ; masa molar, $M(X)$ y volumen molar Vm (fig. 2.17).

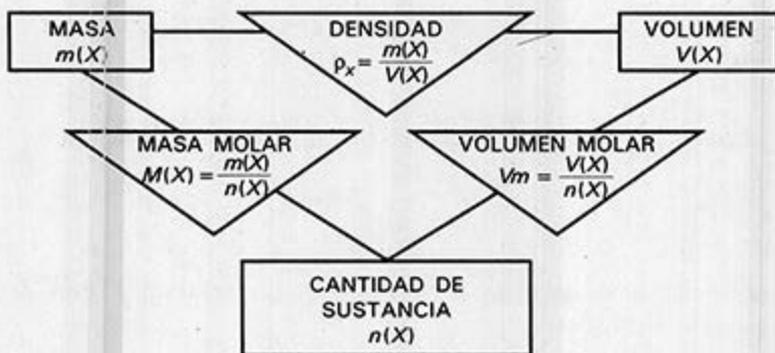


Fig. 2.17 Interrelación existente entre las magnitudes que caracterizan las muestras de sustancias.

Cuando se combinan dos de estas relaciones es posible encontrar una nueva expresión que permita calcular la masa de una muestra gaseosa conociendo su volumen y viceversa. Por ejemplo, para una muestra gaseosa cualquiera se tiene que:

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)} \quad \text{y} \quad Vm = \frac{V(X)}{n(X)},$$

despejando $n(X)$:

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)} \quad \text{y} \quad n(X) = \frac{V(X)}{Vm},$$

Por lo que, igualando las expresiones anteriores, se obtiene la ecuación:

$$\frac{m(X)}{M(X)} = \frac{V(X)}{Vm}.$$

Si se despejan sucesivamente $m(X)$ y $V(X)$ se obtienen dos nuevas ecuaciones que son:

$$m(X) = \frac{V(X) \cdot M(X)}{Vm},$$

$$V(X) = \frac{m(X) \cdot Vm}{M(X)}.$$

Con estas dos ecuaciones se pueden resolver problemas, tales como los siguientes:

Ejemplo 1 Calcule la masa de una muestra de 74,4 L de dihidrógeno, medidos a TPEA.

Procedimiento	Ejemplo
1. Determinar la incógnita y el dato.	Incógnita: $m(H_2)$ Dato: $V(H_2) = 74,4 \text{ L}$
2. Escribir la relación o las relaciones necesarias.	$m(H_2) = \frac{V(H_2) \cdot M(H_2)}{Vm}$

3. Sustituir según el dato y los valores de $M(X)$ y Vm .	$m(H_2) = \frac{74,4 \text{ L} \cdot 2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{24,8 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}}$
4. Resolver.	$m(H_2) = 6 \text{ g}$
5. Respuesta.	La masa de la muestra de hidrógeno es de 6 g a TPEA.

Ejemplo 2 ¿Qué volumen medido a TPEA ocupan 12 g de dihidrógeno?

<i>Procedimiento</i>	<i>Ejemplo</i>
1. Determinar la incógnita y el dato.	Incógnita: $V(H_2)$ Dato: $m(H_2) = 12 \text{ g}$
2. Escribir la relación o las relaciones necesarias.	$V(H_2) = \frac{m(H_2) \cdot Vm}{M(H_2)}$
3. Sustituir según el dato y los valores de Vm y $M(X)$.	$V(H_2) = \frac{12 \text{ g} \cdot 24,8 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}}{2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$
4. Resolver.	$V(H_2) = 148,8 \text{ L}$
5. Respuesta.	Los 12 g de dihidrógeno ocupan un volumen de 148,8 L.

???

2.38 Demuestre que para una muestra de sustancia gaseosa cualquiera, se cumple que:

$$\frac{m(X)}{M(X)} = \frac{V(X)}{Vm}$$

2.39 Calcule las masas que se corresponden con los volúmenes medidos a TPEA, de las sustancias gaseosas siguientes:

- 26 L de H_2S
- 9,4 L de CH_4
- 134,4 L de HCl

2.40 Calcule los volúmenes medidos a TPEA que ocupan las muestras de las sustancias gaseosas, cuyas masas son las siguientes

- 3,8 g de F_2
- 32 g de CO_2
- 8,5 g de NH_3

Resumen y ejercicios

2.41 Redacte un *resumen* sobre el elemento químico hidrógeno, teniendo en cuenta los aspectos siguientes:

- símbolo químico;
- posición en la tabla periódica;
- distribución electrónica de su átomo;
- tamaño relativo del átomo.

2.42 Escriba un *resumen* sobre la sustancia dihidrógeno teniendo en cuenta los aspectos siguientes:

- fórmula química;
- tipo de sustancia;
- características del enlace que une a los átomos;
- propiedades físicas;
- obtención en el laboratorio. Esquema y descripción de los aparatos que se utilizan. Ecuaciones de las reacciones de obtención;
- propiedades químicas;
- aplicaciones.

2.43 En el laboratorio se tienen tres frascos que contienen aire, dióxígeno y dihidrógeno. Describa como se puede verificar en que frasco se encuentra cada uno de estos gases.

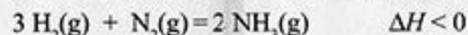
2.44 Escriba la ecuación de la reacción del dihidrógeno con el óxido de mercurio (II). ¿Qué propiedad del dihidrógeno se pone de manifiesto en esta reacción? ¿Qué aplicación se le da a esta propiedad?

2.45 El helio gaseoso tiene una densidad de $0,178 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ a 0°C y $101,325 \text{ kPa}$ por lo que es aproximadamente dos veces más denso que el dihidrógeno y es 13,8 veces menos denso que el aire; mientras que el dihidrógeno es 14,33 veces menos denso que el aire. La producción de helio es mucho más costosa que la del dihidrógeno; sin embargo, a pesar de todos estos inconvenientes fue el sustituto para llenar los globos dirigibles. ¿Por qué?

2.46 El enlace químico en la molécula de dihidrógeno es covalente, sigma y apolar. Como el dihidrógeno tiene molécula diatómica y el dicloro, el dinitrógeno y el dióxígeno también tienen moléculas diatómicas, el enlace químico en estos últimos tiene que tener iguales características que las del dihidrógeno. Valore y argumente la afirmación anterior.

2.47 Represente la distribución electrónica de los átomos de los elementos químicos siguientes: Ca, Mg, C, S, I y Br.

2.48 Exprese la relación cuantitativa en términos de cantidad de sustancia, masa y volumen que se pueden obtener de la ecuación química siguiente:



¿Qué propiedad del dihidrógeno se refleja en esta ecuación química?

2.49 ¿Qué volumen a TPEA ocupan 5 mol de dihidrógeno?

2.50 ¿Qué volumen de dihidrógeno medido a TPEA tiene una masa de 2,2 g?

2.51 ¿Cuál es la masa de una muestra gaseosa de dicloro que tiene un volumen de 0,25 L medidos a TPEA?

3

LAS MANIFESTACIONES TÉRMICAS DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

INTRODUCCIÓN

De todas las manifestaciones de las reacciones químicas, la energía en forma de calor involucrada en estas es la más conocida y utilizada por la humanidad desde los inicios de su desarrollo histórico. Es significativo que a pesar del desarrollo tecnológico alcanzado por el hombre en la actualidad, las principales fuentes de energía son las reacciones de combustión de los hidrocarburos (petróleo y sus derivados) y del carbón.

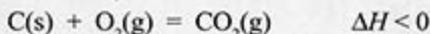
La parte de la química que estudia las manifestaciones térmicas de las reacciones químicas se denomina *termoquímica*.

La termoquímica, en su desarrollo, ha acumulado un conjunto de conocimientos teóricos sobre las sustancias y las reacciones químicas, que permiten mediante el cálculo predecir el calor involucrado en una reacción química dada. Esto facilita el diseño de aparatos y dispositivos para la industria química. También posibilita determinar de forma anticipada el tipo de combustible y la masa de este a emplear en un proceso productivo establecido. La posibilidad que ofrece la termoquímica para determinar teóricamente la energía absorbida o desprendida en las reacciones químicas, promueve el desarrollo de otras ciencias, como es el caso de las ciencias biológicas. Mediante los conocimientos termoquímicos se profundiza en el estudio del balance energético durante el metabolismo de plantas y animales. También se puede calcular la energía que suministran los distintos tipos de alimentos al hombre, con el fin de balancear la dieta humana.

3.1 Las reacciones químicas exotérmicas y endotérmicas

Las reacciones químicas se clasifican en *exotérmicas* o *endotérmicas*, en dependencia de si en el transcurso de estas se desprende o se absorbe energía calorífica.

Una *reacción química* es *exotérmica* cuando provoca un aumento de la temperatura del medio en que ocurre la reacción, como por ejemplo, en la combustión completa del carbono:



Este hecho se explica por la diferencia que existe entre las energías totales de los reaccionantes y de los productos. En las reacciones exotérmicas la energía total de los reaccionantes es mayor que la de los productos de la reacción, por lo que al ocurrir la reacción queda un excedente de energía que se transmite al medio y lo calienta. Estas variaciones de la energía en la reacción química pueden representarse por medio de un diagrama como el que aparece en la figura 3.1.

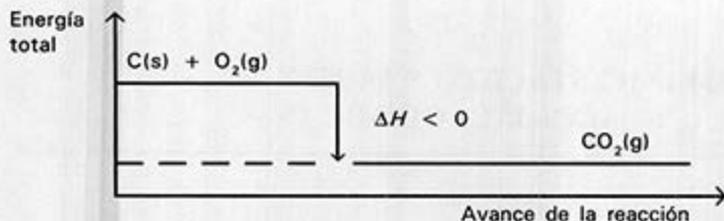
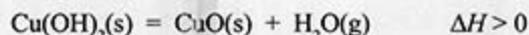


Fig. 3.1 Diagrama que muestra la diferencia de energía entre reaccionantes y productos en una reacción química exotérmica.

Las *reacciones químicas endotérmicas* provocan disminución de la temperatura del medio en que ocurren. Esto tiene su explicación en que la energía total de las sustancias reaccionantes es menor que la energía total de los productos de la reacción, por lo tanto, para que ocurra la reacción se necesita una energía adicional que es tomada del medio, lo cual produce un enfriamiento de este.

En muchas de estas reacciones, es necesario suministrar energía calorífica constantemente para que se produzca la reacción, como por ejemplo, en la descomposición térmica del hidróxido de cobre (II).



Las variaciones de energía en esta reacción puede representarse en un diagrama como el que aparece en la figura 3.2.

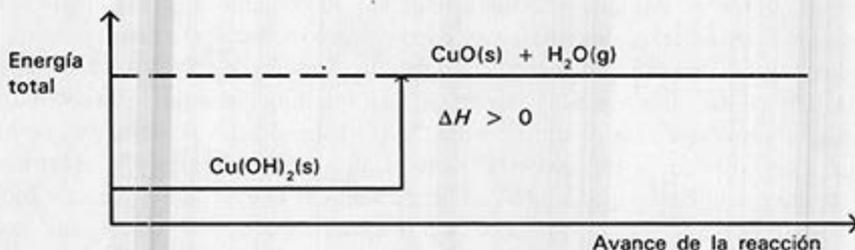
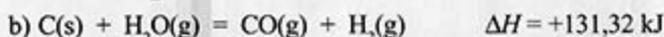
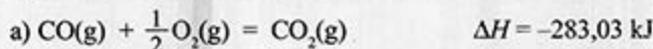


Fig. 3.2 Diagrama que muestra la diferencia de energía entre reaccionantes y productos en una reacción química endotérmica.

???

3.1 ¿A qué se debe que las reacciones químicas sean exotérmicas o endotérmicas?

3.2 Dibuje los diagramas aproximados de energía total contra avance de la reacción de las reacciones químicas representadas:

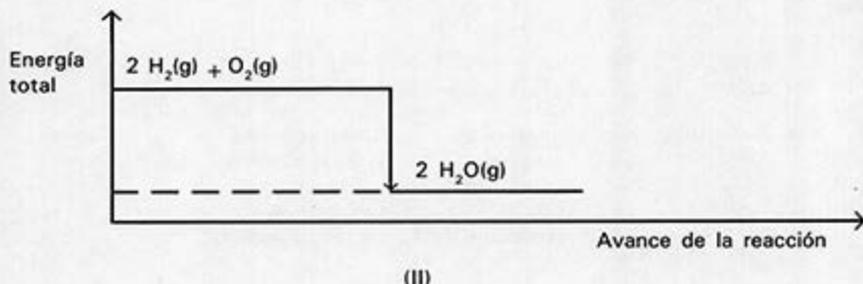
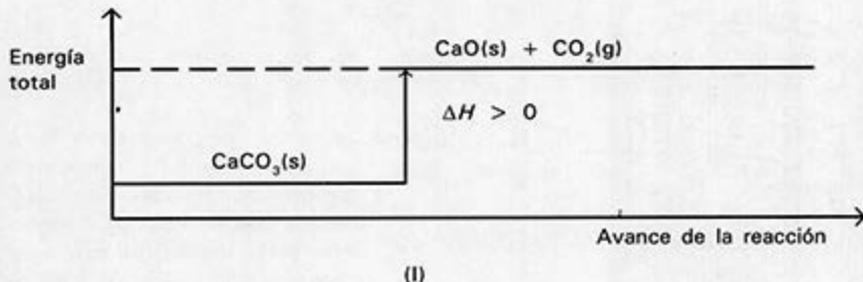


3.3 Analice los diagramas de energía total contra avance de la reacción siguientes:

Responda:

a) Clasifique las reacciones representadas en exotérmica y endotérmica.

- b) Señale en cada diagrama la energía de los reaccionantes y la de los productos de las reacciones.
- c) Sitúe en cada diagrama el valor relativo de ΔH que le corresponde.
- d) Escriba las ecuaciones de las reacciones químicas representadas en cada diagrama.



3.2 La variación de entalpía de las reacciones químicas. La entalpía de formación molar

El conocimiento de la energía involucrada en los procesos químicos es muy importante para tener una mayor información sobre estos y también para emplearlos en beneficio del hombre.

Las reacciones químicas, generalmente, se producen a presión constante (presión atmosférica). La energía calorífica absorbida o desprendida en estas reacciones se denomina *variación de entalpía*, se simboliza por (ΔH) y su unidad es el joule.

Los valores de la variación de entalpía de las reacciones químicas pueden determinarse experimentalmente, empleando un calorímetro como el que aparece en la figura 3.3.

Está demostrado que la cantidad de calor a presión constante (Q_p), que se calcula a partir de datos experimentales para una reacción química determinada, es igual al valor absoluto de su variación de entalpía (ΔH):

$$Q_p = |\Delta H|$$

Para determinar la variación de entalpía a partir de datos experimentales, hay que tener en cuenta que esta tiene un signo que puede ser negativo o positivo, en dependencia de que ocurra

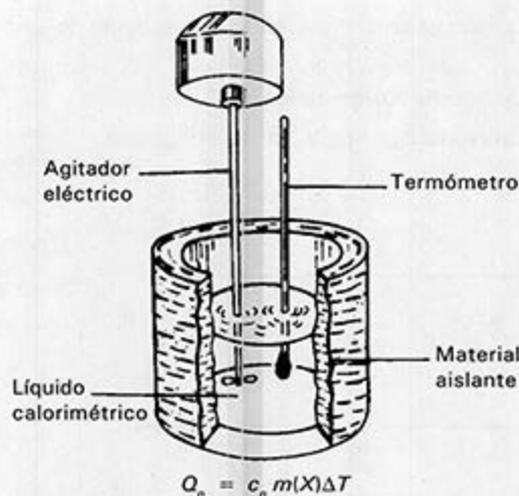


Fig. 3.3 Calorímetro que permite determinar la energía calorífica involucrada durante una reacción química a presión constante: Q_p – cantidad de calor; c_p – capacidad térmica específica (calor específico); $m(X)$ – masa del calorímetro; ΔT – variación de temperatura.

desprendimiento o absorción de energía calorífica, respectivamente durante las reacciones químicas, por tanto:

Tipo de reacción	Signo del ΔH	Relación entre las energías totales de los productos y los reaccionantes
Exotérmica	Negativo $\Delta H < 0$	Energía total de los productos. < Energía total de los reaccionantes.
Endotérmica	Positivo $\Delta H > 0$	Energía total de los productos. > Energía total de los reaccionantes.

Por ejemplo; la reacción del cinc con el sulfato de cobre (II) en disolución es ligeramente exotérmica, su ecuación es:



Los valores de la energía calorífica desprendida en varios ensayos experimentales donde se emplearon diferentes muestras de cinc, aparecen a continuación:

Ensayo	$m(\text{Zn}), \text{g}$	$n(\text{Zn}), \text{mol}$	Q_p, J
1	2,000	0,030	6,285
2	4,000	0,061	12,58
3	10,00	0,154	31,44
4	12,00	0,191	39,80

Los valores de la variación de entalpía de la reacción en cada ensayo serán:

Ensayo	$\Delta H, \text{J}$
1	- 6,285
2	-12,58
3	-31,44
4	-39,80

Si se analiza la tabla de datos del ejemplo anterior, se aprecia que al aumentar la cantidad de cinc transformado, se desprende más calor. La experiencia cotidiana demuestra que mientras más combustible se quema en una cocina, más energía calorífica se desprende. La similitud entre estos hechos, hace pensar que pueda existir proporcionalidad entre la variación de entalpía y la cantidad de sustancia transformada en la reacción.

Para demostrar la proporcionalidad propuesta anteriormente, se determinaron los valores del cociente $\frac{\Delta H}{n(X)}$, para cada uno de los ensayos anteriores, los cuales aparecen a continuación:

Ensayo	$\frac{\Delta H}{n(\text{Zn})}$
1	$\frac{-6,285 \cdot 10^{-3} \text{ kJ}}{0,030 \text{ mol}} = -0,2095 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
2	$\frac{-12,58 \cdot 10^{-3} \text{ kJ}}{0,061 \text{ mol}} = -0,2062 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
3	$\frac{-31,44 \cdot 10^{-3} \text{ kJ}}{0,154 \text{ mol}} = -0,2042 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
4	$\frac{-39,80 \cdot 10^{-3} \text{ kJ}}{0,191 \text{ mol}} = -0,2084 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

El valor aproximadamente constante de este cociente 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.

De la generalización anterior, se puede derivar una magnitud muy importante para el cálculo de la energía involucrada en las reacciones químicas, que es la *entalpía de formación molar de cada sustancia compuesta* y se define como:

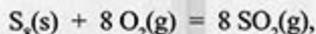
La relación entre la variación de entalpía (ΔH^0) en la formación de una muestra cualquiera de una sustancia compuesta a partir de las sustancias simples en estados estándar* y la cantidad de sustancia de la muestra ($n(X)$).

* El estado estándar de las sustancias es un estado de agregación y configuración alotrópica convencional a TPEA y se denota por el supraíndice (0).

La entalpía de formación molar de un compuesto se simboliza por $\Delta H_f^\circ(X)$, su unidad es el $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ y su expresión, según definición es:

$$\Delta H_f^\circ(X) = \frac{\Delta H^\circ}{n(X)}$$

Así, por ejemplo, para la reacción representada por la ecuación,



al obtener diferentes muestras de dióxido de azufre los valores de las variaciones de entalpía (ΔH°) en cada reacción son diferentes, pero la relación:

$$\Delta H_f^\circ(X) = \frac{\Delta H^\circ}{n(X)},$$

tiene un valor constante, puesto que: $\Delta H \propto n(X)$.

$n(\text{SO}_2)$, mol	ΔH° , kJ	$\Delta H_f^\circ(\text{SO}_2)$, $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
0,5	-148,065	-296,130
1	-296,130	-296,130
3	-888,390	-296,130

La entalpía de formación molar es una magnitud que caracteriza a las sustancias compuestas, ya que tiene un valor constante y diferente para cada una de estas. Los valores de la entalpía de formación molar son determinados a partir de datos experimentales (tabla 3.1).

Tabla 3.1
Valores de las entalpías de formación molar de algunas sustancias compuestas

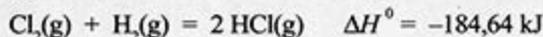
Compuesto	$\Delta H_f^\circ(X)$, $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	Compuesto	$\Delta H_f^\circ(X)$, $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
$\text{CH}_4(\text{g})$	-74,87	$\text{HBr}(\text{g})$	-36,24
$\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$	-84,20	$\text{NH}_3(\text{g})$	-46,2
$\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$	+52,31	$\text{NO}(\text{g})$	+90,4
$\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$	+226,79	$\text{NO}_2(\text{g})$	+33,86
$\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})$	-146,18	$\text{CS}_2(\text{g})$	+115,3
$\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$	-103,87	$\text{CS}_2(\text{l})$	+87,89
$\text{CO}(\text{g})$	-110,57	$\text{CCl}_4(\text{l})$	-139,53
$\text{CO}_2(\text{g})$	-393,60	$\text{CaO}(\text{s})$	-635,70
$\text{SO}_2(\text{g})$	-292,13	$\text{CaCl}_2(\text{s})$	-795,15
$\text{SO}_3(\text{g})$	-395,27	$\text{MgO}(\text{s})$	-601,97
$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	-241,89	$\text{MgCl}_2(\text{s})$	-644,49
$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	-285,91	$\text{NaCl}(\text{s})$	-411,09
$\text{HCl}(\text{g})$	-92,32	$\text{CuO}(\text{s})$	-155,26
$\text{HI}(\text{g})$	+25,95	$\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s})$	-824,45
$\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{s})$	-4 335,11	$\text{FeO}(\text{s})$	-265,58
$\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$	-1 670,29	$\text{BaCl}_2(\text{s})$	-860,44
$\text{HgO}(\text{s})$	-90,13	$\text{BaSO}_4(\text{s})$	-1 465,59

La *variación de entalpía* es una magnitud que depende sólo de la diferencia entre la energía de los productos de la reacción y la de las sustancias reaccionantes a determinadas condiciones de temperatura y presión:

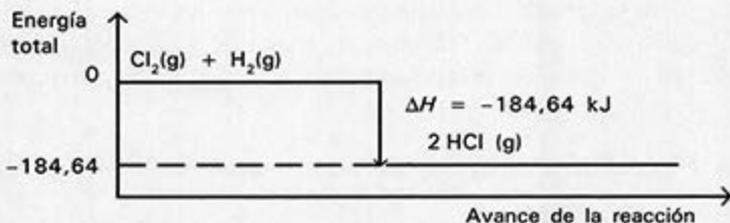
$$\Delta H = \sum \text{Energía (productos)} - \sum \text{Energía, (reaccionantes)}$$

$$\Delta H = \text{energía de los productos} - \text{energía de los reaccionantes.}$$

Los valores de la energía de las muestras de sustancias que intervienen en una reacción química son imposibles de determinar directamente. Por ello se asigna convencionalmente valor cero a la energía de las sustancias simples en su estado estándar. Este convenio posibilita encontrar los valores relativos de energía de las muestras de sustancias a partir de su variación de entalpía de formación estándar (ΔH°). Así, por ejemplo, la formación de una muestra de 2 mol de cloruro de hidrógeno a partir de las sustancias simples en estado estándar puede ser representado como sigue:



La representación gráfica de esta reacción ilustra cómo la variación de entalpía estándar de formación de una muestra de sustancia compuesta, que puede ser determinada experimentalmente, constituye un valor relativo de su energía total.



Por lo tanto, la variación de entalpía estándar de una reacción química puede ser expresada en función de las entalpías de formación estándar de las muestras de sustancias que intervienen en la reacción.

$$\Delta H^{\circ} = \sum \Delta H^{\circ} \text{ (productos)} - \sum \Delta H^{\circ} \text{ (reaccionantes)}$$

La variación de entalpía estándar de formación (ΔH°) de una muestra cualquiera de una sustancia compuesta puede ser determinada a partir de los valores de $\Delta H_f^{\circ}(X)$ que aparecen en la tabla 3.1.

$$\text{Si } \Delta H_f^{\circ}(X) = \frac{\Delta H^{\circ}}{n(X)}; \text{ despejando se obtiene } \Delta H^{\circ} = n(X) \cdot \Delta H_f^{\circ}(X).$$

Todo lo anterior, posibilita expresar la variación de entalpía estándar de una reacción química en función de las entalpías de formación de las sustancias que intervienen en esta:

$$\Delta H^{\circ} = \sum n(X) \cdot \Delta H_f^{\circ}(X) \text{ (productos)} - \sum n(X) \cdot \Delta H_f^{\circ}(X) \text{ (reaccionantes)}$$

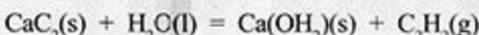
???

3.4 Escriba la relación que existe entre:

- La cantidad de calor de reacción a presión constante, Q_p determinado experimentalmente y la variación de entalpía de una reacción química.
- La variación de entalpía y la cantidad de sustancia transformada en una reacción química.

3.5 Defina entalpía de formación molar de una sustancia compuesta.

3.6 El carburo de calcio (CaC_2) al reaccionar con el agua produce un hidrocarburo denominado acetileno que es un gas que se utiliza en soldadura y corte de metales.



- Empleando un calorímetro se determinó que $Q_p = 64,595 \text{ kJ}$ cuando reacciona una muestra de 0,5 mol de CaC_2 . ¿Qué valor tiene ΔH de la reacción, si se sabe que la temperatura en el calorímetro varió de 25 a 34 °C?
 - Cuando reacciona una muestra de 10 mol de CaC_2 , $\Delta H = -121,9 \text{ kJ}$. Argumente esta afirmación.
 - Clasifique la reacción en endotérmica o exotérmica.
 - Dibuje el diagrama de energía total contra avance de la reacción para el caso del inciso b).
- 3.7 La reacción de formación de una muestra de 2 mol de NO_2 a partir de sus sustancias simples en estado estándar se puede representar por la ecuación;



- Calcule el valor de la variación de entalpía estándar de formación de dicha muestra (ΔH°).
- Dibuje un diagrama de energía contra avance de la reacción que demuestre que la variación de entalpía estándar de formación de la muestra constituye un valor relativo de su energía total.

3.3 La Ley de Hess. Cálculos de variación de entalpía de formación molar

Experimentalmente se demuestra que la energía calorífica desprendida en la formación de una muestra de dióxido de carbono a partir de sus sustancias simples, es la misma si la reacción produce directamente dióxido de carbono o si primero se obtiene monóxido de carbono y luego se oxida a dióxido de carbono (fig. 3.4).

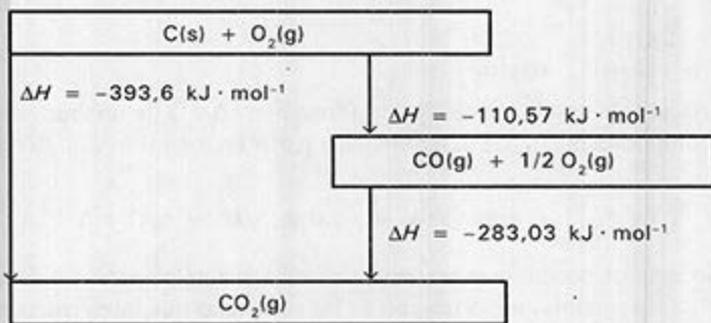
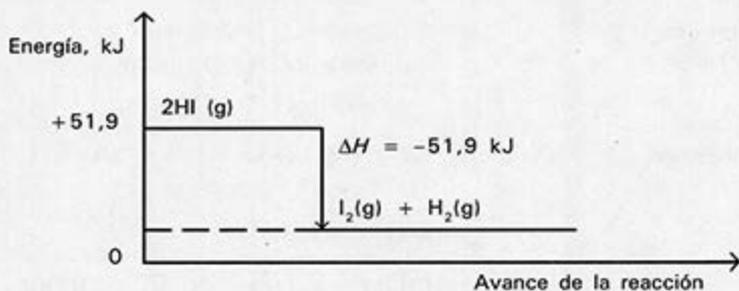
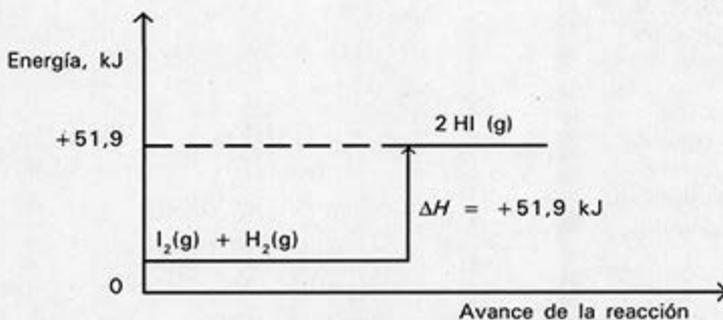


Fig. 3.4 Diagrama que representa la energía involucrada durante la formación del dióxido de carbono (directamente o por etapas).

Múltiples ensayos experimentales semejantes a este, permitieron al científico ruso Herman H. Hess en 1840 elaborar una generalización que se conoce como *ley de Hess* y que se enuncia como sigue:

La energía calorífica absorbida o desprendida en una reacción química sólo depende del estado inicial (sustancias reaccionantes) y del estado final (sustancias productos).

Hay reacciones químicas que se pueden producir en un sentido o en el contrario, ejemplo de ello son las que se representan a continuación:



En estos casos, el valor absoluto de la variación de entalpía es el mismo, sólo cambia su signo, el cual indica que el proceso de formación del HI es endotérmico, mientras que su descomposición es exotérmica.

Este hecho corrobora aún más la formulación de la ley de Hess, ya que la energía calorífica absorbida en ese proceso es la misma que se desprende cuando ocurre la reacción en sentido inverso, porque la energía sólo depende del estado inicial y final de la reacción y no de su sentido.

La variación de entalpía es una función adecuada para expresar abreviadamente la ley de Hess, por lo tanto, la expresión matemática de dicha ley es:

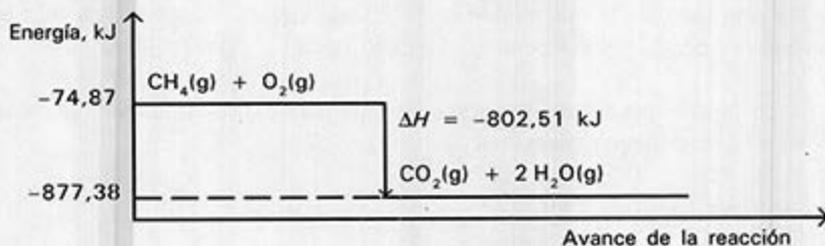
$$\Delta H = \sum n(X)\Delta H_f^{\circ}(X)_{\text{(productos)}} - \sum n(X)\Delta H_f^{\circ}(X)_{\text{(reaccionantes)}}$$

La ecuación anterior, facilita el cálculo de los valores de energía involucrados en las reacciones químicas sin tener que recurrir constantemente a los ensayos experimentales, con lo que se ahorran tiempo y recursos, tanto en los laboratorios como en la industria. Por ejemplo, para calcular la variación de entalpía de una reacción química cualquiera se procede como sigue:

Ejemplo 1 Calcule la variación de entalpía de la reacción de combustión del metano (CH_4).

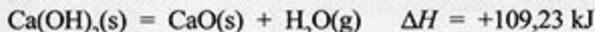
Procedimiento	Ejemplo
1. Se escribe la ecuación de la reacción.	$\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) = \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
2. Se buscan en la tabla 3.1 los valores de $\Delta H_f^\circ(X)$ de las sustancias que intervienen en la reacción.	$\Delta H_f^\circ(\text{CH}_4) = -74,87 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393,60 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -241,89 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ $\Delta H_f^\circ(\text{O}_2) = 0$
3. A partir de la expresión de la Ley de Hess escribir la expresión particular para la reacción dada.	$\Delta H = \sum n(X) \Delta H_f^\circ(X)_{\text{(productos)}} - \sum n(X) \Delta H_f^\circ(X)_{\text{(reaccionantes)}}$ $\Delta H = (n(\text{CO}_2) \cdot \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + n(\text{H}_2\text{O}) \cdot \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O})) - (n(\text{CH}_4) \cdot \Delta H_f^\circ(\text{CH}_4) + n(\text{O}_2) \cdot \Delta H_f^\circ(\text{O}_2))$
4. Sustituir valores en la expresión particular.	$\Delta H = (1 \text{ mol} (-396,6 \text{ kJ/mol}) + 2 \text{ mol} (-241,89 \text{ kJ/mol})) - (1 \text{ mol} (-74,87 \text{ kJ/mol}))$
5. Resolver las operaciones indicadas.	$\Delta H = (-877,38 \text{ kJ} - (-74,87 \text{ kJ}))$ $\Delta H = -877,38 \text{ kJ} + 74,87 \text{ kJ}$ $\Delta H = -802,51 \text{ kJ}$
6. Respuesta.	$\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) = \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ $\Delta H = -802,51 \text{ kJ.}$

Teniendo en cuenta la primera parte del paso 5., es posible representar el diagrama de energía contra el avance de la reacción para la reacción química anterior.



Existen compuestos como el hidróxido de calcio, que no pueden obtenerse por reacción directa entre sustancias simples. Pero esto no es impedimento para determinar su entalpía de formación molar, si se conoce la variación de entalpía de cualquier reacción química donde participe el hidróxido de calcio y los valores de entalpía de formación molar de las demás sustancias que intervienen en la reacción. Empleando la *ley de Hess* se puede calcular la entalpía de formación molar del compuesto.

Ejemplo 2 Calcule la entalpía molar de formación del hidróxido de calcio si se conoce que:

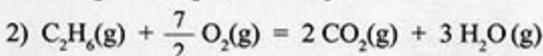
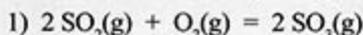


Procedimiento	Ejemplo
1. Se escribe la ecuación de la reacción.	$\text{Ca(OH)}_2(\text{s}) = \text{CaO}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta H = +109,23 \text{ kJ}$
2. Se buscan en la tabla 3.1 los valores de $\Delta H_f^\circ(X)$ de las sustancias que intervienen en la reacción.	$\Delta H_f^\circ(\text{CaO}) = -635,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -241,89 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
3. A partir de la expresión general de la ley de Hess escribir la expresión particular para la reacción dada.	$\Delta H^\circ = \sum n(X) \Delta H_f^\circ(X)_{\text{(productos)}} - \sum n(X) \Delta H_f^\circ(X)_{\text{(reaccionantes)}}$ $\Delta H^\circ = (n(\text{CaO}) \cdot \Delta H_f^\circ(\text{CaO}) + n(\text{H}_2\text{O}) \cdot \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O})) - (n(\text{Ca(OH)}_2) \cdot \Delta H_f^\circ(\text{Ca(OH)}_2))$
4. Se despeja el valor desconocido de ΔH_f° de la ecuación anterior.	$\Delta H_f^\circ \text{Ca(OH)}_2 = \frac{(n(\text{CaO}) \cdot \Delta H_f^\circ(\text{CaO}) + n(\text{H}_2\text{O}) \cdot \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O})) - \Delta H^\circ}{n(\text{Ca(OH)}_2)}$
5. Sustituir valores en la expresión anterior.	$\Delta H_f^\circ \text{Ca(OH)}_2 = \frac{(1 \text{ mol}(-635,7 \text{ kJ/mol}) + 1 \text{ mol}(-241,89 \text{ kJ/mol})) - 109,23 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}}$
6. Resolver las operaciones indicadas.	$\Delta H_f^\circ \text{Ca(OH)}_2 = \frac{(-877,59 \text{ kJ}) - (109,23 \text{ kJ})}{1 \text{ mol}}$ $\Delta H_f^\circ \text{Ca(OH)}_2 = \frac{-986,82 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = -986,82 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
7. Respuesta.	La entalpía molar de formación del hidróxido de calcio es $-986,82 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

???

3.8 Enuncie la ley de Hess.

3.9 Calcule la variación de entalpía de cada una de las reacciones químicas representadas a continuación. Considere que se producen totalmente.



- 3) $\text{H}_2(\text{g}) + \text{CuO}(\text{s}) = \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{Cu}(\text{s})$
 4) $4 \text{HBr}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + 2 \text{Br}_2(\text{g})$
 5) $\text{CS}_2(\text{l}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) = \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{SO}_2(\text{g})$
 6) $2 \text{NH}_3(\text{g}) + 3 \text{CuO}(\text{s}) = \text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{Cu}(\text{s}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

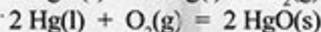
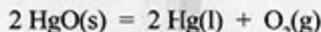
a) Clasifique las reacciones anteriores en exotérmicas y endotérmicas.

b) Dibuje los diagramas de energía contra avance de la reacción de las reacciones anteriores.

3.10 Calcule las entalpías molares de formación de los compuestos cuyas fórmulas son: Fe_2O_3 , H_2S , CaCO_3 , NH_4Cl y $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, si se conoce que:

- a) $2 \text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s}) = \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ $\Delta H^\circ = -31,2 \text{ kJ}$
 b) $\text{H}_2\text{S}(\text{g}) + \frac{3}{2} \text{O}_2(\text{g}) = \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{SO}_2(\text{g})$ $\Delta H^\circ = -517,95 \text{ kJ}$
 c) $\text{CaCO}_3(\text{s}) = \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$ $\Delta H^\circ = -177,85 \text{ kJ}$
 d) $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g}) = \text{NH}_4\text{Cl}(\text{s})$ $\Delta H^\circ = -176,95 \text{ kJ}$
 e) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) = 2 \text{CO}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ $\Delta H^\circ = -1277,51 \text{ kJ}$

3.11 Hay reacciones que en determinadas condiciones se comportan como se ejemplifica en las ecuaciones siguientes:



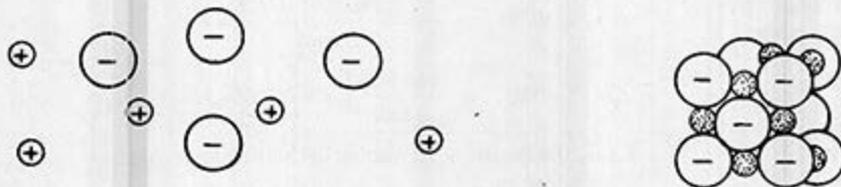
a) Calcule la variación de entalpía de cada una de las reacciones anteriores.

b) Dibuje los diagramas de energía contra transcurso de la reacción.

c) Compare los resultados del trabajo realizado en los incisos a) y b). Explique los resultados.

3.4 La energía reticular de las sustancias iónicas. El ciclo de Born-Haber

El conocimiento de la entalpía de formación molar tiene gran utilidad en la química, de igual forma es muy importante conocer la energía desprendida a partir de los iones en la fase gaseosa* se establece el enlace iónico y se forma el cristal correspondiente.



A la relación existente entre la energía liberada (ΔH°) en la formación de una muestra cualquiera de sustancia iónica cristalina, a partir de sus iones, en fase gaseosa y la cantidad de sustancia de la muestra $n(X)$, se denomina *energía reticular*.

* Se asume que los iones están suficientemente separados como para que no exista interacción entre ellos.

La energía reticular se representa por $U^{\circ}(X)$, su unidad es el $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

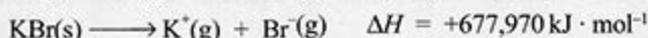
Los valores de las energías reticulares de las sustancias iónicas son relativamente altas (tabla 3.2).

Tabla 3.2

Valores de las energías reticulares tomadas de datos experimentales de los haluros de los elementos del grupo IA, $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

Cationes \ Aniones	Aniones			
	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻
Li ⁺	-1 033,695	-845,370	-799,335	-740,745
Na ⁺	-916,515	-753,300	-740,300	-690,525
K ⁺	-811,890	-707,265	-677,970	-640,305
Rb ⁺	-778,410	-686,340	-661,230	-623,565
Cs ⁺	-749,115	-652,86	-631,935	-602,640

La energía liberada en la formación de los cristales de estas sustancias es la misma que hay que suministrarle para separar los iones del cristal. Por ejemplo:



Por ello es que las sustancias iónicas tienen valores relativamente altos de sus temperaturas de fusión y ebullición y no son volátiles en condiciones TPEA.

La energía reticular se calcula, empleando el ciclo de Born-Haber (fig. 3.5).

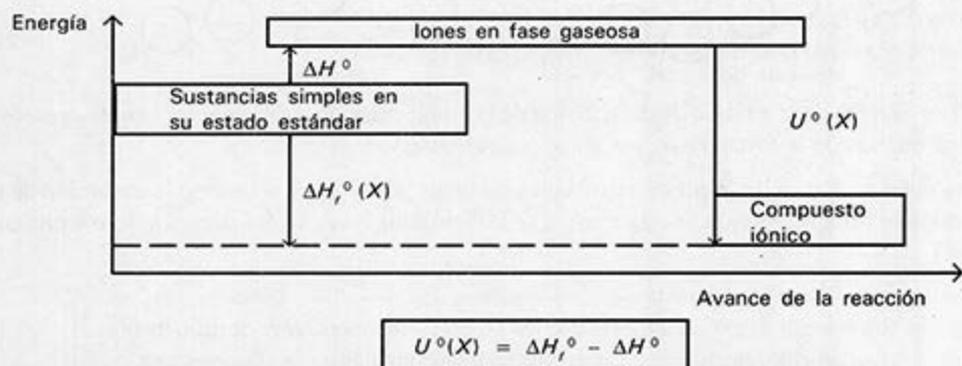


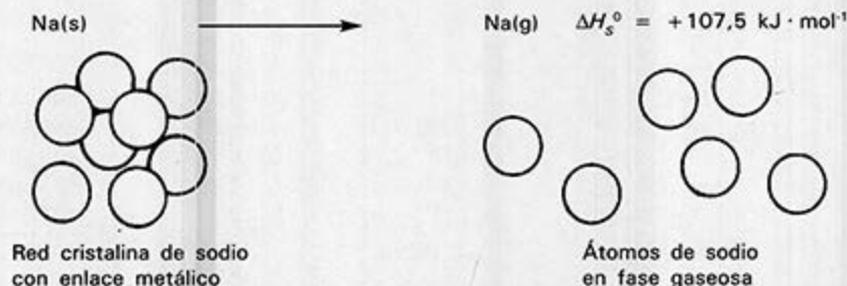
Fig. 3.5 Diagrama general del ciclo Born-Haber para cualquier compuesto iónico.

De esta forma, la energía reticular está en función de la entalpía de formación molar del compuesto iónico formado y de su valor de energía (ΔH°) que es la energía necesaria para transformar a las sustancias simples en estado estándar en sus iones en fase gaseosa. La entalpía de formación molar puede tomarse de tablas o determinarse por vía experimental, por lo tanto solo faltaría determinar (ΔH°) y, para ello, se supone que esta energía es la suma de los valores de energía de

las sustancias simples para transformar sus iones en fase gaseosa. Los valores de energía de cada una de estas etapas puede determinarse separadamente, empleando diferentes vías experimentales, fuera del ciclo de Born-Haber.

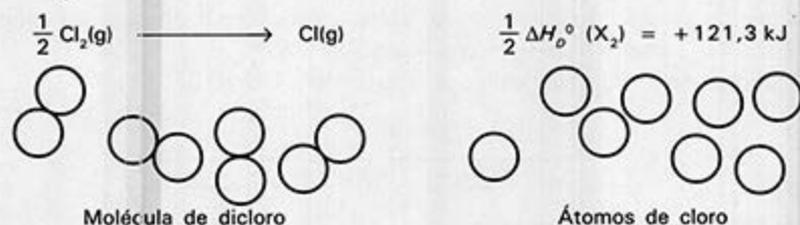
Así por ejemplo, para la sustancia cloruro de sodio $\Delta H_f^\circ(\text{NaCl})$ es $-411,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, si se quiere determinar ΔH° , se procederá de la forma siguiente:

1. Como el sodio en estado estándar es sólido, es necesario que absorba energía para que pase al estado gaseoso, a esa energía se le denomina *energía de sublimación* y se representa por $\Delta H_s^\circ(X)$.



“Estos valores se utilizan como una medida de la fortaleza relativa del enlace en los metales”.

2. Como en el estado estándar el dicloro es una sustancia molecular, debe absorber energía para que se rompa el enlace de sus moléculas y disociarse en átomos. Esa energía se denomina *energía de disociación* y se representa por $\Delta H_d^\circ(X_2)$.



“Los valores de la energía de disociación de las moléculas de las sustancias simples gaseosas son una medida de la fortaleza de sus enlaces covalentes”.

3. Para que los átomos de sodio se transformen en iones positivos es necesario la absorción de un determinado valor de energía. A esta energía se le denomina *energía de ionización* y se representa por $I(X)$.

La *energía de ionización* es la energía necesaria para separar el electrón menos fuertemente retenido de un átomo de un elemento químico en fase gaseosa.



4. Los átomos de cloro en fase gaseosa adicionan electrones para formar los iones negativos cloruro. En este proceso también está involucrada cierta energía que se denomina *electroafinidad* y se representa por $A(X)$.



De acuerdo con la ley de Hess, la energía involucrada en un proceso químico, depende solo de los estados inicial y final, por lo tanto, como ΔH^0 es la diferencia de la energía entre las sustancias simples en estado tipo y los iones en fase gaseosa, su valor es la suma de las energías de las cuatro etapas imaginarias en que se subdividió ese proceso y puede representarse por la ecuación siguiente:

$$\Delta H^0 = \Delta H_s^0(\text{Na}) + \frac{1}{2} \Delta H_D^0(\text{Cl}_2) + I(\text{Na}) + A(\text{Cl})$$

Sustituyendo en la ecuación general del ciclo de Born-Haber para el caso particular del cloruro de sodio, se obtiene la ecuación:

$$U^0(\text{NaCl}) = \Delta H_f^0(\text{NaCl}) - \Delta H^0$$

$$U^0(\text{NaCl}) = \Delta H_f^0(\text{NaCl}) - (\Delta H_s^0(\text{Na}) + \frac{1}{2} \Delta H_D(\text{Cl}_2) + I(\text{Na}) + A(\text{Cl}))$$

$$U^0(\text{NaCl}) = \Delta H_f^0(\text{NaCl}) - \Delta H_s^0(\text{Na}) - \frac{1}{2} \Delta H_D^0(\text{Cl}_2) - I(\text{Na}) - A(\text{Cl})$$

Sustituyendo por los valores correspondientes de cada magnitud de la ecuación anterior y operando convenientemente, se conoce el valor de la energía reticular del cloruro de sodio.

$$U^0(\text{NaCl}) = -411,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - (+107,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) - (+121,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) - (+493,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) - (-364,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}).$$

$$U^0(\text{NaCl}) = -770,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Todo este proceso puede representarse mediante un diagrama de energía como aparece en la figura 3.6.

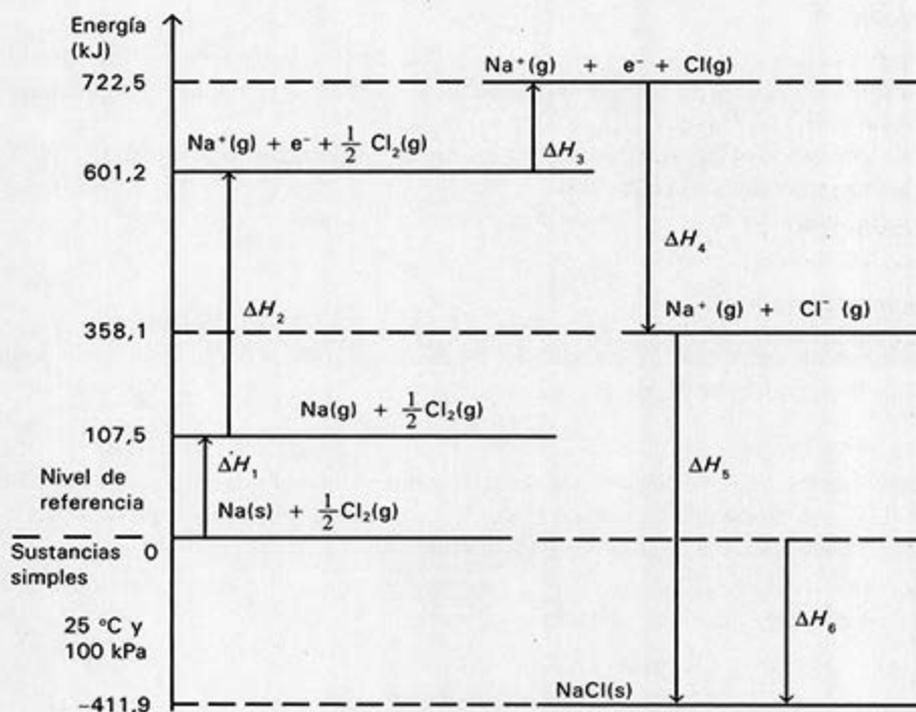


Fig. 3.6 Diagrama del ciclo de Born-Haber para el cloruro de sodio.

???

3.12 Defina los conceptos siguientes:

- Energía reticular.
- Energía de ionización.

3.13 Analice la tabla de datos que aparece a continuación:

$\Delta H_f^\circ(MX)$ kJ · mol ⁻¹	$\Delta H_D^\circ(X_2)$ kJ · mol ⁻¹	$\Delta H_S^\circ(M)$ kJ · mol ⁻¹	$I(M)$ kJ · mol ⁻¹	$A(X)$ kJ · mol ⁻¹
$\Delta H_f^\circ(\text{NaCl})$ -411,9	$\Delta H_D^\circ(\text{F}_2)$ +150,7	$\Delta H_S^\circ(\text{Na})$ +107,5	$I(\text{Na})$ +496,1	$A(\text{F})$ -1 351,1
$\Delta H_f^\circ(\text{LiCl})$ -407,2	$\Delta H_D^\circ(\text{Cl}_2)$ +242,6	$\Delta H_S^\circ(\text{Li})$ +155,23	$I(\text{Li})$ +520,2	$A(\text{Cl})$ -364,4
$\Delta H_f^\circ(\text{LiF})$ -647,00	$\Delta H_D^\circ(\text{Br}_2)$ +192,5	$\Delta H_S^\circ(\text{K})$ +151,2	$I(\text{K})$ +418,9	$A(\text{Br})$ -329,5
$\Delta H_f^\circ(\text{KCl})$ -436,1	$\Delta H_D^\circ(\text{I}_2)$ +142,3			$A(\text{I})$ -303,8
$\Delta H_f^\circ(\text{KBr})$ -392,6				
$\Delta H_f^\circ(\text{NaI})$ -287,9				

Responda:

- ¿En qué metal de los representados en la tabla el enlace metálico puede ser más fuerte? Justifique.
- ¿En cuál de las sustancias simples no metálicas F_2 , Cl_2 , Br_2 e I_2 el enlace covalente de sus moléculas puede ser más débil? Justifique su respuesta.
- Calcule empleando el ciclo de Born-Haber los valores de las energías reticulares $U^\circ(X)$ de los compuestos representados en la tabla.
- Dibuje los diagramas de los ciclos de Born-Haber de los compuestos de la tabla.

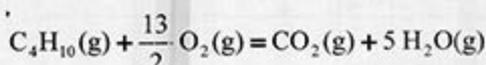
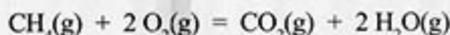
Resumen y ejercicios

Las manifestaciones térmicas de las reacciones químicas están dadas por la absorción o desprendimiento de energía durante el proceso de reacción.

???

3.14 Después de ver la destrucción y el incendio producidos por la explosión de un balón que contenía acetileno (C_2H_2) un obrero opinó: "cuando el acetileno que contiene el balón, explota, produce más energía que cuando se quema en el soplete de soldadura". Argumente la afirmación anterior.

3.15 El metano (CH_4) y el butano (C_4H_{10}) son gases combustibles cuyas reacciones pueden representarse por las ecuaciones siguientes:

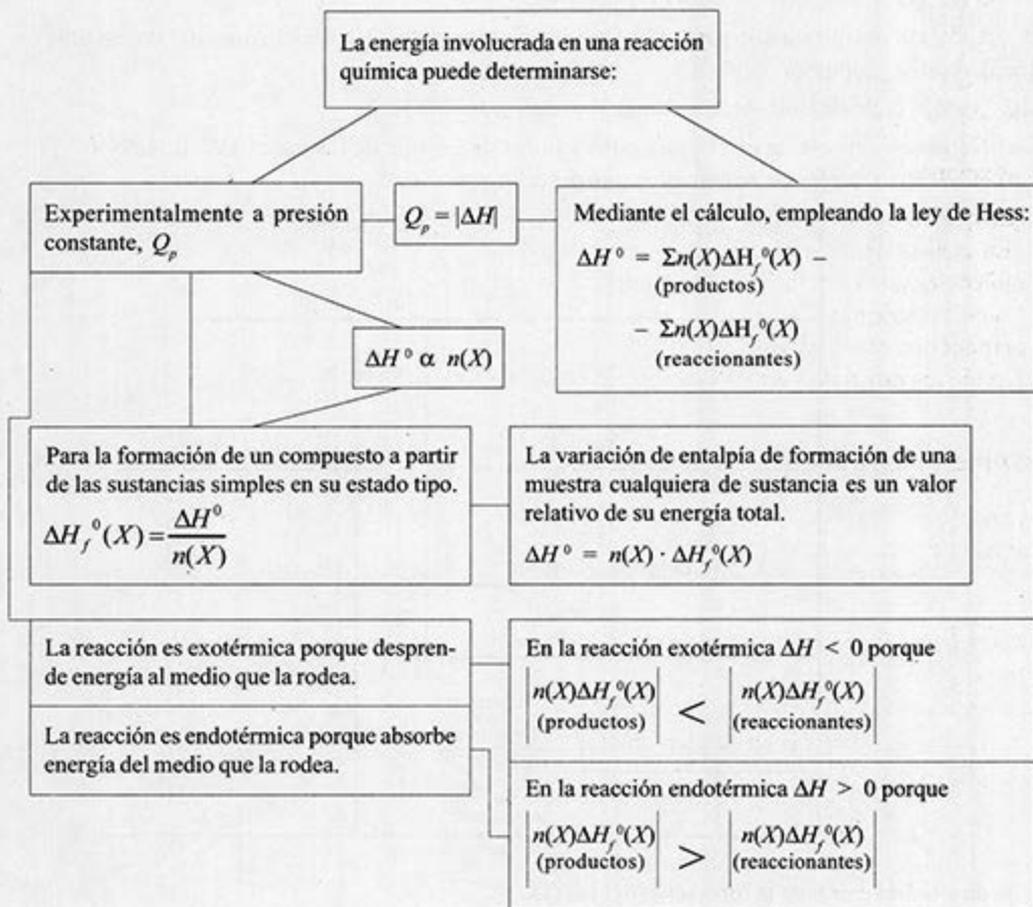


- a) ¿Cuál de ellos es mejor combustible? Asumir que se queman volúmenes iguales de ambos gases medidos a TPEA. Justifique su respuesta.
- b) Ambos gases pueden obtenerse por destilación del petróleo, pero el metano es el gas principal que se obtiene en los digestores del biogás a partir de desechos de la industria azucarera, de la agricultura y de excretas de animales. ¿Cuál de los dos gases anteriores será el combustible más económico para la cocina del comedor obrero de un central azucarero?
- c) ¿Qué masa de metano tendrá igual volumen que una muestra de 3 mol de butano medidos a TPEA?

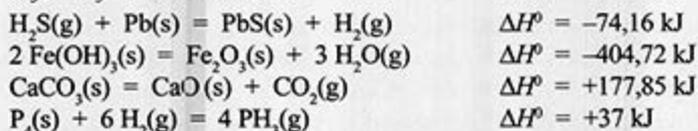
3.16 El monóxido de carbono se aplica durante la obtención de metales en procesos metalúrgicos, como el representado en la ecuación siguiente:



- a) ¿Qué propiedad del CO permite su utilización en estos procesos?
- b) Prediga si la reacción es exotérmica o endotérmica.
- c) ¿Qué cantidad de calor a presión constante, Q_p , evoluciona en esta reacción?
- d) Dibuje un diagrama de energía contra transcurso de la reacción para esta reacción?



3.17 Determine las entalpías molares de formación de los compuestos de fórmula: PbS, Fe₂O₃, CaCO₃ y PH₃, conociendo que:



3.18 En la etapa de preparación para una práctica de laboratorio, se orienta a los alumnos que escriban ordenadamente las operaciones de laboratorio que son necesarias para obtener las sales de sulfato de bario y cloruro de sodio, a partir de las sales de cloruro de bario y sulfato de sodio, también en estado sólido. Además, se les pregunta qué tienen que hacer para determinar la variación total de entalpía del proceso.

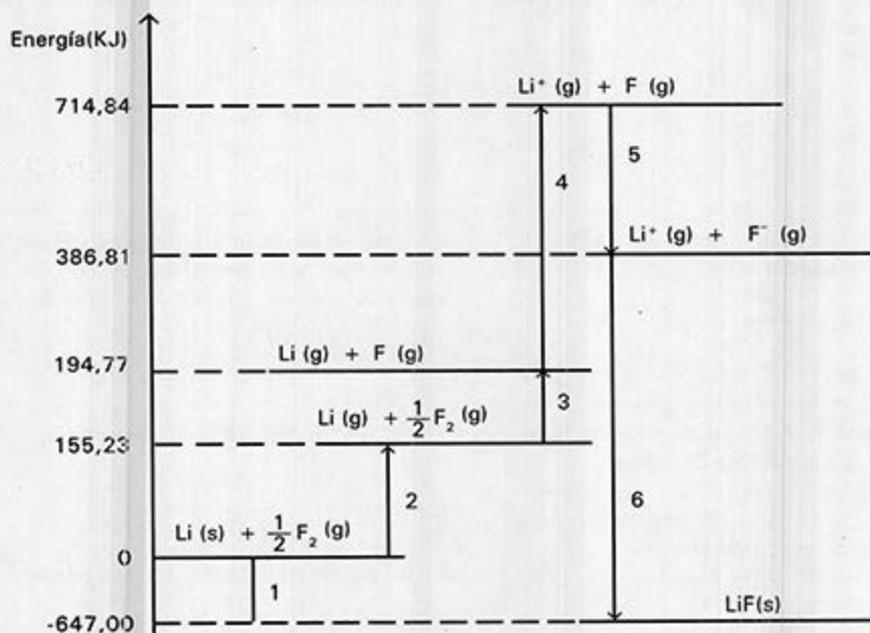
- Describa las operaciones de laboratorio y el orden en que las realizaría, si usted se encontrara en esta situación.
- Si al discutir los resultados, un compañero suyo sugiere que para determinar la variación total de entalpía del proceso no es necesario realizar ensayos experimentales, sino que se puede calcular empleando la ecuación hipotética:



¿Apoyaría usted esta afirmación? Justifique su respuesta. Calcule la variación de entalpía de acuerdo con la propuesta realizada.

3.19 Dado el ciclo de Born-Haber para la formación del LiF(s).

- Nombre y represente en el gráfico los valores de energía de los pasos 1; 2; 3; 4; 5 y 6.
- ¿Cuál es la expresión matemática que describe este ciclo?



Ciclo de Born-Haber para la formación del LiF(s).

INTRODUCCIÓN

El agua en la naturaleza puede estar sobre la superficie del planeta, formando océanos, glaciares, mares, ríos, lagos, bajo la superficie en el manto freático, y en la atmósfera como vapor imperceptible o en forma de nubes.

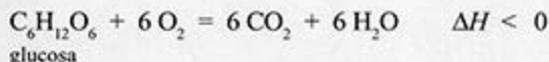
En todos los casos, el agua se encuentra mezclada con un gran número de sustancias, muchas de estas solubles como son algunas sales y sustancias moleculares polares, pero también, hay sustancias minerales muy poco solubles, como la arcilla y fragmentos de rocas muy finamente divididos, que se encuentran en suspensión en su seno.

Esto último, unido a la existencia de restos de animales o vegetales en descomposición, y de microorganismos que viven en el agua son la causa de la turbidez y la coloración de esta en la naturaleza, y en muchos casos, de su contaminación.

Las aguas de los lagos, las presas y los ríos, así como las del manto freático son las fuentes principales de abasto de agua de las colectividades humanas. Además, se utiliza tanto en el hogar como en las industrias.

La vida en el planeta Tierra está estrechamente vinculada a la existencia de agua. En los tejidos de los organismos, tanto vegetales como animales, el agua se encuentra en una proporción que varía entre un 20 y un 95 %. En los seres vivos, el agua es utilizada como medio dispersante, puesto que en esta hay múltiples iones disueltos y, además, se encuentran en suspensión homogénea, moléculas de sustancias orgánicas.

También se utiliza como reactivo, puesto que participa en reacciones tan importantes como la fotosíntesis y las que tienen lugar en la digestión. En otras ocasiones se obtiene como producto de una reacción, como ocurre en la degradación de la glucosa durante el proceso de la respiración:



Esta reacción proporciona la energía necesaria para producir los procesos que mantienen la vida en plantas y animales. El agua es el principal lubricante en el cuerpo de los animales, así como también es utilizada como medio de transporte.

Todas las mucosas internas o externas están húmedas, puesto que el agua favorece la difusión de gases y de otras sustancias que se pueden transportar por medio de esta. También los transportadores fundamentales de nutrientes como la savia de las plantas y la sangre en los animales tienen fundamentalmente agua en su composición.

4.1 Propiedades físicas

El agua pura es incolora, inodora e insípida. Cualquier color, olor o sabor que pueda presentar una muestra de agua es debido a la presencia de sustancias disueltas.

Entre las pocas sustancias que cotidianamente se presentan en los tres estados de agregación, se encuentra el agua. Su temperatura de fusión es de 0°C y la de ebullición 100°C. Estos valores de las temperaturas de fusión y de ebullición son inusualmente altos para una sustancia de masa molar pequeña (18 g/mol). En la figura 4.1 puede observarse que las temperaturas de fusión y de ebullición del agua son mucho más elevadas que las de los restantes compuestos hidrogenados de los elementos del grupo VIA (16) de la tabla periódica.

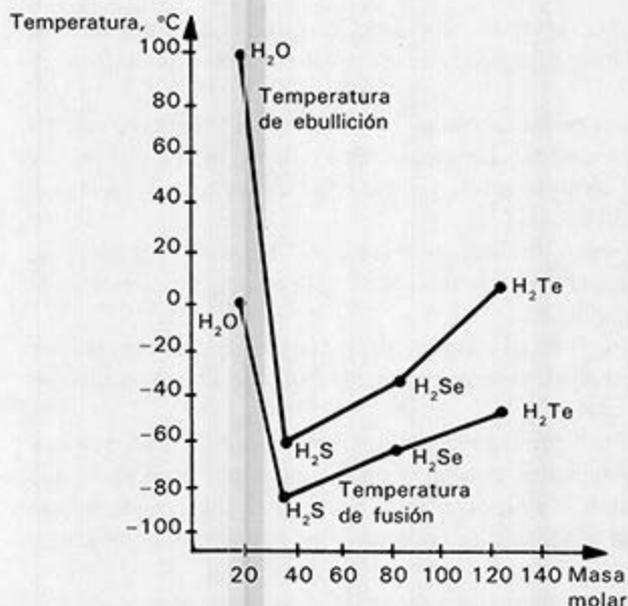


Fig. 4.1 Gráficas que representan las temperaturas de fusión y de ebullición para los compuestos hidrogenados del grupo VIA de la tabla periódica.

Otras propiedades físicas del agua con valores inusualmente altos son:

1. Capacidad térmica específica (agua líquida a 14,5 °C):
4,184 J/(g · °C).
2. Entalpía de vaporización molar:
 $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta H_{\text{vap}} = 40,7 \text{ kJ/mol.}$
3. Entalpía de fusión molar
 $\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H_{\text{fus}} = 6,02 \text{ kJ/mol.}$

Estas propiedades del agua permiten su aplicación en sistemas de refrigeración con hielo, calefacción, sistemas industriales de enfriamiento y explican la gravedad de las quemaduras con vapor de agua.

Otra sorprendente propiedad del agua es la variación de su densidad con la temperatura. A valores inferiores a la temperatura de ebullición y hasta 4 °C (más exactamente 3,98 °C) el agua, al igual que la gran mayoría de los líquidos, se contrae y, por tanto, su densidad va en aumento hasta alcanzar su valor máximo de 1 g/cm³. Por debajo de esta temperatura y hasta alcanzar su tempera-

tura de solidificación a 0°C, el agua comienza a expandirse y su densidad disminuye. Esto trae como resultado, que el hielo sea menos denso que el agua líquida y flote en esta. Es de gran importancia este hecho, pues mientras que la superficie de mares, ríos y lagos en las zonas frías del planeta pueden congelarse, las aguas profundas más densas permanecen líquidas, por tanto, continúa la vida acuática.

???

4.1 Describa las propiedades físicas del agua.

4.2 ¿Qué consecuencia tendría para la vida acuática que el hielo fuese más denso que el agua?

4.3 Argumente la afirmación siguiente:

En los países fríos durante el invierno pueden reventar las tuberías de conducción de este líquido, y el agua atrapada en las grietas de las rocas y del pavimento provoca sus rupturas.

4.4 El agua actúa como regulador térmico, de forma que en las regiones próximas a grandes masas de agua, no presentan cambios bruscos de temperatura. ¿Qué propiedad del agua explica este hecho?

4.2 Estructura del agua

Acerca de las moléculas de agua se conoce, de estudios realizados en grados anteriores, que están constituidas por un átomo de oxígeno y dos átomos de hidrógeno. Se conoce, además, que en estas moléculas los pares de electrones del enlace O — H son desigualmente compartidos, siendo más atraídos por los átomos de oxígeno que por los átomos de hidrógeno. Este desigual compartimiento de los electrones del enlace es causado por la diferencia de electronegatividades entre el oxígeno y el hidrógeno (ver tabla 2.2) y, trae como resultado, que los enlaces O — H sean enlaces covalentes polares (fig. 4.2).

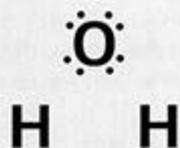


Fig. 4.2 Representación esquemática de los enlaces covalentes polares en una molécula de agua.

La existencia de enlaces covalentes polares unido al hecho de que las moléculas de agua no son lineales (fig. 4.3a), provoca que en estas aparezcan cargas parciales, una negativa en el átomo de oxígeno y otra positiva en cada átomo de hidrógeno (fig. 4.3b).

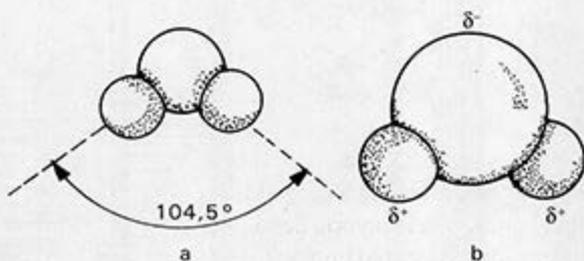
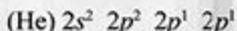


Fig. 4.3 Moléculas de agua: a) ángulo de enlace; b) cargas parciales.

Cada átomo de oxígeno tiene seis electrones en su último nivel de energía, siendo su distribución:



Por esto, es de esperar que los dos electrones p no apareados formen con el electrón $1s$ de los átomos de hidrógeno dos enlaces sigma ($s-p$) como resultado del solapamiento de los orbitales s del hidrógeno con los orbitales p del oxígeno. Dado que los orbitales p tienen una forma geométrica determinada, estos enlaces debían estar dirigidos espacialmente formando entre ellos un ángulo de 90° .

Como ya se conoce, el ángulo entre los enlaces en la molécula de agua es de $104,5^\circ$. Una de las posibles explicaciones de este hecho y que trata de justificar que el ángulo sea mayor que 90° , afirma que esto se debe a las fuerzas repulsivas que actúan entre los átomos de hidrógeno con carga parcial positiva y que tiende a separarlos.

Enlaces por puente de hidrógeno

En general, mientras mayores sean las fuerzas de atracción entre las moléculas de una sustancia, mayores serán los valores de sus temperaturas de fusión y de ebullición. Por otra parte, mientras mayor es la masa de las moléculas mayores son las fuerzas de atracción entre estas, si son semejantes en otros aspectos.

Si se tienen en cuenta estas dos ideas, y se compara la temperatura de fusión y de ebullición del agua con el sulfuro de hidrógeno, H_2S , el seleniuro de hidrógeno, H_2Se , y el telurio de hidrógeno, H_2Te , se puede comprobar que en estos tres últimos compuestos semejantes al agua (ver figura 4.1) se cumple que las temperaturas de fusión y de ebullición se incrementan en la medida en que las moléculas tienen mayor masa molar. Pero a diferencia de estas, el agua tiene una temperatura de fusión y de ebullición mucho mayor, incluso, que el telurio de hidrógeno, H_2Te , a pesar de ser su masa molar mucho más pequeña. La explicación a este hecho se encuentra en la estructura del agua.

Entre las moléculas polares del agua existen fuerzas atractivas de una intensidad particularmente elevada. Cada átomo de oxígeno en la molécula de agua no solo está unido a dos átomos de hidrógeno por medio de enlaces covalentes polares, sino que además atrae a otros átomos de hidrógenos pertenecientes a otras moléculas (fig. 4.4).

Esto es debido a que el átomo de oxígeno es altamente electronegativo y, por ende, atrae hacia sí de forma considerable a los electrones compartidos del enlace $\text{O}-\text{H}$ de las moléculas de agua. Bajo estas condiciones, el átomo de hidrógeno con carga parcial positiva es, además, atraído por

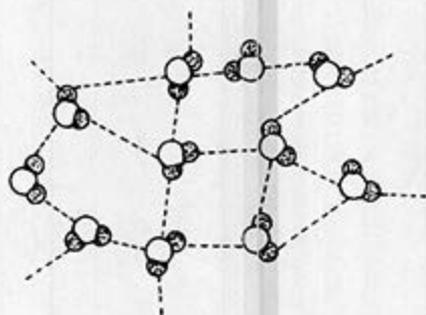


Fig. 4.4 Representación esquemática de las interacciones entre las moléculas de agua.

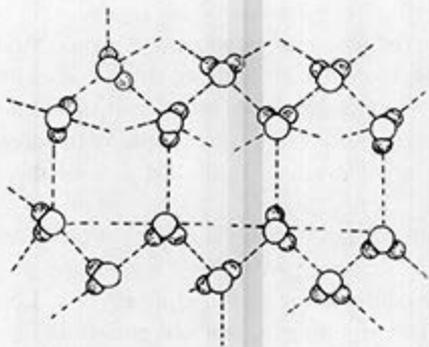


Fig. 4.6 Estructura cristalina del hielo.

Como resultado de lo antes expuesto, se obtiene una estructura cristalina considerablemente abierta, es decir, en la que hay un mayor espacio entre las moléculas que el que existe en el líquido. Cuando el hielo funde, algunos de los enlaces por puentes de hidrógeno se rompen, las moléculas dejan de ocupar posiciones fijas, se rompe la estructura cristalina y las moléculas pueden acercarse más unas a otras. Como consecuencia, la densidad del agua líquida es mayor que la del sólido (fig. 4.7).

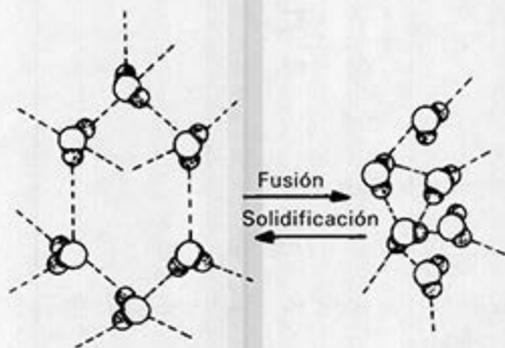


Fig. 4.7 Representación mediante un esquema de la solidificación y la fusión del agua.

Entre 0 y 4 °C, con el aumento de la temperatura, el volumen continúa disminuyendo en la medida que se van rompiendo enlaces por puente de hidrógeno. Simultáneamente, en la medida que la temperatura continúa aumentando la energía cinética de las moléculas se incrementa y, por encima de 4 °C, la agitación térmica causa un efecto expansivo que llega a predominar sobre el efecto causado por el rompimiento de los puentes de hidrógeno. Todo lo anterior explica, que a 4 °C el agua alcance su máxima densidad.

???

4.5 Describa la estructura de las moléculas de agua.

4.6 ¿Qué son los enlaces por puente de hidrógeno?

4.7 ¿Por qué el agua tiene mayores temperaturas de fusión y de ebullición que los restantes compuestos hidrogenados del grupo VIA de la tabla periódica, a pesar de ser la de menor masa molar?

4.8 Explique los elevados valores de las entalpías de vaporización y de fusión del agua.

4.9 ¿Cuáles son los cambios estructurales que tienen lugar durante la solidificación y la fusión del agua que justifican el hecho de que el hielo sea menos denso que el agua?

4.3 Propiedades químicas

El agua interviene en diversos tipos de reacciones químicas, ejemplos de estas aparecen en la tabla 4.1.

Tabla 4.1
Algunas reacciones químicas del agua

Reacciones redox del agua. Propiedad oxidante del agua.	Reacción con los metales (ver serie de actividad de los metales).	$2 \text{K(s)} + 2 \text{H}_2\text{O} = 2 \text{KOH(ac)} + \text{H}_2\text{(g)}$ $\text{Ca(s)} + 2 \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2\text{(ac)} + \text{H}_2\text{(g)}$ $T > 100^\circ\text{C}$
	Reacción con el carbono.	$\text{C(s)} + \text{H}_2\text{O(g)} = \text{CO(g)} + \text{H}_2\text{(g)}$ (incandescente)
Reacciones no redox en las que participa el agua. Formación de hidróxidos.	Reacción con los óxidos metálicos.	$\text{K}_2\text{O(s)} + \text{H}_2\text{O} = 2 \text{KOH(ac)}$ $\text{CaO(s)} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2\text{(ac)}$
	Reacción con los óxidos no metálicos.	$\text{SO}_3\text{(g)} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4\text{(ac)}$ $\text{N}_2\text{O}_5\text{(g)} + \text{H}_2\text{O} = 2 \text{HNO}_3\text{(ac)}$ $\text{P}_4\text{O}_{10}\text{(s)} + 6 \text{H}_2\text{O} = 4 \text{H}_3\text{PO}_4\text{(ac)}$

El agua puede estar formando parte de la red cristalina de ciertas sales, constituyendo las sales hidratadas, también llamadas *hidratos*.

Por ejemplo:

Sulfato de cobre (II) pentahidratado, $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$, el sulfato de níquel (II) heptahidratado, $\text{NiSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ y el carbonato de sodio decahidratado, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$. Se ha podido comprobar que el agua de cristalización en las sales, en algunos casos, se asocia fundamentalmente al catión, como ocurre en el $\text{NiSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ (fig. 4.8)

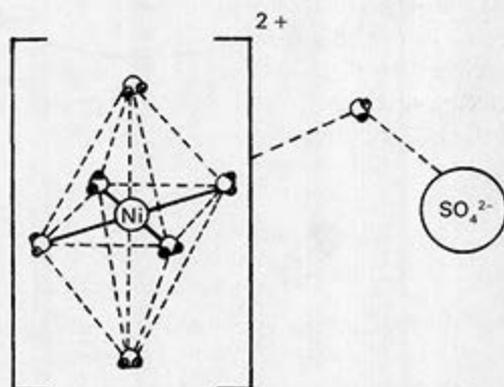


Fig. 4.8 Representación esquemática del sulfato de níquel (II) heptahidratado.



En este caso, seis moléculas de agua se asocian al catión y la séptima ayuda al empaquetamiento del cristal. Mientras que en otros casos, como en el $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ el agua sólo ayuda a la formación del cristal y no está asociada al catión. En todos los casos, el *agua de cristalización* puede ser eliminada por el calor (*deshidratación*). Esto cambia la estructura cristalina de la sal, lográndose un nuevo cristal sin agua, que se denomina *sal anhidra* y que tiene algunas propiedades diferentes al *hidrato*.

Una propiedad muy importante del agua es su acción como disolvente. Esta sustancia no solo separa las moléculas de muchos cristales, sino que disocia sustancias iónicas e ioniza a sustancias covalentes polares. Por ello es que se considera un buen disolvente ionizante, aunque no es el único con estas características, pero por su gran abundancia y fácil adquisición es el más utilizado.

La gran polaridad del agua favorece la interacción de sus moléculas con los iones de las redes cristalinas de los compuestos iónicos (*interacción ion-dipolo*).

La interacción de las moléculas de agua con los iones de carga opuesta en el cristal disminuye la atracción electrostática entre ellos, debilitando el enlace que los mantiene unidos. La fuerte *interacción ion-dipolo* favorece la salida de los iones del cristal y, por tanto, la disolución de la sustancia iónica (fig. 4.9).

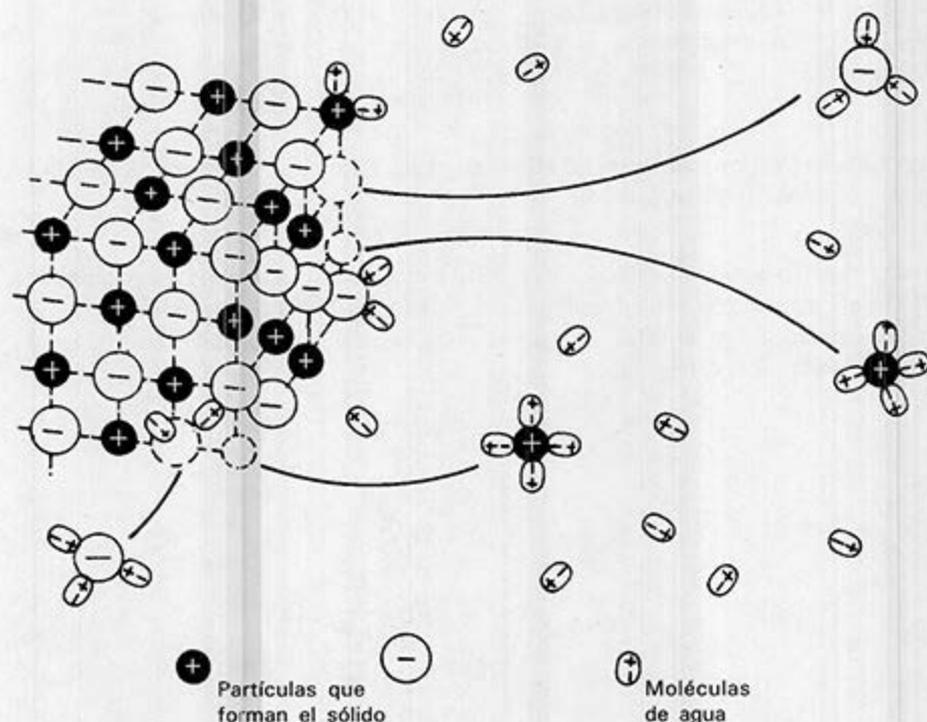


Fig. 4.9 Esquema que representa la disolución de un cristal iónico en agua.

Otras sustancias iónicas como el fluoruro de litio son muy poco solubles en agua; esto se debe a que en la medida que el enlace en el cristal es más fuerte, menos posibilidad tiene el agua de debilitarlo y, por tanto, de disolver la sustancia. La pequeña parte que se disuelve queda disociada en iones.

Muchos hidróxidos no metálicos y compuestos binarios hidrogenados son solubles en agua. Esta solubilidad se debe en parte a que son sustancias moleculares polares como lo es el agua. Por lo cual al mezclarse se produce una interacción de sus moléculas del tipo *dipolo-dipolo* (fig. 4.10).

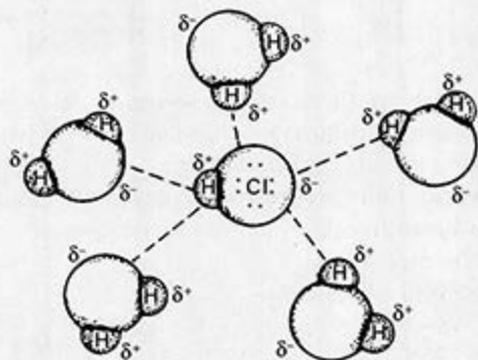


Fig. 4.10 Esquema por medio del cual se pueden observar las interacciones dipolo-dipolo entre moléculas polares de HCl(g) y H₂O(l).

Estas interacciones favorecen la ruptura del enlace en la molécula que se ioniza y el protón H⁺ se enlaza con una molécula de agua, formando el ion hidronio, H₃O⁺ (fig. 4.11).

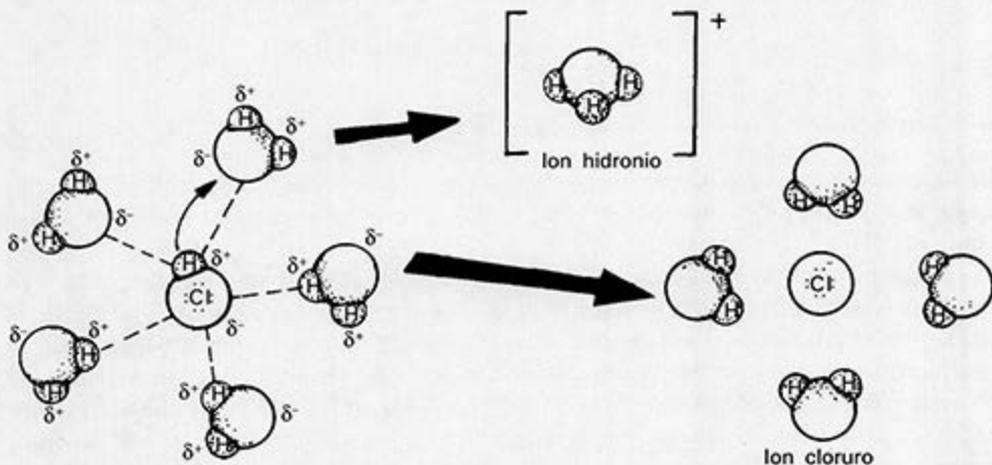
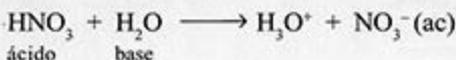
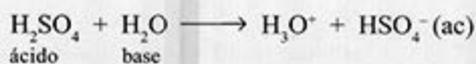


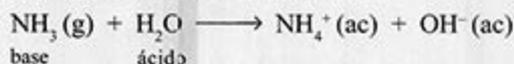
Fig.4.11 Representación a partir de un esquema de la ionización del cloruro de hidrógeno por la acción del agua.

La explicación anterior, está basada en una teoría propuesta en 1923 por J. N. Brønsted y T. M. Lowry. Esta teoría postula que las sustancias que donan protones (H⁺) se denominan *ácidos* y las que aceptan dichos protones, *bases*. Por ello, se denomina *teoría ácido-base de Brønsted-Lowry*. Ejemplos de lo anterior son:





El agua al disolver otras sustancias, como por ejemplo el amoníaco, NH_3 , tiene un comportamiento diametralmente opuesto, porque en este caso el aceptor de protones es el amoníaco, mientras que el agua es el donante.



Las sustancias que son *donantes* o *aceptores de protones* se denominan *protolitos* y los procesos que tienen su explicación con este modelo son *procesos protolíticos*. Dado que la estructura de la molécula del agua permite que esta actúe como *donante* o como *aceptora de protones*, unas moléculas pueden ceder protones H^+ a otras moléculas de esta misma sustancia. Este proceso denominado *autoprotólisis* puede representarse esquemáticamente como se muestra en la figura 4.12.

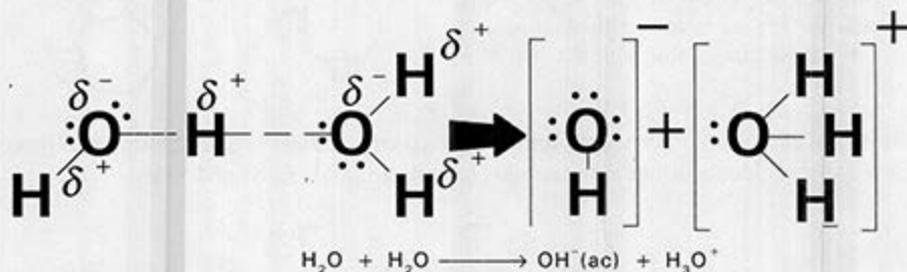


Fig. 4.12 Representación del proceso de autoprotólisis del agua.

En toda muestra de agua hay una pequeñísima cantidad de iones hidróxido, $\text{OH}^-(\text{ac})$, y de iones hidronio, $\text{H}^+(\text{ac})$ producidos por su *autoprotólisis*, pero como están en igual cantidad, el agua pura es neutra.

El agua es un magnífico disolvente ionizante y, por ello, los procesos de disolución en agua de sustancias iónicas y algunas moleculares polares, tienen una gran semejanza con las reacciones químicas, estas se producen cambios estructurales (ruptura y formación de enlaces), pero no dan origen a nuevas sustancias, ya que la eliminación mecánica del disolvente hace que aparezca la misma sustancia que inicialmente se disolvió. Hay procesos en los que interviene el agua que aparentan ser procesos de disolución, sin embargo, en realidad son reacciones químicas, porque los cambios estructurales que se producen son tan intensos que originan la formación de nuevas sustancias. Ejemplo de ello son las reacciones del agua con los metales y con los óxidos que aparecen en la tabla 4.1. Esta disuelve muy poco a las sustancias moleculares apolares, debido a que la interacción de las moléculas del agua con las moléculas de la sustancia apolar no son lo suficientemente intensas como para lograr la disolución. Por esto es que el dihidrógeno, el dióxígeno, las grasas y los hidrocarburos como el petróleo y sus derivados son tan poco solubles en agua.

???

4.10 Haga un *resumen* de las propiedades químicas del agua.

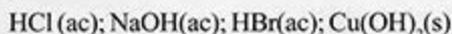
4.11 Describa empleando ecuaciones químicas, el carácter oxidante del agua y sus reacciones con los óxidos metálicos y los no metálicos.

4.12 Explique el hecho que se describe a continuación:

El sulfato de cobre (II) anhidro es una sal de color blanco y de cristales tan finos que al tacto es un polvo. Cuando esta sal se disuelve en agua la disolución es azul y la intensidad del color es más fuerte en la medida que haya más cantidad de sal disuelta. Si una disolución de la sal se coloca en una cristalizadora destapada, al evaporarse el agua de la disolución se forman unos cristales grandes de color azul intenso.

4.13 Explique según la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry, por qué el agua puede actuar como un ácido o como una base aunque la sustancia pura es neutra.

4.14 El agua puede aparecer como producto de una reacción química, como ocurre en la reacción de neutralización, o en la descomposición por efecto del calor de un hidróxido metálico poco soluble. Ejemplifique estos hechos empleando ecuaciones químicas con las sustancias representadas a continuación:



4.15 Dadas las sustancias siguientes:

- | | |
|-------------------------|-------------------------|
| 1) Dibromo | 4) Óxido de sodio |
| 2) Bromuro de hidrógeno | 5) Trióxido de azufre |
| 3) Bromuro de sodio | 6) Hidróxido de potasio |

a) ¿Cuáles de las sustancias anteriores al disolverse o reaccionar con el agua forman disoluciones conductoras de la corriente eléctrica? Justifique su respuesta.

b) Indique en qué caso se produce un proceso de disolución y en cuál un proceso de reacción.

4.16 ¿Qué masa de óxido de potasio debe reaccionar con el agua para obtener 160 g de hidróxido de potasio?

4.4 El agua potable. Dureza del agua

El agua de consumo humano debe ser potable. La potabilización del agua consiste en la eliminación primero de las sustancias en suspensión, lo que se logra por sedimentación o por filtración, y luego se eliminan por medios químicos los microorganismos que pueden ser perjudiciales al hombre. Ejemplo de esto último es la ozonización, que consiste en hacer pasar ozono por el agua. Este gas tiene acción bactericida, por lo que deja libre al agua de las bacterias nocivas.

El agua potable debe contener en disolución aire, cationes metálicos como son Ca^{2+} , Mg^{2+} , K^+ y Na^+ y aniones como HCO_3^- , Cl^- , Br^- , I^- y F^- , que son necesarios para el buen funcionamiento del organismo humano, pero debe evitarse, usar fuentes de abasto de agua contaminadas con nitratos, nitritos o amoníaco, puesto que estas sustancias perjudican la salud.

La mayor parte de las rocas de Cuba son calizas, estas están formadas por carbonatos de calcio y de magnesio, fundamentalmente. El agua de lluvia al atravesar el subsuelo disuelve parte de estas rocas, además de otras sustancias arcillosas, por lo que el agua del manto freático contiene pequeñas cantidades de iones Ca^{2+} , Mg^{2+} y Fe^{2+} . Estos iones están acompañados por los aniones hidrogenocarbonato (HCO_3^-), sulfato (SO_4^{2-}), nitrato (NO_3^-) y cloruro (Cl^-), entre otros. El agua que tiene disueltos estos iones se denomina *agua dura*.

La dureza del agua constituye un inconveniente para las industrias, puesto que al calentarse en calderas o en intercambiadores de calor forma incrustaciones de sales que tuyen las tuberías e

interrumpen el intercambio térmico. También en el hogar es un inconveniente, pues en el agua dura el jabón prácticamente no hace espuma y tuye las cañerías de desagüe al formar una costra insoluble.

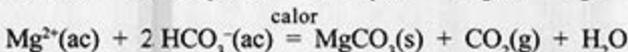
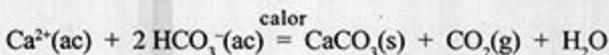
La *dureza del agua* puede ser de dos tipos:

Dureza temporal: Debida a la presencia de los cationes Ca^{2+} , Mg^{2+} y Fe^{2+} asociados al anión HCO_3^-

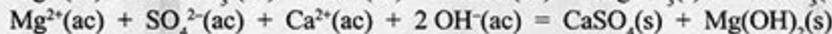
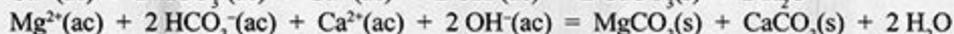
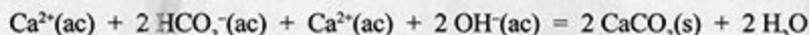
Dureza permanente: Debida a la presencia de los mismos cationes anteriores pero asociados a otros aniones.

El agua para uso industrial o doméstico no puede ser dura. Por ello, se emplean diferentes métodos de eliminación de su dureza. A esos procesos se les denomina *ablandamiento del agua*.

La *dureza temporal del agua* puede disminuirse por efecto del calor que transforma a los hidrogenocarbonatos, HCO_3^- , en carbonatos, CO_3^{2-} , insolubles.



Las *aguas duras* pueden ablandarse entre otras formas utilizando la lechada de cal, $\text{Ca}(\text{OH})_2$:



Este método elimina la *dureza temporal* y la *permanente* del agua en frío.

Desde el siglo pasado, se conoce que las zeolitas, minerales arcillosos, tienen la propiedad de intercambiar cationes Na^+ con los cationes Ca^{2+} y Fe^{2+} de las aguas duras y de esta forma eliminar su dureza (fig. 4.13).

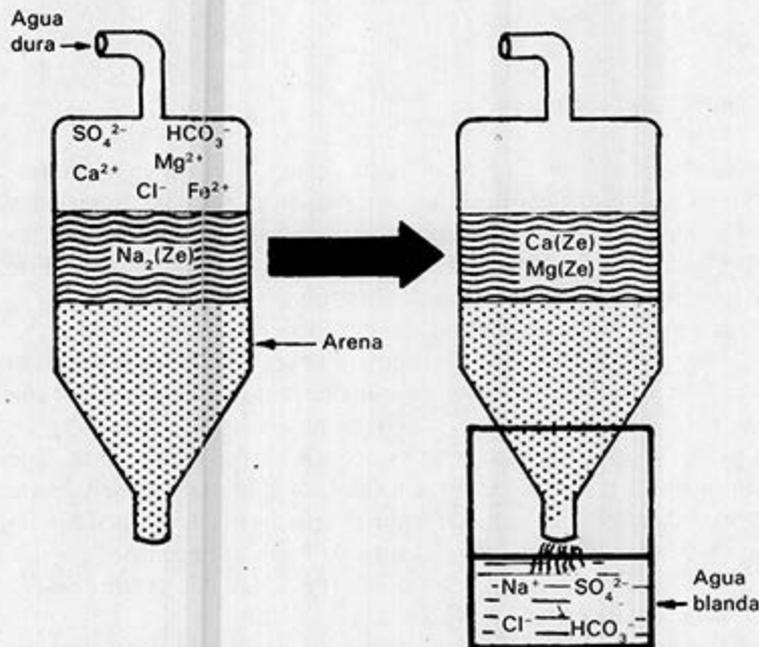


Fig. 4.13 Esquema del intercambio catiónico de la zeolita para realizar el ablandamiento del agua.

El agua blanda que se logra, empleando los procesos anteriores suele llamarse *agua tratada*.

En los laboratorios y en la industria farmacéutica se emplea mucho el *agua destilada*. El proceso de destilación del agua se logra por vaporización del agua y luego la condensación del vapor por intercambio térmico (fig. 4.14).

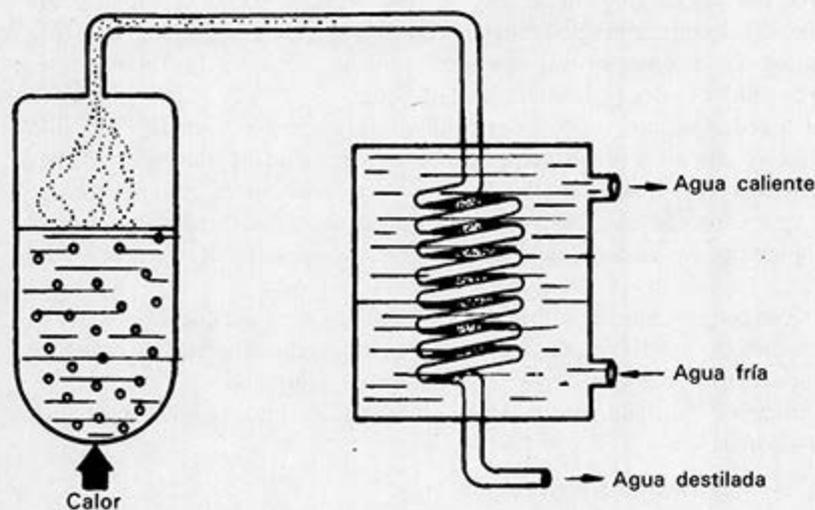


Fig. 4.14 Representación simplificada del proceso de destilación del agua.

El agua destilada es un agua muy blanda. El agua natural que más se acerca al agua destilada es la de lluvia, pero a su paso a través de las capas de la atmósfera disuelve gases del aire y arrastra polvo atmosférico. Por lo que contiene iones disueltos y partículas en suspensión, aunque estas impurezas están en menor proporción que en cualquier otro tipo de agua natural. Por sus características, suele recogerse agua de lluvia para lavar, pues se obtiene mayor jabonadura, utilizando menos jabón.

???

4.17 ¿Qué condiciones tiene que tener un agua natural para considerarla potable?

4.18 ¿En qué consiste la dureza del agua y cómo se puede eliminar?

4.19 El agua destilada es muy mala conductora de la corriente eléctrica, pero las aguas naturales incluyendo la de lluvia, son buenas conductoras de la corriente eléctrica. Argumente esta afirmación.

4.5 Contaminación del agua

El hombre siempre ha necesitado del agua para su existencia. No es casual, por ejemplo, que las comunidades indígenas cubanas se ubicaran a orillas de los ríos. Ya desde esos momentos la contaminación acuática constituía una de sus preocupaciones, así, evitaban la mezcla de las

* La contaminación es el resultado de la presencia en el medio ambiente de sustancias o energía (calor, radiactividad) que resultan nocivas para la vida, la salud, y el bienestar humano, la flora, y la fauna, o degradan la calidad del aire, agua, suelos, bienes y recursos en general.

aguas limpias, útiles para beber y para alimentar a sus animales, con las aguas de desecho producidas de su propia actividad.

Durante mucho tiempo, la propia naturaleza se encargó de dar una respuesta satisfactoria a la purificación de las aguas. Con el crecimiento de la población, la urbanización, el desarrollo de la agricultura y la industria; los procesos de purificación natural dejan 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 por distintas organizaciones mundiales, debido a las serias consecuencias que tiene para la vida de 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 del hombre y demás animales. Sin embargo, existen un conjunto de sustancias y materiales residuales, conocidos como *agentes contaminantes*, que provocan un cambio en la calidad de las aguas naturales y que las pueden convertir en una sustancia susceptible de provocar efectos perjudiciales para el medio ambiente.

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

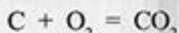
Los agentes contaminantes del agua son numerosos y variados. Para su estudio pueden clasificarse en los tipos siguientes:

- | | |
|---------------------------|--------------------------|
| a) Desechos orgánicos. | e) Desechos metálicos. |
| b) Microorganismos. | f) Productos químicos*. |
| c) Nutrientes de plantas. | g) Desechos radiactivos. |
| d) Pesticidas. | h) Sedimentos. |

Desechos orgánicos

Los desechos orgánicos son uno de los tipos de contaminantes más importantes y difundidos. Como fuentes principales se encuentran los organismos muertos de animales y plantas, la basura doméstica, las aguas albañales, los productos residuales de industrias tales como la cafetalera, la cervecera y la azucarera, entre otras.

Entre las principales afectaciones causadas por este tipo de contaminante, se encuentra la disminución del nivel de dióxigeno disuelto en las aguas. El carbono contenido en los desechos orgánicos se oxida lentamente a dióxido de carbono:



Como consecuencia de esta reacción, se consume el dióxigeno disuelto y torna inadecuada el agua para la vida de los peces y plantas acuáticas. Esta oxidación lenta es producida inicialmente por *bacterias aerobias*** , pero cuando la concentración de dióxigeno se hace muy baja, estas bacterias son sustituidas por las anaerobias. Las bacterias anaerobias transforman los desechos orgánicos en sustancias mal olientes y dañinas para la salud, tales como metano, CH₄, sulfuro de hidrógeno, H₂S, y amoníaco NH₃.

* Los nutrientes de plantas, pesticidas y desechos metálicos también son productos químicos.

** Las bacterias aerobias a diferencia de las anaerobias requieren dióxigeno para su respiración.

El petróleo es uno de los principales contaminantes orgánicos de océanos y mares. La contaminación de las aguas con petróleo es causada por su extracción y refinación junto a las costas, por los accidentes de buques petroleros y su vertimiento durante la transportación. Este contaminante causa daños desastrosos en el medio ambiente. Las llamadas *mareas negras* provocan la muerte de peces y aves marinas. La destrucción progresiva de la flora y la fauna marina causada por este y otros contaminantes, tienen serias consecuencias, pues se destruye una fuente de alimentación muy importante para el hombre.

Microorganismos

El vertimiento en ríos, mares y lagos de desechos no tratados es la principal fuente de microorganismos, capaces de transmitir enfermedades como el cólera, la tifoidea, la disentería y la hepatitis, entre otras.

Los suelos regados con agua contaminada por microorganismos enferman a las plantas y los animales, transmitiendo estas enfermedades al hombre al ser ingeridos.

Nutrientes de plantas

Los nitratos y fosfatos que están presentes en los fertilizantes proporcionan a las plantas elementos químicos, como el nitrógeno y el fósforo, que ayudan a su crecimiento.

Cuando estos nutrientes llegan a los lagos, las lagunas y los ríos, aceleran el crecimiento de las plantas y algas presentes, lo que puede convertirlos en pantanos, al disminuir sus recursos bióticos. Este proceso se conoce con el nombre de *eutrofización*.

Pesticidas

El término *pesticida* incluye a los insecticidas, fungicidas, nematocidas, roenticidas y herbicidas. Estos abarcan un amplio rango de sustancias. Los pesticidas son arrastrados por la lluvia hacia ríos, mares y lagos. Una vez en las aguas entran en la cadena alimentaria y causan daños en animales y seres humanos. Otro efecto causado por los pesticidas es la modificación del equilibrio ecológico por destrucción de numerosas especies útiles que, a su vez, controlan otras especies perjudiciales. Uno de los pesticidas más conocidos y peligrosos es el DDT, cuyo uso indiscriminado ha sido prohibido en distintos países.

Desechos metálicos

Entre los contaminantes del agua que pueden provocar serios trastornos de salud e incluso la muerte de personas y animales se encuentran los desechos metálicos, constituidos fundamentalmente por compuestos de mercurio, plomo y cadmio, entre otros. Aunque la toxicidad de los elementos metálicos pesados es conocida desde hace años, en las últimas décadas se ha prestado especial atención a este tipo de contaminante por el incremento de su difusión a gran escala.

En la ciudad de Minamata en Japón, los desechos de metilmercurio provenientes de una industria química local, vertidos en las aguas de la bahía, provocaron entre 1953 y 1977 miles de enfermos y 234 muertos, como consecuencia, de haber comido pescado contaminado. A partir de este hecho, se ha encontrado que los peces de muchas otras áreas del mundo, también están contaminados con niveles alarmantes de mercurio. Entre las fuentes fundamentales del mercurio

se encuentran las industrias procesadoras de la pasta de papel, de producción de plásticos, como el cloruro de polivinilo (PVC) y las cloroalcalinas. La denominada *enfermedad de Minamata* puede provocar en una *primera etapa* reducción de la agudeza visual, pérdida de sensibilidad e hipertensión y en una *segunda etapa* más avanzada, llega a provocar afectaciones del sistema nervioso central, incapacidad de coordinación y muerte.

La contaminación con el cadmio procedente de los residuos de la minería del cinc y de otras fuentes contaminantes, puede provocar enfermedades cardiovasculares e hipertensión.

El plomo proveniente de los antidetonantes de los combustibles, las industrias químicas y las fundiciones de este metal, alteran el metabolismo, causan daños en el cerebro, riñones e hígado. El plomo se acumula en los sedimentos marinos y en el agua potable.

Productos químicos

Entre este tipo de contaminante del agua se incluyen desde distintas sales inorgánicas y ácidos hasta los miles de productos químicos obtenidos en las últimas décadas y cuyos efectos sobre la salud humana a largo plazo son prácticamente desconocidos. Los productos químicos son vertidos en las corrientes de agua, formando parte de los residuos de diversas industrias, actividades metalúrgicas y minería. La contaminación con productos químicos puede provocar la muerte de seres vivos por envenenamiento tanto en el agua de mar como en los ríos.

Desechos radiactivos

Los desechos radiactivos son uno de los contaminantes del agua, del aire y de los suelos. Las fuentes principales de este tipo de contaminante son los residuos radiactivos de los reactores nucleares y los desechos de la minería del uranio.

Los residuos radiactivos se deben enterrar a gran profundidad y en rocas que impidan el paso de las radiaciones y nunca verterlos en el mar como se ha hecho.

Para los organismos vivos, la radiactividad es peligrosa, incluso en pequeñas dosis. Por encima de determinados niveles de radiactividad, existe un alto riesgo de contraer leucemia y otros tipos de cáncer. Además, puede provocar malformaciones congénitas que perduran de una generación a otra.

Sedimentos

La pérdida de la cubierta vegetal de los suelos producto de actividades constructivas, de minería y malas prácticas agrícolas, además de los efectos negativos sobre la flora y la fauna, incrementa la erosión y, por ende, los procesos de sedimentación en embalses y ríos, que conlleva a una pérdida de la calidad de las aguas. Como resultado de la sedimentación excesiva, los suministros de agua se vuelven inadecuados para uso doméstico, se reduce la penetración de luz en el agua, se destruye la vida acuática y se incrementan los costos de la purificación o tratamiento del agua.

4.6 *Descontaminación del agua*

La descontaminación del agua constituye una necesidad ineludible para la supervivencia de la vida en el planeta. Existen dos maneras de descontaminar el agua: la *natural* y la *artificial*.

La descontaminación natural se efectúa mediante:

1. El *ciclo hidrológico*. Mediante la energía solar el agua se evapora de las masas de aguas contaminadas, dejando los contaminantes en el depósito donde se encontraba, así se logra su purificación.
2. La *acción biodegradable*. Los agentes contaminantes se descomponen por la acción de las bacterias. Ejemplo de ello son las lagunas de oxidación.
3. La *precipitación*. Los sólidos insolubles que se encuentran en las aguas contaminadas se separan de estas al permanecer en el fondo del lugar donde se encuentran.

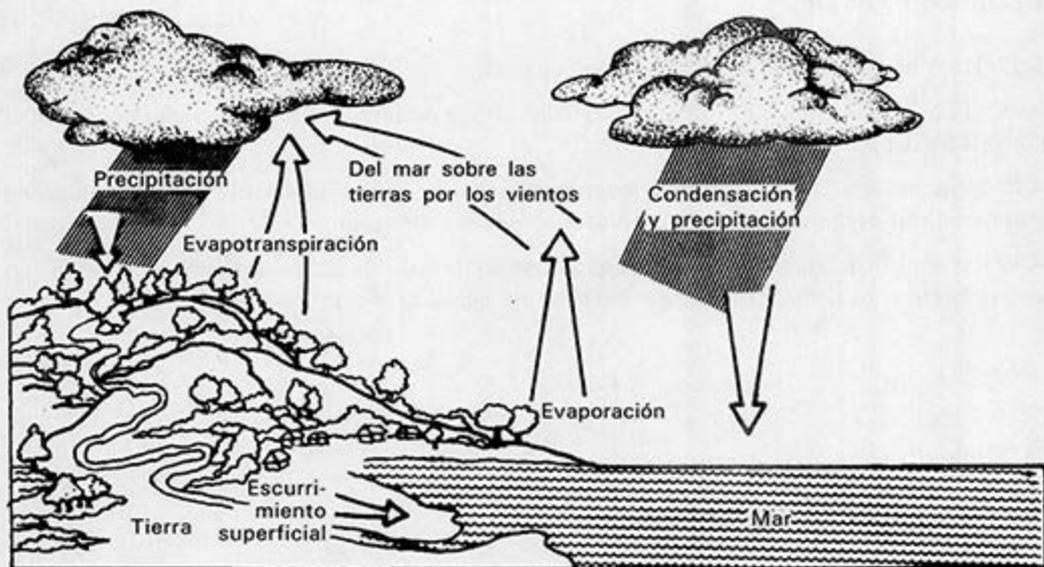


Fig. 4.15 Ciclo permanente del agua en la naturaleza.

La *descontaminación artificial* es la que realiza el hombre para purificar el agua contaminada. En general, son procesos muy costosos y necesarios para la supervivencia humana.

???

4.20 ¿Cuándo se dice que un agua está contaminada?

4.21 ¿Cuáles son los principales agentes contaminantes del agua?

4.22 Plantee dos medidas concretas que puedan realizarse en la casa, en la escuela y en su comunidad para evitar la contaminación del agua.

4.23 En la agricultura se debe dosificar, en lo posible, la utilización de herbicidas, pesticidas y fertilizantes. Argumente.

4.24 Cite tres actividades que se realizan en su comunidad que puedan contaminar el agua.

4.25 Si estudia en un preuniversitario en el campo o al incorporarse a la etapa "Pre al campo", pregunte a los campesinos qué fertilizantes y pesticidas utilizan en sus labores agrícolas. Realice una búsqueda bibliográfica sobre los perjuicios que pueden ocasionar al agua.

4.26 Realice una investigación sobre la contaminación del agua que trate los aspectos siguientes:

- Efectos sobre las plantas, los animales y el hombre de los agentes contaminantes:
 - desechos orgánicos, productos químicos y nutrientes de plantas;
 - pesticidas, desechos metálicos y sedimentos;
 - desechos radiactivos y microorganismos.
- Principales contaminantes del agua en su localidad. Causas y posibles soluciones. Discuta los resultados obtenidos de su investigación con el resto de sus compañeros.

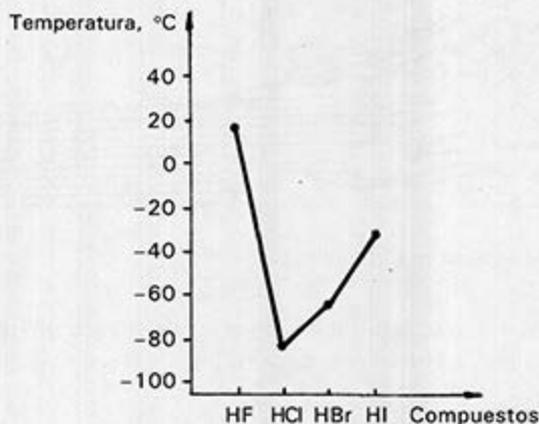
Resumen y ejercicios

4.27 Haga un *resumen* de las propiedades del agua.

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

4.29 ¿Por qué se utiliza agua en el sistema de enfriamiento de los automóviles? ¿Por qué algunos automovilistas prefieren echar agua de lluvia al radiador de su automóvil?

4.30 Explique la anomalía que presenta en su temperatura de ebullición el fluoruro de hidrógeno con respecto a los demás compuestos binarios hidrogenados del grupo VIIA.



4.31 Explique el comportamiento del fluoruro de hidrógeno al disolverse en agua, basándose en la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry.

4.32 Lea atentamente los dos procesos que se describen a continuación:

- Al poner en contacto el óxido de sodio con el agua se produce un aumento de la temperatura en el tubo de ensayos que lo contiene. Si se adiciona fenolftaleína a la mezcla resultante esta toma color rojo púrpura.
- Al poner en contacto hidróxido de sodio con el agua se produce un aumento de la temperatura en el tubo de ensayos que lo contiene. Si se adiciona fenolftaleína a la mezcla resultante esta toma color rojo púrpura.

- ¿Qué diferencia esencial existe entre los dos procesos descritos anteriormente?
- Represente ambos procesos en un esquema de disolución o una ecuación química, según corresponda.

4.33 *Resuma* los procedimientos estudiados para el tratamiento del agua natural para consumo humano e industrial.

4.34 ¿Qué masa de dihidrógeno se obtiene cuando reaccionan totalmente 0,5 g de calcio con suficiente agua? ¿Qué volumen a TPEA ocupa la muestra de dihidrógeno obtenido?

4.35 La Defensa Civil orienta hervir el agua de consumo humano en momento de desastres naturales relacionado con inundaciones o en período de ciclones para evitar enfermedades diarreicas.

- a) ¿Por qué se puede utilizar este procedimiento para potabilizar el agua?
- b) ¿Por qué los recipientes que se utilizan para realizar este procedimiento se cubren de una costra blanca muy parecida a la piedra caliza?

4.36 ¿Qué masa tiene una muestra de trióxido de azufre de $V(\text{SO}_3) = 2,48 \text{ L}$, medidos a TPEA? ¿Qué masa de ácido sulfúrico se obtiene, si la muestra reacciona totalmente con agua?

4.37 Una muestra de pentóxido de dinitrógeno gaseoso tiene un volumen de 0,25 L, medidos a TPEA. ¿Qué masa de ácido nítrico se obtiene si dicha muestra reacciona totalmente con el agua?

5 LA VELOCIDAD DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

INTRODUCCIÓN

Una cerilla (fósforo) puede estar indefinidamente en contacto con el aire sin que haya reacción química, pero reacciona rápidamente al frotarla contra la lija de la caja. La corrosión de una cabilla de acero a la intemperie necesita de muchos días para producirse, mientras que al mezclar disoluciones de sulfato de cobre (II) e hidróxido de sodio, se produce instantáneamente un precipitado de hidróxido de cobre (II). Estas reacciones químicas se completan en intervalos de tiempo muy diferentes. Todo lo anterior, se debe a que las reacciones químicas transcurren a diferentes velocidades.

La rama de la ciencia química que estudia la velocidad con que ocurren las reacciones químicas se denomina *cinética química*. Los conocimientos que aporta la cinética química son muy útiles para decidir, si puede utilizarse a escala industrial una determinada reacción química. También en el campo de las ciencias biológicas, proporciona un mayor conocimiento de las reacciones químicas que ocurren en los organismos, tanto vegetales como animales, contribuyendo así, al desarrollo de las ciencias agropecuarias y médico-farmacéuticas.

5.1 La velocidad de reacción

Las reacciones químicas se producen cuando en determinadas condiciones las sustancias reaccionantes se ponen en contacto. Esto posibilita que se produzcan choques entre las partículas de las sustancias de la mezcla reaccionante. Como resultado de esas colisiones se van formando las sustancias producto en un tiempo determinado.

La velocidad con que ocurren las reacciones químicas está relacionada con la probabilidad de chocar entre sí, en forma efectiva, que tengan las partículas de las muestras de las sustancias reaccionantes, lo que a su vez está condicionado por la cantidad de sustancia y el volumen en que estas se encuentran. La relación entre la cantidad de sustancia y el volumen de una muestra de sustancia gaseosa o en disolución, se denomina *concentración de la cantidad de sustancia*.*

La concentración de la cantidad de sustancia de una muestra de sustancia X se simboliza por $c(X)$ y su unidad es el $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

* Si se trata de una muestra de sustancia gaseosa su ecuación de definición es: $c(X) = \frac{n(X)}{V(X)}$. Si la sustancia se encuentra en disolución, entonces se utiliza el volumen de la disolución (V_D): $c(X) = \frac{n(X)}{V_D}$.

En el transcurso de una reacción química cualquiera, las concentraciones de las sustancias reaccionantes disminuyen en el tiempo de reacción, mientras que las de las sustancias producto aumentan. Empleando métodos experimentales es posible determinar la variación de la concentración de la cantidad de sustancia de las muestras de sustancias que intervienen en la reacción de descomposición del tetróxido de dinitrógeno (fig. 5.1).

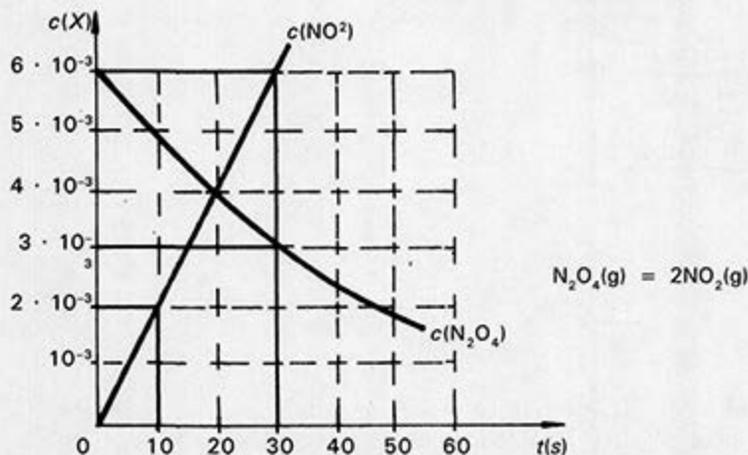


Fig. 5.1 Representación gráfica de la variación de las concentraciones en función del tiempo para la descomposición del N_2O_4 .

La relación entre la variación de la concentración de la cantidad de sustancia $\Delta c(X)$ de cualquiera de las sustancias involucradas en la reacción y el intervalo de tiempo Δt en que fue medida, se denomina velocidad media de reacción.

La velocidad media de reacción se representa por V , su unidad es el $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ y su ecuación de definición es:

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

Para calcular la velocidad media de reacción a partir de datos experimentales, primero se determina la sustancia de referencia y luego se procede al cálculo, empleando la ecuación de definición. Así, por ejemplo, para el caso de la reacción representada en la figura 5.1, si se desea calcular la velocidad media de reacción con respecto a la sustancia N_2O_4 , se tiene:

$$\bar{V} = \frac{\Delta c(N_2O_4)}{\Delta t} = \frac{c_2(N_2O_4) - c_1(N_2O_4)}{t_2 - t_1}$$

Para el intervalo de tiempo $t_1 = 10 \text{ s}$ y $t_2 = 30 \text{ s}$, entonces:

$$\bar{V} = \frac{3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} - 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{30 \text{ s} - 10 \text{ s}}$$

$$\bar{v} = \frac{-2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{20 \text{ s}}$$

$$\bar{v} = -1 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

Si en lugar de tomar como referencia a una sustancia reaccionante, se escoge un producto de la reacción, para calcular la velocidad media, su valor difiere aunque se utilice el mismo intervalo de tiempo:

$$\bar{v} = \frac{\Delta c(\text{NO}_2)}{\Delta t} = \frac{c_2(\text{NO}_2) - c_1(\text{NO}_2)}{t_2 - t_1}$$

$$\bar{v} = \frac{6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} - 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{30 \text{ s} - 10 \text{ s}}$$

$$\bar{v} = \frac{4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{20 \text{ s}}$$

$$\bar{v} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

Cuando la velocidad media de reacción se determina con respecto a una sustancia reaccionante, su valor tiene signo negativo. Lo anterior indica que la concentración está disminuyendo en el tiempo. Todo lo contrario ocurre cuando se refiere a un producto de la reacción, pues en este caso la concentración aumenta en el tiempo.

La diferencia que se aprecia entre los valores absolutos de las velocidades medias de reacción anteriores, se debe a que entre las cantidades de sustancia involucradas en una reacción química, existe una relación que está expresada en la ecuación química. Así, por ejemplo, para la reacción que se está estudiando (fig. 5.1) por cada mole de N_2O_5 que se descompone se forman 2 mol de NO_2 , por tanto, $\Delta c(\text{NO}_2)$ es el doble de $\Delta c(\text{N}_2\text{O}_5)$. Lo mismo ocurre con los valores absolutos de las velocidades medias de reacción: $2 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ es el doble de $1 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

Por todo lo anterior, es necesario especificar con respecto a qué sustancia se está expresando la velocidad de la reacción química.

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

???

5.1 Defina velocidad de reacción.

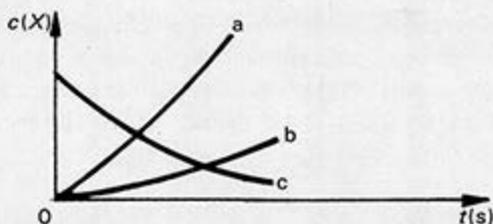
5.2 La velocidad de las reacciones químicas a TPEA es muy variable. Ejemplifique la afirmación anterior.

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

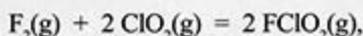
a) ¿Qué curva se corresponde con cada variación de concentración de la cantidad de sustancia que aparece a continuación:



b) ¿Qué masa de NO_2 se obtiene, si se descomponen 20 g de N_2O_5 ?



5.4 La reacción representada por la ecuación:



ha sido estudiada experimentalmente a -23°C y su velocidad de reacción es

$$\frac{\Delta c(\text{F}_2)}{\Delta t} = -2,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

¿Qué valores tendrá la velocidad de reacción, si se toman como referencia las otras dos sustancias que intervienen en la reacción? Justifique su respuesta.

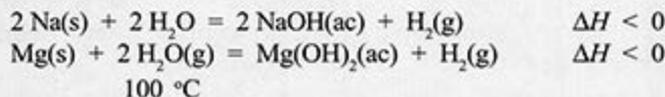
5.5 Critique la afirmación siguiente:

De la ecuación química $\text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{NaI}(\text{ac}) = 2 \text{NaCl}(\text{ac}) + \text{I}_2(\text{s})$, se puede deducir que la velocidad media de reacción es de $-2 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$, si se inicia la reacción con $c(\text{Cl}_2) = 4 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

5.2 Los factores que influyen en la velocidad de las reacciones químicas

Experimentalmente se ha comprobado que al variar las condiciones en que ocurren las reacciones químicas, también varía considerablemente su velocidad de reacción.

Las reacciones químicas tienen velocidades de reacción diferentes de acuerdo con la naturaleza de las sustancias reaccionantes. Por ejemplo, los metales sodio y magnesio reaccionan con el agua, produciendo las disoluciones de sus hidróxidos correspondientes y desprendiendo dihidrógeno:



La reacción del sodio con el agua a temperatura ambiente es muy rápida, mientras que a la del magnesio hay que aumentarle la temperatura al agua hasta valores cercanos a 100°C para que sea moderadamente rápida. Un aumento de la temperatura, generalmente, aumenta la velocidad de las reacciones químicas. Todo lo contrario ocurre cuando se disminuye la temperatura, por eso, muchos alimentos se conservan a bajas temperaturas, al disminuir la velocidad de las reacciones químicas que los descomponen.

Cuando reaccionan sustancias sólidas con sustancias gaseosas o líquidas el grado de división del sólido influye sobre la velocidad de la reacción química, mientras más dividido esté el sólido mayor será su superficie (fig. 5.2)

La trituración previa de un sólido aumenta su superficie de contacto con las demás sustancias reaccionantes, favoreciendo el contacto entre sus partículas, por lo que aumenta la probabilidad

de choque y de aquí la velocidad de la reacción. Por ejemplo, el carbón en trozos arde al aire lentamente, mientras que el polvo de este suspendido en el aire de las minas de carbón puede producir una combustión muy rápida (explosiva). Algo similar ocurre con el polvo de trigo en los molinos de este grano, por ello es que en ambos lugares se prohíbe encender fuego.

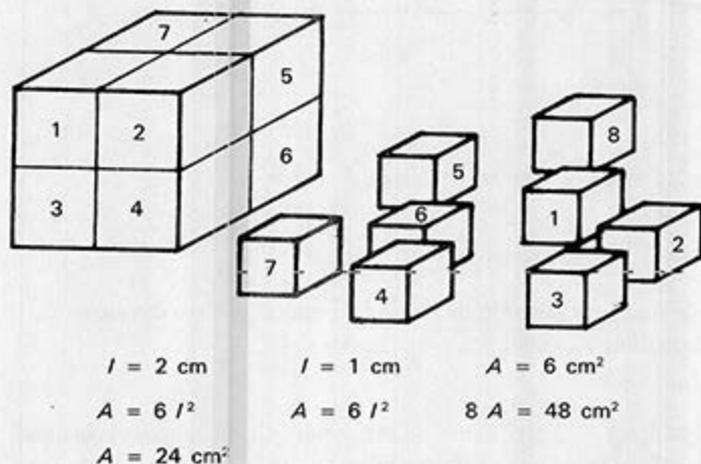


Fig. 5.2 Representación del aumento de la superficie de un sólido al ser fraccionado.

Si un pedazo de carbón ardiendo se introduce en un recipiente lleno de dióxido de carbono, la velocidad de la reacción aumenta considerablemente. Esto se debe a que la concentración de dióxido de carbono en el frasco es aproximadamente cinco veces mayor que en el aire. Generalmente, la velocidad de las reacciones químicas aumenta al aumentar la concentración de las sustancias reaccionantes.

El almidón es una sustancia de origen vegetal que por reacción con el agua se transforma en glucosa. Esta última sustancia es uno de los nutrientes fundamentales del organismo humano. El almidón puede estar en contacto con el agua durante muchos días a altas temperaturas y no todo se transforma en glucosa. Sin embargo, en la saliva existe una sustancia, la tialina, que su presencia en la reacción a la temperatura del cuerpo humano (36 a 37 °C), acelera la transformación del almidón en glucosa. En la reacción anterior, la tialina actúa como un catalizador.

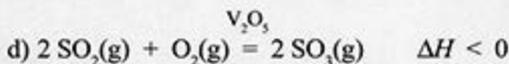
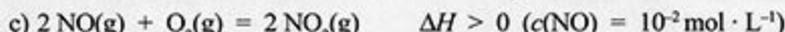
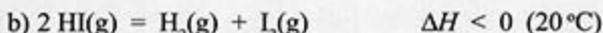
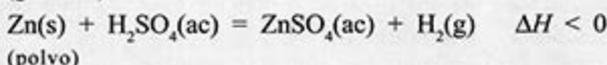
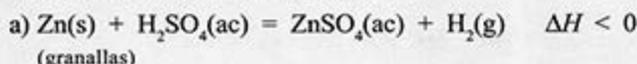
Entre los diversos factores que influyen en la velocidad de las reacciones químicas, los fundamentales son:

- la temperatura;
- la concentración de las sustancias reaccionantes;
- superficie de contacto entre las sustancias reaccionantes;
- los catalizadores;
- la energía lumínica.

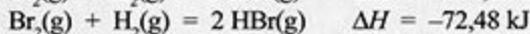
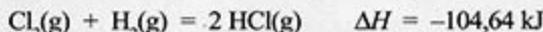
???

5.6 ¿Cuáles son los factores fundamentales que influyen en la velocidad de las reacciones químicas?

5.7 En cada par de reacciones representadas a continuación, la velocidad de reacción es diferente. ¿Qué factor influye en cada caso?



5.8 A partir de las ecuaciones químicas que aparecen a continuación:



a) Critique la afirmación siguiente:

En igualdad de condiciones de temperatura y concentración de los reaccionantes, ambas reacciones tienen igual velocidad, porque son exotérmicas, los reaccionantes son semejantes y la relación entre las cantidades de sustancia es la misma.

b) Dibuje un diagrama de energía contra avance de la reacción, para cada una de las reacciones representadas.

5.3 La temperatura. La energía de activación

La variación de la velocidad de las reacciones químicas provocada por cambios de temperatura, tiene su explicación en la teoría de las colisiones. Esta teoría propone en primera instancia que las reacciones químicas se producen al chocar entre sí las partículas de las sustancias reaccionantes. Si se asume este postulado como absoluto, la velocidad de las reacciones químicas dependerá solo de la frecuencia con que se producen las colisiones entre las partículas de las sustancias reaccionantes.

Por ejemplo, en una mezcla de gas de cocina y aire en una habitación cerrada a temperatura ambiente, la frecuencia con que pueden chocar las moléculas del gas con las del dióxigeno del aire es alta, pero sin embargo, la reacción no ocurre apreciablemente. Cuando se enciende una cerilla en la habitación puede hasta producirse una explosión. La energía desprendida por la llama de la cerilla es suficiente para iniciar la reacción y como esta es exotérmica, el calor desprendido calienta aún más las regiones próximas y hace que la velocidad de la reacción siga aumentando progresivamente hasta que en fracciones de segundo llega a ser instantánea.

Este ejemplo demuestra, que no todas las colisiones entre las partículas de las sustancias reaccionantes producen una reacción química. Para que un choque produzca reacción química (colisión efectiva), la energía de las partículas en la colisión tiene que tener un valor igual o

superior a determinado valor de energía que es característico de cada reacción química*. Esa energía mínima necesaria para que la colisión sea efectiva se denominó posteriormente *energía de activación*.

La energía de activación se representa por ΔH^* y su unidad es el $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

A cualquier temperatura las partículas de las muestras de sustancias poseen cierta energía cinética media que depende de la velocidad de su movimiento.**

La velocidad del movimiento de cualquier partícula cambiará continuamente por los choques con otras partículas. Un choque frontal la frena, mientras que una colisión con otra partícula que se dirige en su mismo sentido la aumenta. Entonces en un instante determinado habrá una distribución de energía cinética entre las partículas de la muestra de sustancia, desde un mínimo de 0 hasta energías elevadas (fig. 5.3).

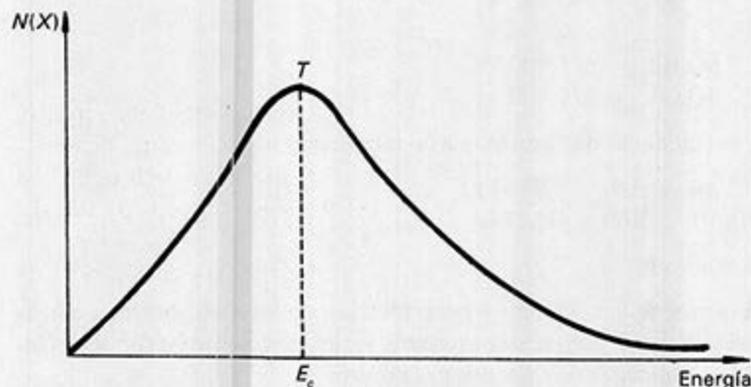


Fig. 5.3 Diagrama que representa la distribución de la energía cinética de las partículas a una temperatura constante T . E_c – energía cinética media de las partículas.

Un gran número de partículas tendrá una energía cinética próxima a la energía cinética media E_c , pero algunas tendrán valores de energía mucho más elevados, mientras que otras inferior a la media.

Una mezcla reaccionante en fase gaseosa a diferentes temperaturas tiene diferentes valores de energía cinética media de sus partículas, ya que esta magnitud determina la temperatura de la mezcla (fig. 5.4).

Las áreas sombreadas en la figura 5.4 se corresponden con el número de partículas que tienen energía igual o superior a la energía mínima necesaria para alcanzar el valor de la energía de activación durante la colisión (partícula activada). Estas partículas son las que pueden producir colisiones efectivas. Lo anterior, explica que a cualquier temperatura existe un determinado número de partículas activadas en la mezcla reaccionante que posibilita la reacción química. Pero al aumentar la temperatura de la mezcla reaccionante, el número de partículas activadas aumenta y, en consecuencia, crece el número de colisiones efectivas y la velocidad de la reacción.***

* Fue postulada por Svante Arrhenius en 1877.

** La energía cinética media de cada partícula se puede representar por la ecuación: $\bar{E}_c = \frac{mv^2}{2}$.

*** Cuando en la reacción química intervienen sustancias muy complejas o en la mezcla reaccionante las sustancias tienen diferentes estados de agregación, la explicación no es tan sencilla.

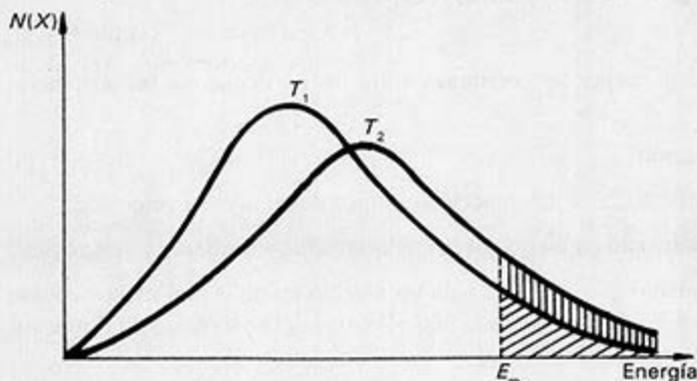


Fig. 5.4 Diagrama que representa la distribución de energía cinética de las partículas de una mezcla reaccionante. ($T_2 = 10\text{ }^\circ\text{C} > T_1$).

La *energía luminosa* es suficiente en ciertas reacciones químicas (reacciones fotoquímicas), para aumentar su velocidad. Por ejemplo, la luz solar o artificial acelera las reacciones que impresionan las películas fotográficas. Otro caso semejante ocurre con la reacción de una mezcla de dicloro y de dihidrógeno, que a la luz natural demora horas, pero con la luz intensa de la combustión del magnesio es instantánea.

La *energía mecánica* provoca en algunas reacciones químicas un incremento considerable de su velocidad. Algunas sustancias explosivas como la dinamita y el TNT, pueden estar en contacto con el aire incluso a altas temperaturas y no explotar, pero una detonación desencadena la explosión, por ello es que se utilizan dispositivos detonantes para activarlas.

Si se asume que la energía es la única condición para la efectividad de las colisiones, entonces la velocidad de las reacciones químicas tendría que ser proporcional a la temperatura y esto no se ha demostrado experimentalmente. Por lo anterior, se puede asumir que no todas las partículas con energía igual o superior a la energía de activación pueden producir colisiones efectivas. Esto hace necesario considerar una nueva condición que limita las colisiones efectivas de las partículas activadas. Esta condición es la orientación de estas partículas en el instante del choque (fig. 5.5).

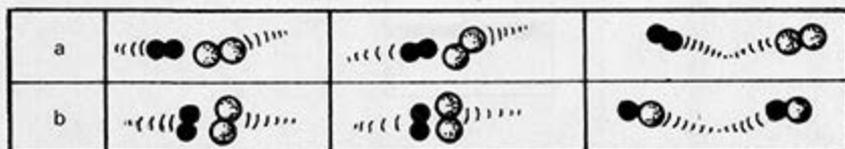


Fig. 5.5 Diagramas que representen la secuencia de las colisiones entre partículas activadas a) no efectiva; b) efectiva.

Entonces, para que la colisión entre partículas de las sustancias reaccionantes sea efectiva es necesario que estas estén activadas, pero, además, la orientación de estas partículas en el instante del choque debe ser la adecuada. Cumplidos estos requisitos en una colisión, se debilitan hasta romperse los enlaces químicos de las sustancias reaccionantes y se forman los nuevos enlaces de los productos de la reacción; lo que constituye la esencia de la reacción química.

???

5.9 ¿Cuáles son las condiciones para que las colisiones entre las partículas de las sustancias reaccionantes sean efectivas?

5.10 ¿Qué es la energía de activación?

5.11 ¿Por qué al disminuir la temperatura de una reacción química disminuye su velocidad?

5.12 ¿Por qué para quemar el queroseno en un quemador, previamente se calienta y se gasifica?

5.13 El clotetazol es un medicamento que se utiliza para las afecciones de la piel, en sus envase aparece: "Almacénese de 15 a 20 °C" y "Protéjase de la luz" ¿Por qué deben tomarse estas precauciones?

5.14 Para reacciones en medio acuoso, un aumento en 10 °C de la temperatura no duplica la energía cinética media de sus partículas. Pero este aumento de temperatura en algunos casos, si duplica la velocidad de la reacción. Explique este hecho.

5.4 La concentración de las sustancias reaccionantes

Generalmente, un aumento de la concentración de las sustancias reaccionantes aumenta la velocidad de las reacciones químicas. Ejemplo de ello es la reacción del ácido clorhídrico con el cinc. Cuando la disolución está diluida el desprendimiento de dihidrógeno es lento, pero si es concentrada este se acelera. La variación de la concentración de la cantidad de sustancia* se logra variando la cantidad de sustancia o el volumen de la muestra de sustancia (fig. 5.6).

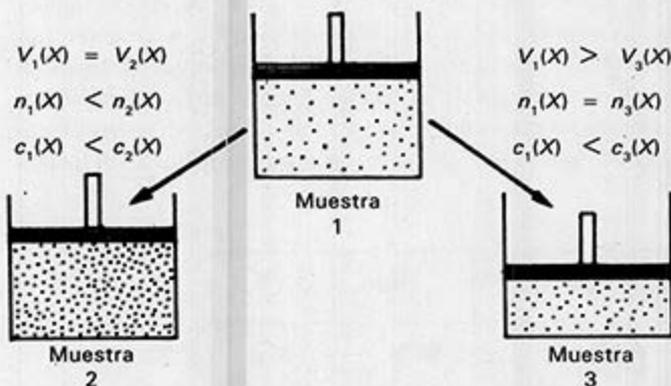


Fig. 5.6 Esquema que ilustra las variaciones de la concentración de la cantidad de sustancias en diferentes muestras gaseosas.

Para explicar la variación de la velocidad de la reacción con el cambio de la concentración de las sustancias reaccionantes, hay que recurrir a la teoría de las colisiones activas. Un aumento en

* En las disoluciones, la variación de la concentración de la cantidad de sustancia se logra disolviendo más soluto o añadiendo disolvente a la disolución. En el primer caso se denomina disolución concentrada y en el segundo como disolución diluida.

la concentración de la mezcla reaccionante, incrementa proporcionalmente el número de partículas por unidad de volumen (fig. 5.6). Este último aumento en la concentración de la mezcla reaccionante, incrementa proporcionalmente el número de partículas por unidad de volumen (fig. 5.6). Esto aumenta en igual proporción la frecuencia total de choques, entonces el número de colisiones efectivas también se incrementa y en consecuencia aumenta la velocidad de reacción.

Por lo anterior, es fácil comprender que la velocidad de una reacción química es proporcional a la concentración de las sustancias reaccionantes. La proporcionalidad entre la velocidad de reacción y la concentración de las sustancias reaccionantes se determina mediante ensayos experimentales. Las expresiones que se obtienen de esta forma reciben el nombre de *ley de la velocidad* y son particulares para cada reacción química (tabla 5.1).

Tabla 5.1
Ecuaciones y leyes de velocidad de algunas reacciones químicas

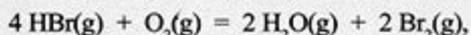
<i>Ecuación de la reacción química</i>	<i>Ley de la velocidad determinada experimentalmente</i>
$2 \text{ ICl(g)} + \text{ H}_2\text{(g)} = \text{ I}_2\text{(g)} + 2 \text{ HCl(g)}$	$v = k \cdot c(\text{ ICl}) \cdot c(\text{ H}_2)$
$2 \text{ NO(g)} + \text{ O}_2\text{(g)} = 2 \text{ NO}_2\text{(g)}$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

El análisis de la tabla 5.1 revela que en todas las leyes de velocidad aparece al menos un valor constante k , que se denomina *constante de velocidad* y su valor sólo varía con la temperatura de la reacción.

La interpretación de las leyes de la velocidad de reacción es muy importante, porque permite conocer la acción de cada sustancia reaccionante sobre la velocidad de reacción. También con las leyes es posible tener una idea del transcurso de la reacción. Por ejemplo, el análisis de la *primera ley de velocidad* que aparece en la tabla 5.1, demuestra que la variación de concentración de cualquiera de las dos sustancias reaccionantes produce el mismo efecto sobre la velocidad de reacción. El estudio de la *ley de la velocidad de la segunda reacción* permite afirmar que la velocidad de la reacción será más afectada por una variación de la concentración del monóxido de nitrógeno, ya que varía de acuerdo con su cuadrado.

En el *tercer caso* de la tabla 5.1, *la velocidad de la reacción* dependerá sólo de la concentración de dos de las sustancias reaccionantes, pues la concentración del H_2SO_4 puede variar y no se afecta la velocidad de reacción.

Está demostrado que la mayor parte de las reacciones químicas no se producen completamente en una sola etapa. Así, por ejemplo, en la representada por la ecuación:



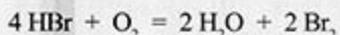
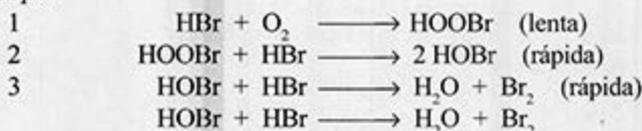
el estudio experimental de esta reacción revela que la ley de velocidad es: $v = k \cdot c(\text{ HBr}) \cdot c(\text{ O}_2)$, de la que se deduce, que la velocidad de la reacción será afectada por igual al variar la concentración de cualquiera de las dos sustancias reaccionantes. Sin embargo, la reacción requiere para producirse totalmente de cuatro moléculas de HBr(g) , esto último contradice el hecho de que ambos reaccionantes afecten por igual la velocidad de la reacción.

La explicación al problema anterior se logra, en primer lugar, descontando la posibilidad de que la reacción ocurra en una sola etapa, pues es improbable que cinco moléculas puedan estar involucradas en una colisión efectiva, y por último, se asume que la reacción transcurre mediante una serie de etapas sucesivas, en cada una de las cuales se requiere el choque de dos partículas, lo que aumenta la probabilidad de que la colisión sea efectiva.

El conjunto de etapas sucesivas por las cuales transcurre una reacción química se denomina *mecanismo de reacción*.

Los *mecanismos de reacción* se representan empleando esquemas de ecuaciones apropiadas para ello. Así, por ejemplo, para la reacción del ejemplo anterior su mecanismo puede ser representado por:

Etapas



La representación anterior es compatible con los hechos experimentales. La acción semejante de cada reaccionante sobre la velocidad de la reacción está representada en la *primera etapa*.

En esta la relación entre las partículas de las sustancias reaccionantes es la misma que existe en la *ley de velocidad de reacción*. Por ello, la primera etapa es la más lenta y, por lo tanto, determinante de la velocidad de la reacción, ya que todas las demás por muy rápidas que sean están condicionadas a la velocidad de la etapa lenta.

Cada reacción química debe ser estudiada particularmente, empleando métodos experimentales para conocer la ley de la velocidad y su mecanismo. Por ello, este constituye un interesante campo de estudio en el cual queda todavía mucho que investigar.

???

5.15 ¿Cómo se explica la variación de la velocidad de una reacción química, al modificar la concentración de sus sustancias reaccionantes?

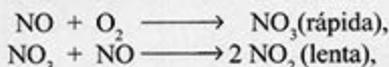
5.16 ¿Qué relación existe entre la concentración de las sustancias reaccionantes y la velocidad de la reacción química?

5.17 Para la reacción $2 \text{NO}(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) = \text{N}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ cuya ley de velocidad es la siguiente:
 $v = k \cdot c^2(\text{NO})_2 \cdot c(\text{H}_2)$

- a) ¿Qué le ocurrirá al valor de la velocidad de la reacción, si se disminuye a la mitad la concentración de dihidrógeno en la reacción? Justifique su respuesta.
- b) Si a 300 °C la velocidad de la reacción tiene un valor de $5,2 \cdot 10^{-17} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. ¿Qué valor tomará la velocidad de reacción, si se duplica la concentración de NO, manteniendo constantes la concentración del dihidrógeno y la temperatura? Justifique su respuesta.

5.18 Argumente la afirmación siguiente:

El mecanismo de la reacción $2 \text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2 \text{NO}_2(\text{g})$ que se representa a continuación:



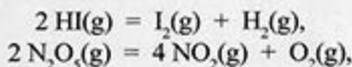
satisface la ley de velocidad encontrada experimentalmente

$$\bar{v} = \frac{\Delta c(\text{NO}_2)}{\Delta t} = k \cdot c^2(\text{NO}) \cdot c(\text{O}_2)$$

5.19 La ley de la velocidad de la descomposición del HI es: $v = k \cdot c^2(\text{HI})$. ¿Cómo se puede justificar que la velocidad de la reacción sea mayor al aumentar la temperatura, basándose en la expresión anterior?

5.20 Critique el planteamiento que aparece a continuación:

De las ecuaciones químicas siguientes:



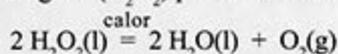
se puede deducir que sus expresiones de velocidad son, respectivamente:

$$\begin{aligned} v &= k \cdot c^2(\text{HI}), \\ v &= k \cdot c^2(\text{N}_2\text{O}_5), \end{aligned}$$

y ambas reacciones transcurren de forma semejante.

5.5 La catálisis

Uno de los métodos de obtención del dióxigeno en el laboratorio, es descomponiendo el peróxido de hidrógeno (H_2O_2) por calentamiento.



Con el fin de obtener el dióxigeno en menos tiempo y ahorrar combustible, a la reacción se le adiciona MnO_2 . La presencia en la reacción de este polvo negro, prácticamente insoluble en agua, aumenta considerablemente la velocidad de la reacción. El MnO_2 se puede separar de la mezcla resultante por filtración y vaporización. Si se determina la masa de MnO_2 antes y después de la reacción, se demuestra que esta sustancia no tiene pérdidas durante la reacción. Además, conserva sus propiedades, porque puede ser utilizado de nuevo en otras reacciones semejantes.

Las sustancias que aumentan la velocidad de reacción y al final de estas permanecen aparentemente sin haber tenido cambio químico alguno, reciben el nombre de *catalizadores*.

El peróxido de hidrógeno, al igual que lo hace con el MnO_2 , se descompone rápidamente al ponerse en contacto con los vegetales picados o con una herida en un animal. Esto se debe a la acción de ciertas sustancias que existen en los seres vivos que se les denomina *enzimas* que son

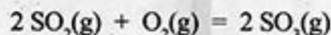
catalizadores de origen biológico. Las enzimas facilitan la ocurrencia de las complejas reacciones que se producen en las células a temperaturas relativamente bajas.

El proceso en el cual se aumenta la velocidad de una reacción química, empleando un catalizador se denomina *catálisis*.

Los catalizadores tienen algunas características generales que son las siguientes:

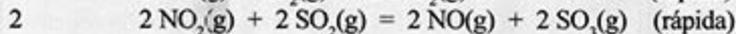
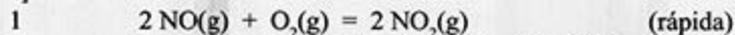
1. Un catalizador no puede provocar una reacción que no se produzca por sí misma.
2. Una sustancia que cataliza una reacción no tiene porque ser catalizador de otras reacciones.
3. Una misma reacción química puede ser catalizada por distintos catalizadores, excepto los que se producen en el interior de los organismos animales y vegetales, donde existe una enzima específica para cada reacción.
4. Existen reacciones químicas donde el catalizador es uno de los productos de la reacción (*autocatálisis*).

El aumento de la velocidad de la reacción, por la acción de los catalizadores se debe a que estos permiten que la reacción ocurra con un nuevo mecanismo, donde la energía de activación de la etapa lenta es menor que la reacción no catalizada. Por ejemplo, la reacción representada por la ecuación:



Es una reacción lenta. Sin embargo el monóxido de nitrógeno tiene un efecto catalítico marcado en esta reacción, porque cambia el camino de la reacción, por dos reacciones rápidas:

Etapa



Es evidente, que el monóxido de nitrógeno participa en la reacción, pero se regenera al final de esta, por lo que aparenta no haber tenido cambio químico alguno.

Otro caso similar al anterior, ocurre en la descomposición del peróxido de hidrógeno, que en la reacción no catalizada la energía de activación de la etapa lenta es $\Delta H^\ddagger = +75,33 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ y en la reacción catalizada por la enzima catalasa, la etapa lenta de ese mecanismo tiene una energía de activación de $\Delta H^\ddagger = +23,02 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Como en la reacción catalizada la energía de activación es menor, entonces habrá un número mayor de partículas que pueden producir colisiones efectivas y, por lo tanto, aumenta la velocidad de la reacción.

En los casos anteriores, el catalizador se encuentra en la misma fase que las sustancias involucradas en la reacción. Cuando esto ocurre la *catálisis es homogénea*. En la catálisis homogénea la concentración del catalizador está en relación directa con la velocidad de la reacción.

Cuando el catalizador no se encuentra en la misma fase que las sustancias que intervienen en la reacción química, la *catálisis es heterogénea*. Por lo general, en estos casos el catalizador es un sólido prácticamente insoluble en el medio en que se produce la reacción. En la catálisis heterogénea, la reacción ocurre sobre la superficie del catalizador, por ello es que los catalizadores se preparan en forma de polvo o rejillas muy finas para aumentar su superficie de contacto con las sustancias reaccionantes.

En presencia de un catalizador de platino la energía de activación es de $59 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$:

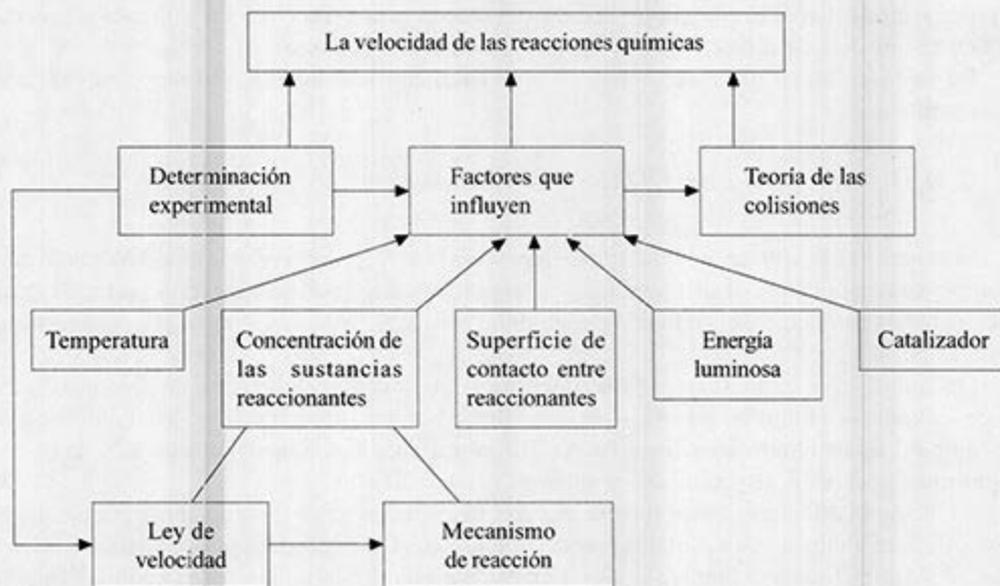
- ¿En qué caso la reacción transcurre a mayor velocidad? ¿Por qué?
- Dibuje un diagrama de energía contra avance de la reacción.

5.26 Argumente la afirmación siguiente:

En las reacciones homogéneas la acción del catalizador depende en principio de su concentración y en las reacciones heterogéneas depende de la superficie del catalizador.

Resumen y ejercicios

5.27 Describa la información que se puede obtener del diagrama siguiente:

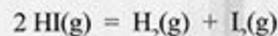


5.28 Defina cada uno de los conceptos siguientes:

- velocidad de reacción;
- energía de activación;
- mecanismo de reacción;
- catalizador;
- catálisis;
- inhibidor.

5.29 La velocidad de la reacción de descomposición del HI es:

$$\frac{\Delta c(\text{HI})}{\Delta t} = -2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

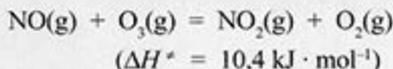


a) ¿Qué valor tendrá la velocidad de la *reacción*, si se calcula tomando como referencia al

$$\text{dihidrógeno } \frac{\Delta c(\text{H}_2)}{\Delta t}?$$

b) La ley de velocidad de reacción determinada experimentalmente es $v = k \cdot c^2(\text{HI})$ y el valor de k es igual a $7,3 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$. ¿Qué valor tendrá la velocidad de reacción, si $c(\text{HI}) = 5,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$?

5.30 Para la reacción representada por la ecuación:



Nota: Considere $\Delta H_f^\circ(\text{O}_3) = 0$

- Dibuje un diagrama de energía contra avance de la reacción de este proceso.
- Explique la variación que se produce en la velocidad de esta reacción cuando se aumenta su temperatura.
- Explique qué ocurre en el transcurso de la reacción cuando se le adiciona un catalizador.

5.31 La reacción de descomposición del CaCO_3 se representa por la ecuación química siguiente:



¿Por qué la expresión de la ley de velocidad de reacción para esta reacción tiene la forma $v = k$?

5.32 El azúcar arde al aire a una temperatura superior a 500°C y produce CO_2 y H_2O . Explique cómo es posible que en los seres humanos el azúcar se transforma en CO_2 y H_2O a una temperatura de 36 a 37°C .

5.33 ¿Por qué es improbable que se descubra un catalizador que altere la variación de entalpía (ΔH) en una reacción química?

5.34 Para la reacción representada por la ecuación,



La ley de velocidad de reacción determinada experimentalmente es $v = k \cdot c(\text{NO}_2)$:

- ¿Variará la velocidad de la reacción si aumenta la concentración de CO ? Justifique su respuesta.
- Si se propone el mecanismo siguiente:



¿cuál de las dos etapas es más lenta?

- ¿Qué masa de CO reaccionará totalmente con $5,4 \text{ g}$ de NO_2 ?

5.35 La ecuación de la reacción de oxidación del dihidrógeno con disolución de cromato de potasio (K_2CrO_4) es:



La reacción es catalizada por disolución de sulfato de cobre (II); bajo estas condiciones la ley de velocidad observada es:

$$\bar{v} = \frac{\Delta c(\text{H}_2)}{\Delta t} = k \frac{c(\text{H}_2) \cdot c^2(\text{CuSO}_4)}{c(\text{H}_2\text{SO}_4)}$$

- ¿Por qué la concentración del sulfato de cobre (II) aparece en la ley de velocidad de la reacción?
- ¿Qué efecto sobre la velocidad de reacción produce por separado cada uno de los valores de: $c(\text{H}_2)$; $c(\text{K}_2\text{CrO}_4)$; $c(\text{H}_2\text{SO}_4)$ y $c(\text{CuSO}_4)$, manteniendo constante los demás factores?

5.36 Explique los hechos siguientes:

- Al unir disoluciones de ácido oxálico ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$), ácido sulfúrico y permanganato de potasio (KMnO_4), transcurre un largo período de tiempo sin reaccionar, pero una vez iniciada la reacción, esta ocurre con mucha rapidez.
- La cabeza de una cerilla (fósforo) se pone en contacto con la lija de la caja y no hay combustión hasta que es frotada fuertemente sobre esta.
- El papel puede estar en contacto con el aire mucho tiempo y no se quema, sin embargo, al acercarle la llama de una cerilla entra en combustión.
- En todas las industrias químicas que utilizan como materia prima sustancias minerales sólidas, el mineral pasa por los molinos antes de entrar en el proceso de fabricación.

6 LOS NO METALES

INTRODUCCIÓN

Los *elementos no metálicos* se encuentran ubicados en la parte superior derecha de la tabla periódica. A pesar de ser estos elementos mucho menos numerosos que los elementos metálicos, forman parte de la composición de gran cantidad de sustancias que por sus propiedades y aplicaciones tienen mucha importancia en la vida diaria, la industria y la agricultura.

¿Cuáles son las características fundamentales de los elementos no metálicos? ¿A qué se debe que las sustancias simples de estos elementos presenten, a diferencia de los metales, un conjunto tan variado de propiedades? ¿Cuáles son algunos de los principales compuestos de los elementos no metálicos?

A estas y a otras muchas interrogantes se les dará respuesta durante el estudio de esta unidad.

6.1 Características generales de los elementos no metálicos

Los elementos químicos se clasifican en *metálicos* y *no metálicos*. Los *elementos no metálicos*, por regla general, tienen cuatro o más electrones ubicados en los orbitales *s* y *p* del último nivel de energía. Estos elementos se caracterizan, además, por tener relativamente altos los valores de la energía de ionización y de la electronegatividad.

En sus compuestos estos elementos, excepto el flúor, pueden presentar números de oxidación positivos y negativos (tabla 6.1), en dependencia de si el átomo del elemento al que se unen es más o menos electronegativo. El flúor, por ser el elemento más electronegativo, presenta en todos sus compuestos número de oxidación 1-.

Como se puede observar en la tabla 6.1, para los elementos no metálicos ubicados en un grupo de la tabla periódica, el valor de la energía de ionización disminuye con el incremento del número atómico.

¿Cómo se explica esta variación?

Al aumentar el número atómico de los elementos pertenecientes a un mismo grupo, aumenta también el número de niveles de energía de los átomos y, por tanto, es mayor la distancia que separa al núcleo de los electrones más externos. Esto provoca que la fuerza de atracción entre el núcleo y los electrones más externos sea menor, por lo que se requiere menor energía para separar a uno de ellos.

De igual forma, con el incremento del tamaño de los átomos en un grupo de la tabla periódica, disminuye la electronegatividad, es decir, el poder de atracción que un átomo ejerce sobre los electrones del enlace.

Las sustancias simples de los elementos no metálicos son generalmente buenos *agentes oxidantes*. El *poder oxidante de los no metales* aumenta, en la medida, en que sea menor el tamaño de sus átomos y mayor el valor de la energía de ionización. Teniendo en cuenta cómo varían los valores de la energía de ionización y de la electronegatividad, así como el poder oxidante de los no metales, se puede concluir que:

El carácter no metálico de los elementos ubicados en un mismo grupo de la tabla periódica, disminuye con el incremento del número atómico de estos.

Tabla 6.1

Números de oxidación más comunes, valores de la electronegatividad (escala de Pauling) y de la primera energía de ionización ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) de los elementos no metálicos

ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5
2,0 B 800,6 3 ⁺	2,4 C 1 086,4 4 ⁺ 2 ⁺ 4 ⁻	3,0 N 1 402,3 5 ⁺ 2 ⁺ 4 ⁺ 1 ⁺ 3 ⁻ 3 ⁻	3,5 O 1 314 2 ⁻	4,0 F 1 681 1 ⁻
	1,8 Si 786,5 4 ⁺	2,1 P 1 011,8 5 ⁺ 3 ⁺ 3 ⁻	2,5 S 999,6 6 ⁺ 4 ⁺ 2 ⁺ 2 ⁻	3,0 Cl 1 251,1 1 ⁻ 7 ⁺ 5 ⁺ 3 ⁺ 1 ⁻
		2,0 As 947 5 ⁺ 3 ⁺	2,4 Se 940,9 6 ⁺ 4 ⁺ 2 ⁺ 2 ⁻	2,8 Br 1 139,9 5 ⁺ 1 ⁺ 1 ⁻
			2,1 Te 869,3 6 ⁺ 4 ⁺ 2 ⁺ 2 ⁻	2,5 I 1 084,4 7 ⁺ 5 ⁺ 1 ⁺ 1 ⁻
				(2,2) At 7 ⁺ 5 ⁺ 3 ⁺ 1 ⁺ 1 ⁻

Electronegatividad

↑

2,0
B
800,6
3⁺

Número de oxidación

←

Energía de ionización

↑

2,0
B
800,6
3⁺

???

6.1 ¿Cuáles son las características generales de los elementos no metálicos?

6.2 Defina los conceptos electronegatividad y energía de ionización. ¿Por qué del flúor al yodo los valores de ambas propiedades disminuyen?

6.3 Los átomos de los elementos flúor y bromo pueden unirse entre sí, formando compuestos binarios.

a) Escriba las fórmulas de las sustancias que posiblemente se puedan formar. Argumente su respuesta.

b) En estas reacciones, ¿cuál de las dos sustancias simples es el agente oxidante? ¿Por qué?

6.4 Argumente la afirmación siguiente:

“El carácter no metálico disminuye a medida que aumenta el número atómico de los elementos ubicados en un mismo grupo de la tabla periódica”.

6.2 Propiedades físicas y estructura de los no metales

A temperatura ambiente, los no metales pueden ser sólidos, líquidos y gaseosos, en dependencia del tipo de partículas que los forman (átomos o moléculas) y de la fortaleza de las interacciones entre estos.

Como aparece en la tabla 6.2 las sustancias como el carbono y el silicio que son atómicas, tienen valores muy altos de la temperatura de fusión. Esto se debe a que el paso del estado sólido

Tabla 6.2
Fórmula de los no metales, estructura, temperaturas de fusión y de ebullición

B	2 079	C	3 652	N ₂	-209,9	O ₂	-218,4	F ₂	-219,6
					-195,8		-182,9		-188,1
		Si	1 410	P ₄	44,1	S ₈	112,8	Cl ₂	-100,9
			2 155	(blanco)	280	(rómico)	-444,7		-34,6
				As	817	Se	217	Br ₂	-7,2
					613		684,9		58,8
						Te	449,8	I ₂	113,7
							989,8		183
								At ₂	302
									337

O ₂	-218	TF °C
	-183	TE °C

Sustancias:  — atómicas  — moleculares

al líquido implica la ruptura de los fuertes enlaces covalentes que unen a los átomos, lo que requiere de un suministro grande de energía.

Los no metales que son sustancias moleculares, pueden, a temperatura ambiente, estar en cualquier estado de agregación. Por ejemplo, el diflúor y el dióxígeno son gaseosos, el dibromo es líquido, mientras que el octazufre, el diyodo y otros no metales son sólidos.

¿Cómo se puede explicar este hecho?

Todas estas sustancias están formadas por moléculas apolares. No obstante, debido al constante movimiento de los electrones, la distribución de cargas en las moléculas cambia continuamente, apareciendo zonas débilmente negativas y positivas, o lo que es lo mismo, *polos instantáneos*. Estos polos instantáneos hacen que las moléculas apolares se comporten como dipolos fluctuantes, es decir, no permanentes y puedan provocar en otras moléculas cercanas el surgimiento de polos positivos y negativos.

Como resultado de lo anterior, surgen interacciones de tipo electrostático entre las moléculas, que se conocen como *interacciones dipolo fluctuante-dipolo inducido*. Estas interacciones son débiles, y por eso los no metales que están formados por moléculas (S_8 , P_4 , Cl_2 , etc.), tienen la temperatura de fusión mucho más baja que los que son sustancias atómicas (C, Si y B). Por otra parte, con el incremento del tamaño de los átomos como factor determinante, la fuerza de atracción del núcleo hacia los electrones más externos es menor. Esto provoca que la deformación de la nube electrónica por el movimiento de los electrones sea mayor y se incrementen, por tanto, las interacciones de tipo *dipolo fluctuante-dipolo inducido* entre las moléculas.

El aumento del tamaño de las moléculas, por lo general, provoca un incremento de las interacciones entre estas y, con ello un aumento gradual de la temperatura de fusión de las sustancias.

Lo dicho anteriormente, justifica el hecho de que a temperatura ambiente el diflúor sea un gas, mientras que el dibromo es líquido, ya que el tamaño de las moléculas de dibromo es mayor y a su vez, son más fuertes las interacciones entre sus moléculas.

Los no metales, además, son poco solubles en agua. Los que están formados por moléculas son malos conductores de la electricidad y del calor.

???

6.5 Describa las propiedades físicas de los no metales.

6.6 Consulte la tabla 6.2 y diga:

- ¿Cuál es el estado de agregación a temperatura ambiente del carbono y del dinitrógeno?
- ¿A qué se debe que la temperatura de fusión del carbono sea mucho mayor que la del dinitrógeno?
- Seleccione un no metal que a temperatura ambiente sea líquido.
- ¿Cómo varía la temperatura de fusión de las sustancias simples de los elementos del grupo VIIA, con el incremento de sus números atómicos? ¿Por qué?

6.7 Calcule el volumen a TPEA que ocupan muestras de:

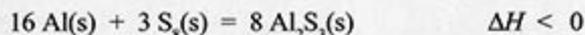
- 1,5 mol de dicloro.
- 3,7 g de dinitrógeno.

6.3 Propiedades químicas de los no metales. Reacción con los metales, el dihidrógeno y el dióxígeno

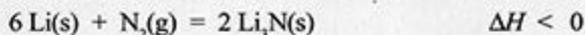
La mayoría de los no metales reaccionan con muchos metales, formando las sales binarias correspondientes, y en el caso del dióxígeno, los óxidos metálicos. Las condiciones en que ocurren estas reacciones son muy variadas. Por ejemplo, el hierro en polvo, calentado previamente, arde al ser añadido a un frasco que contiene dicloro, formándose un sólido de color carmelita rojizo:



Al encender una mezcla de polvos de octazufre y de aluminio, esta reacciona inmediatamente con una llamarada deslumbrante:



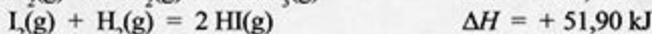
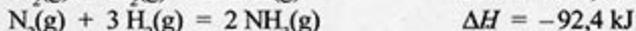
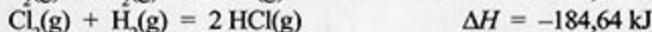
El dinitrógeno, sin embargo, reacciona con los metales sólo a elevadas temperaturas. En este caso, también se forman las sales correspondientes llamadas *nitruros*:



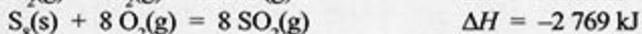
Todas las reacciones de los no metales con los metales son de oxidación-reducción. En estas los no metales se reducen, siendo, por tanto, *agentes oxidantes*.

Con el dihidrógeno se combinan directamente el carbono, el dinitrógeno, el dióxígeno, el octazufre y las sustancias simples de los elementos del grupo VIIA. Estas reacciones ocurren también en diferentes condiciones. Por ejemplo, la reacción entre el difluor y el dihidrógeno ocurre violentamente a temperatura ambiente, mientras que el yodo y el dihidrógeno para que reaccionen hay que suministrarles energía.

En estas reacciones, en las que también los no metales actúan como *agentes oxidantes*, se obtienen como productos los compuestos hidrogenados correspondientes:



Los no metales, excepto las sustancias simples de los elementos del grupo VII A, reaccionan con el dióxígeno, obteniéndose los óxidos metálicos correspondientes:



En estas reacciones redox, el dióxígeno es el *agente oxidante* y los restantes no metales son, por tanto, *agentes reductores*.

???

6.8 A partir de los hechos experimentales siguientes:

- El sodio, previamente fundido, arde en atmósfera de dicloro y se forma un humo blanco compuesto por diminutas partículas de cloruro de sodio.
- En la combustión del carbono, con defecto de dióxígeno se obtiene el gas monóxido de carbono.

- Al inyectar una corriente de dihidrógeno en un tubo de ensayos que contiene octazufre líquido, al cual se le da calor, se percibe el olor a huevo podrido característico del sulfuro de hidrógeno.
 - a) Escriba las ecuaciones químicas correspondientes.
 - b) Diga si las reacciones que ocurren son o no de redox.
 - c) En caso de que las reacciones sean de oxidación-reducción, señale el agente oxidante y el agente reductor.

6.9 ¿Qué tienen en común y en qué se diferencian las reacciones de los no metales con el dihidrógeno, el dióxígeno y los metales?

6.10 El litio reacciona con el dióxígeno y con el dicloro.

- a) Escriba las ecuaciones que representan cada una de estas reacciones.
- b) Compara la masa de litio que reacciona con 50 g de dióxígeno con la que reacciona con igual masa de dicloro?

6.4 El dicloro, el cloruro de sodio y el ácido clorhídrico

El dicloro

A temperatura ambiente es una sustancia gaseosa, de color amarillo verdoso, más densa que el aire, poco soluble en agua y de un olor muy penetrante. Es altamente tóxico, la respiración de sus vapores, incluso en pequeñas cantidades, produce irritación en las vías respiratorias, que puede llegar a provocar la muerte por asfixia. Por su toxicidad y por ser más denso que el aire, se utilizó por el ejército alemán como arma química durante la Primera Guerra Mundial.

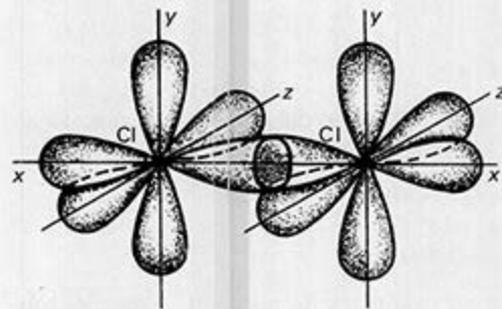
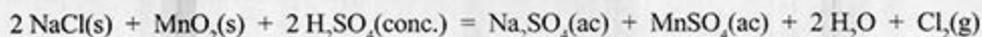


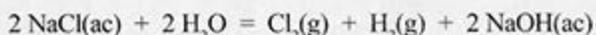
Fig. 6.1 Representación a manera de esquema del solapamiento de los orbitales p en la molécula de dicloro.

En las moléculas de dicloro, los átomos están unidos mediante un enlace covalente, que se origina por el solapamiento de los orbitales p de cada átomo de cloro en los que hay un solo electrón. Como se puede observar en la figura 6.1, el enlace que se forma es sigma (σ) y apolar al igual que en la molécula de dihidrógeno.

En el laboratorio, el dicloro puede obtenerse por la acción de dióxido de manganeso sobre una mezcla de cloruro de sodio y ácido sulfúrico concentrado:



En la industria se obtiene fundamentalmente, haciendo pasar corriente eléctrica a través de una disolución concentrada de cloruro de sodio:



En nuestro país, este proceso industrial se realiza en la fábrica de productos químicos "Elpidio Sosa", conocida con el nombre de Electroquímica de Sagua, en la provincia de Villa Clara.

El dicloro tiene una gran aplicación en la industria química. Debido a que reacciona con muchas sustancias, ya sean simples o compuestas, se utiliza como materia prima en la obtención, por ejemplo, de cloruro de hidrógeno, algunos herbicidas y pesticidas, plásticos y disolventes. Grandes cantidades de dicloro se emplean para obtener hipoclorito de sodio y de calcio, NaClO y Ca(ClO)_2 respectivamente, los cuales tienen un amplio uso como colorantes.

El elevado poder oxidante del dicloro y el hecho de que sea algo soluble en agua, posibilitan su utilización, en pequeñas cantidades, para la purificación de las aguas, ya que su disolución acuosa tiene una acción destructiva sobre las bacterias.

El cloruro de sodio

El cloruro de sodio, conocido también como *sal común*, existe en la naturaleza en grandes cantidades disuelto en el agua de los mares y océanos, así como de algunos lagos. Esta sal se encuentra también en algunas partes de la corteza terrestre, formando grandes yacimientos que se originaron por la evaporación del agua de algunos mares y lagos. Es un sólido iónico de color blanco y soluble en agua.

El cloruro de sodio es la materia prima fundamental en la obtención de muchas sustancias, por ejemplo, dicloro, cloruro de hidrógeno, carbonato de sodio, sulfato de sodio, hidróxido de sodio, etc. Se emplea, además, para la conservación de la carne, el pescado y las pieles. Grandes cantidades de esta sal se utilizan en la fabricación de jabones y colorantes.

En la sangre y en los tejidos del hombre, hay cierta masa de cloruro de sodio que desempeña un papel fundamental, entre otras cosas, en la formación del jugo gástrico. En este hay aproximadamente un 0,3% de ácido clorhídrico, que participa en la digestión, actuando como desinfectante y ayudando a la transformación de los alimentos. La necesidad diaria de cloruro de sodio para una persona adulta es de cuatro a ocho gramos. El exceso de esta sustancia en el organismo puede provocar hipertensión.

El cloruro de hidrógeno. El ácido clorhídrico

Otro de los compuestos más importantes del cloro es el cloruro de hidrógeno, debido a la gran utilidad que tiene su disolución acuosa: el ácido clorhídrico en los laboratorios y en la industria.

A temperatura ambiente, el cloruro de hidrógeno es un gas incoloro, inodoro, un poco más denso que el aire y muy soluble en agua. Esta sustancia está formada por moléculas. En las cuales el enlace covalente se origina como resultado del solapamiento del orbital *s* del átomo de hidrógeno y del orbital *p* del cloro, en el que hay un solo electrón (fig. 6.2). Este enlace, al igual que en la molécula de dicloro es sigma (σ).

A causa de la diferencia de electronegatividad entre el cloro y el hidrógeno, en la molécula de cloruro de hidrógeno los electrones del enlace son más atraídos por los átomos de cloro, por lo que

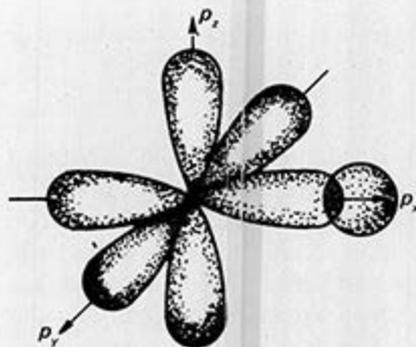
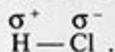


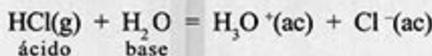
Fig. 6.2 Representación en forma de esquema del enlace sigma (σ), en el cloruro de hidrógeno.

la densidad de carga negativa está desplazada hacia estos átomos. Como resultado, los átomos de hidrógeno adquieren una carga parcial positiva y los de cloro negativa:

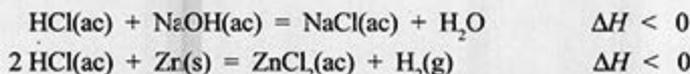


La existencia de estos dos polos permanentes en las moléculas de cloruro de hidrógeno, provoca que entre estas existan interacciones de tipo electrostático, llamadas *interacciones dipolo-dipolo*.

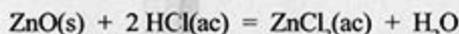
Las interacciones dipolo-dipolo se producen entre los polos positivos y negativos de las moléculas polares. El cloruro de hidrógeno es un ácido, ya que puede ceder protones, lo que se pone de manifiesto, entre otras, en su reacción con el agua:



La disolución acuosa del cloruro de hidrógeno se conoce como *ácido clorhídrico*. Entre sus propiedades químicas están la reacción con las disoluciones acuosas de los hidróxidos metálicos y con los metales más reductores que el hidrógeno. Ejemplos de estas reacciones, aparecen representados a continuación:



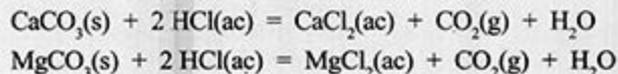
El ácido clorhídrico reacciona también con los óxidos metálicos, obteniéndose como productos de la reacción: agua y la sal correspondiente:



Esta propiedad permite su uso para eliminar de la superficie de los metales la capa de óxidos que lo recubre. A este proceso se le llama *decapado de metales* y tiene como finalidad limpiar la superficie de estos para recubrirlos de otros, que como el níquel y el cromo, son más resistentes a la oxidación.

En el decapado de metales, es preciso tener en cuenta que el ácido clorhídrico reacciona también con los metales. Para evitar esta reacción del ácido, a este se le añaden inhibidores.

El ácido clorhídrico se emplea también en la limpieza de equipos industriales. Este uso está relacionado con su propiedad de reaccionar con los carbonato de calcio y de magnesio que se acumulan en los recipientes utilizados para calentar el agua. Las reacciones químicas que ocurren se representan por las ecuaciones:



De esta manera, la costra de los carbonatos poco solubles es eliminada al producirse los cloruros solubles y desprenderse dióxido de carbono.

???

6.11 Realice una comparación entre el hidrógeno y el dicloro, teniendo en cuenta los aspectos siguientes:

- Composición.
- Tipo de sustancia.
- Polaridad de la molécula.
- Tipo de intensidad de las interacciones entre las moléculas.
- Propiedades físicas.
- Volumen que ocupa una muestra de 1 mol de estos gases a TPEA.

6.12 Un método muy utilizado en el laboratorio para obtener dicloro es mediante la reacción del ácido clorhídrico con dióxido de manganeso, según la ecuación:



Esta reacción ocurre a temperatura ambiente, pero para que se produzca totalmente, es necesario calentar la mezcla de las sustancias reaccionantes.

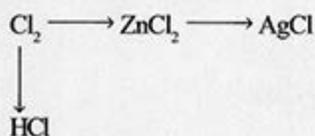
- ¿La reacción que ocurre es de redox? Argumente su respuesta.
- ¿Qué información cualitativa y cuantitativa ofrece esta ecuación?
- ¿Cuántos gramos de dicloro pueden obtenerse si reaccionan totalmente 146 g de cloruro de hidrógeno en disolución acuosa?
- Diseñe un equipo para obtener dicloro en el laboratorio por este método. Tenga en cuenta las condiciones en que ocurre la reacción y las propiedades físicas de las sustancias reaccionantes y productos.

6.13 Las temperaturas de fusión del dicloro, el cloruro de hidrógeno y el cloruro de sodio son 100,98 °C, -114,8 °C y 801 °C, respectivamente. ¿Por qué el cloruro de sodio funde a temperatura tan alta en comparación con las otras dos sustancias?

6.14 Elabore un *resumen* de las propiedades químicas del ácido clorhídrico. Ejemplifique mediante ecuaciones cada una de las reacciones, utilice ejemplos diferentes a los que aparecen en el texto.

6.15 El sulfumante, muy utilizado en los hogares para la limpieza de los servicios sanitarios, es una disolución diluida de ácido clorhídrico con impurezas de cloruro de hierro (III). ¿Podrá almacenarse sulfumante en recipientes de aluminio?

6.16 Escriba las ecuaciones químicas de las reacciones mediante las cuales se pueden efectuar las transformaciones siguientes:



6.17 Elabore un *resumen* de las aplicaciones del dicloro y del ácido clorhídrico. Diga en qué propiedades de estas sustancias se basan cada una de las aplicaciones.

6.18 Calcule cuántos gramos de magnesio reaccionan con:

- 50 g de dicloro.
- Una disolución que tiene disueltos 25 g de cloruro de hidrógeno.

6.5 Relación entre los volúmenes de las sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química

Las ecuaciones químicas como *modelos esquemáticos* y *convencionales* proporcionan determinada *información cualitativa* y *cuantitativa* acerca de las reacciones químicas. Por ejemplo:

Ecuación	$H_2(g) + Cl_2(g) = 2 HCl(g)$
Información cualitativa	El dihidrógeno y el dicloro gaseosos reaccionan y producen cloruro de hidrógeno gaseoso.
Información cuantitativa	
$N(X)$	Por cada molécula de dihidrógeno reacciona 1 molécula de dicloro y se obtienen 2 moléculas de cloruro de hidrógeno.
$n(X)$	Por cada 1 mol de dihidrógeno reacciona 1 mol de dicloro y se obtienen 2 mol de cloruro de hidrógeno.
$m(X) = n(X) \cdot M(X)$	Por cada 2 g de dihidrógeno reaccionan 71 g de dicloro y se obtienen 73 g de cloruro de hidrógeno.
$V(X) = n(X) \cdot V_m$ a TPEA	Por cada 24,8 L de dihidrógeno reaccionan 24,8 L de dicloro y se obtienen 49,6 L de cloruro de hidrógeno.

En la industria, muchas reacciones químicas ocurren entre sustancias al estado gaseoso. El conocimiento de las relaciones en que se combinan los volúmenes de las sustancias gaseosas, permite realizar los cálculos necesarios para determinar con anticipación las dimensiones de los reactores, las tuberías, los tanques de almacenamiento de los gases, etcétera.

Para dos muestras gaseosas cualesquiera que intervienen en una reacción, se cumple que:

$$\frac{V(A)}{V(B)} = \frac{n(A) \cdot V_m}{n(B) \cdot V_m}$$

Como el volumen molar, V_m , para las sustancias gaseosas tiene el mismo valor cuando se mide en igualdad de condiciones de temperatura y presión quedaría:

$$\frac{V(A)}{V(B)} = \frac{n(A)}{n(B)}$$

Relación experimental. Relación obtenida a partir de la ecuación.

La expresión anterior permite calcular los volúmenes medidos en igualdad de condiciones de temperatura y presión de las sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química.

Ejemplo 1 ¿Qué volumen de dihidrógeno reacciona con 2,5 L de dicloro a 25 °C y 100 kPa (TPEA)?

<i>Procedimiento</i>	<i>Ejemplo</i>
1. Escribir la ecuación de la reacción.	$H_2(g) + Cl_2(g) = 2 HCl(g)$
2. Determinar la incógnita y los datos.	Incógnita: $V(H_2)$ Datos: $V(Cl_2) = 2,5 L$
3. Plantear la relación necesaria.	$\frac{V(H_2)}{V(Cl_2)} = \frac{n(H_2)}{n(Cl_2)}$
4. Despejar.	$V(H_2) = \frac{n(H_2) \cdot V(Cl_2)}{n(Cl_2)}$
5. Sustituir los valores y sus unidades.	$V(H_2) = \frac{1 \text{ mol} \cdot 2,5 L}{1 \text{ mol}}$
6. Respuesta.	Reaccionan 2,5 L de dihidrógeno.

???

6.19 Calcule el volumen de vapor de agua que se obtiene al reaccionar 20 L de dihidrógeno con dióxígeno a TPEA.

6.20 El cloruro de hidrógeno reacciona con el amoníaco, NH_3 , obteniéndose como producto de la reacción la sal cloruro de amonio, NH_4Cl . ¿Qué volumen de amoníaco reacciona totalmente con 5 L de cloruro de hidrógeno, si ambos gases están medidos en igualdad de temperatura y presión?

6.21 El monóxido de carbono producido por los motores de combustión interna de los automóviles es uno de los principales agentes contaminantes de la atmósfera. Este gas reacciona con el dióxígeno, obteniéndose el dióxido de carbono. ¿Qué volumen de dióxígeno reacciona con 46 L de monóxido de carbono, si ambos están medidos a 25 °C y 100 kPa?

6.22 ¿Qué volumen de dicloro debe reaccionar con suficiente dihidrógeno para obtener 3 L de cloruro de hidrógeno a TPEA?

6.23 El carbono se quema al aire y se produce dióxido de carbono; ¿qué volumen de dióxígeno, medido a TPEA, será necesario para obtener 6 L de dióxido de carbono en igualdad de condiciones de temperatura y presión?

6.24 ¿Qué volumen de fluoruro de hidrógeno se obtiene si reaccionan totalmente 4,2 L de difluor, medidos a TPEA, con suficiente dihidrógeno?

6.6 El octazufre y el ácido sulfúrico

El azufre como sustancia simple se presenta en distintas formas alotrópicas, de las cuales, las más importantes son el octazufre rómbico (fig. 6.3a) y el monoclinico (fig. 6.3b). Estas variedades

alotrópicas no se diferencian en el número de átomos que constituyen las moléculas, sino en la disposición espacial de estas en el cristal. De las dos, el octazufre rómbico es estable a temperatura ambiente.

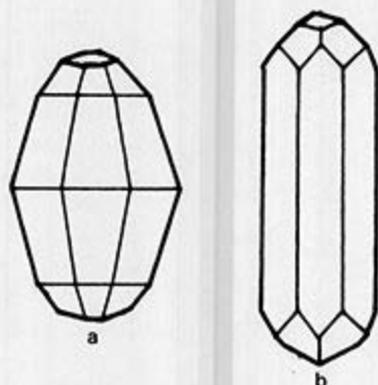


Fig. 6.3 Modelo de los cristales: a) octazufre rómbico; b) octazufre monoclinico.

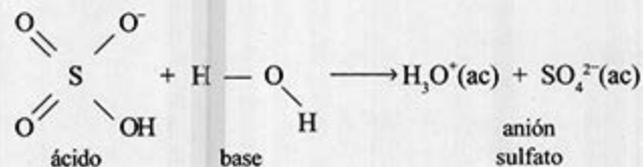
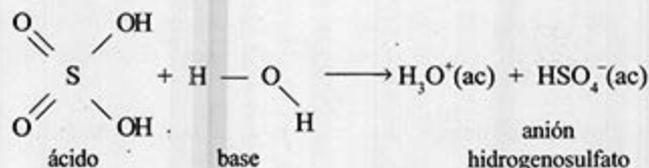
El octazufre es un sólido amarillo, poco soluble en agua y ligeramente soluble en alcohol. Es muy utilizado como materia prima en la obtención, entre otros, del ácido sulfúrico, la pólvora, colorantes y medicamentos.

El ácido sulfúrico

Uno de los principales compuestos del azufre es el ácido sulfúrico (H_2SO_4). Cuando este ácido está prácticamente puro (que no contiene agua), es un líquido incoloro, oleaginoso, y casi dos veces más denso que el agua. Durante la disolución del ácido sulfúrico, se desprende gran cantidad de calor. Esto, unido al hecho de que es más denso que el agua, hace necesario que para diluirlo se añada ácido al agua poco a poco y nunca a la inversa, para evitar que el agua salte y produzca quemaduras.

Propiedades químicas

Cuando el ácido sulfúrico se disuelve en agua ocurre la ionización de sus moléculas en dos etapas:

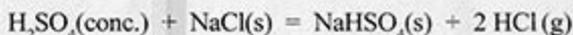


algunas compuestas que forman el carbono, el yodo y otros elementos no metálicos. Ejemplos de estas reacciones son las representadas a continuación:



Fijeza o poca volatilidad

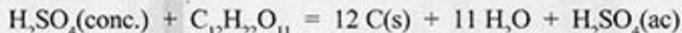
La temperatura de ebullición del ácido sulfúrico (330 °C) es alta en comparación con la de otros ácidos. Debido a esto, cuando este ácido está concentrado reacciona con las sales de otros ácidos, que como el clorhídrico son más volátiles que este, es decir, hierven a temperaturas inferiores. Esta propiedad del ácido sulfúrico posibilita su empleo para obtener, por ejemplo, cloruro de hidrógeno:



Poder deshidratante

El ácido sulfúrico puro presenta una gran afinidad con el agua, reaccionando con esta con un gran desprendimiento de calor. Debido a esta propiedad, es utilizado para desecar diferentes sustancias, ya que absorbe el vapor de agua del aire.

El poder deshidratante del ácido sulfúrico se pone de manifiesto también, en su reacción con ciertas sustancias que como el azúcar, en su composición tienen hidrógeno y oxígeno en la misma proporción que el agua. Los átomos de estos elementos son extraídos en forma de agua:



A esta reacción se le llama *carbonización*, pues uno de los productos es el carbono. El ácido sulfúrico carboniza también los tejidos de la piel, por lo que se debe ser muy cuidadoso al manipularlo.

Aplicaciones del ácido sulfúrico

Este ácido tiene múltiples usos, entre los que se pueden mencionar:

- como materia prima para obtener ácido clorhídrico, detergentes, medicamentos, plaguicidas, fertilizantes, etcétera;
- en la purificación de los derivados del petróleo;
- como deshidratante en la obtención industrial de dicloro;
- en la fabricación de los acumuladores para los diferentes tipos de vehículos de transporte.

???

6.25 Compare las propiedades físicas del dicloro y el octazufre.

6.26 Escriba las ecuaciones químicas que representan la reacción entre:

- a) El octazufre y el dihidrógeno.
- b) Una disolución de ácido sulfúrico y otra de hidróxido de sodio.
- c) El ácido sulfúrico diluido y pedacitos de magnesio.
- d) El ácido sulfúrico concentrado y caliente y el cobre.
- e) Disoluciones de ácido sulfúrico y cloruro de bario.

- 6.27 Compare las propiedades químicas de los ácidos sulfúrico y clorhídrico.
- 6.28 ¿Por qué el ácido clorhídrico a diferencia del sulfúrico no es un ácido oxidante?
- 6.29 Proponga tres vías diferentes para obtener sulfato de calcio. Escriba las ecuaciones químicas correspondientes.
- 6.30 Diga en qué propiedades del ácido sulfúrico se basa su empleo en:
- El decajado de metales.
 - La obtención industrial de dicloro.
 - La obtención de cloruro de hidrógeno.
- 6.31 En el laboratorio se puede obtener dihidrógeno por la reacción del cinc con ácido clorhídrico o ácido sulfúrico diluido. ¿En cuál de los dos casos se requiere de menor masa del ácido para que reaccione con 45 g del metal? Argumente su respuesta.
- 6.32 Escriba las ecuaciones químicas de las reacciones mediante las cuales se pueden efectuar las transformaciones siguientes:
- $$\text{Li} \longrightarrow \text{LiCl} \longrightarrow \text{HCl} \longrightarrow \text{MgCl}_2$$
- $$\text{Li}_2\text{O} \longrightarrow \text{Li}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{BaSO}_4$$
- 6.33 Tres tubos de ensayos contienen ácido clorhídrico, ácido sulfúrico diluido y ácido sulfúrico concentrado, respectivamente. Proponga cómo podría ser identificado el contenido de cada tubo. Escriba las ecuaciones químicas correspondientes.
- 6.34 El octazufre reacciona con el dihidrógeno, formando el sulfuro de hidrógeno. ¿Qué volumen de dihidrógeno será necesario emplear para obtener 1,2 L de sulfuro de hidrógeno medido a TPEA?

6.7 El dinitrógeno, el amoníaco y el ácido nítrico

En condiciones ambientales, el dinitrógeno es un gas incoloro, inodoro y poco soluble en agua. Constituye el 78% del volumen del aire.

En la molécula de dinitrógeno, los átomos están enlazados por enlaces covalentes que se forman debido al solapamiento de los tres orbitales p de cada uno de los átomos de nitrógeno.

Como se puede observar, en la figura 6.4 uno de estos enlaces es sigma (σ). Los otros dos se caracterizan por ser simétricos con respecto a un plano que pasa por el eje imaginario que une a los núcleos de ambos átomos, pero estos enlaces no contienen a dicho eje. A este tipo de enlace se le llama enlace pi (π).

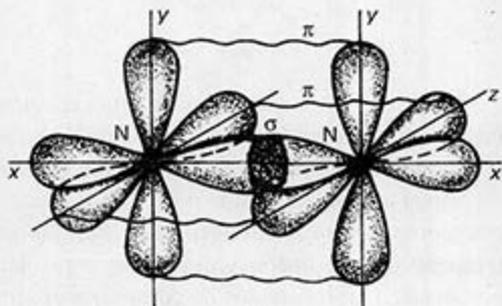


Fig. 6.4 Esquema representativo del solapamiento de los orbitales p en la molécula de dinitrógeno.

De esta manera, el triple enlace que une a los átomos en la molécula de dinitrógeno está constituido por un enlace sigma y dos enlaces pi.

El triple enlace confiere a la molécula de dinitrógeno una gran estabilidad, ya que se requiere de mucha energía para romper estos tres enlaces. Por este motivo, el dinitrógeno en condiciones ambientales no reacciona con la mayoría de las sustancias, y cuando lo hace, es necesario suministrar energía para que la reacción ocurra.

La poca reactividad del dinitrógeno permite utilizarlo para conservar algunas sustancias en atmósferas inertes, como ciertos productos farmacéuticos y el semen de los animales, que es usado en la inseminación artificial.

Si el dinitrógeno no fuera en condiciones ambientales, prácticamente inerte, en la atmósfera ocurriría la reacción de este con el dióxígeno. La vida en nuestro planeta no fuera posible debido, entre otras razones, a la carencia de dióxígeno para la respiración y a la formación del dióxido de nitrógeno, que es un gas altamente tóxico y que al reaccionar con el agua produce ácido nítrico.

El amoníaco

A temperatura ambiente el amoníaco (NH_3) es un gas incoloro, menos denso que el aire y muy soluble en agua. Tiene un olor característico y penetrante, que provoca lagrimeo.

A la temperatura de $-33,4^\circ\text{C}$ y presión atmosférica o, sencillamente, por un aumento de presión hasta unos $3 \cdot 10^6$ Pa, el amoníaco se licúa. Al evaporarse, absorbe gran cantidad de calor, enfriando al medio que lo rodea, por lo que comúnmente se utiliza como refrigerante en las máquinas para la fabricación de hielo.

En la molécula de amoníaco, los enlaces son el resultado del solapamiento de los orbitales s de cada uno de los átomos de hidrógeno con los orbitales p del nitrógeno. Como los orbitales p tienen una determinada forma geométrica; los enlaces $s-p$ tienen una dirección en el espacio. Considerando que los orbitales p están orientados perpendicularmente entre sí, los ángulos entre los enlaces $\text{N}-\text{H}$ deberían tener un valor de 90° . Sin embargo, experimentalmente se ha demostrado que el valor de los ángulos es de $106^\circ 45'$ y que la molécula tiene forma piramidal (fig. 6.5).

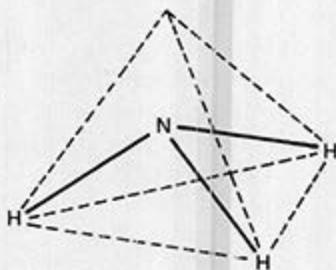


Fig. 6.5 Representación de la molécula de amoníaco.

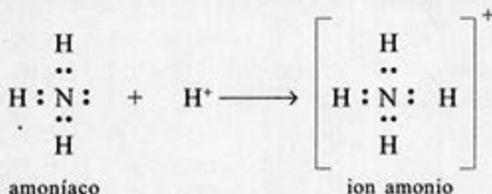
Una de las formas de explicar esta variación en los ángulos de enlace, similar a la del agua, está basada en que, debido a la polaridad de los enlaces $\text{N}-\text{H}$, los átomos de hidrógeno adquieren una fracción de carga positiva, que provoca la existencia de fuerzas repulsivas entre estos.

En el amoníaco, debido a la elevada electronegatividad del nitrógeno y al pequeño tamaño de sus átomos, entre las moléculas existen *enlaces por puente de hidrógeno*. Por este motivo sus temperaturas de fusión y ebullición son relativamente altas en comparación con las de otros compuestos hidrogenados de composición semejante, como el PH_3 .

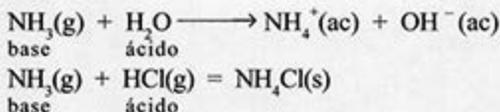
A diferencia de la mayoría de los compuestos hidrogenados de los restantes elementos no metálicos, el amoníaco es una base.

¿Cómo se explica este hecho?

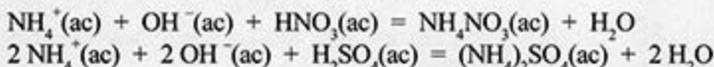
La distribución simplificada de los átomos de nitrógeno es $(\text{He})2s^2 2p^3$. Los tres electrones ubicados en cada uno de los orbitales p participan en la formación del enlace con cada uno de los átomos de hidrógeno. La presencia de un par de electrones no enlazados en el nitrógeno, posibilita que la molécula de amoníaco pueda captar un protón:



Las propiedades básicas del amoníaco se ponen de manifiesto en su reacción con el agua y con los ácidos:



La disolución acuosa del amoníaco, llamada *hidróxido de amonio*, como cualquier disolución básica reacciona con las disoluciones ácidas:

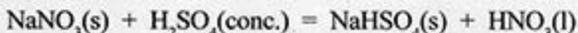


El amoníaco es una de las sustancias más utilizadas en la industria química. En grandes cantidades se utiliza en la obtención de ácido nítrico y de algunos fertilizantes, y como refrigerante. Por su olor penetrante, se utiliza su disolución acuosa o la de algunas sales de amonio como estimulante, en los casos de estado de inconciencia por haber sufrido la persona un desmayo.

El ácido nítrico

Otro de los compuestos fundamentales del nitrógeno es el ácido nítrico (HNO_3). A temperatura ambiente es un líquido incoloro, más denso que el agua y muy soluble en esta. Es un ácido más volátil que el sulfúrico; además, se descompone fácilmente por la acción de la luz y el calor en dióxido de nitrógeno, dióxígeno y agua.

En el laboratorio este ácido puede obtenerse por la reacción del ácido sulfúrico concentrado con un nitrato:



Desde el punto de vista químico, el ácido nítrico se caracteriza fundamentalmente por ser un ácido muy oxidante. Así por ejemplo, en su reacción con casi todos los metales, independientemente del poder reductor de estos, en la gran mayoría de los casos no se obtiene hidrógeno.

En dependencia de la concentración del ácido y del poder reductor del metal, el nitrógeno del ácido nítrico puede reducirse a cualquier número de oxidación inferior. A medida que el ácido está

6.39 A partir de la información siguiente:

El amoníaco se puede obtener industrialmente, mediante la reacción directa del dinitrógeno con el dihidrógeno. Esta reacción es exotérmica. Los mayores rendimientos se obtienen cuando la reacción ocurre entre los 400 y 650 °C y a una presión de $3,75 \cdot 10^7$ Pa, utilizando como catalizador hierro en polvo. Este proceso conocido como *método de Haber*, en honor al químico alemán que fue el primero en obtener rendimientos satisfactorios, se realiza en la fábrica "Rayonitro" de Matanzas.

- Escriba la ecuación química de la *síntesis del amoníaco*.
- Dibuje el diagrama de energía contra avance de la reacción.
- ¿Qué efecto produce en la reacción el hierro en polvo?
- Clasifique la reacción en redox o no redox.
- Calcule cuántos kilogramos de dinitrógeno reaccionan con 80 kg de dihidrógeno, si la reacción se produce completamente.
- ¿Qué volumen de amoníaco pudiera obtenerse, si reaccionan totalmente 250 L de dinitrógeno, medidos a TPEA, con suficiente dihidrógeno?

6.40 Elabore un *resumen* de las aplicaciones del dinitrógeno y del amoníaco. Diga en qué propiedad se basa cada una de estas.

6.41 ¿Por qué el ácido nítrico concentrado puede ser almacenado y trasladado en balones de aluminio o de acero?

6.42 Calcule cuántos gramos de ácido nítrico reaccionan con:

- Una disolución acuosa que contiene 95 g de hidróxido de sodio.
- 25 g de cobre metálico.

6.8 El tetrafósforo y el ácido fosfórico

Al igual que el elemento químico azufre, el fósforo en su sustancia simple, se presenta en varias variedades alotrópicas, de las cuales, las más comunes son el fósforo blanco y el fósforo rojo o violeta.

A temperatura ambiente e inferiores a 260 °C, la modificación alotrópica estable es el fósforo blanco, que es poco soluble en agua y a diferencia del fósforo rojo, es muy venenoso y extremadamente reactivo. Por su gran reactividad química, el fósforo blanco se inflama espontáneamente en el aire, oxidándose incluso a temperatura ambiente, por lo que se guarda sumergido en agua.

Cuando hay muy poco dióxígeno y humedad, la oxidación es lenta, haciéndose el tetrafósforo luminoso (fosforescente). El fósforo blanco se utilizó ampliamente en la fabricación de cerillas (fósforos), que encendían al rozarlas levemente sobre cualquier superficie, o sea, una ligera fricción inflamaba el fósforo blanco, que a su vez encendía la mezcla de parafina y clorato de potasio, transmitiéndose el fuego al resto de la cerilla. El uso de estas cerillas era peligroso, pues podían producir fácilmente incendios, por lo que fueron desechadas, fabricándose nuevos tipos, llamadas *cerillas de seguridad*.

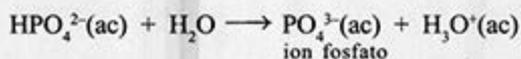
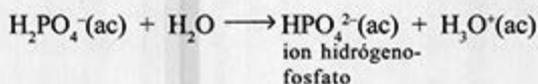
Las cabezas de estas cerillas no contienen fósforo, sino otras sustancias, de las cuales el componente esencial es el clorato de potasio ($KClO_3$). En la superficie de fricción de las cajas de cerillas hay contenidas varias sustancias entre estas, fósforo rojo, que se inflama sólo cuando se calienta. Las *cerillas de seguridad* encienden exclusivamente al frotarlas sobre la lija de la caja que las contiene.

Uno de los principales compuestos del fósforo es el ácido fosfórico (H_3PO_4), conocido también como *ácido ortofosfórico*. Este ácido a temperatura ambiente es un sólido y su temperatura de fusión es relativamente baja $42,4\text{ }^\circ\text{C}$.

El ácido fosfórico es una sustancia deliquescente (absorbe vapor de agua de la atmósfera), por eso al estar expuesto al aire se convierte en un líquido en forma de jarabe.

Independientemente de que en el ácido fosfórico, el fósforo presenta su número de oxidación máximo, este ácido a diferencia del sulfúrico y del nítrico, prácticamente no tiene propiedades oxidantes.

Al disolverse en agua, el ácido fosfórico se disocia en iones. El proceso de disociación tiene lugar en *tres etapas*, de las cuales, la *primera* es la que ocurre en mayor extensión:



Algunas sales de este ácido se utilizan como fertilizantes.

???

- 6.43 ¿Cuál es la variedad alotrópica del fósforo estable a temperatura ambiente?
- 6.44 ¿Por qué el fósforo blanco debe guardarse sumergido en agua?
- 6.45 ¿A qué se debe que fueran desechadas las cerillas de fósforo blanco?
- 6.46 Compare las propiedades físicas de los ácidos sulfúrico, nítrico y fosfórico.

Resumen y ejercicios

- 6.47 Consulte las tablas 6.1 y 6.2 y elabore un *cuadro resumen* sobre los elementos: C, N, P, O, S, Cl y Br, teniendo en cuenta los aspectos siguientes:
- distribución electrónica simplificada de sus átomos,
 - posición en la tabla periódica,
 - valores de la electronegatividad y de la primera energía de ionización,
 - estructura de sus sustancias simples,
 - propiedades físicas de sus sustancias simples.
- 6.48 Sobre la base del *cuadro resumen* anterior, conteste:
- a) ¿Qué tienen en común y en qué se diferencian las estructuras electrónicas de los átomos de los elementos ubicados en un mismo grupo?
 - b) ¿Cómo varían en un grupo de la tabla periódica con el incremento del número atómico, los valores de la electronegatividad, la energía de ionización y el carácter no metálico? ¿Por qué?

- c) ¿Cómo es la temperatura de fusión del carbono en comparación con la del octazufre? ¿Por qué?
d) ¿Por qué a temperatura ambiente el dibromo es líquido mientras el dicloro es gaseoso?

6.49 El dihidrógeno reacciona con el octazufre y con el dicloro con desprendimiento de energía.

- Escriba las ecuaciones químicas correspondientes.
- Nombre el producto obtenido en cada caso.
- Clasifique las reacciones de acuerdo con la variación de la entalpía.
- En cada una de estas reacciones, ¿qué sustancia manifiesta propiedades oxidantes?
- ¿Los volúmenes de dihidrógeno que deben reaccionar para obtener 1 mol de cada producto son iguales? Argumente su respuesta.

6.50 Escriba las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones necesarias para obtener cloruro de hierro (III) por tres vías diferentes. Clasifique cada una de las reacciones en redox o no redox.

6.51 Se tienen tres frascos que contienen respectivamente dihidrógeno, dicloro y amoníaco. ¿Cómo puede identificarse el contenido de cada uno sin realizar ningún ensayo?

6.52 Elabore un cuadro comparativo de las propiedades químicas de:

- El dicloro, el octazufre y el dinitrógeno.
- Los ácidos clorhídrico, sulfúrico y nítrico.

6.53 La urea puede obtenerse por la reacción representada a continuación:



- Resuma en un cuadro la información cualitativa y cuantitativa que ofrece esta ecuación.
- Clasifique la reacción de acuerdo con la variación de la entalpía.
- Dibuje el diagrama de energía contra avance de la reacción.
- Calcule qué volumen de amoníaco reacciona a TPEA con 500 L de dióxido de carbono.

6.54 Elabore un *cuadro resumen* donde aparezcan dos aplicaciones del dihidrógeno, el dicloro, el dinitrógeno, el amoníaco, el ácido clorhídrico y el ácido sulfúrico. Indique en cada caso, las propiedades en que se basan cada una de estas.

6.55 Diga si son verdaderos o falsos los planteamientos siguientes. Argumente sus respuestas.

- El carácter ácido o básico de las sustancias depende de su posibilidad de ceder o captar protones (H^+).
- Todos los ácidos reaccionan con los metales desprendiendo dihidrógeno.

6.56 Calcule qué volumen de amoníaco se obtiene al reaccionar 0,5 L de dihidrógeno con suficiente dinitrógeno a TPEA.

6.57 Si en una mezcla gaseosa de dióxígeno y dinitrógeno se hace saltar una chispa eléctrica, se obtiene monóxido de nitrógeno.

- Escriba la ecuación química correspondiente a esta reacción.
- Escriba la información cuantitativa que ofrece esta ecuación.
- Calcule el volumen de dinitrógeno que reacciona con 10 mL de dióxígeno a TPEA.
- Calcule la masa de monóxido de nitrógeno que se obtiene. ¿Qué cantidad de sustancia tiene esta muestra?

6.58 Calcule qué masa de cinc debe reaccionar totalmente con 40 g de ácido sulfúrico en disolución diluida y el volumen de dihidrógeno, medido a TPEA, que se obtiene.

ORIENTACIONES GENERALES PARA EL TRABAJO EN EL LABORATORIO

1. Para realizar con éxito los experimentos, es necesario que se prepare previamente, consulte los párrafos correspondientes en el texto y estudie detalladamente el procedimiento que debe llevar a cabo. Si durante la preparación le ha quedado alguna duda, solicite al profesor las explicaciones necesarias, antes de comenzar el experimento.
2. Haga los experimentos sin prisa, cada uno debe hacer sus propias observaciones, realizar sus propios cálculos; o sea, la manipulación puede ser por parejas, pero el trabajo mental ha de ser individual.
3. Cuando trabaje mantenga silencio, conserve la limpieza y el orden. Si tiene que decir algo al compañero, hágalo en voz baja. La obediencia estricta debe ser habitual y todas las instrucciones deben seguirse estrictamente.
4. Los reactivos deben utilizarse con el grado de pureza adecuado, por lo que hay que evitar contaminarlos con otras sustancias. Para evitar esto observe las precauciones siguientes:
 - a) Mantenga siempre bien tapados los frascos o recipientes.
 - b) Siempre que la cucharilla, gotero o agitador se utilicen en diferentes sustancias deben lavarse y secarse con un papel.
 - c) Todos los útiles (tubos de ensayos, vasos de precipitado y demás) deben estar limpios para ser utilizados.
 - d) Una vez utilizado un reactivo, la cantidad sobrante no la retorne al envase original, puesto que esto puede contaminar el reactivo. Los sobrantes deben ser entregados al profesor.
 - e) No ponga las tapas de los frascos de reactivos que abre, hacia abajo, sobre la mesa, pues pueden tomar impurezas y contaminar las disoluciones o reactivos cuando vuelva a tapar los frascos.
5. Los equipos deben montarse en el orden siguiente:

En primer lugar se estudia atentamente la figura correspondiente al equipo en cuestión, fijándose en las partes de que está constituido. A continuación, con los accesorios necesarios se monta el aparato. Después se comprueba si corresponde con la explicación dada en la figura que sirvió de modelo y si sus conexiones están correctas.

Después de montado el equipo este debe ser revisado por su profesor.

MEDIDAS GENERALES DE PRECAUCIÓN

Con las sustancias

- a) No pruebe nunca un producto químico o una disolución.
- b) Si se derrama un reactivo o mezcla límpielo inmediatamente.
- c) Al calentar en un tubo de ensayos el contenido puede proyectarse al exterior, por lo que el extremo abierto debe dirigirlo hacia una parte que no pueda dañarlo a usted o a otra persona.
- d) No inhale los vapores de ninguna sustancia si puede evitarse. Si es necesario que huelga algún vapor no lo inhale directamente del recipiente, use su mano para dirigir los vapores hacia su nariz, moviéndola de atrás hacia adelante y a poca distancia del recipiente (fig. 1).
- e) Para preparar una disolución acuosa diluida de un ácido, vierta siempre el ácido concentrado sobre el agua, nunca vierta agua sobre el ácido.
- f) Conozca dónde se encuentra en el laboratorio el surtidor de agua para lavados, para utilizar en caso necesario.
- g) Los agentes oxidantes fuertes y los productos fácilmente oxidables (agentes reductores) deben mezclarse con gran cuidado y en cantidades pequeñas.
- h) No añada ácido nítrico a un recipiente que contenga alcohol o cualquier otro producto fácilmente oxidable.
 - i) Los ácidos concentrados son sustancias corrosivas, nunca deje que se pongan en contacto con la piel, además son irritantes.
 - j) Los hidróxidos de sodio y potasio concentrado producen quemaduras; evite el contacto de estos con la piel.
- k) Si en la manipulación de ácidos, bases u otras sustancias, estas se derraman sobre sus ropas o sus manos, no se sacuda, las salpicaduras pueden ser proyectadas sobre los compañeros. Con serenidad y rapidez lave estas con abundante agua y avise al profesor.
 - l) Cerciérese siempre de que el recipiente que va a emplear esté en buen estado.
- m) Antes de usar el contenido de un recipiente lea la etiqueta dos veces, así evitará confusiones.
- n) Para verter correctamente un líquido y evitar que este le caiga en las manos, viértalo como se muestra en la figura 2.
- o) No sostenga por la boca los recipientes que contienen líquidos, pueden estar mojados de este.
- p) Las operaciones de verter líquido deben realizarse sobre su puesto de trabajo, para evitar que este pueda caer en el suelo o sobre parte de su cuerpo.
- q) Si le cae en los ojos salpicaduras de un ácido o una disolución alcalina lave inmediatamente con abundante agua abriendo bien los párpados y avise sin pérdida de tiempo al profesor. No frote los ojos para evitar que las disoluciones le irriten la mucosa. Las medidas ulteriores serán tomadas por el profesor.



Fig. 1

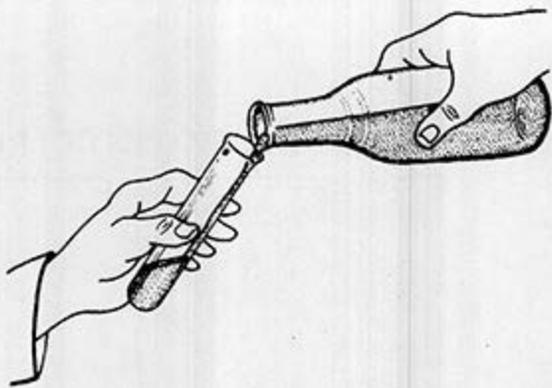


Fig. 2

- r) En caso de derramarse un ácido o disolución alcalina sobre su puesto de trabajo debe limpiarla en el momento. Para esto debe secar el líquido con un papel (que después se debe botar en el lugar destinado a este efecto) a continuación la mesa debe limpiarse con disolución de hidrogenocarbonato de sodio al 3 %, con el fin de neutralizar en caso de derramarse un ácido; y con una disolución de ácido acético al 2 % si es básica la disolución derramada. Después se limpia la mesa con un paño y agua.

Con los útiles

- Preste atención al trabajar con equipos de vidrio, como tubos, termómetros, etc. El vidrio es frágil y se rompe fácilmente, accidente que produce lesiones con frecuencia.
- Evite tocar objetos calientes, y tener su ropa y cabeza cerca de la llama.
- Si se dispone de gafas de seguridad, utilícelas siempre en el trabajo de laboratorio.
- Solamente se pueden calentar las sustancias contenidas en recipientes de vidrio resistentes al calor, tales como tubos de ensayos, vasos de precipitado, balones, erlenmeyer, etc., y en recipientes de porcelana, tales como crisoles y cápsulas de porcelana. Los recipientes de vidrio no resistentes al calor, los plásticos y otros no deben calentarse.
- Cuando deba calentar una sustancia en recipiente de vidrio resistente al calor o de porcelana, procure que la parte exterior esté siempre seca; las gotas de agua son la causa de que el recipiente no se caliente uniformemente y se rompa.
- No caliente en probetas, matraces aforados o equipos destinados a mediciones, esto puede dañarlos y en ocasiones producir roturas que pueden ser causas de accidentes, como se muestra en la figura 3.
- La operación de calentar se debe empezar flameando el recipiente, principalmente en la parte que está en contacto con la sustancia que contiene; posteriormente se puede intensificar el calentamiento en caso necesario.
- Al calentar sólidos y líquidos en tubos de ensayos, debe mantenerlos en posición inclinada, para aumentar la superficie de evaporación y lograr una ebullición más uniforme; así como que la boca del tubo de ensayos no esté dirigida hacia alguna persona, para evitar accidentes en caso de proyecciones del contenido como se muestra en la figura 4.
- No vierta líquidos fríos en recipientes calientes, pues el cambio brusco de temperatura puede provocar que se rompa.

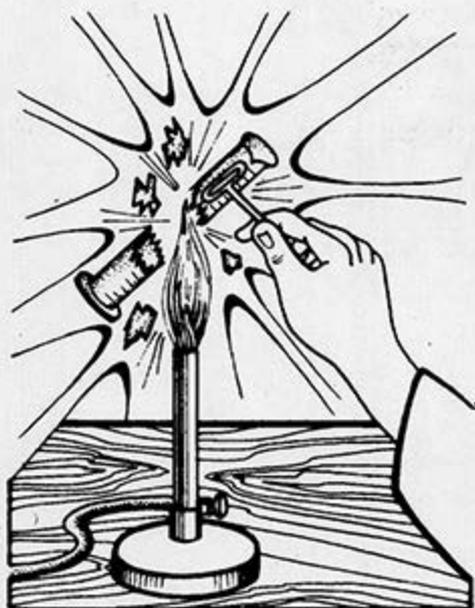


Fig. 3

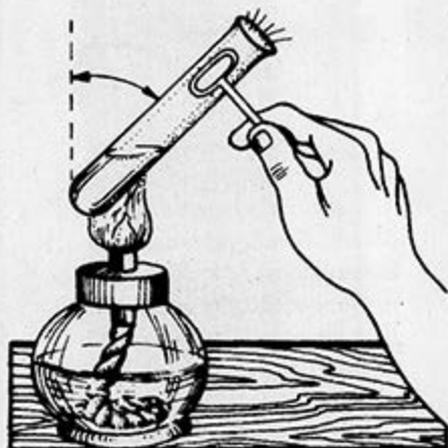


Fig. 4

j) No coloque los recipientes calientes directamente sobre su puesto de trabajo, pues puede romperse el recipiente o estropear su puesto de trabajo; utilice siempre una rejilla amiantada, una lámina de amianto u otro aislante.

k) Al montar un equipo debe tenerse en cuenta algunas normas generales de manipulación:

- 1) Los extremos de los tubos de vidrio que se utilizan no deben tener filos, pues estos pueden herirlo o dañar las conexiones de goma, por lo que deben ser rebordeados convenientemente a la llama.
- 2) Los tapones de goma o corcho deben introducirse en la boca de los tubos de ensayos, balones y demás, con ligera presión mientras se rotan, y ajustarse aproximadamente hasta la mitad de su altura. Para esta operación el equipo no debe estar apoyado sobre el puesto de trabajo, pinzas u otro accesorio, sino que debe sostenerse con la mano libremente.
- 3) Los tapones que entran con demasiada facilidad y los que solo se consiguen introducir con esfuerzo, no son adecuados; los primeros no ofrecen la hermeticidad deseada y son difíciles de extraer, y los segundos pueden romper la boca del recipiente que se use, lo que hace difícil en general su manipulación.
- 4) Los tubos de vidrio deben ajustarse en las perforaciones de los tapones, para esto deben entrar con una ligera presión, a la vez que se rotan deben sujetarse mediante un paño, para evitar el peligro de cortaduras en caso de roturas. Por esta razón, no se deben introducir los tubos de diámetros que requieran un gran esfuerzo, dado que ofrecen un mayor peligro de rotura como se muestra en la figura 5. Para introducirlo debe humedecerse con agua el extremo que se introduce y sujetarlo lo más cerca posible de este.
- 5) Al trabajar con un quemador de gas cuide que esté cerrada (al iniciar su trabajo) la entrada de gas, una vez cerciorado de esto, enciéndalo con la entrada de aire cerrada y posteriormente regule esta hasta alcanzar la llama deseada.

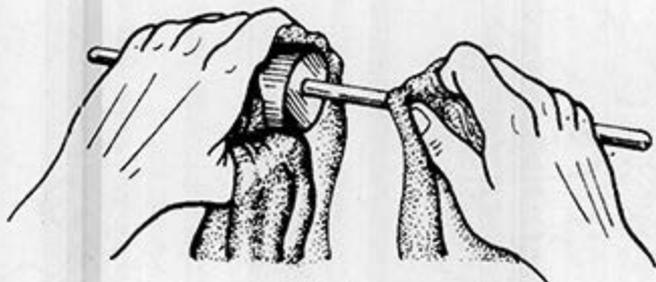


Fig. 5

- 6) Al usar un mechero de alcohol debe encenderlo con un fósforo, astilla de madera encendida o equivalente, pero nunca con otro mechero, esto puede provocar un accidente; una vez encendido no se le debe echar alcohol al mechero. En caso de que se vuelque, se rompa o se derrame el alcohol cúbralo con un paño.

Para apagar el mechero acerque la tapa de lado y colóquela sobre la llama, hasta cerrar la entrada de aire. No sople para apagar la llama.

EXPERIMENTOS DE CLASE

Determinación del calor de reacción a presión constante, Q_p . (Ver epígrafe 3.1)

Tarea

Determinar el calor de reacción a presión constante de la combustión del etanol.

Consideraciones previas

¿La combustión del etanol (C_2H_5OH) denominado comúnmente *alcohol*, es una reacción química exotérmica o endotérmica?

Útiles y reactivos

Vaso de precipitados de 100 mL	1
Termómetro (-10 a 110 °C)	1
Pinzas de soporte	2
Soporte universal	1
Mechero de alcohol	1
Balanza	1
Etanol (absoluto)	30 mL
Agua destilada	75 mL

Procedimiento

1. Pese el vaso de precipitados seco y anote el valor en la tabla de observaciones.
2. Vierta en el vaso de precipitados 75 g de agua destilada (75 mL). Anote la masa del agua en la tabla de observaciones.
3. Coloque en el interior del mechero 30 mL de etanol, asegúrese que el mechero se encienda, apáguelo. Pese el mechero y anote su masa en la tabla de observaciones.
4. Monte un aparato como el que aparece en la figura de la página 120.
5. Mida la temperatura del agua y anótela en la tabla de observaciones.
6. Encienda el mechero y deje calentar el agua hasta la temperatura que le indique su profesor, cuando el agua alcance la temperatura indicada apague rápidamente el mechero.
7. Pese el mechero y anote su masa en la tabla de observaciones.

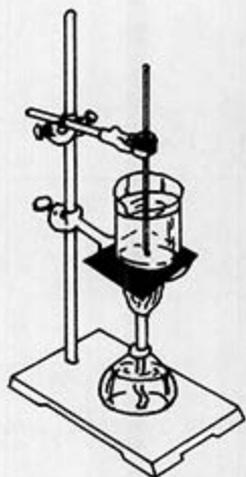


Tabla de observaciones

Masa del vaso de precipitados (seco), m (vidrio)	Masa del agua en el vaso de precipitados, m (H_2O)	Temperatura inicial del agua, T_1	Temperatura final del agua, T_2
Calor específico del vidrio, c_e (vidrio)	Calor específico del agua, c_e (H_2O)	Variación de temperatura del agua $\Delta T = T_2 - T_1$	
$84 \frac{J}{g \cdot ^\circ C}$	$4,2 \frac{J}{g \cdot ^\circ C}$		
Cantidad de calor a presión constante producida en la reacción: $Q_p = (m \text{ (vidrio)} \cdot c_e \text{ (vidrio)} + m \text{ (H}_2\text{O)} \cdot c_e \text{ (H}_2\text{O)}) \cdot \Delta T$.			

Masa inicial del mechero, m_1	Masa final del mechero, m_2
Masa de la muestra de etanol que reaccionó: $m(C_2H_5OH) = m_1 - m_2$	
Cantidad de sustancia de la muestra de etanol que reaccionó: $n(C_2H_5OH) = \frac{m(C_2H_5OH)}{M(C_2H_5OH)}$	

Dato: $M(C_2H_5OH) = 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Relación entre la cantidad de calor a presión constante Q_p de la reacción y la cantidad de sustancia transformada $n(C_2H_5OH)$:

$$\frac{Q_p}{n(C_2H_5OH)}$$

Valoración

1. Calcule el valor de Q_p y la relación $\frac{Q_p}{n(C_2H_5OH)}$ (I)
2. Compare el valor de Q_p obtenido por usted con el de sus compañeros.
3. Compare el valor de la relación (I) obtenida por usted con el de sus compañeros.
4. ¿Qué generalización se puede hacer con la información de la tabla de observaciones?

Poder dispersante del agua. (Ver epígrafe 4.1)

Tarea

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

Consideraciones previas

¿A qué se debe la turbidez y la coloración del agua de los ríos, mares y lagos?

Útiles y reactivos

Tubos de ensayos	6
Gradilla para tubos de ensayos	1
Cloruro de sodio	0,1 g
Sulfato de cobre (II) pentahidratado	0,1 g
Arena	0,1 g
Queroseno	2mL
Aceite vegetal	2mL
Almidón de papa	0,1 g

Procedimiento

1. Eche 10 mL de agua en cada tubo de ensayos y numérelos del 1 al 6 en la gradilla para tubos de ensayos.
2. De acuerdo con la numeración de los tubos de ensayos en la gradilla eche en cada tubo la cantidad indicada de: 1- cloruro de sodio, 2- sulfato de cobre (II), 3- arena, 4- queroseno, 5- aceite vegetal y 6- almidón de papa.
3. Distribúyanse los seis tubos de ensayos entre los miembros del equipo y agiten su contenido, de forma continua y fuerte durante 30 s.
4. Coloque los tubos de ensayos en la gradilla en el lugar que le corresponde por numeración.

Valoración

1. Observe y describa el comportamiento de cada mezcla.
2. ¿Cuáles de las mezclas obtenidas son disoluciones? Fundamente su respuesta.
3. ¿Por qué en las mezclas 4 y 5 la separación de sus componentes se produce en sentido contrario a lo que ocurre en las mezclas 3 y 6?
4. Clasifique a las sustancias empleadas de acuerdo con su solubilidad en agua.
5. Muchos medicamentos son mezclas de sustancias en las que interviene el agua como base fundamental. ¿Por qué algunos tienen la indicación "Agítese antes de usarse" y otros no la tienen?
6. ¿Qué generalización se puede hacer de la información obtenida en este experimento de clase?

PRÁCTICAS DE LABORATORIO

Obtención y propiedades del dihidrógeno. (Ver epígrafe 2.1)

Tarea

Obtenga dihidrógeno y compruebe algunas de sus propiedades

Consideraciones previas

1. ¿Cuáles son las precauciones que hay que tener en cuenta, para trabajar con el dihidrógeno en el laboratorio?
2. Haga un *resumen* de los métodos de obtención del dihidrógeno en el laboratorio y de las propiedades físicas y químicas de esta sustancia.

Útiles y reactivos

Erlenmeyer de 250 mL	1
Tapón monohoradado	1
Tubo de vidrio accdado	1
Manguera de goma	1
Tubo de vidrio fusible	1
Tubos de ensayos	3
Cristalizadora de 500 mL	1
Ácido clorhídrico	
Granallas de cinc	
Óxido de cobre (II)	

Procedimiento

1. Coloque en el interior del aparato de obtención granallas de cinc y ácido clorhídrico en las cantidades que le indique su profesor. Cierre el aparato de obtención y espere un tiempo para que el dihidrógeno arrastre hacia el exterior el aire que contiene el aparato de obtención.
2. Pruebe la pureza del dihidrógeno, empleando un sistema colector por desplazamiento de agua, llene varios tubos de ensayos y pruebe con una llama, tantas veces como sea necesario, hasta que el dihidrógeno arda sin explosión.

3. Tome un tubo de ensayos que contenga dihidrógeno y póngalo boca con boca con otro tubo de ensayos vacío y vérelo, de forma tal, que el que contiene dihidrógeno quede debajo y el vacío quede encima, espere un tiempo y luego al tubo que estaba vacío acérquele a su boca una llama. Observe y explique.

4. Conecte el tubo de desprendimiento de dihidrógeno a un tubo de vidrio que contenga en su interior óxido de cobre (II), asegúrese que haya una fuerte corriente de dihidrógeno y espere un tiempo para que desplace el aire del interior del tubo. Caliente con un mechero la parte del tubo de vidrio que contiene el óxido de cobre (II). Espere un tiempo y observe.

Valoración

1. Escriba la ecuación de la reacción de obtención del dihidrógeno que se empleó en la práctica.
2. ¿Qué propiedad del dihidrógeno se pone de manifiesto en esta práctica?
3. Escriba las ecuaciones de las reacciones químicas de los pasos 2; 3 y 4 del procedimiento.

Determinación de la dureza del agua. (Ver epígrafe 4.1)

Tarea

Comparar por su dureza distintos tipos de agua.

Consideraciones previas

1. Haga un *resumen* de las causas de la dureza temporal y permanente del agua.
2. ¿Qué consecuencias provoca en la industria y en el hogar la utilización de agua dura?
3. ¿Cómo se puede eliminar la dureza del agua?

Útiles y reactivos

Tubos de ensayos (de igual longitud y diámetro)	9
Gradilla para tubos de ensayos	1
Probeta 10 mL	1
Gotero	1
Regla graduada	1
Disolución de Cloruro de sodio ($0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	10 mL
Disolución de Cloruro de calcio ($0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	10 mL
Disolución de Cloruro de Magnesio ($0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	10 mL
Disolución de Nitrato de potasio ($0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	10 mL
Disolución de Sulfato de magnesio ($0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	10 mL
Agua destilada	10 mL
Disolución patrón de jabón (0,1 g de jabón en 100 mL de etanol)	9 mL

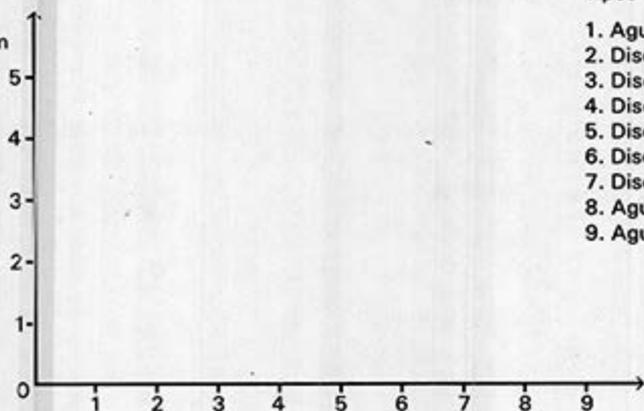
Procedimiento

1. Vierta en un tubo de ensayos 10 mL de agua destilada y, posteriormente, añádale cinco gotas de la disolución patrón de jabón. Tome el tubo de ensayos en su mano y tape la boca con el dedo pulgar, agítelo fuerte y continuamente durante 10 s. Mida con la regla graduada la altura de la columna de espuma y anote la medición.
2. Proceda de igual forma que en el ensayo (1.), pero esta vez con seis tubos de ensayos que contengan disoluciones de 1- cloruro de sodio; 2- cloruro de calcio; 3- cloruro de magnesio, 4- sulfato de sodio; 5- nitrato de potasio, y 6- sulfato de magnesio, respectivamente. Anote los valores de la altura de la columna de espuma en cada caso.
3. Tome 10 mL de agua potable de la pila y repita con esta el ensayo (1.) Anote la altura de la columna de espuma. Pida a su profesor 10 mL de agua potable, previamente hervida, y repita el procedimiento (1.) Anote la altura de la columna de espuma.

Valoración

1. ¿Con qué fin se agitan los tubos de ensayos durante el mismo tiempo?
2. Elabore una gráfica levantando perpendiculares de la altura de la columna de espuma en los puntos que corresponde en el gráfico.

Altura de la columna de espuma, cm



Tipos de agua

1. Agua destilada
2. Disol. de NaCl
3. Disol. de CaCl₂
4. Disol. de MgCl₂
5. Disol. de Na₂SO₄
6. Disol. de KNO₃
7. Disol. de MgSO₄
8. Agua potable
9. Agua potable hervida

- a) Compare los valores de las alturas de las columnas de espumas en el gráfico.
 - b) Clasifique los tipos de agua estudiados por su dureza, atendiendo a la jabonadura producida.
3. Complete el cuadro que aparece al inicio de la página siguiente:
 - a) Compare los distintos tipos de agua que aparecen en el cuadro.
 - b) ¿Cuál es la causa de la dureza del agua?
 4. ¿Por qué el agua potable hervida es más blanda que la sin hervir?

Tipo de disolución	Tipo de ion disuelto		Clasificación según la dureza
	catión	anión	
Agua destilada NaCl(ac) CaCl ₂ (ac) MgCl ₂ (ac) Na ₂ SO ₄ (ac) KNO ₃ (ac) MgSO ₄ (ac)			

Influencia de la temperatura y de la concentración en la velocidad de una reacción. (Ver epígrafe 5.1)

Tarea

Comprobar experimentalmente la influencia de la temperatura y la concentración en la velocidad de una reacción química.

Consideraciones previas

1. Defina velocidad de reacción.
2. ¿Cuáles son los factores fundamentales que influyen en la velocidad de las reacciones químicas?
3. La reacción de la práctica puede representarse por la ecuación $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3(\text{ac}) = \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + \text{S}_8(\text{s}) + \text{SO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$

Útiles y reactivos

Tubos de ensayos de 12 x 100 mm	4
Frasco de 35 mL con gotero	2
Vaso de precipitado de 100 mL	1
Probeta de 10 mL	1
Termómetro	1
Frasco lavador	1
Gradilla	1
Soporte de hierro	1
Tapón de goma monohoradado	1
Mechero de alcohol	1
Cronómetro o reloj con segundero	1
Papel	1
Disolución de tiosulfato de sodio (0,1 mol · L ⁻¹)	10 mL
Disolución de ácido sulfúrico (0,3 mol · L ⁻¹)	10 mL

Procedimiento

Variante A

1. Tome dos tubos de ensayos y rotúelos en su parte superior (no. 1 y no. 2).
2. Vierta mediante una probeta, los siguientes volúmenes de disolución de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ y H_2O .

<i>Tubo de ensayos</i>	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (A)	H_2O (B)
no. 1	4 mL	0 mL
no. 2	3 mL	1 mL

3. Marque con una cruz (tenue) una hoja de papel.
4. Ponga sobre el papel, encima de la cruz, el tubo de ensayos no. 1 y vierta 4 mL de ácido sulfúrico, simultáneamente ponga el cronómetro en marcha (o tome de cualquier otra forma el tiempo inicial).
5. Mire la cruz (a través de la boca del tubo de ensayos), hasta que la turbiedad a causa de la aparición del octazufre no permita ver la cruz marcada en el papel, detenga en este momento el cronómetro (o tome el tiempo final).
6. Anote el tiempo transcurrido desde la adición del ácido hasta el momento en que no se observa la cruz.
7. Repita el procedimiento anterior (4.), con el otro tubo de ensayos y anote el tiempo transcurrido.
8. Tome los dos tubos de ensayos, vierta el contenido donde indique el profesor y enjuáguelos con agua destilada, utilizando el frasco lavador (cuide no queden empañados por el octazufre; puede auxiliarse de un hisopo).
9. Vierta con una probeta los siguientes volúmenes de disolución:

<i>Tubo de ensayos</i>	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O
no. 1	2 mL	2 mL
no. 2	2 mL	2 mL

10. Tome otros dos tubos de ensayos y rotúelos en forma similar a los que contienen la disolución de tiosulfato de sodio.
11. Vierta 3 mL de agua destilada en cada uno y 1 mL de ácido sulfúrico.
12. Tome un vaso de precipitado y llénelo con agua hasta la mitad de su volumen.
13. Introduzca los cuatro tubos de ensayos en el vaso de precipitados y caliente con llama moderada hasta alcanzar una temperatura algo mayor que 70°C . detenga en ese momento el calentamiento.
14. Cuando la temperatura del baño de agua indique 70°C , extraiga los dos tubos de ensayos rotulados con el no. 1, mezcle las disoluciones contenidas en estos; simultáneamente ponga el cronómetro en marcha.
15. Coloque el tubo de ensayos sobre un papel de filtro con una marca y mire a través de la disolución; cuando la turbiedad no permita ver la marca detenga el cronómetro.
16. Repita el procedimiento anterior para los tubos de ensayos rotulados con el no. 2, a la temperatura de 60°C .

Variante B

1. Tome dos tubos de ensayos y rotúelos (no. 3 y no. 4).
2. Vierta mediante una probeta los siguientes volúmenes de disolución de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ y H_2O :

Tubo de ensayos	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O
no. 3	2 mL	2 mL
no. 4	1 mL	3 mL

3. Repita los pasos indicados en los incisos 3., 4., 5., 6. y 7. de la *variante A*.
4. Repita el paso (8.) de la *variante A*.
5. Vierta con una probeta los siguientes volúmenes de disolución:

Tubo de ensayos	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O
no. 3	2 mL	2 mL
no. 4	2 mL	2 mL

6. Repita los pasos 10., 11. y 12., de la *variante A*.
7. Introduzca los cuatro tubos de ensayos en el vaso de precipitado y caliente con llama moderada hasta alcanzar una temperatura algo mayor que 50°C , detenga el calentamiento.
8. Cuando la temperatura del baño indique 50°C , extraiga los tubos de ensayos y mezcle las disoluciones contenidas en los tubos de ensayos no. 3, simultáneamente ponga el cronómetro en marcha.
9. Coloque el tubo de ensayos sobre el papel de filtro con la marca y mire a través de la disolución, cuando la turbiedad no permita ver la marca, detenga el cronómetro.
10. Repita el procedimiento anterior para los tubos de ensayos no. 4, a la temperatura de 40°C .

Los equipos de alumnos seleccionados por el profesor, informarán sus resultados al resto del grupo para completar la tabla siguiente:

Tubo de ensayos	Temperatura (aprox.) $^\circ\text{C}$	Tiempo (s)	Velocidad ($v = 1/t$)
no. 1			
no. 2			
no. 3			
no. 4			

Apéndices

1 Tabla de solubilidad

<i>Iones</i>	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⁺
Hidróxido, OH ⁻	S	S	S	-	S	P	I	I	I	I	I	I	I	I
Cloruro, Cl ⁻	S	S	S	I	S	S	S	S	S	P	S	S	S	S
Yoduro, I ⁻	S	S	S	I	S	S	S	S	S	I	S	-	S	S
Sulfuro, S ²⁻	S	S	S	I	I	-	-	I	I	I	I	I	-	I
Nitrato, (NO ₃) ⁻	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S
Sulfito, (SO ₃) ²⁻	S	S	S	P	P	P	P	P	-	I	P	-	-	-
Sulfato, (SO ₄) ²⁻	S	S	S	P	I	P	S	S	S	P	S	S	S	S
Carbonato, (CO ₃) ²⁻	S	S	S	P	P	I	P	-	-	I	I	-	-	-
Silicato, (SiO ₃) ²⁻	S	S	S	P	I	P	-	I	-	I	I	-	-	I
Fosfato, (PO ₄) ³⁻	S	S	S	P	I	I	I	I	-	P	I	P	I	I

2 Serie de actividad de los metales

C A R Á C T E R R E D U C T O R D I S M I N U Y E		Li	}	{	Reaccionan con agua, en frío, desprendiendo dihidrógeno y formando el hidróxido correspondiente.
		K			
		Ca			
		Na			
		Mg	}	{	Reaccionan con agua, en frío o en caliente, desprendiendo dihidrógeno y formando óxidos con diferentes grados de hidratación u óxidos anhidros.
		Al			
		Mn			
		Zn			
		Cr			
		Fe	}	{	Reaccionan con los ácidos no oxidantes, desprendiendo dihidrógeno y con los ácidos oxidantes, desprendiendo otros gases.
Co					
Ni					
Sn					
Pb	}	{	No reaccionan con agua ni aun en caliente.		
H					
Sb					
As					
Bi					
Cu				}	{
Hg					
Ag	}	{	Reaccionan únicamente con agua regia.		
Pt					
Au					

3 Densidad (a 25 °C) y temperaturas de fusión y de ebullición (a 100 kPa) de algunas sustancias puras

<i>Nombre</i>	<i>Densidad, g/mL</i>	<i>Temperatura de fusión, °C</i>	<i>Temperatura de ebullición, °C</i>
ALUMINIO			
Aluminio	2,70	660,3	2 467
Óxido de aluminio	3,97	2 015	2 980
Cloruro de aluminio	2,44		177,8 (s)
Sulfato de aluminio	2,71	770 (d)	
Hidróxido de aluminio	2,42	(d)	
AMONIO			
Amoníaco	0,77	-77,7	-33,4
Cloruro de amonio	1,53	340 (s)	520
Nitrato de amonio	1,73	169,6	210 (d)
Dicromato de amónico	2,15	(d)	
Tiocianato de amonio	1,30	149,6	170 (d)
AZUFRE			
Octazufre (monoclínico)	1,96	119,0	444,6
Octazufre (rómico)	2,07	112,8	444,6
Dióxido de azufre	2,93	-72,7	-10
Trióxido de azufre	1,97	16,83	44,8
Ácido sulfúrico	1,84	10,38	330
Sulfuro de hidrógeno	0,96	-85,5	-60,7
BARIO			
Óxido de bario	5,72	1 918	
Sulfato de bario	4,50	1 580	
Hidróxido de bario octahidratado	2,18	78	
BROMO			
Dibromo	3,11	-7,2	58,78
CALCIO			
Calcio	1,54	839	1 484
Óxido de calcio	3,25	2 614	2 850
Cloruro de calcio	2,15	782	1 600
Carbonato de calcio	2,71	1 282	(d)
Sulfato de calcio	2,96	1 450	
Hidróxido de calcio	2,24	580 (d)	
CARBONO			
Carbono (diamante)	3,51	3 500	
Carbono (grafito)	2,25		
Monóxido de carbono	0,85	-199	-191,5
Dióxido de carbono	1,53		-78,5 (s)
Tetracloruro de carbono	1,59	-23,0	76,8

Continuación

<i>Nombre</i>	<i>Densidad, g/mL</i>	<i>Temperatura de fusión, °C</i>	<i>Temperatura de ebullición, °C</i>
CINC			
Cinc	7,14	419,6	907
Óxido de cinc	5,61	1 975	
Cloruro de cinc	2,91	283	732
Sulfato de cinc	3,54	600 (d)	
COLORO			
Dicloro	1,9	-100,98	-43,6
COBRE			
Cobre	8,92	1 063	2 567
Óxido de cobre (I)	6,0	1 235	1 800
Óxido de cobre (II)	6,4	1 326	
Cloruro de cobre (II)	3,39	620	(d)
Sulfato de cobre (II) pentahidratado	2,28	110	150
Hidróxido de cobre (II)	3,37	(d)	
CROMO			
Óxido de cromo (III)	5,21	2 266	4 000
ESTAÑO			
Estaño (blanco)	7,28	231,9	2 260
FÓSFORO			
Fósforo (rojo)	2,34		
Pentóxido de difósforo	2,39	580	
HIDRÓGENO			
Dihidrógeno	0,09	-259,15	-252,8
Peróxido de hidrógeno	1,41	-0,41	150,2
Agua	1,0	0	100
HIERRO			
Hierro	7,86	1 535	2 750
Óxido de hierro (II)	5,7	1 369	
Óxido de hierro (III)	5,24	1 565	
Cloruro de hierro (II)	3,16	670	(s)
Cloruro de hierro (III)	2,9	306	315 (d)
Sulfuro de hierro (II)	4,74	1 196	(d)
MAGNESIO			
Magnesio	1,74	648,8	107
Óxido de magnesio	3,58	2 852	3 600
NITRÓGENO			
Dinitrógeno	1,25	209,9	-195,8
Monóxido de nitrógeno	1,34	-163,6	-151,8

Continuación

<i>Nombre</i>	<i>Densidad, g/mL</i>	<i>Temperatura de fusión, °C</i>	<i>Temperatura de ebullición, °C</i>
Dióxido de nitrógeno	1,45	-11,2	-21,2
Pentóxido de dinitrógeno	1,64	30	47 (d)
Ácido nítrico	1,502	-42	83
OXÍGENO			
Dioxígeno	1,13	-219,0	-183,0
Trioxígeno (ozono)		-192,7	-111,9
PLATA			
Plata	10,5	961,93	2 212
Cloruro de plata	5,56	455	1 550
Nitrato de plata	4,35	212	444 (d)
PLOMO			
Plomo	11,34	327,5	1 740
Óxido de plomo (II)	9,53	886	
Óxido de plomo (IV)	9,38	290 (d)	
POTASIO			
Cloruro de potasio	1,98	870	1 500 (s)
Clorato de potasio	2,32	356	400 (d)
Nitrato de potasio	2,11	334	400 (d)
Permanganato de potasio	2,70	< 240 (d)	
Hidróxido de potasio	2,04	369,4	1 322
SILICIO			
Dióxido de silicio	2,64	1 610	2 230
SODIO			
Cloruro de sodio	2,16	801	1 413
Hidrogenocarbonato de sodio	2,16		
Hidróxido de sodio	2,13	318,4	1 390
WOLFRAMIO			
Wolframio	19,35	3 410	5 660
YODO			
Iyodo	4,93	113,5	184,4

Simbología:

(d) descompone

(s) sublima

4 Tabla de masas molares de algunas sustancias

Nombre	Fórmula química	Masa molar, g · mol ⁻¹	Nombre	Fórmula química	Masa molar, g · mol ⁻¹			
Aluminio	Al	27	Óxido de aluminio	Al ₂ O ₃	102			
			Cloruro de aluminio	AlCl ₃	133,5			
			Nitrato de aluminio	Al(NO ₃) ₃	213			
			Sulfato de aluminio	Al ₂ (SO ₄) ₃	342			
			Carbonato de aluminio	Al ₂ (CO ₃) ₃	234			
			Hidróxido de aluminio	Al(OH) ₃	78			
Bario	Ba	137	Óxido de bario	BaO	153			
			Cloruro de bario	BaCl ₂	208			
			Sulfuro de bario	BaS	169			
			Nitrato de bario	Ba(NO ₃) ₂	261			
			Sulfato de bario	BaSO ₄	233			
			Hidróxido de bario	Ba(OH) ₂	171			
Calcio	Ca	40	Óxido de calcio	CaO	56			
			Cloruro de calcio	CaCl ₂	111			
			Bromuro de calcio	CaBr ₂	200			
			Sulfuro de calcio	CaS	72			
			Nitrato de calcio	Ca(NO ₃) ₂	164			
			Sulfato de calcio	CaSO ₄	136			
			Carbonato de calcio	CaCO ₃	100			
			Hidróxido de calcio	Ca(OH) ₂	74			
			Carbono	C	12	Monóxido de carbono	CO	28
						Dióxido de carbono	CO ₂	44
Cinc	Zn	65				Óxido de cinc	ZnO	81
			Cloruro de cinc	ZnCl ₂	136			
			Sulfuro de cinc	ZnS	97			
			Nitrato de cinc	Zn(NO ₃) ₂	189			
			Sulfato de cinc	ZnSO ₄	161			
			Carbonato de cinc	ZnCO ₃	125			
			Hidróxido de cinc	Zn(OH) ₂	99			
			Cobre	Cu	64	Óxido de cobre (I)	Cu ₂ O	144
						Óxido de cobre (II)	CuO	80
						Cloruro de cobre (II)	CuCl ₂	135
Sulfuro de cobre (II)	CuS	96						
Nitrato de cobre (I)	CuNO ₃	126						
Nitrato de cobre (II)	Cu(NO ₃) ₂	188						
Sulfato de cobre (I)	Cu ₂ SO ₄	224						
Sulfato de cobre (II)	CuSO ₄	160						
Carbonato de cobre (I)	Cu ₂ CO ₃	187						
Hidróxido de cobre (II)	Cu(OH) ₂	98						
Cromo	Cr	52	Óxido de cromo (II)	CrO	68			
			Óxido de cromo (III)	Cr ₂ O ₃	152			
			Hidróxido de cromo (II)	Cr(OH) ₂	103			
Dibromo	Br ₂	160	Heptóxido de dicloro	Cl ₂ O ₇	183			
Dicloro	Cl ₂	71		Pentóxido de dicloro	Cl ₂ O ₅	151		
				Trióxido de dicloro	Cl ₂ O ₃	119		

Continuación

Nombre	Fórmula química	Masa molar, g · mol ⁻¹	Nombre	Fórmula química	Masa molar, g · mol ⁻¹			
Dihidrógeno	H ₂	2	Agua	H ₂ O	18			
			Peróxido de hidrógeno	H ₂ O ₂	34			
			Cloruro de hidrógeno	HCl	36,5			
			Bromuro de hidrógeno	HBr	81			
			Yoduro de hidrógeno	HI	128			
Dioxígeno	O ₂	32						
Trioxígeno	O ₃	48						
Diyodo	I ₂	254	Heptóxido de diyodo	I ₂ O ₇	366			
			Pentóxido de diyodo	I ₂ O ₅	334			
Diflúor	F ₂	38						
Dinitrógeno	N ₂	28	Pentóxido de dinitrógeno	N ₂ O ₅	108			
			Trióxido de dinitrógeno	N ₂ O ₃	76			
			Dióxido de nitrógeno	NO ₂	46			
			Monóxido de nitrógeno	NO	30			
			Ácido nítrico	HNO ₃	63			
			Amoníaco	NH ₃	17			
			Cloruro de amonio	NH ₄ Cl	53,5			
			Sulfato de amonio	(NH ₄) ₂ SO ₄	132			
			Nitrato de amonio	NH ₄ NO ₃	90			
			Hierro	Fe	56	Óxido de hierro (III)	Fe ₂ O ₃	160
						Óxido de hierro (II)	FeO	72
						Cloruro de hierro (III)	FeCl ₃	162,5
						Cloruro de hierro (II)	FeCl ₂	127
						Sulfuro de hierro (II)	FeS	88
						Nitrato de hierro (III)	Fe(NO ₃) ₃	242
Nitrato de hierro (II)	Fe(NO ₃) ₂	180						
Sulfato de hierro (III)	Fe ₂ (SO ₄) ₃	400						
Sulfato de hierro (II)	FeSO ₄	152						
Hidróxido de hierro (II)	Fe(OH) ₂	90						
Hidróxido de hierro (III)	Fe(OH) ₃	107						
Magnesio	Mg	24				Óxido de magnesio	MgO	40
						Cloruro de magnesio	MgCl ₂	95
						Sulfuro de magnesio	MgS	56
						Nitrato de magnesio	Mg(NO ₃) ₂	148
			Sulfato de magnesio	MgSO ₄	120			
			Carbonato de magnesio	MgCO ₃	84			
			Hidróxido de magnesio	Mg(OH) ₂	58			
			Níquel	Ni	59	Óxido de níquel (III)	Ni ₂ O ₃	166
Óxido de níquel (II)	NiO	75						
Cloruro de níquel (II)	NiCl ₂	130						
Sulfuro de níquel (III)	Ni ₂ S ₃	214						
Sulfuro de níquel (II)	NiS	91						
Nitrato de níquel (III)	Ni(NO ₃) ₃	245						
Nitrato de níquel (II)	Ni(NO ₃) ₂	183						
Sulfato de níquel (II)	NiSO ₄	155						
Carbonato de níquel (II)	NiCO ₃	119						

Continuación

<i>Nombre</i>	<i>Fórmula química</i>	<i>Masa molar, g · mol⁻¹</i>	<i>Nombre</i>	<i>Fórmula química</i>	<i>Masa molar, g · mol⁻¹</i>			
Octazufre	S ₈	256	Hidróxido de níquel (II)	Ni(OH) ₂	93			
			Hidróxido de níquel (III)	Ni(OH) ₃	110			
			Trióxido de azufre	SO ₃	80			
			Dióxido de azufre	SO ₂	64			
Potasio	K	39	Ácido sulfúrico	H ₂ SO ₄	98			
			Óxido de potasio	K ₂ O	94			
			Cloruro de potasio	KCl	74,5			
			Sulfuro de potasio	K ₂ S	71			
			Nitrato de potasio	KNO ₃	101			
			Sulfato de potasio	K ₂ SO ₄	174			
			Carbonato de potasio	K ₂ CO ₃	138			
			Hidróxido de potasio	KOH	56			
			Plata	Ag	108	Cloruro de plata	AgCl	143,5
						Nitrato de plata	AgNO ₃	170
Carbonato de plata	Ag ₂ CO ₃	276						
Silicio	Si	28	Dióxido de silicio	SiO ₂	60			
Sodio	Na	23	Óxido de sodio	Na ₂ O	62			
			Cloruro de sodio	NaCl	58,5			
			Sulfuro de sodio	Na ₂ S	78			
			Nitrato de sodio	NaNO ₃	85			
			Sulfato de sodio	Na ₂ SO ₄	142			
			Carbonato de sodio	Na ₂ CO ₃	106			
			Hidróxido de sodio	NaOH	40			
			Fosfato de sodio	Na ₃ PO ₄	164			
			Tetrafósforo	P ₄	124	Pentóxido de difósforo	P ₂ O ₅	142
						Trióxido de difósforo	P ₂ O ₃	110
Ácido fosfórico	H ₃ PO ₄	98						

Bibliografía

- BAILAR, J. C. y otros: *Química Básica*, Ed. Alhambra, Madrid, 1968.
- BLANCO, J. y JULIÁN PEREIRA: *Química Inorgánica I*, tt. I y II, Ediciones ENSPES, Ciudad de La Habana, 1982.
- BRESCIA, F. y otros: *Fundamentos de Química. Una moderna introducción*, Compañía Editorial Continental, México D.F., 1977.
- BRUNI, G.: *Química Inorgánica*, Unión Tipográfica Editorial Hispano Americana, Madrid, 1965.
- BUCKINGHAM, A.: *Los principios de la termodinámica y sus aplicaciones*, Ed. Alhambra, Madrid, 1966.
- GRAY HARRY, B. y otros: *Principios básicos de Química*, Ed. Pueblo y Educación, Ciudad de La Habana, 1981.
- HEDESA Y. J. y otros: *Química para Secundaria Básica. Partes 1 y 2*, Ed. Pueblo y Educación, Ciudad de La Habana, 1991.
- HUTCHINSON, E.: *Química. Los elementos y sus reacciones*, Ed. Reverté, Barcelona, 1968.
- KARAPETIANTS, M. I. y otros: *Estructura de la sustancia*, Ed. Mir, Moscú, 1974.
- KLEINBERG, J. y otros: *Química Inorgánica*, Ed. Reverté, Barcelona, 1977.
- LAIDLER, K. J.: *Cinética de reacciones*, Ed. Alhambra, Madrid, 1966.
- LEHNINGER, A. L.: *Bioquímica*, Ed. Pueblo y Educación, Ciudad de La Habana, 1981.
- LEÓN, R.: *Química General Superior*, Ed. Pueblo y Educación, Ciudad de La Habana, 1985.
- MADRAS, S. y otros: *Química. Curso preuniversitario*, McGraw-Hill, México D.F., 1987.
- PONJUAN, A. y otros: *Química Inorgánica*, tt. I y II, Ed. Pueblo y Educación, Ciudad de La Habana, 1979.
- RITTER, HOWARD L.: *Introducción a la Química*, Ed. Reverté, Barcelona, 1956.
- SIENKO, M. J. y PLANE: *Química*, Edición Revolucionaria, Ciudad de La Habana, 1966.
- SPICE, E.: *Enlace químico y estructura*, Ed. Alhambra, Madrid, 1967.
- CHEMICAL EDUCATION MATERIAL STUDY: *Química. Una ciencia experimental*, Edición Revolucionaria, Ciudad de La Habana, 1973.
- UNESCO-PNUMA: *Educación ambiental: Módulo para entrenamiento de profesores de ciencia en servicio y de supervisores para las escuelas secundarias*, Oficina Regional de Educación para América Latina y el Caribe (OREALC), Santiago de Chile, Diciembre, 1987.



Colección
Preuniversitario

Este libro constituye el texto oficial de Química para los alumnos del décimo grado de la Educación General Politécnica y Laboral de la República de Cuba.

El contenido está conformado por seis capítulos, los cuales tienen preguntas por epígrafes, con el objetivo de reafirmar los conocimientos adquiridos durante el desarrollo del programa. Además, al final de cada capítulo posee un *Resumen* y *ejercicios* que les permiten a los educandos profundizar sobre lo impartido.

Al concluir el capítulo 6, aparecen las Orientaciones generales para el trabajo en el laboratorio y las Medidas generales de precaución, a tener en cuenta, con las sustancias químicas y los útiles, así como los Experimentos de clase, las Prácticas de laboratorio y cuatro apéndices que presentan una serie de datos, los cuales complementan el contenido general de este libro. También la Bibliografía posibilita, si los alumnos lo desean, ampliar más, según sus intereses.

En su elaboración intervinieron especialistas con experiencia docente que recogieron los criterios pedagógicos más actualizados.